

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Алтайский государственный аграрный университет»

СОГЛАСОВАНО

Декан экономического факультета


_____ В.Е. Левичев
подпись

« 4 » июня 2016 г.

УТВЕРЖДАЮ

Проректор по учебной работе


_____ И.А. Косачев
подпись

« 8 » июля 2016 г.

Кафедра химии

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

«ХИМИЯ»

Направление подготовки 38.03.07 Товароведение
Образовательная программа "Товароведение и экспертиза товаров (в сфере произ-
водства и обращения сельскохозяйственного сырья и продовольственных това-
ров)"

Уровень высшего образования - бакалавриат
Программа подготовки - прикладной бакалавриат

Барнаул 2016

Рабочая программа учебной дисциплины «Химия» составлена на основе требований федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по направлению подготовки 38.03.07 «Товароведение», образовательная программа "Товароведение и экспертиза товаров (в сфере производства и обращения сельскохозяйственного сырья и продовольственных товаров)", в соответствии с учебным планом, утвержденным ученым советом университета № 8 от 29.03.2016 г., для очной формы обучения.

Рассмотрена на заседании кафедры, протокол № 10 от 11 » июня 2016 г.

Зав. кафедрой

к.х.н., доцент

 Г.В. Оствальд

Одобрена на заседании методической комиссии экономического факультета, протокол № 7 от « 30 » июня 2016 г.

Председатель методической комиссии

к.п.н., доцент

 Н.В. Гумбаева

Составитель:

к.с-х.н., доцент

 С.А. Довбыш

**Лист внесения дополнений и изменений в рабочую программу учебной дисциплины
«Химия»**

на 2017 - 2018 учебный год

Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры, протокол № 1 от 01.09 2017 г.
В рабочую программу вносятся следующие изменения:

1. изменения нет
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____

Составители изменений и дополнений:

<u>К. С. К. Н. доц.</u>	<u>Дез</u>	<u>Добочина</u>
ученая степень, должность	подпись	И.О. Фамилия
_____	_____	_____
ученая степень, должность	подпись	И.О. Фамилия
Зав. кафедрой	<u>Дез</u>	<u>Добочина</u>
<u>К. С. К. Н. доц.</u>	_____	_____
ученая степень, учебное звание	подпись	И.О. Фамилия

на 201__ - 201__ учебный год

Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры, протокол № ___ от _____ 201__ г.
В рабочую программу вносятся следующие изменения:

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____

Составители изменений и дополнений:

_____	_____	_____
ученая степень, должность	подпись	И.О. Фамилия
_____	_____	_____
ученая степень, должность	подпись	И.О. Фамилия
Зав. кафедрой	_____	_____
_____	_____	_____
ученая степень, ученое звание	подпись	И.О. Фамилия

на 201__ - 201__ учебный год

Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры, протокол № ___ от _____ 201__ г.
В рабочую программу вносятся следующие изменения:

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____

Составители изменений и дополнений:

_____	_____	_____
ученая степень, должность	подпись	И.О. Фамилия
_____	_____	_____
ученая степень, должность	подпись	И.О. Фамилия
Зав. кафедрой	_____	_____
_____	_____	_____
ученая степень, ученое звание	подпись	И.О. Фамилия

на 201__ - 201__ учебный год

Рабочая программа пересмотрена на заседании кафедры, протокол № ___ от _____ 201__ г.
В рабочую программу вносятся следующие изменения:

1. _____
2. _____
3. _____
4. _____
5. _____

Составители изменений и дополнений:

_____	_____	_____
ученая степень, должность	подпись	И.О. Фамилия
_____	_____	_____
ученая степень, должность	подпись	И.О. Фамилия
Зав. кафедрой	_____	_____
_____	_____	_____
ученая степень, ученое звание	подпись	И.О. Фамилия

Оглавление

1.Цель и задачи освоения дисциплины	3
2.Место дисциплины в структуре ОПОП ВО.....	3
3.Требования к результатам освоения содержания дисциплины.....	4
4.Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий	5
5.Тематический план изучения дисциплины.....	5
6.Образовательные технологии	9
7. Характеристика фондов оценочных средств для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации	10
8.Учебно-методическое обеспечение дисциплины	13
9.Материально-техническое обеспечение дисциплины.....	14
ПРИЛОЖЕНИЯ	15

1. Цель и задачи освоения дисциплины

Цель дисциплины: углубление современных представлений в области химии как одной из фундаментальных наук; формирование у студентов химического мышления для решения практических задач качества, надежности и многообразных частных проблем физико-химического и экологического направления.

Задачи дисциплины:

- получить базовые химические знания для изучения всех последующих общих химических и специальных дисциплин, необходимых для подготовки специалистов;
- дать понимание современных представлений о строении и свойствах органических веществ, являющихся основой пищевого и промышленного сырья;
- выработать экспериментальные навыки, необходимые при исследовании состава и свойств сырья и товаров по областям применения;
- дать понимание основ химических методов анализа, научить студентов владению методами, используемыми в товароведении при оценке показателей качества продукции и проведении товарной экспертизы.

2. Место дисциплины в структуре ОПОП ВО

Химия относится к базовой части Блока 1 учебного плана ОПОП. В процессе изучения учебной дисциплины студенты получают базисные знания, необходимые для лучшего понимания и усвоения учебного материала по дисциплине.

Изучение данного курса базируется на знаниях, умениях и навыках, полученных при изучении школьных курсов химии, математики, физики.

3. Требования к результатам освоения содержания дисциплины

Таблица 1 – Сведения о компетенциях и результатах обучения, формируемых данной дисциплиной

Содержание компетенций, формируемых полностью или частично данной дисциплиной	Коды компетенций в соответствии с ФГОС ВО	Перечень результатов обучения, формируемых дисциплиной		
		По завершении изучения данной дисциплины выпускник должен		
		знать	уметь	владеть
Способность применять знания естественнонаучных дисциплин для организации торгово-технологических процессов и обеспечения качества и безопасности потребительских товаров	ОПК-5	<p>-теорию основных разделов химии в соответствии с данной программой;</p> <p>- проявление теоретических закономерностей в растворах пищевых и непищевых компонентов (в гомогенных и гетерогенных системах);</p> <p>-основные понятия и определения в области аналитической химии, хим.анализа, химических методов, а также сведения о статистической обработке экспериментальных данных, основных положений по технике безопасности</p>	<p>-применять теоретические знания по химической связи и строению молекул к компонентам пищевых и непищевых систем;</p> <p>-рассчитывать важнейшие характеристики растворов (концентрацию, рН растворов электролитов, константы диссоциации и гидролиза и др.);</p> <p>-использовать знания по свойствам веществ и растворов в экспертизе пищевых и непищевых систем;</p> <p>-решать практические задачи и применять полученные знания в процессе изучения специальных дисциплин.</p> <p>-использовать методы химической идентификации веществ, правила отбора средней пробы</p>	<p>-основными методами технической безопасности.</p> <p>- самостоятельной работы в химической лаборатории, проведения хим. анализа для последующего его использования при контроле качества потребительских товаров;</p> <p>- самостоятельной работы в химической лаборатории, проведения хим. анализа для последующего его использования при контроле качества потребительских товаров</p>

4. Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий

Таблица 2 – Распределение трудоемкости дисциплины по видам занятий, реализуемой по учебному плану направления подготовки 38.03.07 «Товароведение», образовательная программа "Товароведение и экспертиза товаров (в сфере производства и обращения сельскохозяйственного сырья и продовольственных товаров)" для очной формы обучения, часов

Вид занятий	Форма обучения - очная	
	1 семестр	2 семестр
1. Аудиторные занятия, всего, часов	36	34
в том числе:	8	12
1.1. Лекции		
1.2. Лабораторные работы	28	22
1.3. Практические (семинарские) занятия		
2. Самостоятельная работа, часов		
в том числе:		
2.1. Курсовой проект (КП), курсовая работа (КР)		
2.2. Расчетно-графическое задание (РГР)		
2.3. Самостоятельное изучение разделов	16	25
2.4. Текущая самоподготовка	20	22
2.5. Подготовка и сдача зачета (экзамена)		27
Всего часов (стр. 1 + стр. 2)	72	108
Общая трудоемкость, зачетных единиц	2	3
Форма промежуточной аттестации		Э

* Формы промежуточной аттестации: зачет (З), экзамен (Э).

5. Тематический план изучения дисциплины

Изучение дисциплины «Химия» ведется на лекциях и лабораторных занятиях, тематический план изучения дисциплины для очной формы обучения представлен в таблице 3. Текущий контроль самостоятельной подготовки студентов осуществляется в виде: защиты лабораторных работ (ЛР), решения задач и выполнения индивидуальных заданий (ИЗ), аудиторной контрольной работы (АКР); подготовки и защиты рефератов (Р); тестирования (Т). Вид, контроль выполнения и методическое обеспечение СРС представлены в таблице 4.

Таблица 3 – Тематический план изучения дисциплины по учебному плану направления подготовки 38.03.07 «Товароведение» образовательная программа "Товароведение и экспертиза товаров (в сфере производства и обращения сельскохозяйственного сырья и продовольственных товаров)" для очной формы обучения, часов

Наименование темы	Изучаемые вопросы	Объем часов			Форма текущего контроля
		Лекции	Лабораторные работы	Самостоятельная работа	
1 семестр					
1.Основные понятия и законы химии	Простые и сложные вещества. Единицы количества вещества: моль, химический эквивалент. Основные законы химии.	-	2	8	ДЗ
2.Основные классы неорганических соединений	Оксиды, основания, кислоты, соли: классификация, методы получения, химические свойства.	-	2	8	ДЗ, ЛР
3.Строение вещества	Квантово-механическая модель строения атома. Периодический закон Д.И. Менделеева и периодическая система элементов. Причина периодичности изменения свойств элементов на основании данных о строении электронных оболочек атомов. Химическая связь: квантово-механические представления о возможности возникновения химической связи между атомами; характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, валентный угол; основные положения метода валентных связей (ВС). Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи. Ионная связь как крайний случай полярной ковалентной связи.	2	6	5	ЛР, ИЗ,Т
4.Растворы	Общая характеристика растворов и их классификация. Способы выражения количественного состава растворов. Гидратная теория Д. И. Менделеева. Свойства растворов неэлектролитов. Водные растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Зависимость направления диссоциации от характера химических связей в молекулах электролитов. Механизм диссоциации электролитов с ионными и полярными ковалентными связями. Теория кислот и оснований. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, амфотерных электролитов и солей. Обратимость и ступенчатая диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации слабых электролитов. Смещение равновесия диссоциации в растворах электролитов. Закон разбавления	2	10	5	ЛР, ИЗ, АКР

	Освальда. Электролитическая диссоциация воды. Ионное производство воды. Водородный показатель (рН). Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей.				
5.Окислительно-восстановительные реакции	Сущность окислительно-восстановительных реакций. Типы окислительно-восстановительных реакций. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных реакций.	2	4	5	ЛР, ИЗ
6.Комплексные соединения	Координационная теория Вернера. Комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя. Внешняя и внутренняя сферы. Классификация и номенклатура комплексных соединений. Первичная и вторичная диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексного иона	2	4	5	ЛР, ИЗ
Итого за 1 семестр		8	28	36	
2 семестр					
7.Основные законы термодинамики	Основные понятия (система, фаза, термодинамические параметры, функции состояния, самопроизвольные и несамопроизвольные процессы). Первый закон термодинамики, его различные формулировки, математическое выражение закона. Термохимия. Тепловые эффекты экзотермических и эндотермических реакций. Закон Гесса и его следствия. Второй закон термодинамики, его различные формулировки. Математическое выражение закона. Энтропия и термодинамическая вероятность системы, уравнение Больцмана. Энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал). Изменение потенциала как характеристика работоспособности системы.	2	2	4	ЛР, ИЗ
8.Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие	Скорость химической реакции и методы ее регулирования. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле Шателье.	2	2	4	ЛР, ИЗ
9.Коллоидные системы	Гетерогенные дисперсные системы. Значение этих систем в производстве продовольственных и непродовольственных товаров. Основные понятия дисперсных систем: дисперсная фаза, дисперсионная среда, степень дисперсности и удельная поверхность. Классификация гетерогенных дисперсных систем по размеру частиц, агрегатному состоянию фазы и среды, взаимодействию между фазой и жидкой дисперсионной средой, по взаимодействию между частицами системы. Системы с жидкой и газообразной дисперсионной средой: золи, суспензии, эмульсии, пены, пасты. Методы получения коллоидных систем: дисперги-	2	4	4	ЛР, ИЗ

	<p>рование, пептизация и конденсация. Строение мицеллы. Зависимость состава мицеллы от условий получения коллоидного раствора.</p> <p>Оптические свойства в дисперсных системах: светорассеяние (опалесценция), флуоресценция. Молекулярно-кинетические свойства коллоидных систем: диффузия, диализ и осмос.</p> <p>Электрокинетические явления (электрофорез и электроосмос) и их практическое применение.</p> <p>Устойчивость дисперсных систем.</p>				
10. Поверхностные явления и адсорбция. Коллоидные ПАВ	<p>Физическая и химическая адсорбция. Поверхностно-активные вещества (ПАВ) и инактивные вещества. Свойства ПАВ. Строение молекул ПАВ и их адсорбционных слоев. Уравнение адсорбции Гиббса. Поверхностная активность. Правило Траубе. Классификация и практическое значение коллоидных ПАВ. Коллоидные ПАВ как стабилизаторы (эмульгаторы) гетерогенных пищевых и непищевых систем.</p>	2	-	4	Р
11. Качественный химический анализ	<p>Аналитическая химия, как наука о методах <i>химического анализа</i>, определения состава и структуры химических систем. Качественный химический анализ. Аналитические химические реакции. <i>Аналитический сигнал</i>. Требования к аналитическим реакциям.</p>	-	4	6	ЛР, Т, Р
12. Количественный химический анализ	<p>Титриметрический анализ, основные понятия и определения. Титрование, его виды: прямое, обратное, заместительное. Особенности применения. Кислотно-основное титрование. Ацидиметрическое, алкалометрическое титрование. Кислотно-основные индикаторы.</p> <p>Методы редоксиметрии: перманганатометрия, хроматометрия, йодиметрия и др.</p> <p>Комплексометрическое титрование.</p> <p>Гравиметрический анализ</p>	2	10	2	ЛР, Т
13. Теория химического строения. Основы стереохимии. Типы органических реакций	<p>Химическое строение органических соединений как природа и последовательность связей атомов в молекуле (А.М. Бутлеров). Структурные понятия: углеродный скелет, радикал, функциональная группа. Изомерия.</p> <p>Основы классификации органических соединений по углеродному скелету и функциональным группам. Гомология и гомологические ряды в органической химии. Принципы систематической номенклатуры ИЮПАК.</p> <p>Современная классификация органических реакций: по результату, способу разрыва ковалентной связи и типу атакующего реагента</p>	2	2	4	ДЗ, ЛР, АКР
14. Основные классы органических соединений	<p>Углеводороды: предельные углеводороды; непредельные (этиленовые, ацетиленовые, диеновые; ароматические).</p> <p>Кислородосодержащие соединения: спирты и фе-</p>	-	2	9	ДЗ, ЛР, АКР

	нолы; альдегиды и кетоны; карбоновые кислоты и их производные. Азотосодержащие соединения. Углеводы (Сахара) Аминокислоты, пептиды и белки				
15. Растворы высокомолекулярных соединений (ВМС).	Классификация ВМС. Физическое состояние ВМС. Растворы ВМС как истинные, термодинамически устойчивые системы. Термодинамика растворения ВМС. Набухание ВМС. Роль процесса набухания при обработке и хранении пищевых и непищевых материалов. Растворы полиэлектролитов. Зависимость оптических и реологических свойств растворов полиэлектролитов от pH среды.	-		10	P
	Подготовка к экзамену			27	
Итого за 2 семестр		12	22	74	
Всего		20	50	110	

6. Образовательные технологии

По дисциплине «Химия» удельный вес занятий, проводимых в интерактивных формах, в соответствии с данной программой составляет 26 процентов.

Таблица 4 – Активные и интерактивные формы проведения занятий, используемые на аудиторных занятиях по учебному плану направления подготовки 38.03.07 «Товароведение», образовательная программа "Товароведение и экспертиза товаров (в сфере производства и обращения сельскохозяйственного сырья и продовольственных товаров)" для очной формы обучения

Семестр	Вид занятия	Используемые активные и интерактивные формы проведения занятий	Количество часов*
1-2 семестр	Л	Лекция – визуализация с применением мультимедийных технологий. Систематизация и выделение наиболее существенных элементов информации.	2
	ЛЗ	Работа в малых группах (4 – 6 человек) - возможность всем студентам практиковать навыки сотрудничества, межличностного общения: умение активно слушать, вырабатывать общее мнение, разрешать возникающие разногласия, чтобы ответить на поставленные вопросы и решить требуемые задачи.	12
	ЛЗ	Разбор конкретных ситуаций (кейсов) - выявление, отбор и решение проблем; работа с информацией - осмысление значения деталей, описанных в ситуации; анализ и синтез информации и аргументов; работа с предположениями и заключениями; оценка альтернатив; принятие решений; слушание и понимание других людей. Решение кейса может происходить как индивидуально, так и в составе группы.	4
Итого			18

*- в одном аудиторном занятии могут сочетаться различные формы проведения занятий.

7. Характеристика фондов оценочных средств для текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

7.1 Характеристика оценочных средств для текущего контроля успеваемости

7.1.1. Проведение тестирования по темам лекционного курса

Тест (англ. test – испытание, исследование) – список кратких вопросов, требующих однозначных или конкретных (в зависимости от вида вопроса) ответов, показывающих уровень знаний тестируемого. Тесты проводятся в письменной форме и могут быть двух видов:

- а) с вариантами ответов;
- б) без вариантов ответов.

Тестирование знаний проводится в течение всего семестра с определенной периодичностью по изученным тематическим циклам.

Тестирование знаний студентов проводится по подгруппам (12 –13 человек). Вопросы теста в разных подгруппах не повторяются. Общий список вопросов тестирования утверждается решением кафедры вместе с учебной программой.

Один тест содержит 12 вопросов, время ответов на которые составляет 20 – 30 мин.

Каждый вопрос оценивается по двухбалльной шкале:

- 2,0 балла – абсолютно правильный ответ;
- 1,5 балла – ответ содержит незначительную погрешность;
- 1,0 балл – наполовину правильный ответ;
- 0,5 баллов – ответ содержит незначительные элементы правильного ответа.

Максимально-возможная сумма баллов по итогам одного тестирования составляет 24 балла, минимально допустимая сумма баллов, свидетельствующая об удовлетворительном уровне освоения тестируемым данного тематического цикла, составляет 15 баллов. Студент, не набравший в результате тестирования 15 баллов, считается не освоившим данный тематический цикл и должен пройти повторное тестирование.

7.1.2. Написание рефератов по отдельным темам курса

Реферат (Р) представляет собой доклад на определенную тему, включающий обзор соответствующих литературных источников.

Написание реферата практикуется в учебном процессе вуза в целях приобретения студентом необходимой профессиональной подготовки, развития умения и навыков самостоятельного научного поиска: изучения литературы по вы-

бранной теме, анализа различных источников и точек зрения, обобщения материала, выделения главного, формулирования выводов и т. п.

С помощью рефератов студент глубже постигает наиболее сложные проблемы курса, учится лаконично излагать свои мысли, правильно оформлять работу, докладывать результаты своего труда.

Подготовка рефератов способствует закреплению знаний у будущего специалиста, развитию умения самостоятельно анализировать многообразные естественнонаучные процессы и явления, вести полемику.

Традиционно, реферат содержит в себе следующие части:

- 1) План или содержание.
- 2) Введение.
- 3) Основная часть.
- 4) Заключение или выводы.
- 5) Список использованной литературы

Таблицы, графики, фотографии, рисунки, дополнительные сведения рекомендуется оформить как приложения.

Объем реферата — от 7 до 10 машинописных страниц.

Критерии оценки реферата:

1. Обоснование актуальности темы (введение) - (1-5 баллов).
2. Логичность построения работы, взаимосвязь ее частей - (1-5 баллов)
3. Раскрытие темы (новизна приведенных в работе данных) (1 - 5 баллов).
4. Стилистика, оформление работы - (1-5 баллов).
5. Наличие выводов, новизна цитируемых литературных источников - (1-5 баллов).

ИТОГО:

20-25 баллов - оценка "отлично"

15-19 балла - оценка "хорошо"

10-14 балла - оценка "удовлетворительно"

7.1.3. Аудиторная контрольная работа

Аудиторная контрольная работа (АКР) - средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу. Каждый вариант контрольной работы содержит пять средних по трудности вопросов, задач или заданий, требующих поиска обоснованного ответа. Контрольная работа может занимать часть или полное учебное занятие с разбором правильных решений на следующем занятии.

Каждый правильный ответ оценивается в один балл.

5 баллов – «отлично»;

4 балла – «хорошо»;

3 балла – «удовлетворительно»;

2 балла и менее – «неудовлетворительно».

По дисциплине «Химия» рекомендуется проведение двух АКР:

Тема «Растворы» - 1 семестр;

Тема «Органическая химия» - 2 семестр.

7.1.4. Домашнее задание

Домашнее задание (ДЗ) предполагает изучение студентами теоретического материала, подготовку к лекциям, лабораторным работам, практическим и семинарским занятиям, оформление конспектов лекций, написание отчетов, решение задач, работу в электронной образовательной среде и др. для приобретения новых теоретических и фактических знаний, теоретических и практических умений.

Решения домашних заданий представляются в письменной форме.

Оценка, выставляемая за домашнее задание, качественного типа - по шкале наименований «зачтено» / «не зачтено».

7.1.5. Индивидуальное задание

Индивидуальные задания (ИЗ) – форма самостоятельной аудиторной и внеаудиторной работы студентов, направленная на приобретение навыков самостоятельной работы с учебной литературой, подготовки к лабораторным и практическим занятиям, к промежуточному контролю.

Оценка, выставляемая за индивидуальное задание, может быть как качественного типа (по шкале наименований «зачтено» / «не зачтено»), так и количественного (с выставлением отметки по шкале порядка – «отлично», «хорошо» и т.д.).

7.1.6. Лабораторная работа

Лабораторная работа (ЛР) - практическая работа студента под руководством преподавателя, связанная с использованием учебного, научного или производственного оборудования (приборов, устройств и др.) с физическим моделированием и проведением экспериментов, направленная в основном на приобретение *новых фактических знаний и практических умений*.

Лабораторные работы позволяют приобрести студентам умения работать с химическими реагентами, посудой и приборами, осуществлять химический эксперимент.

Перед выполнением каждой лабораторной работы студент самостоятельно готовит отчет, в котором указываются цели работы, ход работы, дается рисунок и описание установки, заготовки таблиц численных результатов, подбирает формулы для последующих вычислений. Во время аудиторного занятия студенты фиксируют полученные результаты, проводят необходимые расчеты и делают выводы.

Защита отчета проходит в форме доклада студента по выполненной работе и ответов на вопросы преподавателя.

Отчет не может быть принят и подлежит доработке в случае:

- отсутствия необходимых разделов,

- отсутствия необходимого графического материала,
- некорректной обработки результатов измерений и т.п.

Оценка, выставляемая за лабораторную работу, квалитативного типа - по шкале наименований «зачтено» / «не зачтено».

7.2 Характеристика фондов оценочных средств для промежуточной аттестации

Согласно учебному плану формой промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» является экзамен.

Экзамены по дисциплине преследуют цель оценить работу студента за курс, полученные теоретические знания, прочность их, развитие творческого мышления, приобретение навыков самостоятельной работы, умение синтезировать полученные знания и применять их к решению практических задач.

Экзамены проводятся по билетам в устной или письменной форме. Экзаменационный билет содержит два теоретических вопроса и одно практическое задание.

8. Учебно-методическое обеспечение дисциплины

8.1. Библиографический список рекомендуемых изданий основной и дополнительной учебной литературы

8. Учебно-методическое обеспечение дисциплины

8.1. Библиографический список рекомендуемых изданий основной и дополнительной учебной литературы

Основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Глинка Н.Л. - М.: КНОРУС, 2010-2011. - 752 с.
2. Цитович И.К. Курс аналитической химии: учебник для вузов с-х специальностей/ И.К. Цитович. - 10-е изд., стер. - СПб.: Лань, 2009. - 496 с.
3. Кругляков П.М. Физическая и коллоидная химия: учебное пособие/ П.М. Кругляков, Т.Н. Хаскова. - 2-е изд., испр. - М.: Высшая школа, 2007. - 319 с

Дополнительная литература

1. Довбыш С.А. Химия: методические указания по выполнению контрольных работ/ С.А. Довбыш. – Барнаул: Изд-во АГАУ, 2010. – 70с.
2. Довбыш С.А. Химия: учебно-методическое пособие /С.А. Довбыш, Г.В. Оствальд, Н.А. Невинская. – Барнаул: Изд-во АГАУ, 2011-Ч.2: Аналитическая химия. – 2011. – 68 с.

3. Оствальд Г.В., Довбыш С.А. Химия. Часть 3. Физическая и коллоидная химия: учебно-методическое пособие. – Барнаул: РИО АГАУ, 2012. – 122 с.
4. Довбыш С.А., Оствальд Г.В. Химия. Часть 1. Общая химия: учебно-методическое пособие. – Барнаул: РИО АГАУ, 2013. – 120 с.
5. Панова Е.В., Довбыш С.А., Оствальд Г.В. Химия. Часть 5. Химия полимеров: учебно-методическое пособие. – Барнаул: РИО АГАУ, 2013. – 48с.
6. Довбыш С.А., Оствальд Г.В. Химия. Часть 6. Физико-химические методы анализа: учебно-методическое пособие. – Барнаул: РИО АГАУ, 2014. – 64 с.

8.2. Перечень программных продуктов, используемых при проведении различных видов занятий, программно-информационных материалов (видеофильмы, обучающие программы, электронные базы данных, электронные учебники, электронные тесты, мультимедийные разработки и пр.)

1. <http://home.ptd.net/~swenger/> Содержится 250 фрагментов информации по химии;
2. <http://www.chemistry.memaster.ca/faculty/bader/aim> Типы связей между атомами в молекулах. Дается представление о квантовой механике.
3. <http://antoine.fsu.umd.edu/chem/senese/101/links.html> Представлены базы данных, содержание лекций, лабораторных занятий, дискуссии по проблемам химии, новости науки. Рассказывается о научных методах в химии и использовании химии в повседневной жизни.
4. Левченков С. И., Физическая и коллоидная химия: Конспект лекций. <http://www.physchem.chimfak.rsu.ru/Source/PCC/index.html>.
5. www.fepo.ru
6. www.slovari.ua

9. Материально-техническое обеспечение дисциплины

Реализация данной учебной дисциплины осуществляется с использованием материально-технической базы, обеспечивающей проведение всех видов учебных занятий и учебно-исследовательской работы обучающихся, предусмотренных программой учебной дисциплины и соответствующей действующим санитарным и противопожарным правилам и нормам:

- лекционные аудитории, аудитории для проведения практических занятий, оснащенные средствами для мультимедийных презентаций,
- лаборатории для проведения лабораторных работ, оснащенные необходимым оборудованием.

ПРИЛОЖЕНИЯ

Приложение № 1
к программе дисциплины
«Химия»

Аннотация дисциплины «Химия»

Направление подготовки 38.03.07 Товароведение
Образовательная программа "Товароведение и экспертиза товаров (в сфере производства и обращения сельскохозяйственного сырья и продовольственных товаров)"
Программа подготовки: прикладной бакалавриат

Цель дисциплины: углубление современных представлений в области химии как одной из фундаментальных наук; формирование у студентов химического мышления для решения практических задач качества, надежности и многообразных частных проблем физико-химического и экологического направления.

Освоение данной дисциплины направлено на формирование у обучающихся следующих компетенций:

№ п/п	Содержание компетенций, формируемых полностью или частично данной дисциплиной
1	способность применять знания естественнонаучных дисциплин для организации торгово-технологических процессов и обеспечения качества и безопасности потребительских товаров (ОПК-5)

Трудоемкость дисциплины, реализуемой по учебному плану направления подготовки 38.03.07 «Товароведение», образовательная программа "Товароведение и экспертиза товаров (в сфере производства и обращения сельскохозяйственного сырья и продовольственных товаров)"

Вид занятий	Форма обучения - очная	
	1 семестр	2 семестр
1. Аудиторные занятия, всего, часов	36	34
в том числе:	8	12
1.1. Лекции		
1.2. Лабораторные работы	28	22
1.3. Практические (семинарские) занятия		
2. Самостоятельная работа, часов		
Всего часов (стр. 1 + стр. 2)	72	108
Общая трудоемкость, зачетных единиц	2	3

Формы промежуточной аттестации: **экзамен**

Перечень изучаемых тем:

1. Основные понятия и законы химии
2. Основные классы неорганических соединений
3. Строение вещества
4. Растворы
5. Окислительно-восстановительные реакции
6. Комплексные соединения
7. Основные законы термодинамики

8. Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие
9. Коллоидные системы
10. Поверхностные явления и адсорбция. Коллоидные ПАВ
11. Качественный химический анализ
12. Количественный химический анализ
13. Теория химического строения. Основы стереохимии. Типы органических реакций
14. Основные классы органических соединений
15. Растворы высокомолекулярных соединений (ВМС).

Приложение 2

к программе дисциплины «Химия»

Список имеющихся в библиотеке университета изданий основной учебной литературы по дисциплине

№ п/п	Библиографическое описание издания	Примечание
1.	Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Глинка Н.Л. - М.: КНОРУС, 2010. - 752 с.	100
2	Глинка Н.Л. Общая химия: учебное пособие для вузов/ Глинка Н.Л. - М.: КНОРУС, 2011. - 752 с.	50
3	Цитович И.К. Курс аналитической химии: учебник для вузов с-х специальностей/ И.К. Цитович. - 10-е изд., стер. - СПб.: Лань, 2009. - 496 с.	120
4	Кругляков П.М. Физическая и коллоидная химия: учебное пособие/ П.М. Кругляков, Т.Н. Хаскова. - 2-е изд., испр. - М.: Высшая школа, 2007. - 319 с	70

Список имеющихся в библиотеке университета изданий дополнительной учебной литературы по дисциплине, по состоянию на 01 сентября 2016 года

№ п/п	Библиографическое описание издания	Примечание
1	Довбыш С.А. Химия: методические указания по выполнению контрольных работ/ С.А. Довбыш. – Барнаул: Изд-во АГАУ, 2010. – 70с.	23
2	Довбыш С.А. Химия: учебно-методическое пособие /С.А. Довбыш, Г.В. Оствальд, Н.А. Невинская. – Барнаул: Изд-во АГАУ, 2011-Ч.2: Аналитическая химия. – 2011. – 68 с.	28
3	Оствальд Г.В., Довбыш С.А. Химия. Часть 3. Физическая и коллоидная химия: учебно-методическое пособие. – Барнаул: РИО АГАУ, 2012. – 122 с.	48
4	Довбыш С.А., Оствальд Г.В. Химия. Часть 1. Общая химия: учебно-методическое пособие. – Барнаул: РИО АГАУ, 2013. – 120 с.	58
5	Панова Е.В., Довбыш С.А., Оствальд Г.В. Химия. Часть 5. Химия полимеров: учебно-методическое пособие. – Барнаул: РИО АГАУ, 2013. – 48с.	30
6	Довбыш С.А., Оствальд Г.В. Химия. Часть 6. Физико-химические методы анализа: учебно-методическое пособие. – Барнаул: РИО АГАУ, 2014. – 64 с.	

Составители:

Список верен

Должность работника библиотеки

подпись

И.О. Фамилия

Приложение 3

к программе дисциплины «Химия»

Фонд оценочных средств по дисциплине «Химия» для студентов, обучающихся по направлению «Товароведение»

1. Самостоятельная работа студентов

Самостоятельная работа студентов является одной из основных форм внеаудиторной работы при реализации учебных планов и программ. По дисциплине «Химия» практикуется следующие виды и формы самостоятельной работы студентов:

- индивидуальные задания (решение задач, подготовка сообщений, докладов, исследовательские работы и др.);
- тестирование;
- подготовку к контрольным работам, зачетам и экзаменам.
- изучение лекционного материала по конспекту с использованием рекомендованной литературы;
- подготовка к практическим, лабораторным занятиям;
- выполнение контрольных, индивидуальных заданий;
- подготовка кратких сообщений, докладов, рефератов, исследовательских работ, самостоятельное составление задач по изучаемой теме (по указанию преподавателя).

Целью самостоятельной работы студентов является овладение фундаментальными знаниями, профессиональными умениями и навыками деятельности по профилю, опытом творческой, исследовательской деятельности.

Самостоятельная работа студентов способствует развитию самостоятельности, ответственности и организованности, творческого подхода к решению проблем учебного и профессионального уровня.

Формы самостоятельной работы студентов определяются при разработке рабочих программ учебных дисциплин содержанием учебной дисциплины, учитывая степень подготовленности студентов.

Самостоятельная работа может осуществляться индивидуально или группами студентов в зависимости от цели, объема, конкретной тематики самостоятельной работы, уровня сложности, уровня умений студентов.

Контроль результатов внеаудиторной самостоятельной работы студентов может осуществляться в пределах времени, отведенного на обязательные учебные занятия по дисциплине и внеаудиторную самостоятельную работу студентов по дисциплине, может проходить в письменной, устной или смешанной форме.

Самостоятельная работа всегда завершается какими-либо результатами. Это выполненные задания, упражнения, решенные задачи, написанные сочинения, заполненные таблицы, построенные графики, подготовленные ответы на вопросы.

Таким образом, широкое использование методов самостоятельной работы, побуждающих к мыслительной и практической деятельности, развивает столь важные

интеллектуальные качества человека, обеспечивающие в дальнейшем его стремление к постоянному овладению знаниями и применению их на практике.

1.1. Примерный перечень вопросов, расчетных задач и других видов заданий для самостоятельной работы студентов

Вопросы по теме: «Периодическая система Д.И.Менделеева Химическая связь»

1. Понятие об атоме.
2. Строение ядра. Изотопы.
3. Принцип квантовой механики:
 - неопределенности;
 - двойственной природы электрона;
 - квантовой энергии;
 - наименьшей энергии.
4. Квантовые числа, характеризующие состояние электрона в атоме.
5. Многоэлектронные системы: принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского.
6. Заполнение электронных оболочек атомов периодической системы.
7. Периодический закон элементов Д.И.Менделеева. Периодическая система как естественная классификация элементов:
 - формулировка закона;
 - периоды, группы, подгруппы. Изменение свойств элементов в периодах и группах.
 - характеристика s-, p-, d-элементов.
 - энергия ионизации. Сродство к электрону. Электроотрицательность
 - мера химической активности элементов.
8. Понятие химической связи. Параметры связи:
 - энергия связи;
 - длина связи;
 - валентные углы;
 - распределение электронной плотности.
9. Свойства связи:
 - насыщаемость;
 - гибридизация;
 - направленность;
 - поляризуемость.
10. Типы связи:
 - ковалентная,
 - ионная,
 - металлическая.

Задания по теме «Свойства растворов. Электролитическая диссоциация»

1. Сколько миллилитров 85 % раствора серной кислоты с плотностью 1,77 г/мл нужно взять для приготовления 12 л 10 % раствора с плотностью 1,066 г/мл?
2. Сколько миллилитров 50 % раствора серной кислоты с плотностью 1,5 г/мл нужно взять для приготовления 250 мл 2 н раствора?
3. Определить молярность и нормальность раствора, содержащего 3,84 г серной кислоты в 400 мл раствора?
4. Вычислить $t_{кип.}$ и $t_{пл.}$ 10 % - ного раствора сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$.
5. На сколько градусов изменяется $t_{зам.}$ и $t_{кип.}$ раствора этиленгликоля $C_2H_6O_2$, содержащего в 100 мл воды 4 моля?

- Написать уравнения гидролиза солей: силиката натрия и карбоната рубидия в молекулярном и ионном видах.
- Вычислить pH раствора, содержащего 0,001 моль/л OH^- .
- Вычислить $[\text{H}^+]$, если $\text{pH} = 11$.
- Написать в молекулярном и ионном видах реакции взаимодействия гидроксида свинца (II) с гидроксидом калия; гидроксида цинка и гидроксида калия.
- Как добиться смещения равновесия в сторону молекул HCN при её диссоциации?

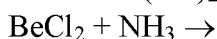
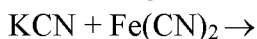
Задания по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

Уравнять реакции методом электронного баланса, определить тип ОВР.

- $\text{Mg} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Ag} + \text{HNO}_3 (\text{разб.}) \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{KJ} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Задания по теме «Комплексные соединения»

- Напишите формулу комплексного соединения, полученного из следующих веществ:

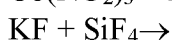
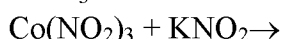
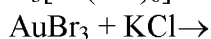
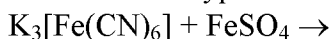


Определите заряд комплексообразователя, координационное число, заряд комплексного иона и назовите комплексное соединение.

- Каковы заряды комплексных ионов и координационное число Co^{3+} в соединениях $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{C}_2\text{O}_4)\text{Cl}_2]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_2]$ и $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{NO}_2\text{Cl}]$? Напишите выражения констант нестойкости данных комплексных ионов.

- Какова степень окисления центральных ионов - хрома, родия и иридия в соединениях: $\text{K}_4[\text{Cr}(\text{CN})_6]$; $\text{Na}(\text{NH}_4)_2[\text{Rh}(\text{NO}_2)_6]$; $(\text{NH}_4)_5[\text{Ir}(\text{SO}_3)_2\text{Cl}_4]$ и $(\text{NH}_4)_2[\text{Ir}(\text{SO}_3)_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений.

- Закончите уравнение реакции и запишите его в ионном виде:



Назовите полученное комплексное соединение.

Задания по теме «Общая характеристика металлов и неметаллов»

- Вычислите массовую долю (в %) карбоната кальция, если на растворение известняка массой 6 г был израсходован 1 М раствор соляной кислоты объёмом 50 мл.
- Смешали хлороводород массой 7,3 г и аммиак массой 4 г. Вычислите массу образовавшегося вещества.

- Какой объём кислорода (н.у.) необходим для полного сгорания 20 л оксида углерода (II), содержащего 5% азота?
- Какой объём оксида углерода (IV) (н.у.) выделится при сжигании 400 г угля, содержащего 6% негорючих примесей?
- Вычислите количество (моль) хлората калия, при разложении которого получен кислород объёмом 448 л (н.у.) при выходе продукта 80%.
- Сколько килограммов оксида кремния (IV) и кокса (содержащего 95% углерода) потребуется для получения 80 кг карбида кремния?
- Как будут реагировать с избытком KOH растворы следующих солей: а) $MgCl_2$; б) $ZnCl_2$; в) $NaHCO_3$. Почему? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной формах.
- Напишите уравнения возможных реакций: а) $Cu + HNO_3$ (конц.), б) $Pb + MnSO_4$, в) $Hg + HCl$; г) $K + H_2O$. Составьте для них уравнения электронного баланса. Объясните причину невозможности протекания остальных реакций.
- В 500 мл воды бросили кусочек натрия массой 46 г. Вычислите массовую долю раствора щелочи.
- При взаимодействии щелочного металла массой 1,95 г с водой выделился водород, занимающий при н.у. объём 560 мл. Какова относительная атомная масса взятого металла?

Задания по теме «Химическая термодинамика»

- Вычислить теплоту сгорания CO в kJ/m^3 . Газ содержит 10% негорючих примесей.
- Рассчитать в $kJ/моль$ изменение энтальпии фазового перехода.
 $H_2O(кр) \rightarrow H_2O(ж)$, $H_2O(г) \rightarrow H_2O(ж)$.
- Вычислить теплоту сгорания газа в kJ/m^3 , состоящего из 40% CO и 60% H_2 при нормальных условиях. Вода образуется в газообразном состоянии.
- Рассчитать калорийность топлива в kJ/m^3 , состоящего из 60% CO и 40% SO_2 .
- Теплота сгорания этана равна: $\Delta H_{х.р.} = -1428,34$ $kJ/моль$. Вычислить стандартную энтальпию образования этана $\Delta H^\circ_{обр. C_2H_6}$. Вода выделяется в газообразном состоянии.
- При какой температуре наступит термодинамическое равновесие в системе: $CuO(кр) + H_2(г) \leftrightarrow Cu(кр) + H_2O(ж)$?
- Вычислить энергию Гиббса в реакции: $2NH_3(г) + 3/2 O_2(г) \leftrightarrow 2NO(г) + 3H_2O(ж)$. Определить принципиальную возможность её протекания при стандартных условиях и при $500^\circ C$.
- Вычислите ΔH , ΔS и ΔG реакции, протекающей по уравнению $Fe_2O_3(к) + 3C(графит) = 2Fe(к) + 3CO(г)$. Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температурах 500 и 1000K?
- Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропии соответствующих веществ, вычислите ΔG реакции, протекающей по уравнению $NH_3(г) + HCl(г) = NH_4Cl(к)$. Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?
- При какой температуре наступает равновесие системы $CO(г) + 2H_2(г) \leftrightarrow CH_3OH(ж)$; $\Delta H = -128,05$ $kJ/моль$?

Задания по теме «Химическая кинетика и катализ. Химическое равновесие»

- Скорость реакции при температуре $60^\circ C$ равна 1 моль/л. Вычислить скорость этой реакции при $30^\circ C$, температурный коэффициент равен 3.
- Вычислить среднюю скорость реакции: $A + B = 2C$. Начальная концентрация вещества A равна 0,22 моль/л, а через 10 с 0,215 моль/л.

3. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 150°C до 200°C, если при повышении температуры на 10°C скорость реакции увеличилась в 3 раза?
4. Концентрация реагирующих веществ в системе: $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2\text{HI}(\text{г})$ уменьшилась в 1,5 раза. Во сколько раз увеличилась скорость реакции?
5. Как изменится скорость реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$, если объём газовой смеси увеличить в три раза?
6. Скорость реакции $\text{A} + \text{B} = \text{C}$ при повышении температуры на 10 градусов увеличивается в 3 раза. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции при повышении температуры на 50°C?
7. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°C, если температурный коэффициент реакции равен 2?
8. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Во сколько раз возрастёт скорость реакции при повышении температуры от 20 до 75°C?
9. Вычислите константу равновесия для обратимой реакции $2\text{NO}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} + \text{O}_2$, зная, что равновесные концентрации равны: $[\text{NO}] = 0,056$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,028$ моль/л; $[\text{NO}_2] = 0,044$ моль/л.
10. В каком направлении сместится равновесие в системах

$2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2$,	$\Delta\text{H} = - 500$ кДж;
$\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$,	$\Delta\text{H} = 18$ кДж;
$\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{тв}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) - Q$	

 а) при повышении давления;
 б) при понижении температуры;
 в) при увеличении концентрации исходных веществ, конечных продуктов реакции;
 г) при уменьшении концентрации реагирующих веществ?

Задания по теме «Основы электрохимических процессов»

1. Вычислите массу газа, выделившегося у анода при электролизе раствора серной кислоты, проводившегося 5 мин при силе тока равной 2 А.
2. Вычислите время, необходимое для выделения железа массой 2,8 г из раствора сульфата железа (II) силой тока в 10 А.
3. Вычислите массу серебра, выделившуюся при пропускании через раствор нитрата серебра тока в 8 А в течение 15 мин.
4. Вычислите ЭДС и определите направление тока во внешней цепи данного гальванического элемента $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$, учитывая, что концентрация ионов Fe^{2+} и Ag^+ соответственно равна 0,1 моль/л и 0,01 моль/л.
5. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погружённого в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погружённого в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислить ЭДС элемента, написать уравнения электродных процессов, составить схему элемента.
6. Составьте схему гальванического элемента, составленного из железа и кадмия, опущенных в растворы их солей с концентрациями ионов $[\text{Fe}^{2+}] = 1$ моль/л, а ионов кадмия $[\text{Cd}^{2+}] = 0,0001$ моль/л. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, напишите уравнения катодного и анодного процессов.
7. Составьте схему, напишите уравнения анодного и катодного процессов и рассчитайте ЭДС гальванического элемента, в котором один медный электрод находится в 0,0025 М растворе, а другой в 2 М растворе сульфата меди.
8. Какие продукты получаются при электролизе: а) расплава KI с инертным анодом: б) водного раствора KI с инертным анодом: в) водного раствора KI с никелевым анодом?

Напишите уравнения анодного и катодного процессов и суммарное уравнение электролиза.

9. Алюминий находится в контакте с хромом. Напишите уравнения анодного и катодного процессов коррозии во влажном воздухе.
10. Свинец спаян с серебром и находится во влажном воздухе, насыщенном сероводородом. Напишите уравнения коррозии. Каков будет продукт коррозии?

Задания по теме «Аналитическая химия. Качественный химический анализ»

Напишите молекулярное и ионные уравнения. Назовите вещества. Укажите аналитический эффект.

- | | |
|---|--|
| 1. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 6. $\text{ZnSO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow$ |
| 2. $\text{CaCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$ | 7. $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6] + \text{FeSO}_4 \rightarrow$ |
| 3. $\text{MgCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$ | 8. $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$ |
| 4. $\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 9. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$ |
| 5. $\text{AgCN} + \text{KCN} \rightarrow$ | 10. $\text{FeSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow$ |

Задания по теме «Аналитическая химия. Титриметрический анализ»

1. Навеску образца, содержащего CaO, массой 1,3000 г растворили в 50,00 мл 0,1000 М раствора HCl. Избыток непрореагировавшей кислоты оттитровали раствором NaOH, израсходовав 3,50 мл. Вычислите массовую долю (%) CaO в образце, если 1,00 мл раствора HCl соответствует 1,25 мл раствора NaOH.
2. Навеску смеси Na_2SO_4 и Na_2CO_3 массой 0,1032 г обработали 50,00 мл 0,09496 М раствора HCl. Избыток кислоты оттитровали 24,90 мл 0,1298 М раствора NaOH. Найдите массовую долю (%) Na_2CO_3 в смеси.
3. Навеску мрамора массой 0,2834 г растворили в 30,00 мл 0,03933 М раствора HCl. На титрование избытка кислоты пошло 14,10 мл 0,4400 М раствора NaOH. Найдите массовую долю (%) примесей в образце.
4. Навеску соли аммония массой 0,7200 г обработали избытком концентрированного раствора NaOH. Выделившийся аммиак поглотили 25,00 мл 0,2040 М раствора HCl и избыток кислоты оттитровали 12,70 мл 0,1030 М раствора NaOH. Найдите массовую долю (%) NH_3 в образце.
5. Рассчитайте молярность хлористоводородной кислоты, если на титрование 0,1006 г натрия карбоната израсходовали 37,45 мл приготовленного раствора хлористоводородной кислоты.
6. Напишите химизм, рассчитайте эквивалент определяемого вещества и титр при количественном определении хлористоводородной кислоты методом алкалометрии с использованием в качестве титранта 0,1 М раствора гидроксида натрия.
7. Сколько миллиграммов иода содержится в анализируемом растворе, если на титрование его пошло 20 мл 0,1040 н. раствора тиосульфата натрия?
8. На титрование щавелевой кислоты затрачено 22,22 мл раствора KMnO_4 с титром 0,0033 г/мл. Определить массу щавелевой кислоты в анализируемом растворе.
9. На титрование раствора, полученного растворением 0,1420 г образца, содержащего железо, затрачено 24,85 мл 0,1005 н. раствора KMnO_4 . Рассчитать массовую долю железа в образце.
10. На титрование 100 мл анализируемой воды с индикатором хромогеном черным затрачено V_1 мл стандартного раствора трилона Б, а с индикатором мурексидом - V_2 мл трилона Б. Определите общую жесткость воды, жесткость по кальцию, жесткость по магнию, массу кальция и магния в V_3 литрах воды.

№	Сэ трилона Б	Объем трилона Б (мл)		Объем воды V ₃ , мл
		V ₁	V ₂	
1	0,0615	10,1	3,7	50
2	0,1050	8,6	5,0	150

Задания по теме «Основы органической химии»

1. При дегидратации одноатомного спирта получили углеводород этиленового ряда, 14 г которого способны реагировать с 40 г брома. Определите этот спирт.
2. При сгорании органического вещества массой 4,8 г образовалось 3,36 л CO₂ (н.у.) и 5,4 г воды. Плотность паров органического вещества по водороду равна 16. Определите молекулярную формулу исследуемого вещества.
3. Какой объем водорода (н.у.) получится при взаимодействии 2 моль металлического натрия со 100 мл 96%-ного (по массе) раствора этанола в воде ($\rho = 0,8$ г/мл).
4. При окислении 10,8 г органического вещества аммиачным раствором оксида серебра выделилось 32,4 г серебра. Вычислите молярную массу продукта окисления и изобразите графические формулы всех возможных его изомеров.
5. Хлорпроизводное циклоалкана содержит углерода – 14,5%, хлора – 85,5%, имеет относительную молекулярную массу 498. Установите формулу циклоалкана, из которого получено это хлорпроизводное.
6. Газ состоит (%) из: метана - 97,7; этана - 0,2; пропана - 0,1. Сколько воды и диоксида углерода образуется при сгорании 1 м³ газа?
7. Плотность паров монохлорпроизводного алкана по кислороду равна 2,89. Содержание в нем углерода – 51,89%, водорода – 9,73%, хлора – 38,38%. Определите формулу этого вещества.
8. При сгорании одного моля предельного углеводорода образовалось три моля воды и 88 г оксида углерода (IV). Какова молярная масса сгоревшего соединения?
9. В реакцию вступил бензол массой 156 г и азотная кислота массой 140 г. Вычислите непрореагировавшую массу вещества, взятого в избытке.
10. Определите молекулярную формулу предельного углеводорода, если известно, что при полном сгорании 8,6 г его образовалось 13,44 л (н.у.) оксида углерода (IV). Рассчитайте молекулярную массу углеводорода.

Задания по теме «Коллоидные системы»

1. Золь сульфата бария получен сливанием равных объемов растворов нитрата бария и серной кислоты. Одинаковы ли исходные концентрации электролитов, если при электрофорезе частица переместится к аноду? Напишите формулу мицеллы золя BaSO₄.
2. Для получения золя AgCl смешали 10 мл 0,02М KCl и 100 мл 0,05 М AgNO₃. Напишите формулу мицеллы полученного золя. К какому электроду будет двигаться частица при электрофорезе?
3. Золь гидроксида алюминия получен сливанием равных объемов растворов хлорида алюминия и гидроксида натрия. Одинаковы ли исходные концентрации электролитов, если при электрофорезе частица перемещается к катоду? Напишите формулу мицеллы золя Al(OH)₃.
4. Золь гидроксида железа получен методом гидролиза хлорида железа. Напишите формулу мицеллы, если стабилизатором золя является электролит FeOCl. Каков заряд гранулы коллоидной частицы?

5. Напишите формулу мицеллы гидрозоль AgBr , полученного при сливании разбавленного раствора AgNO_3 с избытком KBr . Как изменится строение мицеллы, если гидрозоль AgBr получать при сливании сильно разбавленного раствора KBr с избытком AgNO_3 ?
6. Гидрозоль HgS получен пропусканием H_2S через водный раствор оксида ртути. Напишите уравнение реакции образования золя и формулу мицеллы, если стабилизатором золя является H_2S . Определите знак заряда гранулы коллоидной частицы.
7. Заряд частиц гидрозоль SiO_2 возникает в результате диссоциации кремневой кислоты H_2SiO_3 , образующихся на поверхности коллоидной частицы при взаимодействии поверхностных молекул SiO_2 с водой. Напишите формулу мицеллы золя.
8. Стабилизатором гидрозоль MnO_2 является перманганат калия KMnO_4 . Напишите формулу мицеллы золя, определите заряд гранулы. К какому электроду будут двигаться частицы при электрофорезе?
9. Золь сульфида мышьяка As_2S_3 получен пропусканием сероводорода через разбавленный раствор оксида мышьяка As_2O_3 . Стабилизатором золя является сероводород. Напишите реакцию образования золя и формулу мицеллы. Определите знак гранулы.
10. Золь AgI получен при добавлении 8 мл 0,05 М водного раствора KI к 10 мл 0,02 М AgNO_3 . Напишите формулу мицеллы образовавшегося золя. Определите знак заряда гранулы.

Задания по теме «Поверхностные явления и адсорбция»

1. Рассчитать по формуле Ленгмюра величину адсорбции уксусной кислоты на активированном угле, если концентрация кислоты в растворе $0,5 \text{ кмоль/м}^3$, максимальная адсорбция составляет $5 \cdot 10^{-8} \text{ кмоль/м}^2$, а параметр a равен 21.
2. Используя нижеприведенные экспериментальные данные, построить графически изотерму адсорбции Фрейндлиха. Из графика определить значения констант K и $1/a$ в уравнении Фрейндлиха.

C , моль/м ³	0,018	0,031	0,062	0,126	0,268	0,471	0,882
Адсорбция, моль/кг	0,467	0,624	0,801	1,110	1,550	2,040	2,480

3. На основании нижеследующих данных по адсорбции аскорбиновой кислоты углем при 298 К графически определить постоянные в уравнении Фрейндлиха:

C , моль/м ³	0,006	0,025	0,053	0,111
Адсорбция, моль/кг	0,44	0,78	1,04	1,44

4. По экспериментальным данным адсорбции фенола на ионите при 298 К графически определите константы уравнения Ленгмюра, пользуясь которыми постройте изотерму адсорбции Ленгмюра.

$C \cdot 10^2$, моль/л	3,0	6,0	7,5	9,0
$A \cdot 10^3$, кг/кг	0,70	1,05	1,12	1,15

5. По экспериментальным данным адсорбции углекислого газа на цеолите при 293 К графически определите константы уравнения Ленгмюра, пользуясь которыми постройте изотерму адсорбции Ленгмюра.

P·10 ⁻² , Н/м ²	1,0	10,0	75,0	200,0
A· 10 ³ , кг/кг	35,0	112,0	174,0	188,0

Задания по теме «Высокомолекулярные соединения»

1. Приведите примеры природных и синтетических полимеров.
2. Как разделяются полимеры по форме макромолекул? Приведите примеры линейных, разветвленных и сетчатых полимеров.
3. Какие полимеры называют стереорегулярными?
4. Какие полимеры называют органическими, неорганическими и элементарноорганическими?
5. В чем заключается процесс полимеризации? Как получают в промышленности полиэтилен, полипропилен? Где применяют эти полимеры?
6. Чем отличается процесс поликонденсации от процесса полимеризации?
7. Полимером какого непредельного углеводорода является натуральный каучук? Напишите структурную формулу этого углеводорода.
8. Как называют процесс превращения каучука в резину? Чем по строению и свойствам различаются каучук и резина?
9. Из чего состоят молекулы высокомолекулярных соединений?
10. Каковы важнейшие характеристики и свойства полимеров?

1.2. Написание рефератов по отдельным темам курса

Реферат (Р) представляет собой доклад на определенную тему, включающий обзор соответствующих литературных источников.

Написание реферата практикуется в учебном процессе вуза в целях приобретения студентом необходимой профессиональной подготовки, развития умения и навыков самостоятельного научного поиска: изучения литературы по выбранной теме, анализа различных источников и точек зрения, обобщения материала, выделения главного, формулирования выводов и т. п.

С помощью рефератов студент глубже постигает наиболее сложные проблемы курса, учится лаконично излагать свои мысли, правильно оформлять работу, докладывать результаты своего труда.

Подготовка рефератов способствует закреплению знаний у будущего специалиста, развитию умения самостоятельно анализировать многообразные естественнонаучные процессы и явления, вести полемику.

Традиционно, реферат содержит в себе следующие части:

- 1) План или содержание.
- 2) Введение.
- 3) Основная часть.
- 4) Заключение или выводы.
- 5) Список использованной литературы

Таблицы, графики, фотографии, рисунки, дополнительные сведения рекомендуется оформить как приложения.

Объем реферата — от 7 до 10 машинописных страниц.

Критерии оценки реферата:

1. Обоснование актуальности темы (введение) - (1-5 баллов).
2. Логичность построения работы, взаимосвязь ее частей - (1-5 баллов)
3. Раскрытие темы (новизна приведенных в работе данных) (1 - 5 баллов).
4. Стилистика, оформление работы - (1-5 баллов).
5. Наличие выводов, новизна цитируемых литературных источников - (1-5 баллов).

ИТОГО:

20-25 баллов - оценка "отлично"

15-19 балла - оценка "хорошо"

10-14 балла - оценка "удовлетворительно"

Примерные темы рефератов:

1. Методы исследования строения молекул и кристаллов.
2. Равновесия в гетерогенных системах: фазовые равновесия, адсорбционное равновесие.
3. Механизм реакций и катализ: теория столкновений, теория переходного состояния, цепные реакции, фотохимия, ферментативный катализ.
4. Вода: вода в природе, физические и химические свойства воды, диаграмма состояния воды.
5. Элементорганические соединения.
6. Изучение механизмов каталитических реакций
7. Пробоподготовка продуктов питания
8. Определение остаточных количеств пестицидов в с/х продуктах

1.3. Проведение тестирования по темам лекционного курса

Тест (англ. test – испытание, исследование) – список кратких вопросов, требующих однозначных или конкретных (в зависимости от вида вопроса) ответов, показывающих уровень знаний тестируемого. Тесты проводятся в письменной форме и могут быть двух видов:

- а) с вариантами ответов;
- б) без вариантов ответов.

Тестирование знаний проводится в течение всего семестра с определенной периодичностью по изученным тематическим циклам.

Тестирование знаний студентов проводится по подгруппам (12 –13 человек). Вопросы теста в разных подгруппах не повторяются. Общий список вопросов тестирования утверждается решением кафедры вместе с учебной программой.

Один тест содержит 12 вопросов, время ответов на которые составляет 20 – 30 мин.

Каждый вопрос оценивается по двухбалльной шкале:

- 2,0 балла – абсолютно правильный ответ;
- 1,5 балла – ответ содержит незначительную погрешность;
- 1,0 балл – наполовину правильный ответ;
- 0,5 баллов – ответ содержит незначительные элементы правильного ответа.

Максимально-возможная сумма баллов по итогам одного тестирования составляет 24 балла, минимально допустимая сумма баллов, свидетельствующая об удовлетворительном уровне освоения тестируемым данного тематического цикла, составляет 15 баллов. Студент, не набравший в результате тестирования 15 баллов, считается не освоившим данный тематический цикл и должен пройти повторное тестирование.

Примеры тестов для контроля знаний

Знак * предполагает выбор двух ответов из предложенных. Во всех остальных заданиях предполагается выбор одного варианта ответа.

1. Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 является:
 - а) средней солью
 - б) кислой солью
 - в) основной солью
2. Какая из молекул наиболее полярна?
 - а) HCl
 - б) HBr
 - в) HI
 - г) HF
3. Металлы в окислительно-восстановительных реакциях проявляют свойства
 - а) окислителей
 - б) восстановителей
 - в) окислителей и восстановителей
4. Константа равновесия реакции зависит от:
 - а) температуры
 - б) концентрации
 - в) pH среды
 - г) перечисленные факторы не влияют на константу равновесия
5. Ионное произведение воды равно
 - а) 10^{-1}
 - б) 10^{-10}
 - в) 10^{-14}
 - г) 10^{-7}
6. Молярная концентрация показывает сколько молей растворенного вещества содержится:
 - а) в 1 л раствора
 - б) в 100 г раствора
 - в) в 100 мл раствора
7. Равновесие реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ при увеличении давления сместится:
 - а) влево
 - б) вправо
 - в) не сместится
8. Водородный показатель равен:
 - а) $-\lg[\text{H}^+]$
 - б) $-\lg[\text{OH}^-]$
 - в) $-\lg[\text{H}^+ \cdot \text{OH}^-]$
9. Эквивалент соляной кислоты равен:
 - а) молярной массе (M)
 - б) $M/2$
 - в) $M/3$
10. Наибольшей электроотрицательностью обладает элемент:
 - а) H
 - б) O
 - в) F
11. В растворе с $\text{pH}=5,5$ реакция среды:
 - а) кислая
 - б) нейтральная
 - в) щелочная
12. Свойства простых веществ и их соединений находятся в периодической зависимости от:
 - а) заряда ядра

- б) массы ядра
 - в) массы элементарных частиц
13. Химическая связь в молекуле хлороводорода (HCl):
- а) ковалентная неполярная
 - б) ковалентная полярная
 - в) ионная
 - г) водородная
14. pH 0,1 молярного раствора азотной кислоты равен:
- а) 1
 - б) 7
 - в) 13
 - г) 14
15. Какова реакция среды в растворе соды (Na₂CO₃):
- а) кислая
 - б) нейтральная
 - в) щелочная
16. При взаимодействии цинка с соляной кислотой выделяется газ:
- а) водород
 - б) кислород
 - в) хлор
17. Первый закон термодинамики означает, что энергия изолированной системы:
- а) Растёт
 - б) Уменьшается
 - в) Постоянна (не меняется)
18. Переход теплоты от холодного тела к горячему самопроизвольно:
- а) Возможен
 - б) Не возможен
 - в) Всегда происходит
19. Как можно охарактеризовать энтропию (S) – это:
- а) Мера энергии
 - б) Мера беспорядка
 - в) Мера теплоты
20. Зависит ли тепловой эффект реакции от пути реакции?
- а) Не зависит
 - б) Не зависит только для простых одностадийных реакций
 - в) Зависит от наличия катализатора
21. Как изменяется температура замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем?
- а) Увеличивается
 - б) Уменьшается
 - в) Не изменяется
22. От чего зависит константа химического равновесия?
- а) От концентрации
 - б) Только от температуры
 - в) От температуры и природы веществ
23. Каков физический смысл константы скорости?
- а) Коэффициент пропорциональности в законе действующих масс
 - б) Скорость реакции при любых концентрациях исходных веществ
 - в) Скорость реакции при концентрациях исходных веществ 1 моль/дм³
24. Константа скорости химической реакции не зависит от:
- а) Температуры
 - б) Концентрации реагирующих веществ
 - в) Природы веществ

25. Химическое равновесие в системе означает, что протекает:
- Любое количество реакций
 - Две реакции- прямая и обратная
 - Одна необратимая реакция
26. Из скольких молекул может состоять коллоидная частица?
- Из одной молекулы
 - Из двух молекул
 - Из некоторого количества, обеспечивающего гетерогенность системы
27. Для чего нужен стабилизатор в коллоидной системе?
- Для слипания частиц
 - Для сохранения размера частиц
 - Для выпадения осадка
28. Коагуляция гидрозолей связана с тем, что при добавлении электролита:
- Увеличивается заряд коллоидной частицы
 - Уменьшается заряд коллоидной частицы
 - Не уменьшается заряд коллоидной частицы
29. К каким системам относятся коллоидные растворы?
- Гомогенным
 - Гетерогенным
 - Ионным растворам
30. Что такое ПАВ?
- Вещество, молекулы которого состоят из полярной и неполярной частей и способные понижать поверхностное натяжение раствора
 - Вещество, молекулы которого состоят из полярной и неполярной частей и способные повышать поверхностное натяжение раствора
 - Вещество, термодинамически несовместимое с растворителем
31. Каким из перечисленных веществ свойственно явление набухания?
- Каучук
 - Сахар
 - Мел
32. Какое из предложенных химических соединений является ПАВ?
- C_6H_{14}
 - КОН
 - $C_{17}H_{35}COONa$
33. Качественным реагентом на фосфат-ионы является...
- красная кровяная соль
 - реактив Несслера
 - дифениламин
 - магнезиальная смесь
34. Присутствие соляной кислоты в водном растворе можно обнаружить с помощью...
- лакмуса или нитрата серебра
 - лакмуса или хлорида серебра
 - фенолфталеина или гидроксида натрия
 - фенолфталеина или нитрат бария
- 35*. Для обнаружения ионов железа(III) в кислой среде можно подействовать...
- концентрированной серной кислотой
 - гексацианоферратом(II) калия
 - гексацианоферратом(III) калия
 - роданидом аммония

1.4. Кейс-задания

Проблемный эксперимент 1

Нам известно, что соли взаимодействуют между собой при условии, что они хорошо растворимы, а в результате реакции обмена получается новая нерастворимая соль. С этих позиций получается, что взаимодействие между хлоридом железа трехвалентного и хлоридом аммония невозможно. Однако, один из способов получения азота в лабораторных условиях протекает по реакции: $6\text{FeCl}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl} = 6\text{FeCl}_2 + 8\text{HCl} + \text{N}_2$. Налицо противоречие. Как его объяснить?

Проблемный эксперимент 2

Вы знаете, что нерастворимые соли, например такие как (CaCO_3) не должны взаимодействовать с другими солями. Однако, недавно, при проведении эксперимента в системе $\text{FeCl}_3 + \text{CaCO}_3$ мы наблюдали бурное выделение газа и выпадение бурого осадка. Для выяснения, какой это газ, мы в реакционную пробирку внесли горящую лучину, и она погасла. Мы также провели анализ осадка и выясняли, что бурые частицы осадка не растворимы в воде и щелочах, но растворимы в кислотах. Итак, вопрос: что произошло при взаимодействии FeCl_3 с CaCO_3 , каким образом и какой газ образовался, и что из себя представляет бурый осадок?

Проблемный эксперимент 3

Известно, что металлы реагируют с растворами солей с выделением металла, входящего в состав соли и соли металла по схеме: $\text{Me} + \text{Me}^*\text{A} = \text{Me}^* + \text{MeA}$. С целью проверки этой гипотезы мы провели серию опытов:

В пробирку № 1 прилили раствор медного купороса (раствор $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) объемом 5 мл и добавили кусочек железа (железный гвоздь).

В пробирку № 2 прилили раствор сульфата железа (II) и добавили восстановленную медь.

В пробирку № 3 прилили раствор медного купороса (раствор $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) объемом 5 мл и добавили гранулу цинка.

В пробирку № 4 прилили раствор сульфата цинка объемом 5 мл и добавили восстановленную медь.

В пробирку № 5 прилили раствор сульфата железа (III) и добавили порошок восстановленной меди.

Вот что мы наблюдали в результате проведенных экспериментов:

В пробирке № 1: образовался красно-рыжий налет на кусочке Fe.

В пробирке № 2: ничего не произошло.

В пробирке № 3: образовался красно-рыжий налет на кусочке Zn.

В пробирке № 4: ничего не произошло.

В пробирке № 5: медь растворяется и появляется зеленовато-голубоватое окрашивание раствора.

Проблема: Все предложенные опыты - это опыты с использованием металла и соли другого металла, однако не все результаты опытов вписываются в схему $\text{Me} + \text{Me}^*\text{A} = \text{Me}^* + \text{MeA}$. Почему?

2. Характеристика фондов оценочных средств для промежуточной аттестации

Согласно учебному плану формой промежуточной аттестации по дисциплине «Химия» является экзамен.

Экзамены по дисциплине преследуют цель оценить работу студента за курс, полученные теоретические знания, прочность их, развитие творческого мышления, приобретение навыков самостоятельной работы, умение синтезировать полученные знания и применять их к решению практических задач.

Экзамены проводятся по билетам в устной или письменной форме. Экзаменационный билет содержит два теоретических вопроса и одно практическое задание.

Примерный перечень вопросов к экзамену

1. Предмет и задачи химии. Основные понятия химии.
2. Основные законы химии: закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон Авогадро, закон сохранения массы
3. Основные положения атомно-молекулярного учения
4. Строение ядра атома. Изотопы. Химический элемент.
5. Атомные орбитали. Квантовые числа
6. Основные правила заполнения электронной оболочки: принцип Паули, правило Гунда, правило Клечковского.
7. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Структура периодической системы.
8. Классификация элементов на металлы и неметаллы. Электронные семейства.
9. Закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений в периодической системе: в периодах, группах, подгруппах.
10. Положения теории химической связи. Метод валентных связей. Валентность.
11. Виды химической связи: ковалентная, ионная, металлическая, водородная.
12. Свойства химической связи: полярность и поляризуемость, насыщаемость, направленность, гибридизация.
13. Количественные характеристики химической связи: энергия связи, длина связи, валентные углы, распределение электронной плотности.
14. Обменный механизм образования ковалентной связи.
15. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
16. Комплексные соединения: определение, строение, свойства
17. Комплексные соединения: образование химической связи.
18. Оксиды. Получение. Общие химические свойства. Привести уравнения химических реакций. Назвать каждое соединение.
19. Основания. Получение. Общие химические свойства. Привести уравнения химических реакций. Назвать каждое соединение.
20. Кислоты. Получение. Общие химические свойства. Привести уравнения химических реакций. Назвать каждое соединение.
21. Соли. Получение. Общие химические свойства. Привести уравнения химических реакций. Назвать каждое соединение.
22. Понятие растворов. Растворимость. Теория растворов Менделеева.
23. Положения теории электролитической диссоциации. Причины диссоциации. Степень диссоциации.
24. Сильные электролиты, слабые электролиты, константа диссоциации.
25. Диссоциация воды. Водородный показатель. Среда растворов. Индикаторы.
26. Гидролиз солей.
27. Свойства растворов неэлектролитов. Закон Рауля. Следствия из закона.
28. Электролитическая диссоциация солей, кислот, оснований, амфотерных гидроксидов.
29. Ионные реакции в растворах. Обратимые и необратимые реакции.
30. Окислительно-восстановительные реакции. Понятие о процессах окисления и восстановления. Окислитель и восстановитель. Примеры.
31. Основные типы окислительно-восстановительных реакций.
32. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Положение окислителей и восстановителей в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.
33. Химическая термодинамика. Термохимические уравнения, закон Гесса.
34. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия.

35. Второй закон термодинамики. Энтропия и её изменение при химических процессах.
36. Энергия Гиббса и её изменения при химических процессах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций.
37. Скорость реакции и методы ее регулирования.
38. Понятие о химическом равновесии. Принцип Ле-Шателье. Факторы, влияющие на смещение равновесия.
39. Понятие об электродных потенциалах. Гальванический элемент. Уравнение Нернста. ЭДС и её измерение.
40. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов.
41. Гальванические элементы: Даниэля-Якоби, Вольта. Устройство. Принцип работы.
42. Коррозия металлов. Основные виды коррозии. Химическая и электрохимическая коррозия.
43. Методы защиты от коррозии. Покрытия. Действие ингибиторов. Электрохимическая защита.
44. Сущность электролиза. Последовательность разрядки катионов и анионов при электролизе расплавов и растворов. Законы Фарадея.
45. Электролиз растворов с растворимым и нерастворимым анодом. Привести примеры.
46. Поверхностные явления и адсорбция.
47. Дисперсные системы. Классификация, свойства и методы их получения.
48. Коллоидные системы, их строение. Качественные и количественные характеристики коллоидных растворов.
49. Высокмолекулярные соединения. Понятие мономера, полимера, олигомера.
50. Органические и неорганические полимеры. Биополимеры. Привести примеры полимеров, назвать их.
51. Методы получения полимеров. Поликонденсация и полимеризация.
52. Строение и свойства полимеров.
53. Основы качественного анализа. Привести примеры химических уравнений качественных реакций и указать признаки их протекания.
54. Основы количественных методов анализа: сущность титриметрического анализа.
55. Основы количественных методов анализа: сущность гравиметрического анализа.
56. Общая характеристика элементов I-A группы
57. Общая характеристика элементов II –A группы
58. Общая характеристика элементов III –A группы
59. Общая характеристика элементов IV-A группы
60. Общая характеристика элементов V-A группы
61. Общая характеристика элементов VI-A группы
62. Общая характеристика элементов VII-A группы
63. Вода: распространение в природе, свойства, значение.
64. Общая характеристика d-элементов
65. Химическое строение органических соединений как природа и последовательность связей атомов в молекуле (А.М. Бутлеров).
66. Основы классификации органических соединений по углеродному скелету и функциональным группам. Гомология и гомологические ряды в органической химии.
67. Принципы систематической номенклатуры ИЮПАК.
68. Современная классификация органических реакций: по результату, способу разрыва ковалентной связи и типу атакующего реагента (радикальные, электрофильные, нуклеофильные)
69. Основные классы органических соединений: углеводороды
70. Основные классы органических соединений: кислородосодержащие соединения
71. Основные классы органических соединений: азотосодержащие соединения.
72. Основные классы органических соединений: аминокислоты, пептиды и белки

Темы практических заданий

1. Комплексные соединения: строение, номенклатура КС.
2. Окислительно-восстановительные реакции: уравнивать методом электронного баланса. Определить окислитель и восстановитель.
3. Химические уравнения, описывающие свойства основных классов неорганических соединений.
4. Электрохимия: гальванические элементы, электролиз, коррозия. Уравнения процессов. Расчеты.
5. Способы выражения концентраций растворов.
6. Водородный показатель (рН).
7. Гидролиз солей.
8. Растворы неэлектролитов ($\Delta t_{кип.}$, $\Delta t_{зам.}$).
9. Расчеты кинетических параметров в химических реакциях.
10. Направление смещения равновесия при различных условиях.
11. Термодинамические расчеты.
12. Вывод формул органических соединений