

Энгельсский технологический институт (филиал)
федерального государственного бюджетного образовательного
учреждения высшего образования
«Саратовский государственный технический университет имени Гагарина Ю.А.»

Кафедра «Естественные и математические науки»

Оценочные материалы по дисциплине

«Б.1.1.25. Аналитическая химия»

направления подготовки

18.03.01 «Химическая технология»

Профиль 4: «Технология химических и нефтегазовых производств»

Перечень компетенций и уровни их сформированности по дисциплинам (модулям), практикам в процессе освоения ОПОП ВО

В процессе освоения образовательной программы у обучающегося в ходе изучения дисциплины «Аналитическая химия» должна сформироваться компетенция ОПК-1

Критерии определения сформированности компетенции на различных уровнях ее формирования

Индекс компетенции	Содержание компетенции
ОПК-1	способен изучать, анализировать, использовать механизмы химических реакций, происходящих в технологических процессах и окружающем мире, основываясь на знаниях о строении вещества, природе химической связи и свойствах различных классов химических элементов, соединений, веществ и материалов.

Код и наименование индикатора достижения компетенции	Виды занятий для формирования компетенции	Оценочные средства для оценки уровня сформированности компетенции
ИД-4 _{ОПК-1} Знает теоретические основы аналитической химии и понимает сущность аналитических методов анализа, способен выбрать аналитический метод анализа основываясь на протекающих, в ходе проведения анализа, химических реакций.	лекции, лабораторные занятия, самостоятельная работа	Письменный опрос, решение задач, вопросы для проведения экзамена, тестовые задания, отчет по лабораторной работе

Уровни освоения компетенции

Уровень освоения компетенции	Критерии оценивания
Продвинутый (отлично)	<p>Знает: - содержание основных разделов, составляющих теоретические основы химии как системы знаний о веществах и химических процессах</p> <ul style="list-style-type: none"> - учение о строении вещества, электронное строение атомов, основы теории химической связи и строения молекул, строение вещества в конденсированном состоянии - метрологические характеристики методов анализа - методы описания фазовых и химических равновесий; - типы реакций и процессов в аналитической химии (кислотно-основные реакции, реакции комплексообразования, окислительно-восстановительные реакции). <p>Умеет: - проводить расчеты по уравнениям химических реакций на основе законов стехиометрии с использованием основных понятий и физических величин</p> <ul style="list-style-type: none"> - свободно и правильно пользоваться химической терминологией - производить расчеты для приготовления растворов заданной концентрации, производить расчёт рН в растворах слабых и силь-

	<p>ных электролитов, буферных растворов, производить расчёт возможности образования и растворение осадков (ПР, солевой эффект и др.</p> <ul style="list-style-type: none"> - выполнять основные химические операции, использовать основные химические законы, термодинамические справочные данные и количественные соотношения химии для решения профессиональных задач. <p>Владеет: - обобщенными приемами исследовательской деятельности (постановка задачи в лабораторной работе или отдельном опыте, теоретическое обоснование и экспериментальная проверка ее решения).</p> <ul style="list-style-type: none"> - элементарными приемами работы в химической лаборатории и навыками обращения с веществом. - общими правилами техники безопасности при обращении с химической посудой, лабораторным оборудованием и химическими реактивами. - техникой химического эксперимента, техникой взвешивания на теххимических и аналитических весах, основными методами анализа, способами ориентации в профессиональных источниках информации (журналы, сайты, образовательные порталы).
Повышенный (хорошо)	<p>Знает: содержание основных разделов, составляющих теоретические основы химии как системы знаний о веществах и химических процессах</p> <ul style="list-style-type: none"> - учение о строении вещества, электронное строение атомов, основы теории химической связи и строения молекул, строение вещества в конденсированном состоянии - метрологические характеристики методов анализа - методы описания фазовых и химических равновесий; <p>Умеет: проводить расчеты по уравнениям химических реакций на основе законов стехиометрии с использованием основных понятий и физических величин</p> <ul style="list-style-type: none"> - свободно и правильно пользоваться химической терминологией - производить расчеты для приготовления растворов заданной концентрации, производить расчёт pH в растворах слабых и сильных электролитов, буферных растворов, производить расчёт возможности образования и растворение осадков (ПР, солевой эффект и др. <p>Владеет: - обобщенными приемами исследовательской деятельности (постановка задачи в лабораторной работе или отдельном опыте, теоретическое обоснование и экспериментальная проверка ее решения).</p> <ul style="list-style-type: none"> - элементарными приемами работы в химической лаборатории и навыками обращения с веществом. - общими правилами техники безопасности при обращении с химической посудой, лабораторным оборудованием и химическими реактивами.
Пороговый (базовый) (удовлетворительно)	<p>Знает: некоторое содержание основных разделов, составляющих теоретические основы химии как системы знаний о веществах и химических процессах</p> <p>Умеет:</p> <ul style="list-style-type: none"> - приблизительно проводить расчеты по уравнениям химических реакций на основе законов стехиометрии с использованием ос-

	<p>новых понятий и физических величин. пользоваться химической терминологией</p> <ul style="list-style-type: none"> - производить некоторые расчеты для приготовления растворов заданной концентрации, производить расчёт рН в растворах слабых и сильных электролитов, <p>Владеет: некоторыми практическими навыками, обобщенными приемами исследовательской деятельности (постановка задачи в лабораторной работе или отдельном опыте, теоретическое обоснование и экспериментальная проверка ее решения).</p> <ul style="list-style-type: none"> - элементарными приемами работы в химической лаборатории и навыками обращения с веществом. - общими правилами техники безопасности при обращении с химической посудой, лабораторным оборудованием и химическими реактивами.
--	---

2. Методические, оценочные материалы и средства, определяющие процедуры оценивания сформированности компетенций (элементов компетенций) в процессе освоения ОПОП ВО

2.1 Оценочные средства для текущего контроля

Вопросы для письменного опроса

Тема 1. *Аналитическая химия, ее задачи и методы. Виды и этапы анализа.*
Введение. Предмет аналитической химии, её структура. Индивидуальность аналитической химии, её место в системе наук, связь с практикой. Задачи и выбор метода обнаружения и идентификации химических соединений. Идентификация атомов, ионов и веществ. Дробный и систематический анализ. Физические методы обнаружения и идентификации неорганических и органических веществ

1. Аналитическая химия как наука. Основные вехи в развитии аналитической химии.
2. Основные задачи качественного анализа
3. Основные задачи количественного анализа.
4. Методы аналитической химии, их достоинства и недостатки
5. Основные этапы любого анализа. Алгоритм пробоподготовки.
6. Классификация методов анализа.
7. Основные законы химии, лежащие в основе аналитической химии.
8. Химические и физические методы анализа. Сравнительная характеристика.
9. Что такое аналитический сигнал?
10. Как проводят дробный и систематический анализ.
11. Какие параметры лежат в основе идентификации катионов анионов.

Тема 2. *Типы химических реакций и процессов.*

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

Кислотно-основное равновесие в многокомпонентных системах. Буферные растворы и их свойства. Буферная емкость. Вычисление рН растворов незаряженных и заряженных кислот и оснований, многоосновных кислот и оснований, смеси кислот и оснований. Построение кривых титрования. Влияние величины констант кислотности и 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.

1. Основные представления о растворах. Растворимость. Типы растворов.
2. Классификация растворов.
3. Типы растворителей.
4. Основные положения теории Бренстеда-Лоури.
5. Кислотные и основные свойства растворителей. Константа автопротолиза.
6. Что такое константа равновесия, от чего она зависит.
7. Электролиты и неэлектролиты.
8. Многокомпонентные системы. Основные параметры.
9. Способы выражения концентрации растворов. Единицы измерения.
10. Буферные растворы. Принцип их действия.
11. Буферная емкость. Каким образом она рассчитывается.
12. Кривые титрования кислот и оснований. Показатель рН.
13. Индикаторы. Классификация. Принцип действия.

Тема 3. *Общая характеристика химического равновесия*

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

влияющие на характер кривых титрования: концентрация ионов водорода, комплексообразование, ионная сила. Способы определения конечной точки титрования, индикаторы. Погрешности титрования. Перманганатометрия. Иодометрия и иодиметрия. Бихроматометрия. Броматометрия, цериметрия, ванадатометрия, титанометрия, хромометрия. Первичные и вторичные стандарты. Индикаторы. Определение неорганических и органических соединений.

1. Окислительно-восстановительные реакции и методы анализа основанные на них.
2. Электрохимические потенциалы. Уравнение Нернста.
3. Какие факторы влияют на направление окислительно-восстановительных реакций.
4. Факторы, влияющие на характер кривых титрования: концентрация ионов водорода, комплексообразование, ионная сила.
5. Способы определения конечной точки титрования, индикаторы. Погрешности титрования.
6. Основные неорганические и органические окислители и восстановители, применяемые в анализе. Методы предварительного окисления и восстановления определяемого элемента
7. Перманганатометрия. Иодометрия и иодиметрия. Бихроматометрия. Броматометрия, цериметрия, ванадатометрия, титанометрия, хромометрия
8. Первичные и вторичные стандарты.
9. Реакции комплексообразования. Металл-индикаторы. Комплексоны.
10. Расчет эквивалентной массы по окислительно-восстановительной реакции.

Тема 4. *Равновесие реакций комплексообразования. Равновесие в системе «раствор-осадок». Весовой анализ (гравиметрия).*

Реакции комплексообразования. Типы комплексных соединений, используемых в аналитической химии. Классификация комплексных соединений по характеру взаимодействия металл – лиганд, по однородности лиганда и центрального иона (комплексообразователя): внутрисферные комплексы и ионные ассоциаты (внешнесферные комплексы и ионные пары), однороднолигандные и смешанолигандные, полиядерные (гетеро-полиядерные и гомополиядерные).

Ступенчатое комплексообразование. Количественные характеристики комплексных соединений: константы устойчивости (ступенчатые и общие), функции образования (среднее лигандное число), функции закомплексованности, степень образования комплекса. Факторы, влияющие на комплексообразование: строение цен-

трального атома и лиганда, концентрация компонентов, рН, ионная сила раствора, температура.

1. Каким образом образуются комплексные соединения. Вид взаимодействия в комплексах.
2. Что входит в состав комплексного иона. Что такое координационное число.
3. Типы комплексных соединений.
4. Константы нестойкости комплексных соединений.
5. Какие факторы влияют на комплексообразование.
6. Для чего используют комплексообразование? Что такое специфические реакции?
7. Теоретические основы взаимодействия органических реагентов с неорганическими ионами.
8. Метод комплексонометрии. Его сущность. Достоинства и недостатки.
9. Индикаторы в комплексонометрии.
10. Сущность гравиметрического метода анализа и его недостатки. Прямые и косвенные методы определения.
11. Важнейшие органические и неорганические осадители. Погрешности в гравиметрическом анализе. Общая схема определений.

Задания для письменного опроса

Тема 1. *Аналитическая химия, ее задачи и методы. Виды и этапы анализа.*

Введение. Предмет аналитической химии, её структура. Индивидуальность аналитической химии, её место в системе наук, связь с практикой. Задачи и выбор метода обнаружения и идентификации химических соединений. Идентификация атомов, ионов и веществ.

Задание 1. Приведите классификацию методов анализа.

Задание 2. Перечислите основные этапы качественного и количественного анализа образца, содержащего органический компонент.

Задание 3. Какие существуют способы идентификации катионов и анионов.

Задание 4. На чем основаны химические методы анализа?

Задание 5. Приведите формулы основных законов лежащих в основе аналитической химии

Задание 6. Что такое аналитический сигнал? Каким образом его регистрируют.

Задание 7. Опишите основные метрологические характеристики.

Тема 2. *Типы химических реакций и процессов.* Современные представления о кислотах и основаниях. Теория Льюиса. Теория Бренстеда-Лоури. Равновесие в системе кислота – сопряженное основание и растворитель. Константы кислотности и основности.

Задание 1. Приведите основные химические процессы, лежащие в основе титриметрического метода анализа?

Задание 2. Опишите ионную теорию индикаторов.

Задание 3. Рассчитать рН раствора, полученного при титровании 80 мл 0,2 н HCl – 48 мл 0,2 н NaOH (без учета изменения объема и с учетом)

Задание 4. Опишите титрование слабой кислоты сильным основанием. Приведите формулы расчета рН до начала титрования, во время титрования, в точке эквивалентности и после точки эквивалентности.

Задание 5. Как готовят рабочие растворы в методе нейтрализации?

Задание 6. Дайте определение понятий: титр, нормальность, титр по определяемому веществу.

Задание 7. Вычислить $[H^+]$ и рН ацетатного буферного раствора, составленного из 0,01 М растворов уксусной кислоты и ацетата натрия. $K(CH_3COOH) = 1,8 \cdot 10^{-5}$, $pK(CH_3COOH) = 4,76$.

Задание 8. К 0,8 л 0,5 М раствора муравьиной кислоты ($K = 1,77 \cdot 10^{-4}$) добавили 0,2 л 0,4 М раствора едкого натра. Вычислить: а) рН образовавшегося формиатного буфера; б) его буферную емкость по отношению к едкому натру и соляной кислоте.

Тема 3. *Общая характеристика химического равновесия.* Электродный потенциал. Уравнение Нернста. Стандартный и формальный потенциалы. Связь константы равновесия со стандартными потенциалами. Направление реакции окисления и восстановления. Факторы, влияющие на направление окислительно-восстановительных реакций.

Задание 1. Что такое обратимые и практически необратимые реакции? Приведите по 2-3 примера. Чем обуславливается необратимость реакций?

Задание 2. Сформулируйте правило Бертолле – Михайленко о направлении химических реакций. Подтвердите его уравнениями химических реакций в молеку-

лярной и ионной формах. Приведите примеры реакций осаждения и растворения в кислотах карбонатов щелочноземельных элементов, нейтрализации, растворения гидроксидов меди и кобальта в аммиаке.

Задание 3. Как формулируется закон действия масс? Определите его применение в аналитической химии. Напишите выражение для константы равновесия реакции взаимодействия хлорида натрия и серной кислоты. Что называется константой химической реакции?

Задание 4. Что такое активность сильного электролита и коэффициент активности? Каково его значение с точки зрения термодинамики? За счет чего можно увеличить коэффициент активности в растворе?

Задание 5. Что такое ионная сила раствора? Как изменяются коэффициенты активности в разбавленных растворах электролитов с изменением ионной силы раствора? В чем причина отличия коэффициентов активности от единицы?

Задание 6. Что такое сольватация и гидратация ионов? Какие условия благоприятствуют более сильной гидратации ионов?

Задание 7. Что называется ионным произведением воды? Напишите для него математическое выражение в обычной форме и в системе обратных логарифмов (рН и рОН).

Задание 8. Как рассчитывают концентрацию ионов водорода с учетом ионной силы раствора?

Задание 9. Объясните окислительно-восстановительные свойства атомов и ионов в зависимости от их электронной конфигурации.

10. От каких факторов зависит значение окислительно-восстановительного потенциала? Напишите уравнение Нернста.

Тема 4. Равновесие реакций комплексообразования. Равновесие в системе «раствор-осадок». Весовой анализ (гравиметрия).

Задание 1. Приведите общую характеристику комплексных соединений. Чем они отличаются от двойных солей.

Задание 2. Объясните влияние комплексообразования на окислительно-восстановительный потенциал систем.

Задание 3. В чем заключается сущность гравиметрического анализа? Что такое насыщенный раствор? Условия образования осадка с точки зрения произведения растворимости.

Задание 4. Мотивируйте разницу в приемах осаждения кристаллических и аморфных осадков в гравиметрическом анализе.

Задание 5. Как следует проводить осаждение? Фильтрование? Промывание? Что такое декантация? Как производится высушивание осадка?

Задание 6. От каких факторов зависит чувствительность весов?

Задание 7. Как определяются анионы комплексометрическим методом? Опишите схему определения сульфат- и хромат – ионов. Приведите основные химические реакции. Укажите способы определения конечной точки титрования в комплексометрии. Опишите механизм действия металл-индикатора.

Задание 8. Опишите гравиметрический метод анализа ионов магния из его соли в виде $MgNH_4PO_4$. Почему следует избегать большого количества хлорида аммония в растворе перед осаждением? Почему вреден слишком большой избыток Na_2HPO_4 ? Напишите уравнения реакций. Приведите примерный расчет результатов анализа.

Задание 9. Опишите свойства комплекса трилона Б. На чем основано его применение при анализе катионов? Перечислите условия комплексометрического определения ионов Mg^{2+} . Напишите уравнения реакций.

10. Как определить жесткость воды комплексометрическим методом? Напишите уравнения реакций, рН среды, назовите применяемый индикатор, титрованные растворы и расчет результатов анализа. Какое влияние оказывает рН среды на равновесие реакции ионов кальция с комплексом III?

Задания для выполнения лабораторных работ

Тема 2. Типы химических реакций и процессов.

Лабораторная работа № 1. Метод нейтрализации. Кислотно-основное равновесие

Задание 1. Рассчитайте и постройте кривую титрования раствора слабой кислоты

(константа диссоциации $K=1,85 \cdot 10^{-5}$); концентрация кислоты $C_H=0,5$ н. раствором гидроксида натрия той же концентрации. Укажите пределы скачка титрования и рН среды в точке эквивалентности. Обоснуйте выбор индикатора

Задание 2. Опишите способы определения карбонатов и гидрокарбонатов в их смесях методом нейтрализации. Какой выберете индикатор? Напишите уравнения реакций.

Задание 3. На титрование 0,1060 г х.ч. Na_2CO_3 израсходовано 35 см³ раствора хлороводородной кислоты (индикатор метиловый оранжевый). Рассчитайте нормальность и титр кислоты, а также ее титр по Na_2CO_3 и Na_2O .

Задание 4. Опишите способы определения аммонийных солей методом нейтрализации. Дайте им сравнительную характеристику. Обоснуйте выбор индикатора.

Задание 5. Какие установочные вещества для кислот известны, и какие требования к ним предъявляются? Охарактеризуйте подробно достоинства и недостатки тетробората натрия как установочного вещества; напишите уравнение реакций с соляной кислотой, обоснуйте путем расчета выбор индикатора.

Тема 3. *Общая характеристика химического равновесия*

Лабораторная работа № 2. Перманганатометрия.

Задание 1. Можно ли: а) действием бертолетовой соли в кислой среде окислить иодид - ионы до свободного иода ; б) хлорид – ионы до свободного хлора в) действием дихромата калия в кислой среде окислить арсенит – ион в арсенат – ион? Почему при титровании щавелевой кислоты (или оксалата) первые капли раствора перманганата обесцвечиваются медленно, тогда, как в дальнейшем это обесцвечивание происходит практически мгновенно? Что можно сделать для того, чтобы также мгновенно обесцвечивались и первые капли $KMnO_4$?

Задание 2. В мерной колбе вместимостью 250см³ приготовлен раствор 0,7112 г оксалата аммония. Какой объем 0,045 н перманганата калия пойдет на титрование 25 см³ полученного раствора оксалата аммония?

Задание 3. Как зависит значение окислительно-восстановительного потенциала от соотношения концентраций окисленной и восстановленной форм? Учитывая значения стандартных редокс-потенциалов пар Fe^{3+}/Fe^{2+} и $I_2/2I^-$ укажите в каком направлении должна идти реакция между ними. Пригодна ли эта реакция для иодометрического определения ионов Fe^{3+} . Как проводится перманганатометрическое определение окислителей? Опишите это на примере определения $KClO_3$.

Задание 4. Какую навеску оксалата натрия требуется взять, чтобы на титрование ее пошло 25,00 мл 0,02 н раствора перманганата калия? Что такое титр вещества? Что такое титр одного вещества по другому веществу? Например, что такое титр тиосульфата по иоду?

Задание 5. Учитывая величины стандартных потенциалов пар $\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}$ $\text{Cl}_2/2\text{Cl}^-$, укажите, в каком направлении должна идти реакция между ними. Объясните тот факт, что в лабораториях получают действием концентрированной HCl на MnO_2 ?

Задание 6. Сколько железа (II) в (%) содержит железная проволока, если по растворении 0,1400 г ее в серной кислоте без доступа воздуха на титрование полученного раствора сульфата железа (II) пошло 24,85 см³ 0,1 н раствора перманганата калия?

Задание 7. Навеску 2 г образца $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ растворили в 300 см³ воды. На титрование 25 см³ этого раствора затратили 24,5 см³ 0,1064 н раствора KMnO_4 . Сколько $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (в%) содержит образец?

Лабораторная работа № 3. Йодометрия, Хроматометрия

Задание 1. В чем заключается сущность иодометрии? Почему в перманганатометрии и хроматометрии используются лишь окисленные, а не восстановленные формы соответствующих пар? Почему в отличие от этого в иодометрии используются обе указанные формы?

Задание 2. Какую навеску дихромата калия следует взять, чтобы на титрование иода, выделившегося после добавления к ней раствора иодида калия, пошло 20 см³ 0,05 н раствора тиосульфата натрия? Напишите уравнения реакций.

Задание 3. Для определения свинца в руду взята навеска руды 5,000 г. После растворения ее в кислоте ион Pb^{+2} осажден в виде PbCrO_4 , осадок отфильтрован, промыт и растворен в смеси HCl и KI (уравнение реакций). Выделенный, при этой реакции иод оттитрован 0,5000 н раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и его израсходовано 42,00 см³. Сколько процентов свинца содержит руда?

Задание 4. Сколько граммов HCl содержится в 250 см³ раствора хлороводородной кислоты, если на титрование иода, выделенного из 250 см³ раствора смеси KIO_3 и KI , затрачено 24,00 см³ 0,02100 н раствора тиосульфата?

Задание 5. В чем заключается хроматометрический метод титриметрического анализа? На чем основано действие применяемых индикаторов? Почему эти индикаторы нельзя рассматривать как окислительно-восстановительные?

Тема 4. *Равновесие реакций комплексообразования. Равновесие в системе «раствор-осадок». Весовой анализ (гравиметрия).*

Лабораторная работа № 4. Комплексонометрия.

Задание 1. Как определить кальций комплексонометрическим методом (уравнение реакций, индикатор, рН среды)? Как влияет рН раствора на равновесие реакции ионов Ca^{+2} с комплексоном III? Что такое комплексоны I, II и III?

Задание 2. Навеску 0,4437 г железного купороса растворили и окислили азотной кислотой. Сколько надо взять 3%-ного раствора NH_4OH для количественного осаждения гидроксида железа (сверх нейтрализации свободной кислоты)? При каких условиях и почему следует вести осаждение? Дать объяснение механизму действия каждого из факторов.

Задание 3. Объясните с точки зрения ионно-хромфорной теории изменение окраски индикаторов с изменением рН раствора. Напишите структурные формулы таутомерных форм индикаторов метилового оранжевого и фенолфталеина. Укажите, в каких случаях их применяют.

Задание 4. Какие имеются способы фиксирования точки эквивалентности при комплексонометрическом титровании? На чем основано применение эриохрома черного Т в качестве индикатора при комплексонометрическом определении? Опишите схему определения цинка комплексонометрическим методом.

Задание 5. Предложите ход гравиметрического метода анализа хромовых квасцов на содержание в них хрома (III) вычислите массу навески этой соли, объем растворителя и осадителя, массу ожидаемой весовой формы.

2.2 Оценочные средства для промежуточного контроля

Вопросы для экзамена

1. Метрологические основы химического анализа: основные понятия и представления, погрешности. Основные характеристики метода анализа: правильность и воспроизводимость, коэффициент чувствительности, предел обнаружения, верхняя и нижняя граница предела обнаружения.
2. Классификация погрешностей анализа. Систематические и случайные погрешности. Способы оценки правильности и воспроизводимости. Закон нормального распределения случайных ошибок, t - и F -распределения. Среднее, дисперсия, стандартное отклонение, интервальное значение определяемой величины.

3. Состояние веществ в идеальных и реальных системах. Описание сложных равновесий в растворах. Общая и равновесная концентрация. Концентрационные, термодинамические и условные константы равновесия. Графическое описание равновесий, распределительные диаграммы.
4. Кислотно-основное равновесие. Современные представления о кислотах и основаниях. Теория Бренстеда-Лоури. Электронная теория Льюиса.
5. Равновесие в системе «кислота - сопряженное основание» и амфипротонный растворитель. Константа кислотности и основности, связь между ними.
6. Кислотно-основные свойства растворителей. Константа автопротолиза. Нивелирующий и дифференцирующий эффект растворителя.
7. Кислотно-основное равновесие в многокомпонентных системах. Буферные растворы и их свойства. Буферная емкость. Вычисление рН буферных растворов, кислот, оснований, солей.
8. Комплексные соединения, используемые в аналитической химии. Ступенчатое комплексообразование, количественные характеристики процесса: константы устойчивости (общие и ступенчатые). Классификация комплексных соединений по термодинамической и кинетической устойчивости.
9. Функции комплексообразования: степень образования комплекса, среднее лигандное число, функция закомплексованности, связь их с константами устойчивости и концентрацией лиганда. Диаграммы распределения.
10. Теоретические основы взаимодействия органических реагентов с неорганическими ионами. Функционально-аналитические группы. Теория аналогий В.Кузнецова. Основные типы соединений, образуемых с участием органических реагентов. Факторы, определяющие устойчивость хелатов, хелатный эффект.
11. Характеристика окислительно-восстановительных реакций. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
12. Влияние различных факторов на величину окислительно-восстановительного потенциала. Стандартный и формальный потенциалы.
13. Связь констант равновесия окислительно-восстановительных реакций со стандартными потенциалами. Направление реакций окисления и восстановления. Факторы, определяющие направление реакций.
14. Виды титриметрических определений по способу выполнения. Вычисление результатов при прямом, обратном титровании и титровании заместителя.
15. Метод кислотно-основного титрования. Константа равновесия протолитической реакции. Случаи титрования. Факторы, обуславливающие возможность повеления кислотно-основного титрования.
16. Кривые титрования и их виды (линейные, логарифмические, дифференциальные). Нахождение скачка кривой титрования, принципы выбора индикатора.
17. Построение кривой титрования сильной кислоты сильным основанием и наоборот. Факторы, влияющие на форму кривой титрования. Выбор индикатора.
18. Построение кривой титрования слабой кислоты сильным основанием. Факторы, обуславливающие форму кривой титрования. Выбор необходимого индикатора.

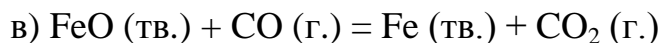
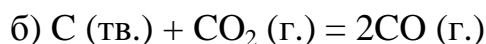
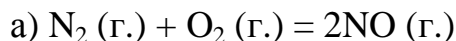
19. Построение кривой титрования слабого основания сильной кислотой. Анализ полученной кривой, факторы, влияющие на форму кривой. Выбор индикатора.
20. Кислотно-основные индикаторы. Ионно-хромовая теория индикаторов.
21. Равновесия в растворах рН-индикаторов. Константа ионизации индикатора, интервал перехода окраски и показатель титрования. Индикаторные ошибки.
22. Сущность и основные особенности метода окислительно-восстановительного титрования. Требования, предъявляемые к реакциям и условия выполнения реакций. Молярная масса эквивалента окислителей и восстановителей.
23. Реальный окислительно-восстановительный потенциал и зависимость его от концентрации реагирующих веществ, реакции среды, процессов осаждения и комплексообразования.
24. Константа равновесия окислительно-восстановительных реакций, связь ее с нормальными (стандартными) потенциалами реагирующих веществ. Направленность реакций окисления-восстановления.
25. Изменение окислительно-восстановительных потенциалов растворов в процессе титрования. Построение кривой титрования по методу редоксиметрии. Факторы, влияющие на характер кривой титрования.
26. Способы фиксации момента эквивалентности в оксидиметрии. Окислительно-восстановительные индикаторы, принцип их действия. Интервал перехода индикатора. Выбор индикатора.
27. Теоретические основы перманганатометрии. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от условий протекания реакции, основные осложнения при проведении перманганатометрического анализа. Исходные вещества. Примеры объемно-аналитических определений по методу перманганатометрии.
28. Сущность метода иодометрии. Система иод-иодид как окислитель или восстановитель в зависимости от стандартных потенциалов определяемых окислительно-восстановительных систем. Устойчивость раствора тиосульфата натрия и йода. Условия проведения и примеры йодометрических определений.
29. Теоретические основы комплексонометрического титрования. Требования к реакциям, применяемым в комплексонометрии. Условия комплексонометрического титрования, способы титрования.
30. Построение кривых титрования по методу комплексонометрии. Влияние условий комплексонометрического титрования на характер кривых титрования. Способы определения конечной точки титрования. Ошибки титрования.
31. Металлохромные индикаторы, принцип их действия и требования, предъявляемые к ним. Важнейшие универсальные и специфические металлохромные индикаторы. Способы повышения селективности хелатометрического титрования.

Экзаменационные билеты.

БИЛЕТ № 1.

1. Электролитическая диссоциация. Константа диссоциации.

2. Запишите кинетические уравнения для следующих химических реакций:

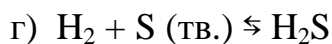
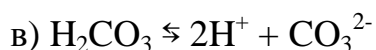
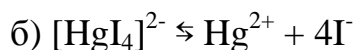
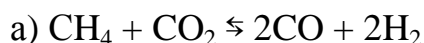


3. Рассчитайте ионную силу раствора, содержащего 0,04 моль/л Na_2SO_3 и 0,12 моль/л KNO_3 .

БИЛЕТ № 2.

1. Константа диссоциации слабых электролитов. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Закон разбавления Оствальда.

2. Запишите выражения константы равновесия для следующих обратимых процессов:

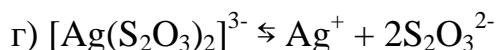
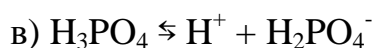
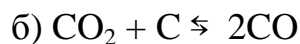
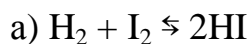


3. Рассчитайте коэффициенты активности ионов хрома и хлорид-ионов в 0,01M растворе хлорида хрома (III).

БИЛЕТ № 3.

1. Как определить $[\text{H}^+]$, $[\text{OH}^-]$, pH и pOH в растворах сильных кислот и оснований? Какова среда раствора, если: а) $[\text{H}^+] = 9,1 \cdot 10^{-8}$ моль/л, б) pH = 2; в) $[\text{OH}^-] = 2,5 \cdot 10^{-2}$ моль/л; г) pOH = 11?

2. Запишите выражения константы равновесия для следующих обратимых процессов:

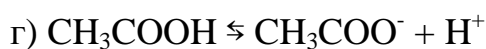
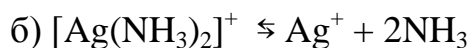
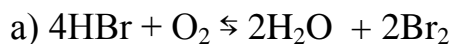


3. Рассчитайте ионную силу раствора, содержащего 0,06 моль/л CuCl_2 и 0,08 моль/л K_2SO_4 .

БИЛЕТ № 4

1. Сформулируйте правило произведения растворимости. К каким электролитам, и какому раствору применимо правило произведения растворимости. Растворимость BaSO_4 в воде при комнатной температуре равна $1,05 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите ПР (BaSO_4) и полученные данные сравните с табличными.

2. Запишите выражения константы равновесия для следующих обратимых процессов:



3. Сколько граммов KCl содержится в 250 см^3 раствора, если на титрование $25,00 \text{ см}^3$ пошло $34,00 \text{ см}^3 0,1050 \text{ н.}$ раствора AgNO_3 ?

БИЛЕТ № 5.

1. Буферные растворы. Определение pH буферных растворов.

2. Константа скорости химической реакции: физический смысл, факторы, влияющие на величину константы скорости реакции.

3. На титрование $0,1060 \text{ г}$ х.ч. Na_2CO_3 израсходовано 35 см^3 раствора хлороводородной кислоты (индикатор метиловый оранжевый). Рассчитайте нормальность и титр кислоты, а также ее титр по Na_2CO_3 и Na_2O .

БИЛЕТ № 6.

1. Теория сильных электролитов Дебая-Хюккеля. Ионная атмосфера. Ионная сила раствора. Активность. Коэффициент активности.

2. Степень и константа диссоциации слабого электролита, их взаимосвязь. Константа диссоциации сильных электролитов с позиций теории Аррениуса и Дебая-Хюккеля.

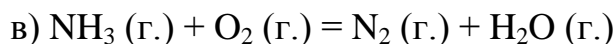
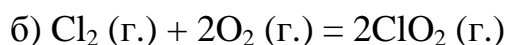
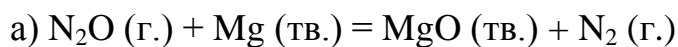
3. Найдите нормальность раствора едкого натра, если на титрование $16,78 \text{ см}^3$ его затрачено $17,21 \text{ см}^3$ раствора хлороводородной кислоты с титром $0,003604 \text{ г/мл}$

БИЛЕТ № 7.

1. Понятие средней и истинной скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Физический смысл константы скорости.

2. Понятие степени электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Факторы, влияющие на степень диссоциации слабых электролитов.

3. Запишите кинетические уравнения для следующих химических реакций:



БИЛЕТ № 8.

1. Равновесие в гетерогенных системах осадок-насыщенный раствор. Растворимость и произведение растворимости труднорастворимых соединений.

2. Алкаиметрия. Рабочие растворы, их стандартизация. Индикаторы. Применение алкаиметрии в титриметрическом анализе.

3. Напишите выражение констант нестойкости для следующих комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$; $[\text{HgI}_4]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$.

БИЛЕТ № 9

1. Найдите процентное содержание хрома в навеске стали, равной 1,0000 г. После растворения и окисления хрома до дихромат-иона к раствору добавлено 20 см^3 0,2000 н раствора соли Мора. Избыток соли Мора оттитрован $25,0 \text{ см}^3$ 0,1000 н раствором перманганата калия.

2. При определении молибдена в руде в параллельных пробах были найдены следующие количества MoO_3 (г): 0,02841; 0,02850; 0,02851; 0,02853; 0,02856. Провести статистическую обработку полученных результатов.

3. Равновесие в растворах комплексных соединений, устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости. Значение комплексообразования в анализе.

БИЛЕТ № 10

1. Осадительное титрование. Аргентометрия. Метод Фаянса, индикаторы. Рабочие растворы, их стандартизация. Применение метода Фаянса.

2. Напишите выражения константы устойчивости следующих комплексных ионов: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $[\text{PtCl}_4]^{2-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

3. Сколько железа в (%) содержит железная проволока, если при растворении 0,1400 г ее в серной кислоте без доступа воздуха на титрование полученного раствора сульфата железа (II) пошло $24,85 \text{ см}^3$ 0,1 н раствора перманганата калия?

БИЛЕТ № 11

1. Равновесие в окислительно-восстановительных системах. Константа равновесия ОВР. Эквиваленты окислителей и восстановителей. Определение направления протекания ОВР.
2. Ацидиметрия. Рабочие растворы, их стандартизация. Индикаторы. Применение ацидиметрии.
3. Напишите выражения константы диссоциации для следующих соединений: HCN, H₂SO₃, H₃PO₃, NH₃·H₂O.

БИЛЕТ № 12

1. Навеску технического NaOH массой 0,212 г растворили в воде. На титрование полученного раствора израсходовали 9,8 мл 0,500 н раствора HCl. Вычислите массовую долю гидроксида натрия в образце?
2. При определении содержания цинка в бронзе получили следующие результаты, w (Zn), %: 10,41; 10,48; 10,65; 10,44; 10,45. Провести статистическую обработку полученных результатов.
3. Буферные растворы: понятие, механизм действия. Расчет pH буферных растворов различного типа.

БИЛЕТ № 13

1. Осадительное титрование. Аргентометрия, метод Мора. Рабочие растворы, их стандартизация. Индикаторы. Применение в анализе.
2. Напишите уравнение Нернста для следующих окислительно-восстановительных пар: Fe³⁺/Fe²⁺, I₂/2I⁻, MnO₄⁻/Mn²⁺, Zn²⁺/Zn.
3. На титрование навески технической соды, равной 0,2240 г в присутствии индикатора метилового оранжевого израсходовано 18,00 мл стандартного раствора соляной кислоты с титром 0,003646 г/мл. Рассчитайте содержание Na₂CO₃ (в %) в исходной соде.

БИЛЕТ № 14

1. Равновесие в системе осадок – раствор. Произведение растворимости. Растворимость, ионная и молекулярная. Факторы, влияющие на растворимость.

2. Перманганатометрия. Рабочие растворы, их стандартизация. Индикаторы. Применение перманганатометрии в анализе.

3. Напишите выражения произведения растворимости следующих труднорастворимых соединений: BaC_2O_4 , Cu_2S , Hg_2Cl_2 , Sb_2S_3 , SrCO_3 .

БИЛЕТ № 15

1. Навеску известняка массой 0,7500 г обработали 100 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты. Избыток кислоты оттитровали 20 мл раствора едкого натра, титр которого равен 0,004216 г/мл. Вычислить, сколько процентов оксида кальция было в известняке.

2. При определении содержания оксида свинца(IV) в образце бронзы получили следующие результаты: (PbO_2), мг: 58,6; 51,0; 57,8; 55,5; 55,7. Провести статистическую обработку полученных результатов.

3. Равновесия в растворах комплексных соединений, устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости. Значение комплексообразования в анализе.

БИЛЕТ № 16

1. Тиоцианатометрия. Рабочие растворы, их стандартизация. Индикаторы. Применение тиоцианатометрии в анализе.

2. Напишите выражения константы нестойкости для следующих комплексных ионов: $[\text{Pb}(\text{NH}_3)_2]^{2+}$, $[\text{CrCl}_6]^{3-}$, $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$.

3. Рассчитайте процентное содержание тетрабората натрия $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в образце технической буры, если известно, что на титрование навески буры равной 0,2298 г, израсходовано 10,60 мл 0,1060 н. раствора HCl .

БИЛЕТ № 17

1. Химическое равновесие в гетерогенных системах. Растворимость и произведение растворимости труднорастворимых соединений.

2. Оксидиметрические методы титрования. Йодометрия. Рабочие растворы, их стандартизация. Индикаторы. Применение йодометрии.

3. Напишите выражение константы диссоциации для следующих соединений: H_2CrO_4 , H_2SiO_3 , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, HClO .

БИЛЕТ № 18

1. Рассчитайте и постройте кривую титрования раствора слабой кислоты (константа диссоциации $K=4,55 \cdot 10^{-5}$); концентрация кислоты $C_H=0,1$ н. раствором гидроксида натрия той же концентрации. Укажите пределы скачка титрования и рН среды в точке эквивалентности. Обоснуйте выбор индикатора
2. Как титруются карбонат калия и гидрокарбонат калия с метиловым оранжевым и с фенолфталеином? Как пользоваться этим определить содержание карбонат калия и гидрокарбонат калия при их совместном присутствии?
3. Определите нормальность и титр по P_2O_5 раствора фосфорной кислоты, если на титрование 20 см^3 этой кислоты с индикатором фенолфталеином израсходовано $27,50 \text{ см}^3$ $0,1$ н раствора NaOH ($K_{NaOH}=0,9715$)

БИЛЕТ № 19

1. Можно ли действием ионов Fe^{2+} восстановить хлор в ионы Cl^- ? Иод в ионы I^- ? Ионы Sn^{4+} в ионы Sn^{2+} ? Ионы MnO_4^- в кислой среде в ионы Mn^{2+} ? Ионы $Cr_2O_7^{2-}$ в кислой среде в ионы Cr^{3+} ? Почему?
2. Нормальность перманганата равна $0,0200$. Чему равны титры его по $H_2C_2O_4$, по Fe и по H_2O_2 .
3. а) Какие вещества могут быть определены иодометрически (прямым титрованием, методом замещения, методом обратного титрования).
б) Сколько граммов HCl содержится в 250 см^3 раствора хлороводородной кислоты, если на титрование иода, выделенного из смеси иодата калия и иодида калия, на $25,00 \text{ см}^3$ этого раствора расходуется $24,00 \text{ см}^3$ $0,0200$ н раствора тиосульфата.

БИЛЕТ № 20

1. Назовите способы определения момента эквивалентности в аргентометрических методах осаждения? Опишите определение галогенид – ионов аргентометрическими безиндикаторными методами (титрование до равного помутнения до просветления) Объясните сущность явления.
2. Навеску 5 г технической поваренной соли растворили в воде, раствор разбавили в мерной колбе до 1000 см^3 . На титрование 20 см^3 полученного раствора затратили $27,88 \text{ см}^3$ $0,05$ н раствора $AgNO_3$. Сколько NaCl (в%) содержится в образце?
3. Предложите ход гравиметрического анализа хлорида магния на содержание магния; вычислите навеску этой соли, объем растворителя и осадителя, а также массу ожидаемой весовой формы.

БИЛЕТ № 21

1. Опишите приготовление стандартных растворов кислот и щелочей. Приведите примеры анализов с применением кислоты. Как определить их нормальность?

2. На титрование 20 см³ раствора, содержащего Na₂CO₃ и КОН по фенолфталеину пошло 25 см³ раствора серной кислоты с титром T = 0,004675 г/см³; при дотитровании раствора по метиловому оранжевому пошло еще 5 см³ раствора серной кислоты. Какова нормальность титруемой смеси по Na₂CO₃ и по КОН?

3. а) Можно ли действием ионов Fe²⁺ восстановить хлор в ионы Cl⁻? Иод в ионы I⁻? Ионы Sn⁴⁺ в ионы Sn²⁺? Ионы MnO₄⁻ в кислой среде в ионы Mn²⁺? Ионы Cr₂O₇²⁻ в кислой среде в ионы Cr³⁺?

б) Что такое титр вещества? Что такое одного вещества по другому? Например, что такое титр перманганата калия; титр перманганата калия по щавелевой кислоте? Какова разница в определении титров? (Разберите на примере)

БИЛЕТ № 22

1. Каким методом следует определять хлориды в кислой среде? Почему при определении хлоридов роданометрическим методом после окончания титрования окраска роданида железа постепенно исчезает?

2. Сколько серебра (в %) содержит сплав, если после растворения навески 0,3000 г его в азотной кислоте на титрование полученного раствора израсходовано 23,80 см³ 0,1000 н раствора роданида аммония?

3. Предложите ход гравиметрического метода анализа хлорида алюминия на содержание алюминия. Рассчитайте массу навески этой соли, объем растворителя и осадителя, массу ожидаемой весовой формы.

БИЛЕТ № 23

1. Рассчитайте и постройте кривую титрования и выберите индикатор для титрования 0,15н. раствора муравьиной кислоты 0,15н. раствором едкого кали. Вычислите ошибку титрования с выбранным индикатором.

2. Расскажите об очистке и условиях хранения установочных веществ, об установлении титров растворов щелочей. Какие требования к ним предъявляются? Напишите уравнения реакций.

3. Азот из навески 0,8880 г органического вещества действием концентрированной серной кислоты перевели в (NH₄)₂SO₄ при кипячении которого с концентрированной щелочью получен аммиак. Выделившийся NH₃ поглощен 0,1200 н раствором серной кислоты, которого было взято 50,0 см³. Сколько % азота содержит органическое вещество, если на титрование избытка серной кислоты израсходовано 12,0 см³ 0,09800 н. раствора гидроксида натрия?

БИЛЕТ № 24

1. В каких случаях при комплексонометрической титровании катионов используют способ обратного титрования? Опишите комплексонометрическое определение алюминия
2. а) Каким условиям должна отвечать реакция осаждения, чтобы она могла быть использована для количественного определения?
б) на чем основано применение хромата калия в качестве индикатора при титровании хлорида раствором серебра?
3. 2 г кислоты разбавили водой в мерной колбе до 200 см^3 . К 20 см^3 этого раствора добавили 20 см^3 раствора AgNO_3 титр $T(\text{AgNO}_3/\text{Ag}) = 0,005394$. Избыток AgNO_3 оттитровали $10,50 \text{ см}^3$ $0,05 \text{ н.}$ раствора NH_4SCN ? Какова концентрация кислоты?

БИЛЕТ № 25

1. Рассчитайте и постройте кривую титрования раствора слабой кислоты (константа диссоциации $K=3,96 \cdot 10^{-7}$); концентрация кислоты $C_{\text{н}}= 0,1 \text{ н.}$ раствором гидроксида натрия той же концентрации. Укажите пределы скачка титрования и рН среды в точке эквивалентности. Обоснуйте выбор индикатора.
2. Найдите нормальность раствора едкого натра, если на титрование $16,78 \text{ см}^3$ его затрачено $17,21 \text{ см}^3$ раствора хлороводородной кислоты с титром $0,003604$. Опишите метод определения нормальности хлороводородной кислоты по тетраборату натрия.
3. 25 см^3 раствора BaCl_2 обработали 50 см^3 $0,15 \text{ н}$ раствора Na_2CO_3 Полученную смесь профильтровали, осадок на фильтре промыли водой. Фильтрат и промывные воды объединили, находящийся в них избыток Na_2CO_3 оттитровали по метиловому оранжевому 25 см^3 $0,05 \text{ н}$ раствора HCl . Определите нормальность и титр раствора BaCl_2 .

БИЛЕТ № 26

1. Назовите условия применимости метода Мора. Почему роданометрическое титрование ведется в кислой среде?
2. 2 г кислоты разбавили водой в мерной колбе до 200 см^3 . К 20 см^3 этого раствора добавили 20 см^3 раствора AgNO_3 титр $T \text{ AgNO}_3/\text{Ag} = 0,005394$ Избыток AgNO_3 оттитровали $10,50 \text{ см}^3$ $0,05 \text{ н.}$ раствора NH_4SCN Какова концентрация кислоты?
3. Предложите ход гравиметрического метода анализа хлорида натрия на содержание хлора; Рассчитайте массу навески этой соли, объем растворителя и осадителя, массу ожидаемой весовой формы.

БИЛЕТ № 27

1. Можно ли: а) действием дихромата калия в кислой среде окислить ионы Mn^{2+} в перманганат-ион; б) ионы сульфита в ионы сульфата? Ответ обоснуйте с помощью окислительно-восстановительных потенциалов. Чем отличается течение реакций окисления перманганата в кислой, щелочной, и нейтральной средах и как это различие объясняется? Чему равны эквивалентные массы в каждом из этих случаев? Вычислите окислительный потенциал перманганата при $[MnO_4^-] = [Mn^{2+}]$ и при концентрации ионов водорода равной: а) 1 моль/дм³; б) 10^{-5} моль/дм³.

2. Сколько граммов перманганата калия содержится в 2,5 дм³ его 0,02 н. раствора? (Нормальность определена титрованием в кислой среде)

3. Сколько граммов хлора содержит 1 дм³ хлорной воды, если на титрование иода, выделенного 25,00 см³ ее из иодида калия, израсходовано 20,10 см³ 0,1100 н. раствора тиосульфата?

БИЛЕТ № 28

1. Какой индикатор следует взять для титрования 0,18 н. раствора NH_4OH , 0,18 н. раствором хлороводородной кислоты? Постройте соответствующую кривую титрования. Определите пределы скачка титрования и рН среды в точке эквивалентности. Рассчитайте индикаторную ошибку титрования для выбранного индикатора.

2. Константы ионизации трехосновной кислоты H_3An $K_1=1 \cdot 10^{-2}$, $K_2=1 \cdot 10^{-6}$, $K_3=1 \cdot 10^{-12}$, вычислите значение рН в первой и второй точках эквивалентности при титровании этой кислоты раствором щелочи ($NaOH$). С каким индикатором она титруется до однозамещенной и с каким до двузамещенной соли? Возможно, ли прямое титрование до средней соли? Каково значение рН в третьей точке эквивалентности (при $C_{соли}=0,1M$)?

3. Технический карбонат натрия содержит около 90% Na_2CO_3 и инертные примеси. Какую навеску его следует взять, чтобы на титрование ее с индикатором фенолфтаеином пошло не более 25 см³ раствора HCl Т (HCl/Na_2CO_3)=0,01025?

БИЛЕТ № 29

1. Можно ли: а) действием бертолетовой соли в кислой среде окислить иодид-ионы до свободного иода; б) хлорид-ионы до свободного хлора в) действием дихромата калия в кислой среде окислить арсенит-ион в арсенат-ион? Почему при титровании щавелевой кислоты (или оксалата) первые капли раствора перманганата обесцвечиваются медленно, тогда как в дальнейшем это обесцвечивание происходит практически мгновенно? Что можно сделать для того, чтобы также мгновенно обесцвечивались и первые капли $KMnO_4$?

2. В мерной колбе вместимостью 250 см^3 приготовлен раствор $0,7112\text{ г}$ оксалата аммония. Какой объем $0,045\text{ н}$ перманганата калия пойдет на титрование 25 см^3 полученного раствора оксалата аммония?
3. В чем заключается сущность иодометрии? Почему в перманганатометрии и хроматометрии используются лишь окисленные, а не восстановленные формы соответствующих пар?

БИЛЕТ № 30

1. Как определить кальций комплексонометрическим методом (уравнение реакций, индикатор, рН среды)? Как влияет рН раствора на равновесие реакции ионов Ca^{+2} с комплексоном III? Что такое комплексоны I, II и III?
2. В чем заключается броматометрический метод титриметрического анализа? На чем основано действие применяемых индикаторов? Почему эти индикаторы нельзя рассматривать как окислительно-восстановительные?
3. Из навески $0,700\text{ г}$ хлорида приготовили 250 см^3 раствора. К $25,00\text{ см}^3$ этого раствора прилили $25,00\text{ см}^3$ нитрата серебра с $\Gamma=0,01700\text{ г/см}^3$. На обратное титрование пошло $20,00\text{ см}^3$ $0,05\text{ н}$ раствора роданида аммония. Сколько хлора (в %) содержал образец?

Оценивание результатов обучения в форме уровня сформированности элементов компетенций проводится путем контроля во время промежуточной аттестации в форме экзамена:

- а) оценка «отлично» – компетенция(и) или ее часть(и) сформированы полностью на продвинутом уровне;
- б) оценка «хорошо» – компетенция(и) или ее часть(и) сформированы на повышенном уровне;
- в) оценка «удовлетворительно» - компетенция(и) или ее часть(и) сформированы на пороговом уровне;
- г) оценка «неудовлетворительно» - компетенция(и) или ее часть(и) не сформированы.

Критерии, на основе которых выставляются оценки при проведении текущего контроля и промежуточной аттестации приведены в табл. 1.

Оценка «неудовлетворительно» ставятся также в случаях, если обучающийся не приступал к выполнению задания, а также при обнаружении следующих нарушений:

- списывание;
- плагиат;
- фальсификация данных и результатов работы.

Таблица 1 – Критерии выставления оценок при проведении текущего контроля и промежуточной аттестации

Шкала оценки	Оценка	Критерий выставления оценки
Пятибалльная шкала	Отлично	Обучающийся ответил на все теоретические вопросы и решил все задания. Показал знания в рамках учебного материала, в том числе и по заданиям СРС. Выполнил практические и лабораторные задания. Показал высокий уровень умения и владения навыками применения полученных знаний и умений при решении задач в расширенных рамках учебного материала.
	хорошо	Обучающийся ответил на большую часть теоретических вопросов и решил большую часть заданий. Показал знания в узких рамках учебного материала. Выполнил практические и лабораторные задания с допустимой погрешностью. Показал хороший уровень умения и владения навыками применения полученных знаний и умений при решении задач в рамках учебного материала.
	удовлетворительно	Обучающиеся при ответе на теоретические вопросы и при выполнении практических заданий и лабораторных работ, продемонстрировал низкий уровень знаний и умений при решении задач в рамках учебного материала. При ответах на дополнительные вопросы были допущены неправильные ответы
	неудовлетворительно	Обучающиеся при ответе на теоретические вопросы и при выполнении практических заданий и лабораторных работ, продемонстрировал крайне низкий уровень знаний и умений при решении задач в рамках учебного материала. При ответах на дополнительные вопросы было допущено множество неправильных ответов

2.3. Итоговая диагностическая работа по дисциплине

ЗАДАНИЯ ДЛЯ ДИАГНОСТИЧЕСКОЙ РАБОТЫ ПО ДИСЦИПЛИНЕ (МОДУЛЮ), ПРАКТИКЕ

Компетенции¹:

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
1.	<p>По цели - качественный и количественный анализ; По определяемому компоненту - изотопный, элементный, молекулярный, функциональный, фазовый; По природе метода – химический, физико-химический, физический; По физическим основам метода - гравиметрия, титриметрия, оптические, электрохимические, хроматографические, спектральные, магнитные, электронные.</p>	<p>Приведите общую классификацию методов анализа: по цели...., по определяемому компоненту..., по природе метода....., по физическим основам метода.</p>	ОПК-1	<p>ИД-4_{ОПК-1} Знает теоретические основы аналитической химии и понимает сущность аналитических методов анализа, способен выбрать аналитический метод анализа основываясь на протекающих, в ходе проведения анализа, химических реакций.</p>

¹ Перечислить все компетенции, формируемые учебной дисциплиной

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
2.	1. Методы разделения и концентрирования (экстракция, упаривание, маскирование, осаждение и др.); 2. Методы определения (методы качественного и количественного анализа) 3. Гибридные методы (хроматография, масс-спектрометрия)	Классификация по назначению методов анализа.	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
3.	а) Макрометод (> 0,1 г вещества) б) Полумикрометод (0,1-0,01 г вещества) в) Микрометод (0,01-0,001 г вещества) г) Ультрамикрометод (10^{-3} - 10^{-6} г)	Классификация по пределу обнаружения определяемого вещества	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
4.	1. Отбор пробы (представительная проба) 2. Пробоподготовка (измельчение, растворение, сушка, опреде-	Основные стадии выполнения анализа	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
	ление мешающих примесей, разделение, концентрирование и др.) 3. Выбор метода и выполнение анализа 4. Математическая обработка результатов 5. Оценка достоверности результата			
5.	численно равна скорости химической реакции при концентрациях реагирующих веществ, равных единице.	Каков физический смысл константы скорости химической реакции?	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
6.	1. природа реагирующих веществ; 2. концентрация реагирующих веществ; 3. температура; 4. наличие катализатора	Перечислите основные факторы, влияющие на скорость химической реакции:	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
7.	1. химические реакции; 2. диссоциация сла-	Обратимыми процессами могут быть....	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
	бых электролитов; 3. гидролиз веществ; 4. растворение осадков; 5. фазовые переходы; 6. электрохимические процессы			
8.	$V_{\text{пр}} = kC_A^a C_B^b$ $V_{\text{обр}} = kC_D^d C_E^e$ $\frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[D]^d [E]^e}{[A]^a [B]^b} = K$	На основании уравнения : $aA + bB \leftrightarrow dD + eE$ напишите выражения для скоростей прямо и обратной реакции и выражение для константы равновесия данной системы.	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
9.	показывает, во сколько раз константа скорости прямой реакции больше константы скорости обратной реакции.	Физический смысл константы равновесия:	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
10.	Если $\alpha=1$ – электролит сильный Если $\alpha < 0,03$ – электролит слабый	Как определить по численным значениям степени диссоциации силу электролита?	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
11.	природы вещества; природы растворителя; температуры; концентрации вещества; наличия в растворе других веществ	Степень диссоциации зависит от....	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
12.	Закон разбавления Оствальда. $K_d = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$	Какой закон действует в отношении слабых электролитов? напишите формулу.	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
13.	показывает, во сколько раз активность иона меньше его концентрации	Физический смысл коэффициента активности.....	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
14.	Ионной силой раствора	Чем количественно выражается насыщенность раствора ионами?	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
15.	<p>1. <i>Нормальность</i> (нормальная концентрация) – число эквивалентов вещества в 1000 мл раствора $C_n = \frac{m \cdot 1000}{M_{\text{эк}} \cdot V}; \text{ г-экв/л}$</p> <p>2. <i>Титр</i> – масса вещества в 1 мл раствора $T = \frac{C_n \cdot M_{\text{эк}}}{1000}; \text{ г/мл};$</p> <p>3. <i>Титр по определяемому веществу</i> – масса определяемого вещества, соответствующая 1 мл раствора титранта; г/мл $\frac{T_{\text{тит. в-во}}}{C_n (\text{титр}) \cdot M_{\text{эк}} (\text{опр. в - во})} = \frac{1}{1000}$</p>	Способы выражения концентрации растворов в титриметрии. Приведите формулы и единицы измерения.	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
16.	<p>По порядку добавления реагентов: прямое, обратное, заместительное титрование;</p> <p>По типу химической реакции: а) <i>Метод нейтрализации</i> (ки-</p>	<p>Классификация методов титриметрического анализа:</p> <p>По порядку добавления реагентов.....</p> <p>По типу химической реакции.....</p>	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
	<p>слоты, основания, гидролизующиеся соли). Алкалиметрия, ацидиметрия <i>б) Осадительное титрование.</i> Аргентометрия, тиоцианатометрия, меркурометрия <i>в) Комплексометрическое титрование.</i> Комплексонометрия, меркуриметрия <i>г) Окислительно-восстановительное титрование (редоксметрия).</i> Перманганатометрия, иодометрия, дихроматометрия</p>			
17.	3)	Какой из этих растворов относится к буферным ?	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
		<p>1) $HCl + CH_3COOH$</p> <p>2) $HCl + NaCl$</p> <p>3) $CH_3COOH + CH_3COONa$</p> <p>4) $NaOH + NaCl$</p>		
18. 2)		<p>С каким ионом в ацетатном буферном растворе будет реагировать ион H^+ при добавлении HCl к буферному раствору, содержащему соль натрия и соль калия?</p> <p>1) Na^+</p> <p>2) CH_3COO^-</p> <p>3) K^+</p> <p>4) H^+</p>	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
19.	3)29.25г.	<p>Сколько граммов $NaCl$ необходимо взять для приготовления 5 литров 0,1н раствора?</p> <p>1) 5,85г. 2)11,70г. 3)29.25г. 4)58,5г</p>	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}

Номер задания	Правильный ответ *	Содержание вопроса	Компетенция	Код и наименование индикатора достижения компетенции
20.	3) 4г	Какую навеску NaOH необходимо растворить в одном литре воды, чтобы получить 0.1н раствор? 1) 80г. 2) 40г. 3) 4г. 4) 2г	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
21.	3) 31,6 г/моль;	Чему равна эквивалентная масса $KMnO_4$, если титрование проводят в кислой среде? 1) 158 г/моль; 2) 52,6 г/моль; 3) 31,6 г/моль; 4) 79 г/моль.	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}
22.	3) 0,1 н	В растворе HCl какой нормальности титр равен 0,003646? 1) 1 н. 2) 2 н 3) 0,1 н 4) 0.2 н	ОПК-1	ИД-4 _{ОПК-1}