

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Горский государственный аграрный университет»
(ФГБОУ ВО Горский ГАУ)

Факультет биотехнологии

Кафедра биотехнологии и стандартизации

Учебный год 2023-2024

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

ОБРАЗОВАТЕЛЬНАЯ ПРОГРАММА ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ -

ПРОГРАММА БАКАЛАВРИАТА

Наименование направления подготовки/специальности	19.03.01 Биотехнология
Направленность (профиль) <i>(при наличии)</i>	Промышленная биотехнология и биоинженерия
Реквизиты федерального государственного образовательного стандарта высшего образования	Приказ Минобрнауки России от 10 августа 2021 г. № 736
Год начала подготовки	2022
Очная форма обучения - учебные планы по годам приема	2023
Заочная форма обучения - учебные планы по годам приема	2023
Номер по реестру ОП ВО ФГБОУ ВО Горский ГАУ	Б-190301-2022
Реквизиты решения ученого совета ФГБОУ ВО Горский ГАУ об утверждении ОП ВО	Протокол от 11 апреля 2023 г. №6
Реквизиты приказа ректора или уполномоченного лица об утверждении ОП ВО	Приказ врио ректора от 11 апреля 2023 г. № 85/06
Место дисциплины в структуре учебного плана	Часть, формируемая участниками образовательных отношений
Количество зачетных единиц	7

ВЛАДИКАВКАЗ 2023

1. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

№ №	Планируемые результаты освоения образовательной программы		Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине	Направление воспитательной работы (для дисциплин, формирующих универсальные компетенции в соответствии с Концепцией воспитательной работы)
	Наименование категории (группы) компетенций	Код и наименование компетенции			
	Исследования, культура эксперимента	ОПК-7. Способен проводить экспериментальные исследования и испытания по заданной методике, наблюдения и измерения, обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные, применяя математические, физические, физико-химические, биологические, микробиологические методы.	ОПК-7.И-5. Владеет навыками аккуратности, тщательности при подготовке необходимой лабораторной посуды и приборов для проведения исследований, экспериментов с изучаемыми объектами, выполнения аналитических работ, при подготовке и оформлении отчетов, документации.	<p>Знать основные понятия, термины, методы и приемы качественного и количественного химического анализа; Способы проведения экспериментальных исследований и испытаний по заданной методике.</p> <p>Уметь: обрабатывать и интерпретировать экспериментальные данные, применяя математические, физические, физико-химические, химические, биологические, микробиологические методы проводить обоснованный выбор метода анализа с учетом целей и особенностей данной практической задачи;</p> <p>Владеть основами метрологической оценки результатов количественного химического анализа; приемами интерпретации результатов анализа на основе квалитетических оценок; навыками аккуратности, тщательности при подготовке необходимой лабораторной посуды и приборов для проведения</p>	

				исследований, экспериментов с изучаемыми объектами	
		ПК-2 - способен организовать химико-аналитический и микробиологический контроль биотехнологических производств, определить содержание продуктов биосинтеза, биотрансформации и биодеструкции в технологических средах, провести стандартные и сертификационные испытания сырья, готовой продукции, аналитических методик и технологических процессов.	ПК-2.3. Владеет приемами химико-аналитического и микробиологического контроля биотехнологических производств, определения содержания продуктов биосинтеза, биотрансформации и биодеструкции в технологических средах.	Знать: основные методы конструирования и сборки бионанообъектов. Уметь: управлять технологическими процессами на уровне бионанообъектов. Владеть: приемами управления технологического процесса нанообъектов.	

2. ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВИДЫ УЧЕБНОЙ ДЕЯТЕЛЬНОСТИ

2.1. Трудоемкость дисциплины по видам учебной деятельности и формам обучения:

Виды учебной деятельности	Всего часов 252, в том числе часов:	
	Очная форма обучения	Заочная форма обучения
Лекционные занятия	72	4
Практические (лабораторные, др.) занятия	72	8
Самостоятельная работа	108	227
Контроль		13
Форма промежуточной аттестации	Эк За	

2.2. Трудоемкость дисциплины по (разделам) темам:

№ № п/п	Наименование разделов, тем	Всего часов					
		Очная форма Обучения			Заочная форма обучения		
		Лекции и	Практические (лабораторные, др.) занятия	СРС	Лекции	Практические (лабораторные, др.) занятия	СРС
	Раздел 1. Идентификация ионов элементов в растворах				2		
1.	Тема 1: Введение в аналитическую химию	2	2	6			10
2.	Тема 2: Применение закона действия масс в аналитической химии	2	2	8			10
3.	Тема 3: Равновесия в водных гомогенных растворах	2	2	6			10
4.	Тема 4: Буферные растворы	4	4	8			10
5.	Тема 5: Равновесие в системах осадок-насыщенный раствор	2	4	8			10
6.	Тема 6: Основы теории образования и разложения комплексных соединений, применяемых в аналитической химии	2	4	6			17
7.	Тема 7: Теоретические	4	4	4			10

	ОСНОВЫ окислительно-восстановительных реакций, применяемых в аналитической химии						
8.	Тема 8: Введение в качественный анализ	4	4	8	2	2	10
9.	Тема 9. Обнаружение индивидуальных катионов и анионов и анализ смесей катионов по сульфидной классификации	4	4	4			10
10.	Тема 10. Реакции обнаружения анионов	4	4	2		2	10
11.	Тема 11. Катионы V аналитической группы.	2	4	6			10
12.	Тема 12. Введение в количественный анализ	4	2	2			10
13.	Тема 13. Методы кислотно – основного титрования	4	4	6			10
14.	Тема 14. Методы окислительно – восстановительного титрования.	4	4	4		2	20
15.	Тема 15. Перманганатометрия.	4	4	2			10
16.	Тема 16. Йодометрия.	4	4	2			10
17.	Тема 17. Нитритометрия.	4	2	4			10
18.	Тема 18. Броматометрия	4	4	6			10
19.	Тема 19. Дихроматометрическое титрование	4	2	2			10
20.	Тема 20. Методы осаждения	4	4	4			10
21.	Тема 21: Сущность гравиметрического (весового) анализа.	4	6	10		2	10
		72	72	108	4	8	227

3. СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ, СТРУКТУРИРОВАННОЕ ПО РАЗДЕЛАМ (ТЕМАМ)

Раздел 1 Качественный анализ.

Тема 1. Введение в аналитическую химию

Лекционный материал. Цель и задачи аналитической химии. Аналитическая химия как основа методов изучения и контроля химического состава веществ в материальном производстве, научных исследованиях, в контроле объектов окружающей среды. Структура современной аналитической химии (качественный и количественный анализ). Значение аналитической химии для биотехнологической промышленности. История развития аналитической химии. Связь аналитической химии с другими дисциплинами. Объекты аналитического анализа. Методы химического анализа. Основные характеристики методов. Требования, предъявляемые к анализу веществ. Современные достижения аналитической химии как науки.

Тема лабораторных занятий Методы качественного анализа

Инструктаж по охране труда. Оборудование лаборатории, приемы работы с посудой, реактивами. Аналитические весы. Взвешивание. Приготовление растворов. Аналитическая посуда для качественного и количественного анализа.

Задания для самостоятельной работы

Аналитическая химия как наука о методах анализа вещества, ее место в системе наук. Аналитическая химия как служба. Идентификация и определение. Виды анализа: элементный, функциональный, изотопный, вещественный, фазовый. Классификация методов анализа по количеству определяемого вещества. Аналитический сигнал. Признаки аналитической реакции. Категории избирательности аналитических реакций. Предел обнаружения. Мешающее влияние и способы его устранения: разделение, маскирование. Дробный и систематический анализ. Аналитические группы элементов в сероводородной схеме анализа. Анализ реальных объектов. Основные этапы анализа. Пробоотбор и пробоподготовка. Представительность пробы. Факторы, определяющие постановку аналитической задачи: уровень содержания компонента, требуемая точность, э

Раздел 2. Основные законы, используемые при расчете химических равновесий.

Тема 2. Применение закона действия масс в аналитической химии

Лекционный материал. Влияние среды на состояние ионов в растворах. Обратимые и необратимые аналитические реакции. Направление аналитических реакции. Правило обменного разложения. Закон действия масс и следствие из него. Границы применимости закона действия масс. Сильные и слабые электролиты. Активность. Коэффициент активности и ионная сила.

Тема лабораторных занятий

Основные понятия в количественном анализе. Классификация методов. Расчеты.

Задания для самостоятельной работы

Способы выражения состава раствора.

Ионная сила раствора.

Химическое равновесие.

Закон действующих масс.

Константа химического равновесия, способы ее выражения. Общие понятия о растворах. Слабые, сильные электролиты.

Смещение химического равновесия.

Расчет равновесных концентраций.

Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели.

Гидролиз солей.

Тема 3. Равновесия в водных гомогенных растворах

Лекционный материал. Гомогенные и гетерогенные системы. Ионное произведение воды. Понятие о pH. Буферные растворы. Применение буферных растворов в химическом анализе. Теоретические основы гидролиза. Равновесие в водных растворах типично амфотерных электролитов

Лабораторные занятия:

1. Электролитическая диссоциация воды.

2. Ионное произведение воды.

3. Водородный и гидроксильный показатели.

4. Константа химического равновесия.

Задания для самостоятельной работы

Теории растворов электролитов (теория электролитической диссоциации Аррениуса, теория Дебая-Хюккеля). Сильные и слабые электролиты. Закон действующих масс. Закон разбавления Оствальда. Общий подход к решению равновесий. Условие материального баланса. Принцип электронейтральности. Термодинамические и концентрационные константы химических равновесий. Ионная сила растворов. Коэффициенты активности ионов и способы их вычисления. Сольватация. Ступенчатая (K) и полная (β) константы комплексообразования. Константы кислотной (K_a) и основной (K_b) ионизации, константы протонирования (K_H , β_H). Равновесие комплексообразования. Способы выражения констант устойчивости и нестойкости комплексных соединений: ступенчатая, общая константа. Условная константа. Функция закомплексованности (Φ).

Тема 4. Качественные и количественные аналитические реакции с органическими аналитическими реагентами в анализе неорганических веществ.

Лекционный материал. Органические аналитические реагенты (ОР). Классификация ОР по типу реакций с неорганическими ионами. Комплексообразующие ОР и строение их молекул: функционально-аналитическая и аналитико-активная группы. Особенности и преимущества использования ОР, области применения.

Задания для самостоятельной работы

Теория действия комплексообразующих ОР, учет ионного состояния ОР и металла. Гипотеза аналогий и практические выводы из нее. Природа химической связи в комплексах ОР с ионами металлов и ее проявление в цветности комплексов. Реакции ОР с хромофорными элементами. Интенсивность окраски аналитических форм и интенсивность поглощения. Использование реакций органических реагентов в фотометрическом анализе.

Тема 5. Равновесие в системах осадок- насыщенный раствор

Лекционный материал. Осаждение, как метод химического анализа. Произведение растворимости. Произведение активности. Взаимосвязь между молярной растворимостью (s), собственной растворимостью (s_0) и произведением растворимости (K_s). Влияние на растворимость посторонних ионов. Растворимость осадка в его насыщенном растворе в отсутствие и в присутствии одноименных ионов. Принципы вычислений растворимости при наличии конкурирующих равновесий. Расчет растворимости при заданной концентрации ионов водорода, в присутствии постороннего комплексообразователя, в избытке осадителя, обладающего комплексообразующими свойствами. Минимальная растворимость осадков. Дробное осаждение. Критерии количественного разделения.

Лабораторные занятия

Гидролиз солей. Растворимость. Равновесие в гетерогенной системе раствор – осадок. Произведение растворимости (ПР)

Определение сульфат-иона по методу осадительного титрования.

Задания для самостоятельной работы

Условия образования и растворения осадков.

Дробное осаждение и разделение.

Равновесие в растворах кислот и оснований.

Влияние pH растворов на диссоциацию кислот и оснований.

Факторы, влияющие на растворимость труднорастворимых электролитов

Тема 5: Основы теории образования и разложения комплексных соединений, применяемых в аналитической химии

Лекционный материал. Характеристика комплексных соединений имеющих значение в химическом анализе. Строение комплексных соединений. Равновесие в растворах комплексных соединений. Константы нестойкости комплексных соединений. Внутритрикомплексные соединения.

Лабораторные занятия:

Стандартизация раствора комплексона III по стандартному раствору сульфата магния в щелочной среде.

Определение общей и кальциевой жесткости природной и питьевой воды по методу комплексонометрии.

Задания для самостоятельной работы:

Комплексонометрическое титрование. Сущность метода. Комплексоны. Индикаторы комплексонометрии. Расчетные уравнения для построения кривой титрования. Выбор индикатора и обоснование условий комплексонометрического титрования. Ме-индикаторы. Кривые

титрования. Применение метода. Осадительное титрование. Сущность метода. Аргентометрия. Роданометрия. Общая характеристика и области аналитического применения. Способы Мора, Фольгарда, Фаянса. Абсорбционные индикаторы. Построение кривой осаждения. Выбор условий титрования. Применение метода

Тема 6: Теоретические основы окислительно-восстановительных реакций, применяемых в аналитической химии

Лекционный материал. Окисление-восстановление-как один из методов химического анализа. Направление реакций окисления-восстановления. Окислительно-восстановительные потенциалы

Окислительно-восстановительное равновесие. Расчет константы равновесия реакции окисления-восстановления. Вычисление стандартных потенциалов полуреакций. Уравнение Нернста и его применимость. Стандартный и формальный электродный потенциалы. Зависимость формального электродного потенциала от рН среды. ЭДС реакции окисления-восстановления. Направление протекания ОВР.

Лабораторные занятия:

Приготовление раствора $KMnO_4$. Стандартизация раствора $KMnO_4$ по щавелевой кислоте. Определение содержания железа (II) в растворе соли Мора.

Иодо-йодиметрия. Приготовление рабочего 0,02 н раствора тиосульфата натрия, стандартного 0,02 н раствора бихромата калия.

Стандартизация раствора тиосульфата натрия по дихромату калия.

Количественное определение меди (II) в растворе.

Задания для самостоятельной работы

Сущность и аналитические возможности методов. Классификация методов. Индикаторы метода. Влияние различных факторов на направление и скорость окислительно-восстановительных реакций. Способы фиксирования точки стехиометричности. Кривые титрования смесей. Индикация конечной точки в окислительно-восстановительном титровании. Погрешности определения, связанные с индикатором. Применение окислительно-восстановительного титрования. Методы окислительно-восстановительного титрования: перманганатометрия, цериметрия, дихроматометрия, иодометрия и иодиметрия, броматометрия, бромометрия

Раздел 2: Качественный анализ

Тема 7: Введение в качественный анализ

Лекционный материал. Методы качественного анализа. Условия выполнения качественных реакций. Аналитические группы катионов и анионов. Дробный и систематический анализ. Периодический закон Д.И. Менделеева и аналитическая классификация ионов

Тема лабораторных занятий

Задания для самостоятельной работы

Реакции, используемые в качественном анализе.

Реакции разделения и обнаружения.

Селективность и специфичность аналитических реакций. Условия выполнения реакций. Чувствительность.

Факторы, влияющие на чувствительность.

Реактивы.

Частные, специфические, групповые.

Классификация ионов.

Кислотность – основная классификация катионов и анионов.

Методы качественного анализа. Дробный и систематический анализ

Тема 8. Обнаружение индивидуальных катионов и анионов и анализ смесей катионов по сульфидной классификации

Лекционный материал. Катионы I аналитической группы. Общая характеристика. Свойства катионов натрия, калия, аммония. Реактивы. Условия осаждения ионов калия и натрия в зависимости от концентрации, реакции среды, температуры. Применение их соединений в медицине. Катионы II аналитической группы. Общая характеристика. Свойства катионов серебра, свинца (II). Групповой реактив. Его действие. Реактивы. Значение соединений катионов II группы.

Катионы III аналитической группы. Общая характеристика. Свойства катионов бария, кальция. Групповой реактив. Его действие. Реактивы. Значение соединений катионов III группы в

медицине. Понятие о произведении растворимости. Условия осаждения и растворения малорастворимых соединений в соответствии с величинами ПР. Катионы IV аналитической группы. Общая характеристика. Свойства катионов алюминия, цинка. Значение и применение гидролиза и амфотерности при открытии и отделении катионов IV группы. Групповой реактив. Его действие. Реактивы. Применение соединений.

Лабораторные занятия

Качественные реакции на катионы I аналитической группы.

Качественные реакции на катионы II аналитической группы.

Качественные реакции на катионы III аналитической группы.

Качественные реакции на катионы IV аналитической группы

Пятая аналитическая группа катионов.

Аналитическая классификация анионов.

Задания для самостоятельной работы

Методы классификации катионов и анионов. Дробный и систематический анализ. Групповой и специфический реагент. Аналитические признаки и аналитические реакции, характеристика чувствительности аналитических реакций. Реагенты, используемые в качественном анализе. Аналитические классификации катионов (сероводородная, аммиачно-фосфатная, кислотнo-основная) и анионов по группам. Общая схема аналитического определения. Постановка задачи. Выбор метода и схемы анализа. Подготовка пробы к анализу. Понятие о генеральной, лабораторной, анализируе

Тема 9. Катионы V аналитической группы.

Лекционный материал. Общая характеристика. Свойства катионов железа (II, III), магния. Окислительно-восстановительные реакции и использование их при открытии и анализе катионов V группы. Применение соединений катионов V аналитической группы в медицине. Катионы VI аналитической группы. Общая характеристика. Свойства катиона меди II. Реакции комплексообразования. Использование их при открытии катионов VI группы. Групповой реактив. Его действие. Применение соединений меди.

Лабораторные занятия

Качественный анализ катионов 1, 2 и 3 аналитических групп. Качественный анализ анионов.

Аналитические реакции катионов s-элементов.

Анализ смеси катионов s-элементов карбонатным методом.

Аналитические реакции катионов d-элементов.

Анализ смеси катионов d-элементов дробным методом.

Аналитические реакции p-элементов.

Анализ смеси s- и p-элементов;

Аналитические реакции анионов. Анализ смеси анионов.

Задания для самостоятельной работы

Раздел 3. Количественный анализ

Тема 10. Введение в количественный анализ

Лекционный материал. Классификация методов количественного анализа. Основные сведения о титриметрическом анализе, особенности и преимущества его. Требования к реакциям. Точка эквивалентности и способы ее фиксации. Индикаторы. Классификация методов. Способы выражения концентрации рабочего раствора Растворы с молярной концентрацией эквивалента, молярные растворы. Титр и титрованные растворы. Растворы с титром приготовленным и титром установленным. Исходные вещества. Требования к исходным веществам. Титр рабочего раствора по определяемому веществу. Понятие о поправочном коэффициенте. Стандарт-титр(фиксаналы). Прямое, обратное титрование и титрование заместителя. Вычисления в титриметрическом методе. Измерительная посуда: мерные колбы, пипетки, бюретки и другие.

Лабораторные занятия

1. Работа с мерной посудой, аналитическими весами. Упражнения в расчетах по титриметрическому методу;

2. Решение расчетных задач по приготовлению растворов неточной и точной концентрации

Задания для самостоятельной работы

Задачи и методы количественного анализа. Сущность гравиметрического анализа. Титриметрический анализ. Сущность метода. Классификация титриметрических методов анализа.

Требования к реакциям в объемном анализе. Основные понятия метода: точка эквивалентности, конечная точка титрования. Реактивы и посуда, применяемые в анализе. Методы пипетирования и отдельных навесок. Стандартный, рабочий растворы. Способы приготовления титрованных растворов. Приготовление растворов: первичных стандартных растворов по точной навеске, вторичных стандартных растворов по известной концентрации исходного раствора. Стандартизация вторичных растворов. Построение кривых титрования. Точка стехиометричности и способы ее установления. Виды индикаторов, применяемых в титриметрическом анализе. Основные характеристики индикаторов: интервал перехода, показатель титрования. Выбор индикатора.

Тема 11. Методы кислотно – основного титрования

Лекционный материал. Основное уравнение метода. Рабочие растворы. Стандартные растворы. Индикаторы. Ацидиметрия и алкалиметрия. Порядок и техника титрования. Расчеты. Использование метода при анализе лекарственных веществ.

Лабораторное занятие. Приготовление рабочего раствора гидроксида натрия. Приготовление стандартного раствора щавелевой кислоты по точной навеске. Установление точной концентрации рабочего раствора гидроксида натрия по стандартному раствору.

Приготовление растворов HCl и Na₂B₄O₇. Стандартизация раствора HCl по Na₂B₄O₇. Определение содержания щелочи в растворе по методу кислотно-основного титрования.

Приготовление стандартных растворов. Установка титра HCl. Определение точной концентрации раствора NaOH. Определение массовой доли гидрокарбоната натрия, хлороводородной кислоты.

Задания для самостоятельной работы

Кислотно-основное титрование (протолитометрия). Требования к реакциям. Аналитические возможности метода. Фиксирование точки эквивалентности. pH-индикаторы. Интервал перехода окраски. Кривые титрования, анализ и выбор индикатора. Теории индикаторов метода нейтрализации (ионная и хромофорная). Построение кривой титрования сильной кислоты сильным основанием. Построение кривой титрования слабой кислоты сильным основанием. Построение кривой титрования слабой многоосновной кислоты сильным основанием. Влияние различных факторов на скачок титрования. Погрешности кислотно-основного титрования. Применение метода. Формулы для расчета pH в гомогенных системах

Тема 12. Методы окислительно – восстановительного титрования. Перманганатометрия. Йодометрия. Нитритометрия. Броматометрия

Лекционный материал. Перманганатометрия. Окислительные свойства перманганата калия в зависимости от реакции среды. Вычисление эквивалента перманганата калия в зависимости от среды раствора. Приготовление раствора перманганата калия. Исходные вещества в методе перманганатометрии. Приготовление раствора щавелевой кислоты. Определение молярной концентрации эквивалента и титра раствора перманганата калия по раствору щавелевой кислоты. Роль среды и температуры при этом. Использование метода для анализа лекарственных веществ. Йодометрия. Химические реакции, лежащие в основе йодометрического метода. Приготовление рабочих растворов йода и тиосульфата натрия, дихромата калия. Условия хранения рабочих растворов в методе йодометрии. Крахмал как индикатор в йодометрии, его приготовление. Использование метода йодометрии в анализе лекарственных веществ. Нитритометрия. Рабочий раствор. Стандартный раствор. Фиксирование точки эквивалентности с помощью внешнего и внутренних индикаторов. Условия титрования. Примеры нитритометрического определения. Броматометрия. Рабочий раствор. Стандартный раствор. Химические реакции, лежащие в основе метода, применение метода. Условия титрования. Способы фиксации точки эквивалентности. Применение

Лабораторные занятия

1. Перманганатометрия: Определение массовой доли пероксида водорода в растворе. Йодометрия: Определение массовой доли Йода в растворе йода.

2. Броматометрия: Определение массовой доли резорцина. Нитритометрия: Количественное определение стрептоцида.

Задания для самостоятельной работы

Окислительно-восстановительное равновесие. Расчет константы равновесия реакции окисления-восстановления. Вычисление стандартных потенциалов полуреакций. Уравнение Нернста и его применимость. Стандартный и формальный электродный потенциалы. Зависимость

формального электродного потенциала от pH среды. ЭДС реакции окисления восстановления. Направление протекания ОВР. Редоксиметрия. Сущность и аналитические возможности методов. Классификация методов. Индикаторы метода. Влияние различных факторов на направление и скорость окислительно-восстановительных реакций. Способы фиксирования точки стехиометричности. Кривые титрования смесей. Индикация конечной точки в окислительно-восстановительном титровании. Погрешности определения, связанные с индикатором. Применение окислительно-восстановительного титрования. Методы окислительно-восстановительного титрования: перманганатометрия, цериметрия, дихроматометрия, иодометрия и иодиметрия, броматометрия, бромометрия.

Тема 13. Методы осаждения

Лекционный материал. Аргентометрия: Метод Мора - титрант, среда, индикатор, переход окраски, основное уравнение реакции, применение. Метод Фаянса: основное уравнение, условия титрования, использование адсорбционных индикаторов: бромфенолового синего, эозината натрия для определения галогенидов, титрант, среда, индикатор, уравнения реакции, определение точки эквивалентности. Тиоцианометрия: Метод Фольгарда – титрант, среда, основное уравнение реакции, применение.

Лабораторные занятия

Метод Мора: Определение массовой доли бромида калия.

Метод Фаянса: Определение массовой доли калия йодида; УИРС:

Метод Фольгарда: Определение массовой доли нитрата серебра и хлорида натрия.

Задания для самостоятельной работы

Теоретическое обоснование выбора оптимальных условий осаждения кристаллических и аморфных осадков. Применение химических реакций осаждения в методе потенциометрического титрования, в методе турбидиметрии. Особенности реакций комплексообразования (хелатообразования) ионов металлов с ЭДТА. Осадительное титрование.

Тема 14. Перманганатометрия.

Характеристика метода. Область применения. Рабочие растворы. Особенности анализа.

Условия проведения перманганатометрических определений. Вещества, определяемые перманганатометрическим методом. Достоинства и недостатки метода.

Задания для самостоятельной работы

Иодометрия. Характеристика метода, условия проведения иодометрического определения веществ. Достоинства и недостатки метода. Применение реакций окисления-восстановления в методе потенциометрического титрования.

Тема 15. Сущность гравиметрического (весового) анализа.

Гравиметрия как абсолютный метод анализа. Методы осаждения, выделения, отгонки. Этапы гравиметрического анализа по методу осаждения. Гравиметрический фактор. Расчеты в гравиметрии. Расчет минимально допустимой массы определяемого компонента. Расчет массы навески и объема осадителя. Требования, предъявляемые к осадителю. Осаждаемая и весовая формы осадка, требования, предъявляемые к весовой форме осадка. Осаждение. Условия осаждения и обоснование этих условий. Фильтрование и промывание осадка. Декантация. Выбор промывной жидкости. Высушивание и прокаливание. Расчет результатов анализа. Применение гравиметрического метода анализа. Механизм образования осадка. Пересыщение, центры кристаллизации и рост частиц. Кристаллические и аморфные осадки. Старение осадков. Виды загрязнений осадков. Совместное осаждение, соосаждение и послеосаждение. Условия аналитического осаждения. Гомогенное осаждение.

Лабораторные занятия.

Гравиметрическое определение сульфат ионов в растворе серной кислоты.

Гравиметрическое определение кристаллизационной воды в $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
Гравиметрическое определение содержания бария в $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

Задания для самостоятельной работы

Гравиметрия как абсолютный метод анализа. Методы осаждения, выделения, отгонки. Этапы гравиметрического анализа по методу осаждения. Гравиметрический фактор. Расчеты в

гравиметрии. Расчет минимально допустимой массы определяемого компонента. Расчет массы навески и объема осадителя. Требования, предъявляемые к осадителю. Осаждаемая и весовая формы осадка, требования, предъявляемые к весовой форме осадка. Осаждение. Условия осаждения и обоснование этих условий. Фильтрация и промывание осадка. Декантация. Выбор промывной жидкости. Высушивание и прокаливание. Расчет результатов анализа. Применение гравиметрического метода анализа. Механизм образования осадка. Пересыщение, центры кристаллизации и рост частиц. Кристаллические и аморфные осадки. Старение осадков. Виды загрязнений осадков. Совместное осаждение, соосаждение и послеосаждение. Условия аналитического осаждения. Гомогенное осаждение

4. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

4.1. ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Аналитическая химия. Методы идентификации и определения веществ : учебник / М. И. Булатов, А. А. Ганеев, А. И. Дробышев [и др.] ; под редакцией Л. Н. Москвина. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 584 с. — ISBN 978-5-8114-3217-2. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/112067>
2. Аналитическая химия. Методы разделения веществ и гибридные методы анализа : учебник / А. А. Ганеев, И. Г. Зенкевич, Л. А. Карцова [и др.] ; под редакцией Л. Н. Москвина. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 332 с. — ISBN 978-5-8114-3394-0. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/113899>
3. Вершинин, В. И. Аналитическая химия : учебник / В. И. Вершинин, И. В. Власова, И. А. Никифорова. — 3-е изд., стер. — Санкт-Петербург : Лань, 2019. — 428 с. — ISBN 978-5-8114-4121-1. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/115526>

4.2. ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. Филимонова, Н. А. Аналитическая химия : учебно-методическое пособие / Н. А. Филимонова. — Волгоград : Волгоградский ГАУ, 2017. — 72 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/112370>
2. Егоров, В. В. Неорганическая и аналитическая химия. Аналитическая химия : учебник / В. В. Егоров, Н. И. Воробьева, И. Г. Сильвестрова. — Санкт-Петербург : Лань, 2014. — 144 с. — ISBN 978-5-8114-1602-8. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/45926> (дата обращения: 20.05.2019). — Режим доступа: для авториз. пользователей. Цитович, И. К. Курс аналитической химии [Текст] : Учебник / И. К. Цитович. - 7-ое изд., стер. - СПб.: Лань, 2004. - 496с.
3. Калоев, Н. И. Аналитическая химия [Текст]: учебное пособие / Н. И. Калоев, Т. Б. Хадикова, Н. А. Улубиева. - Владикавказ : ФГБОУ ВО "Горский госагроуниверситет", 2012. - 152 с.
4. Поддубных, Л. П. Химия : учебное пособие / Л. П. Поддубных. — Красноярск : КрасГАУ, 2018. — 306 с. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: <https://e.lanbook.com/book/130110>

4.3. СОСТАВ ЛИЦЕНЗИОННОГО И СВОБОДНО РАСПРОСТРАНЯЕМОГО ПРОГРАММНОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ, В ТОМ ЧИСЛЕ ОТЕЧЕСТВЕННОГО ПРОИЗВОДСТВА

1. Microsoft Windows 7 Pro
2. Office 2007 Standard
3. Moodle 3.8

4.4. СОВРЕМЕННЫЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНЫЕ БАЗЫ ДАННЫХ, ИНФОРМАЦИОННЫЕ СПРАВОЧНЫЕ СИСТЕМЫ, ЭЛЕКТРОННЫЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ РЕСУРСЫ

1. Система автоматизации библиотек ИРБИС64; ООО «ЭйВиДи –систем» <http://support.open4u.ru>
2. Электронная библиотечная система ООО «КноРус медиа» www.book.ru
3. Электронная библиотечная система издательства «Лань»; www.e.lanbook.ru
4. Национальная электронная библиотека (НЭБ). <http://нэб.рф>
5. eLIBRARY.RU - Научная электронная библиотека. <https://www.elibrary.ru/defaultx.asp>

5. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКИЕ УСЛОВИЯ, ОБОРУДОВАНИЕ И ТЕХНИЧЕСКИЕ СРЕДСТВА ОБУЧЕНИЯ

Учебная аудитория для проведения занятий лекционного типа, выполнения курсовых работ, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации. Специализированная мебель на 20 посадочных мест, доска настенная, рабочее место преподавателя. Проектор EPSON Multi Media Projector EB-824H, ноутбук Asus K52D, проекционный экран Lumien. Учебный корпус № 12. (факультет биотехнологии).

Учебная лаборатория для проведения лабораторно-практических занятий. Специализированная мебель на 15 посадочных мест, лабораторное оборудование и приборы: прибор Кварц-24, рефрактометр ИРФ-454, анализатор молока Клевер-2, рН-метр рН 150 М, фотоэлектрокалориметр КФК-3, печь муфельная СНОЛ, микроскоп стереоскопический, микроскоп Биомед-2М, сушильный шкаф ШС-80, центрифуга ЦЛ «ОКА», весы аналитические, весы электронные CUW-420, термостат ТС-80, водяная баня, прибор для титрования, аквадистиллятор АДЭ-5; доска стационарная, рабочее место преподавателя. Учебный корпус № 12. (факультет биотехнологии).

Помещение для самостоятельной работы обучающихся с возможностью подключения к сети Интернет, обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду Горского ГАУ, наличием необходимого комплекта лицензионного и свободно распространяемого программного обеспечения. Учебный корпус № 6. Библиотека.

Читальные залы; электронно-информационный отдел библиотеки Горского ГАУ. Специализированная мебель; система комфортного кондиционирования с (подогревом) фактор – сплит-система GREE; книжный сканер ЭЛАР-ПланСкан АЗ-Ц; комплект компьютерной техники в сборе (10 единиц) с возможностью подключения к сети Интернет и обеспечения доступа в электронно-информационную образовательную среду Горского ГАУ. Учебный корпус № 6. Библиотека.

6. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА

6.1. Тематика курсовых работ (при наличии).

6.2 Перечень вопросов к зачету, экзамену, иное.

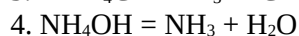
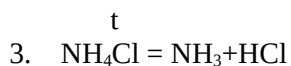
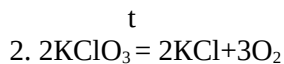
1. Цель и задачи аналитической химии.
2. Структура современной аналитической химии (качественный и количественный анализ)
3. Значение аналитической химии для биотехнологической промышленности
4. История развития аналитической химии
5. Влияние среды на состояние ионов в растворах
6. Обратимые и необратимые аналитические реакции. Направление аналитических реакции. Правило обменного разложения
7. Закон действия масс и следствие из него. Границы применимости закона действия масс. Сильные и слабые электролиты
8. Активность. Коэффициент активности и ионная сила
9. Равновесия в водных гомогенных растворах)
10. Гомогенные и гетерогенные системы. Ионное произведение воды. Понятие о рН
11. Буферные растворы. Применение буферных растворов в химическом анализе
12. Теоретические основы гидролиза. Равновесие в водных растворах типично амфотерных электролитов
13. Равновесие в системах осадок- насыщенный раствор
14. Осаждение, как метод химического анализа
15. Произведение растворимости.
16. Произведение активности
17. Основы теории образования и разложения комплексных соединений, применяемых в аналитической химии
18. Характеристика комплексных соединений имеющих значение в химическом анализе
19. Строение комплексных соединений
20. Равновесие в растворах комплексных соединений. Константы нестойкости комплексных соединений.
21. Внутриккомплексные соединения.
22. Теоретические основы окислительно-восстановительных реакций, применяемых в аналитической химии (самост.)
23. Окисление-восстановление-как один из методов химического анализа
24. Направление реакций окисления-восстановления
25. Окислительно-восстановительные потенциалы
26. Введение в качественный анализ
27. Методы качественного анализа
28. Условия выполнения качественных реакций
29. Аналитические группы катионов и анионов. Дробный и систематический анализ.
30. Периодический закон Д.И. Менделеева и аналитическая классификация ионов
31. Обнаружение индивидуальных катионов и анионов и анализ смесей катионов по сульфидной классификации
32. Первая аналитическая группа катионов
33. Вторая аналитическая группа катионов
34. Третья аналитическая группа катионов
35. Четвертая аналитическая группа катионов
36. Пятая аналитическая группа катионов
37. Аналитическая классификация анионов
38. Введение в количественный анализ
39. Понятие о количественном анализе
40. Классификация методов количественного анализа
41. Характеристика методов количественного анализа
42. Сущность гравиметрического (весового) анализа.
43. Классификация методов весового анализа.
44. Техника весового анализа
45. Запись результатов весового анализа
46. Основы титриметрического анализа
47. Сущность объемного анализа
48. Классификация методов титриметрического анализа

49. Стандартные и стандартизированные растворы
50. Методы кислотно-основного титрования
51. Сущность метода кислотно-основного титрования
52. Индикаторы кислотно-основного титрования
53. Методы осадительного титрования
54. Сущность осадительного титрования
55. Индикаторы осадительного титрования
56. Методы осадительного титрования: дихроматометрия, аргентометрия.
57. Методы окислительно-восстановительного титрования
58. Сущность методов окислительно-восстановительного титрования
59. Индикаторы окислительно-восстановительного титрования
60. Классификация методов окислительно-восстановительного титрования
61. Методы комплексонометрического титрования
62. Характеристика методов комплексонометрического титрования
63. Классификация методов комплексонометрического титрования
64. Индикаторы комплексонометрического титрования

4.3 Тестовые задания для диагностической работы.

Тестовое задание 1

1. Аналитическая химия изучает
 1. качественный и количественный состав веществ
 2. строение атома
 3. скорость химических реакций
 4. энтальпию химических реакций
2. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется
 1. принципом Ле-Шателье
 2. правилом Вант-Гоффа
 3. правилом Гунда
 4. принципом Паули
3. Катион Fe^{2+} с солью $\text{K}_3 \left[\text{Fe}(\text{CN})_6 \right]$ дает:
 1. красный осадок
 2. белый осадок
 3. синий осадок
 4. желтый осадок
4. Ринманова зелень образуется при взаимодействии с $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$
 1. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
 2. KNO_3
 3. NaCl
 4. ZnCl_2
5. Нитрат серебра – групповой реагент
 1. на 2 группу анионов
 2. на 3 группу катионов
 3. на катионы 1 группы
 4. на 1 группу анионов
6. При взаимодействии PbCl_2 с H_2SO_4 образуется соль
 1. PbSO_3 – белого цвета
 2. PbSO_4 – белого цвета
 3. PbS – черного цвета
 4. остается PbCl_2
7. Термическое разложение солей аммония выражается уравнением:
 1. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$



8. Ртуть Hg^{2+} с иодидом калия дает осадок

1. желтого цвета
2. зеленого цвета
3. белого цвета
4. красного цвета

9. Буферные системы – это системы, при добавлении небольших количеств сильной кислоты или сильной щелочи, к которым не меняется

1. водородный показатель среды
2. концентрация соли
3. степень диссоциации
4. степень окисления

10. Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ образует желтый осадок с катионом:

1. Ca^{2+}
2. Ba^{2+}
3. Sr^{2+}
4. Na

Тестовое задание №2.

1. Специфическая реакция характерна

1. для нескольких ионов
2. для одного иона и позволяет определить ион в присутствии других ионов
3. для двух одинаковых по знаку
4. для трех ионов

2. Групповой реагент 2 группы катионов

1. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
2. NH_4OH
3. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
4. NaOH и H_2SO_4

3. Катион K^+ окрашивает пламя горелки

1. в желтый цвет
2. кирпично-красный цвет
3. рубиновый
4. фиолетовый цвет

4. Катион Al^{3+} с $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ дает пепел

1. синего цвета
2. зеленого цвета
3. красного цвета
4. желтого цвета

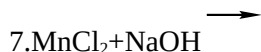
5. Селективная реакция характерна для

1. одного аниона
2. нескольких ионов
3. одного иона
4. одного катиона

6. Этот элемент снимает спазмы гладкой мускулатуры, внутренних органов, расширяет сосуды, стимулирует двигательную функцию кишечника. Это-

1. кальций
2. железо

3. магний
- 4.цинк.



1. MnOHCl – розового цвета
2. MnO(OH) – зеленого цвета
3. Mn(OH)_2 – желтого цвета
4. Mn(OH)_2 – белого цвета

8. Аналитическая химия делится на
1. качественный и количественный анализы
 2. на объемный и весовой анализы
 3. анализ катионов и анионов.
 4. титриметрический и гравиметрический анализы

9. Равновесие системы наблюдается при условии:

1. $V_1 > V_2$.
2. $V_1 = V_2$
3. $V_2 > V_1$
4. $V_1 = 0$

10. Качественная реакция на K^+ с $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$ протекает

1. в присутствии $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$.
2. при нагревании.
3. на холоду.
4. в присутствии CH_3COOH

Тестовое задание №3.

1. Соль FeCl_3 с $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6]$ дает осадок

1. красного цвета
2. горчичного цвета
3. синего цвета
4. зеленого цвета

2. Групповым реагентом третьей группы является

1. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
2. NH_4OH
3. NaOH
4. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$

3. Катион Ca^{2+} окрашивает пламя горелки в

1. кирпично-красный цвет
2. желтый цвет
3. фиолетовый цвет.
4. рубиновый

4. Аналитическая химия делится на

1. объемный и весовой анализы
2. качественный и количественный анализы
3. анализ катионов и анионов
4. титриметрический и гравиметрический анализы

5. Условия выполнения аналитических реакций -

1. охлаждение, растворение
2. среда, свежеприготовленные растворы
3. pH, концентрация, температура
4. pH, температура

6. Этот анион с магниальной смесью дает осадок белого цвета. Это -

1. CO_3^{2-}
2. CO^-
3. SO_4^{2-}
4. PO_4^{3-}

7. $BaCl_2 + K_2Cr_2O_7 \rightarrow$

1. $BaCrO_4$ – желтого цвета
2. $BaCr_2O_7$ – белого цвета
3. $BaCrO_4$ – белого цвета
4. $Ba(Cr_2O_7)_2$ – красного цвета

8. К первой аналитической группе катионов согласно сульфидной классификации относятся;

1. Ba^{2+}, Na^+, Al^{3+}
2. K^+, Na^+, Li^+ ,
3. $Zn^{2+}, Cr^{3+}, Sr^{2+}$.
4. Ca, Fe, K

9. Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, идущие с изменением

1. степени гидролиза
2. степени диссоциации
3. степени окисления
4. степень дисперсности

10. К инструментальным методам относятся:

1. биологические методы.
2. физические и химические методы
3. химические и физико-химические методы
4. физические и физико-химические методы

Тестовое задание №4.

1. Систематический анализ – это анализ

1. с помощью специфических реакций
2. с помощью селективных реакций
3. повседневный анализ
4. в строго определенной последовательности

2. Групповым реагентом первой группы анионов является

1. $BaCl_2$.
2. не имеет группового реагента
3. $(NH_4)_2CO_3$
4. H_2SO_4

3. Погрешности бывают

1. мгновенные и длительные
2. абсолютные и относительные
3. исправимые и неисправимые
4. случайные

4. При взаимодействии $PbCl_2$ с H_2SO_4 образуется соль

1. $PbSO_3$ – белого цвета
2. PbS – черного цвета
3. $PbSO_4$ – белого цвета
4. остается $PbCl_2$

5. Бромид серебра; осадок

1. белого цвета
2. красного цвета
3. зеленого цвета
4. желтоватого цвета

6. Реактив Несслера – реактив на

1. NH_4^+
2. Mn^{2+}
3. Ni^{2+}
4. Na^+

7. Соль $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH}$ образуется

1. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaNO}_3$
красного цвета
2. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$
грязно-зеленого цвета
3. $\text{FeOHCl} + \text{NaCl}$
белого цвета
4. $\text{FeNa} + \text{HOCl}$
синего цвета

8. Водородный показатель – это

1. $\text{pOH} = -\lg C_{\text{H}^+}$
2. $\text{pH} = -\lg C_{\text{OH}^-}$
3. $\text{pH} = -\lg \text{H}^+$
4. $\text{pH} = -\lg C_{\text{H}^+}$

9. $\text{AlCl}_3 + \text{CH}_3\text{COONa} \longrightarrow$

1. осадок $\text{Al}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2$ – белого цвета
2. идет растворение, осадка нет
3. осадок $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ – желтого цвета
4. осадок $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$ – белого цвета

10. Деление методов анализа на элементный, изотопный, молекулярный, функциональный и фазовый основаны на:

1. природе обнаруживаемых частиц;
2. свойствах этих частиц;
3. массе навески
4. объеме раствора

Тестовое задание №5.

1. Отношение числа молекул, распавшихся на ионы к общему числу ионов, называется

1. степенью диссоциации
2. степенью окисления
3. степенью гидролиза
4. степенью полимеризации

2. Буферные системы – это системы, при добавлении небольших количеств сильной кислоты или сильной щелочи, к которым не меняется

1. концентрация соли
2. водородный показатель среды
3. степень диссоциации
4. степень окисления

3. Окислительно-восстановительные реакции – это реакции, идущие с изменением

1. степени гидролиза
2. степени диссоциации
3. степени окисления
4. степень дисперсности

4. Барий окрашивает пламя горелки в

1. карминово-красный
2. черный
3. фиолетовый
4. желто-зеленый

5. Соль FeCl_3 с роданидом калия дает окрашивание

1. кроваво-красного цвета
2. белого цвета
3. синего цвета
4. желтого цвета

6. Групповым реагентом третьей группы катионов является

1. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
2. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
3. NH_4OH
4. AgNO_3 .

7. Селективная реакция характерна для

1. одного аниона.
2. одного катиона.
3. нескольких ионов.
4. одного вещества.

8. Катион Al^{3+} с $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$ дает осадок

1. зеленого цвета
2. желтого цвета
3. красного цвета
4. синего цвета

9. Произведение растворимости PbSO_4 выражается формулой:

1. $[\text{Pb}^{2+}] * [\text{SO}_4^{2-}]$
2. $[\text{Pb}^{2+}]^2 * [\text{SO}_4]^{2^2}$
3. $[\text{Pb}^{2+}] * [\text{SO}_4]^2$
4. $[\text{Pb}^{2+}] / [\text{SO}_4^{2-}]^2$

10. Погрешности бывают

1. мгновенные и длительные
2. абсолютные и относительные
3. исправимые и неисправимые
4. случайные

Тестовое задание №6.

1. Методы анализа аналитической химии подразделяются -

1. качественный и количественный
2. в зависимости от цели анализа, от количества вещества, от свойства
3. фазовый, макроанализ
4. от группового реагента

2. Молярная концентрация – это

1. число г растворенного вещества, содержащееся в 1 мл. раствора
2. число эквивалентов вещества, содержащееся в 1 л. раствора
3. число молей, содержащееся в 1 литре раствора
4. число моля в 1 кг растворителя

3. Этот элемент необходим для жизнедеятельности растений и животных. Дефицит его у растений проявляется в желтизне листьев и называется хлорозом, а у человека – анемией. Это -

1. кальций
2. натрий
3. калий
4. железо

4. $ZnCl_2 + K_3 [Fe(CN)_6]$ образуется осадок

1. коричнево-желтого цвета
2. белого цвета
3. синего цвета
4. зеленого цвета

5. Натрий окрашивает пламя горелки в

1. фиолетовый цвет
2. желтый цвет
3. желто-зеленый цвет
4. бурый цвет

6. Соль $FeCl_2 + NaOH$ образуется

1. $FeOHCl + NaCl$
белого цвета
2. $FeOHCl + NaCl$
красного цвета
3. $Fe(OH)_2 + NaCl$
грязно-зеленого цвета
4. $FeNa + HOCl$
синего цвета

7. Водородный показатель – это

1. $pOH = -\lg C_{H^+}$
2. $pH = -\lg C_{H^+}$
3. $pH = -\lg C_{OH^-}$
4. $pH = -\lg C_{H^+}$

8. Групповым реагентом третьей группы является

1. $(NH_4)_2S$
2. NH_4OH
3. $(NH_4)_2CO_3$
4. $NaOH$

9. Специфическая реакция характерна

1. для нескольких ионов
2. для одного иона и позволяет определить ион в присутствии других ионов
3. для двух одинаковых по знаку
4. для трех ионов

10. Скорость химической реакции при повышении температуры на каждые десять градусов увеличивается в

1. в 10^2 раз
2. в 20-40 раз
3. 2-4 раза
4. в 10 раз

Тестовое задание №7.

1. Соль никеля со щелочью дает осадок

1. красного цвета
2. белого цвета
3. зеленого цвета
4. желтого цвета

2. $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$. Это качественная реакция на

1. Na^+
2. NO_3^-
3. K^+
4. Cl^-

3. Групповой реагент – это реагент, позволяющий осадить

1. ионы данной группы
2. одинаковые ионы
3. все катионы
4. ионы одинаковой степени окисления

4. Массовая доля – это отношение массы растворенного вещества к

1. 100 г. растворителя
2. массе раствора
3. 1 л. раствора
4. 1 кг растворителя

5. Перманганат калия – это

1. KClO_3
2. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
3. KMnO_4
4. KCrO_4

6. Буферные системы – это системы, при добавлении небольших количеств сильной кислоты или сильной щелочи, к которым не меняется

1. концентрация соли
2. степень диссоциации
3. водородный показатель среды
4. степень окисления

7. Катион K^+ окрашивает пламя горелки

1. фиолетовый цвет
2. кирпично-красный цвет
3. в желтый цвет
4. рубиновый

8. Специфическая реакция характерна

1. для нескольких ионов
2. для одного иона и позволяет определить ион в присутствии других ионов
3. для двух одинаковых по знаку
4. для трех ионов

9. $\text{MnSO}_4 + ? \rightarrow$ малинового цвета раствор. Что добавляют?

1. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
2. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
3. $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$
4. NH_4OH

10. Щавелевокислый аммоний образует белый осадок с катионами:

1. K^+ , Mg^{2+} , Na^+ ;
2. K^+ , Na^+ , NH_4^+ ;
3. Ca^{2+} , Na^+ , K^+ .
4. Ca^{2+} , Ba^{2+} , Sr^{2+}

Тестовое задание №8.

1. Этот элемент снимает спазмы гладкой мускулатуры, внутренних органов, расширяет сосуды, стимулирует двигательную функцию кишечника. Это -

1. кальций

2. железо
3. калий
4. магний

2. Термическое разложение солей аммония выражается уравнением:

1. $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$
2. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$
3. $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
4. $\text{NH}_4\text{OH} = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

3. Ртуть Hg^{2+} с иодидом калия дает осадок

1. желтого цвета
2. красного цвета
3. белого цвета
4. зеленого цвета

4. Нитрат серебра со щелочью дает бурый осадок

1. AgCl
2. AgOH
3. Ag_2O
4. AgNO_3

5. Произведение растворимости рассматривается для

1. растворимых солей
2. разбавленных растворов
3. кислот
4. малорастворимых и нерастворимых солей

6. Закон действующих масс показывает:

1. зависимость скорости химической реакции от концентрации.
2. зависимость скорости от давления P .
3. зависимость давления от температуры.
4. зависимость скорости химической реакции от температуры.

7. Соль FeCl_3 с $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ дает осадок

1. красного цвета
2. синего цвета
3. горчичного цвета
4. зеленого цвета

8. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется

1. принципом Ле-Шателье
2. правилом Гунда
3. правилом Вант-Гоффа
4. принципом Паули

9. Аналитическая химия изучает

1. скорость химических реакций
2. строение атома
3. энтальпию химических реакций
4. качественный и количественный состав веществ

10. Групповым реагентом второй группы является

1. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$
2. NH_4OH
3. $(\text{NH}_4)_2\text{S}$
4. NaOH

Тестовое задание №9.

1. Хромат калия с нитратом серебра дает осадок

1. красно-бурого цвета
2. белого цвета
3. желтого цвета
4. зеленого цвета

2. Водородный показатель – это

1. $pOH = -\lg C_{H^+}$
2. $pH = -\lg C_{H^+}$
3. $pH = -\lg C_{OH^-}$
4. степень окисления

3. Скорость химической реакции при повышении температуры на каждые десять градусов увеличивается в

1. в 10^2 раз
2. в 20-40 раз
3. 2-4 раза
4. в 10 раз

4. Соль $MnCl_2$ со щелочью дает осадок

1. $MnO(OH)_2$ – желтого цвета
2. $MnOCl$ – зеленого цвета
3. $MnCl_2$ – желтоватого цвета
4. $Mn(OH)_2$ – белого цвета

5. Реактив Несслера – реактив на

1. NH_4^+
2. Mn^{2+}
3. Ni^{2+}
4. Na^+

6. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется

1. принципом Ле-Шателье.
2. правилом Вант-Гоффа.
3. правилом Гунда
4. законом действующих масс.

7. Ринманова зелень образуется при взаимодействии с $Co(NO_3)_2$

1. $Al_2(SO_4)_3$
2. KNO_3
3. $ZnCl_2$
4. $CnSO_4$

8. Групповым реагентом второй группы катионов является

1. NH_4OH
2. $AgNO_3$.
3. $(NH_4)_2S$.
4. $(NH_4)_2CO_3$

9. Катион Al^{3+} с $Co(NO_3)_2$ дает осадок

1. синего цвета.
2. зеленого цвета
3. красного цвета.
4. желтого цвета.

10. Этот элемент необходим для жизнедеятельности растений и животных. Дефицит его у растений проявляется в желтизне листьев и называется хлорозом, а у человека – анемией. Это-

1. кальций.

2. железо.
3. калий.
4. цинк.

Тестовое задание №10.

1. Зависимость скорости от температуры выражается

1. принципом Ле-Шателье
2. правилом Вант-Гоффа
3. правилом Хунда
4. принципом Паули

2. Закон действующих масс показывает:

1. зависимость скорости от давления P
2. закон Фука
3. зависимость скорости химической реакции от концентрации
4. зависимость объёма от P

3. Соль $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH}$ образуется

1. $\text{FeNa} + \text{HOCl}$
синего цвета
2. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$
красного цвета
3. $\text{FeOHCl} + \text{NaCl}$
белого цвета
4. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NaCl}$
грязно-зеленого цвета

4. Магнезиальная смесь – это

1. $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
2. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
3. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaCl}$
4. $\text{MgCl}_2 + \text{MgNO}_3$

5. Качественная реакция на K^+ с $\text{NaNCS}_4\text{H}_4\text{O}_6$ протекает

1. при нагревании
2. на холоду
3. в присутствии $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
4. $\text{pH} = 7$

6. Произведение растворимости PbCl_2 выражается формулой:

1. $[\text{Pb}^{2+}]^2 * [\text{Cl}^-]$
2. $[\text{Pb}^{2+}] * [\text{Cl}^-]$
3. $[\text{Pb}^{2+}] * [\text{Cl}^-]^2$
4. $[\text{Pb}^{2+}] / [\text{Cl}^-]^2$

7. Буферные растворы – это растворы, у которых мало изменяется или почти не изменяется

1. pOH .
2. K_B
3. $C_{\text{H}_2\text{O}}$.
4. pH .

8. Скорость химических реакции – это

1. изменение концентрации в единицу времени.
2. изменение энергии в единицу времени.
3. изменение давления в единицу времени.
4. изменение концентрации катализатора в единицу времени.

9. Равновесие системы наблюдается при условии:

1. $V_1 > V_2$

2. $V_1 = V_2$
3. $V_2 > V_1$
4. $V_2 = 0$.

10. Диссоциация – это

1. разложение вещества на два и более веществ.
2. соединение ионов в молекулу.
3. распад молекулы на ионы.
4. соединение ионов в молекулы

Тестовое задание №11.

1. Аналитическая реакция – это реакция, сопровождающаяся

1. выделением энергии
2. поглощением энергии
3. аналитическим сигналом
4. поглощением тепла

2. Групповой реагент второй группы катионов действует в присутствии:

1. $\text{NaCl} + \text{NH}_4\text{OH}$
2. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$
3. NaOH
4. $\text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$, $t = 70^\circ - 80^\circ\text{C}$

3. Диссоциация – это

1. распад молекулы на ионы под действием молекул растворителя
2. соединение ионов в молекулу
3. разложение вещества на два и более веществ
4. распад молекулы на ионы под действием электрического тока

4. $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$

1. осадок $\text{Zn}(\text{OH})_2$ белого цвета
2. ZnS белого цвета
3. $\text{Zn}(\text{HS})_2$ розового цвета
4. ZnOHCl - синего цвета

5. $\text{KCl} + \text{Na}_3 \left[\text{Co}(\text{NO}_2)_6 \right] \rightarrow$

1. $\text{K}_3 \left[\text{Co}(\text{NO}_2)_6 \right]$ - белого цвета
2. $\text{KNa} \left[\text{Co}(\text{NO}_2)_6 \right]$ - розового цвета
3. $\text{K}_2\text{Na} \left[\text{Co}(\text{NO}_2)_6 \right]$ - желтого цвета
4. $\text{KNa}_2 \left[\text{Co}(\text{NO}_2)_6 \right]$ - красного цвета

6. К инструментальным методам относятся:

1. биологические методы
2. физические и химические методы
3. химические и физико-химические методы
4. физические и физико-химические методы.

7. Не имеют групповые реагенты катионы:

1. первой группы
2. второй группы
3. третьей группы
4. четвертой группы.

8. Гидролиз – это взаимодействие

1. с водородом.

2. солей с водой с образованием слабого электролита.
3. с кислотой
4. с гидроксидными.

9. Катион Ca^{2+} окрашивает пламя горелки в

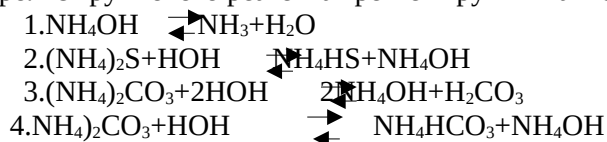
1. желтый цвет
2. фиолетовый цвет
3. кирпично-красный цвет
4. желто-зеленый

10. Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ образует желтый осадок с катионом:

1. Ca^{2+}
2. Na
3. Sr^{2+}
4. Ba^{2+}

Тестовое задание №12

1. Гидролиз группового реагента третьей группы катионов протекает по уравнению:



2. При недостатке этого элемента в растениях нарушается белковый и углеводный обмен, тормозится синтез хлорофилла и витаминов. Это -

1. железо
2. цинк
3. медь
4. калий

3. Этот анион с магниевой смесью дает осадок белого цвета. Это -

1. CO_3^{2-}
2. PO_4^{3-}
3. CO^-
4. SO_4^{2-}

4. $\text{AlCl}_3 + \text{CH}_3\text{COONa} \rightarrow$

1. осадок $\text{Al}(\text{OH})(\text{CH}_3\text{COO})_2$ - белого цвета
2. осадок $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ - желтого цвета
3. осадок $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$ - белого цвета
4. идет растворение, осадка нет

5. $\text{BaCl}_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

1. BaCr_2O_7 - белого цвета
2. $\text{Ba}(\text{Cr}_2\text{O}_7)_2$ - красного цвета
3. BaCrO_4 - белого цвета
4. BaCrO_4 - желтого цвета

6. Методы анализа аналитической химии делятся на:

1. физические, химические, физико-химические
2. фазовый, микроанализ.
3. качественный и количественный.
4. объемный и весовой.

7. В работах по аналитической химии мы пользовались

1. кислотно- основной классификацией.
 2. сульфидной классификацией
 3. аммиачно-фосфатной классификацией.
 4. периодической системой.
8. Катион Ba^{2+} окрашивает пламя горелки в:
1. фиолетовый цвет
 2. кирпично-красный цвет
 3. желто-зеленый цвет
 4. рубиновый цвет.
9. Групповой реагент второй группы катионов действует в присутствии:
1. $NaCl + NH_4OH$.
 2. $NH_4OH + NH_4Cl$.
 3. $NaCl + NH_4OH$
 4. $NH_4OH + NH_4Cl$, $t = 70^{\circ} - 80^{\circ}C$
10. При недостатке этого элемента у растений приостанавливается рост, развитие корневой системе, листья покрываются коричневыми пятнами. Это-
1. кальций.
 2. калий.
 3. железо.
 4. натрий.

Тестовое задание №13.

1. Этот элемент участвует в процессах внутриклеточного и межтканевого обмена, способствует кислотно-щелочному равновесию, активизирует пищеварительные ферменты. Это -

1. натрий
2. калий
3. магний
4. аммоний

2. Групповым реагентом первой группы катионов является

1. $(NH_4)_2S$
2. не имеет
3. $(NH_4)_2CO_3$
4. NH_4OH

3. $CaCl_2 + (NH_4)_2C_2O_4 \longrightarrow$

1. осадок желтого цвета NH_4Cl
2. осадок голубого цвета CaC_2O_4
3. осадок белого цвета CaC_2O_4
4. осадок CaC_2O_4 красного цвета

4. В работах по аналитической химии мы пользовались

1. таблицей растворимости
2. кислотно-основной классификацией
3. аммиачно-фосфатной классификацией
4. сульфидной классификацией

5. $AgNO_3 + KBr \longrightarrow$

1. $AgBr$ желтоватого цвета
2. KNO_3 белого цвета
3. $AgBr$ белого цвета
4. $AgBr$ красного цвета

6. Систематический анализ – это анализ

1. с помощью специфических реакции.
2. в строго определенной последовательности.

3. с помощью селективных реакций.
4. анализ вещества в любой последовательности

7. Натрий окрашивает пламя горелки в

1. фиолетовый цвет
2. желто-зеленый цвет
3. желтый цвет.
4. красный цвет

8. Аналитическая реакция - это реакция, сопровождающаяся

1. выделением энергии.
2. поглощением энергии.
3. изменением степени окисления.
4. аналитическим сигналом

9. На чем основана классификация методов макро, полумикро, микро и ультрамикрoанализа?

1. на объеме или массе пробы;
2. на разных свойствах анализируемых веществ;
3. на природе обнаруживаемых частиц.
4. по групповым реагентам

10. Фенолфталеин окрашивается в малиновый цвет при гидролизе соли:

1. Na_2SO_4

2. K_2CO_3

3. ZnCl_2

4. KNO_3

Тестовое задание №14.

1. При недостатке этого элемента у растений приостанавливается рост, развитие корневой системы, листья покрываются коричневыми пятнами. Это -

1. железо
2. кальций
3. калий
4. натрий

2. Катион Ba^{2+} окрашивает пламя горелки в:

1. фиолетовый цвет
2. кирпично-красный цвет
3. желто-зеленый цвет
4. зеленый цвет

3. Скорость химических реакций – это

1. изменение давления в единицу времени
2. изменение энергии в единицу времени
3. изменение концентрации в единицу градуса
4. изменение концентрации в единицу времени

4. Равновесие системы наблюдается при условии:

1. $V_1 = V_2$
2. $V_1 > V_2$
3. $V_2 > V_1$
4. $V_1 = 0$

5. $\text{MnCl}_2 + \text{NaOH} \longrightarrow$

1. MnOHCl – розового цвета
2. $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – белого цвета
3. $\text{Mn}(\text{OH})_2$ – желтого цвета
4. $\text{MnO}(\text{OH})$ – зеленого цвета

6.Этот элемент снимает спазмы гладкой мускулатуры, внутренних органов, расширяет сосуды, стимулирует двигательную функцию кишечника. Это-

1. кальций
- 2.железо
3. магний
- 4.цинк.

7.Аналитическая химия делится на

- 1.на объемный и весовой анализы
2. титриметрический и гравиметрический анализы
- 3.анализ катионов и анионов.
4. качественный и количественный анализы

8.Условия выполнения аналитических реакций:

1. рН, температура, концентрация
- 2.среда, свежеприготовленные растворы
- 3.рН, температура.
4. охлаждение, растворение.

9.Групповой реагент – это реагент, позволяющий осадить

- 1.ионы одинаковые по заряду
2. ионы данной группы
3. все катионы
4. все анионы

10.Реактив Несслера – реагент на

1. Mn^{2+}
2. Ni^{2+}
3. NH_4^+
4. K^+

Тестовое задание №15.

1.Гидролиз – это взаимодействие

1. с водородом
2. с гидридами металлов
3. солей с водой с образованием слабого электролита
4. альдегидов и кислот

2.Этот элемент является составной частью многих драгоценных камней. Это -

1. натрий
2. кальций
3. железо
4. алюминий

3. $NiSO_4+NaOH \longrightarrow$

1. $Ni(OH)_2$ – зеленого цвета
2. $NiOHCl$ – желтого цвета
3. $Ni(OH)_2$ – белого цвета
4. $NiOHCl$ – красного цвета

4.Буферные растворы – это растворы, у которых мало изменяется или почти не изменяется...

- 1.рОН
- 2.рН
3. $C_{H_2}O$
4. это смесь кислот

5. $MnSO_4+ ? \longrightarrow$ малинового цвета раствор. Что добавляют?

1. $(NH_4)_2SO_3$

2. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
3. $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$
4. NH_4OH

6. Аналитическая химия изучает

1. скорость химических реакции
2. строение атома
3. связь внутренней энергии и теплоты
4. качественный и количественный составы веществ

7. Жесткость воды обусловлена присутствием солей:

1. Ca и Mg
2. Fe и Zn
3. Al и Fe
4. K и Na

8. Титр- это способ выражения:

1. плотности раствора
2. концентрации раствора
3. обратимость реакций
4. химизма реакции

9. Погрешности бывают

1. исправимые и неисправимые
2. мгновенные и длительные
3. абсолютные и относительные
4. закономерные и случайные

10. Этот элемент участвует в процессах внутриклеточного обмена, способствует кислотно-щелочному равновесию, активизирует пищеварительные ферменты. Это-

1. железо
2. калий
3. магний
4. натрий

№ билета	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15
№ теста															
1	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3
2	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
3	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1
4	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2
5	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3
6	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
7	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1
8	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2
9	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3
10	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4