

Министерство науки и высшего образования Российской Федерации
ФГБОУ ВО «Дагестанский государственный технический университет»

РЕКОМЕНДОВАНО:

К УТВЕРЖДЕНИЮ

Декан, председатель совета
технологического факультета,
З.А.Абдулхаликов

подпись [подпись] ФИО

20 09 2018г.

УТВЕРЖДАЮ:

Проректор по учебной
работе, председатель
методического совета ДГТУ
Н.С.Суракатов

подпись [подпись] ФИО

29 09. 2018г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЬ)

Дисциплина Б1.Б 7 Общая и неорганическая химия
наименование дисциплины по ООП и код по ФГОС

для направления 18.03.01 Химическая технология
шифр и полное наименование направления

по профилю Химическая технология природных энергоносителей и
углеродных материалов

факультет Технологический
наименование факультета, где ведется дисциплина

кафедра Химии
наименование кафедры, за которой закреплена дисциплина

Квалификация выпускника (степень) бакалавр
бакалавр

Форма обучения очная, курс 1 семестр(ы) 1,2
очная, заочная

Всего трудоемкость в зачетных единицах (часах) 7 ЗЕТ (252)

лекции 68 (час); экзамен 1,2 (2зет 72ч) _____;
(семестр)

практические (семинарские) занятия - (час); зачет -
(семестр)

лабораторные занятия 34 (час); самостоятельная работа 78 (час);

курсовой проект (работа, РГР) _____ (семестр).

Зав.кафедрой [подпись] Абакаров Г.М
(подпись)

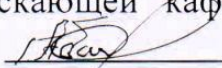
Начальник УО [подпись] Э.В. Магомаева
(подпись)

[подпись]

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом рекомендаций и примерной ООП ВО по направлению 18.03.01 Химическая технология и профилю подготовки Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов.

Программа одобрена на заседании выпускающей кафедры

От « 12 » сентября 2018 года, протокол №1 .

Зав. выпускающей кафедрой по данному направлению (специальности, профилю)  Г.М.Абакаров.

подпись

ФИО

ОДОБРЕНО

**Методической комиссией
по укрупненной группе
направления подготовки**

18.00.00 Химическая технология

шифр и полное наименование направления

АВТОР(Ы) ПРОГРАММЫ:

Мурсалова М.Г., к.х.н.доцент

ФИО, уч.степень, ученое звание



Председатель МК

 Г.М.Абакаров

12. 09 2018г.

1. Цели и освоения дисциплины.

Целями освоения дисциплины Основы общей и неорганическая химия являются:

- формирование представлений о сущности химических явлений;
- создание прочных знаний фундаментальных понятий, законов общей химии, химических свойств элементов и их соединений;
- приобретение способности использовать полученные знания, умения и навыки как при изучении последующих химических и специальных дисциплин, так и в сфере профессиональной деятельности, касающейся качества и безопасности продукции.

Освоения дисциплины являются:

- формирование научного мировоззрения, играющего важную роль в развитии образного мышления и в творческом росте будущих бакалавров;
- формирование знаний основных законов химии и химических свойств элементов и их соединений, глубокое понимание и применение которых позволят как совершенствовать существующие, так и создавать новые технологические процессы для обеспечения сохранения качества и безопасности сырья, полуфабрикатов, готовой продукции и пищевых продуктов на предприятиях питания;
- формирование представлений о всеобщей взаимосвязи химических явлений, материальности мира и объективности его существования, простейших методах химических исследований;
- получение полноценных знаний, основанных на конкретных представлениях об изучаемых веществах и их превращениях, понимание основ химии и роли опыта в ней;
- приобретение умения анализировать химические явления, выделять их суть, сравнивать, обобщать, делать выводы, использовать законы химии при сравнении различных явлений;
- приобретение навыков в применении химических законов для решения конкретных задач с проведением количественных вычислений и использовании учебной, справочной и специальной литературы;
- получение прочных знаний фундаментальных понятий и законов для применения их в науке, технике и производстве.

2. Место дисциплины в структуре ООП бакалавра.

Дисциплина относится к базовому циклу Б.1.Б.7 Для изучения дисциплины необходимы знания вопросов предшествующих изучаемых дисциплин – школьного курса химии.

Дисциплина является предшествующей для изучения следующих дисциплин – аналитической химии и физико-химических методов анализа, экологии, физической и коллоидной химии, органической химии, биохимии, безопасности продовольственного сырья и продуктов питания, технологии

продукции общественного питания, методов исследования свойств сырья и продуктов питания.

3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля) «Неорганическая химия».

Выпускник по направлению подготовки «Технология продукции и организация общественного питания» в соответствии с задачами профессиональной деятельности и целями основной образовательной программы после изучения дисциплины «Неорганическая химия» должен обладать

следующими общекультурными компетенциями (ОК):

- способностью использовать основы философских знаний для формирования мировоззренческой позиции (ОК-1);
- способностью использовать основы экономических знаний в различных сферах деятельности (ОК-3)
- способностью использовать основы правовых знаний в различных сферах деятельности (ОК-4)
- способностью к коммуникации в устной и письменной формах на русском и иностранных языках для решения задач межличностного и межкультурного взаимодействия (ОК-5)
- готовностью пользоваться основными методами защиты производственного персонала и населения от возможных последствий аварий, катастроф, стихийных бедствий (ОК-9);

Выпускник программы бакалавриата должен обладать **следующими общепрофессиональными компетенциями (ОПК):**

- способностью осуществлять поиск, хранение, обработку и анализ информации из различных источников и баз данных, представлять ее в требуемом формате с использованием информационных компьютерных и сетевых технологий (ОПК-1);
- способностью осуществлять технологический контроль соответствия качества производимой продукции и услуг установленным нормам (ОПК-3).

Выпускник программы бакалавриата с присвоением квалификации «академический бакалавр», должен обладать **профессиональными компетенциями (ПК)**, соответствующими виду (видам) профессиональной деятельности, на который (которые) ориентирована программа бакалавриата:

производственно-технологическая деятельность:

- способностью использовать технические средства для измерения основных параметров технологических процессов, свойств сырья, полуфабрикатов и качество готовой продукции, организовать и осуществлять технологический процесс производства продукции питания (ПК-1);

- владением современными информационными технологиями, способностью управлять информацией с использованием прикладных программ деловой сферы деятельности, использовать сетевые компьютерные технологии и базы данных в своей предметной области, пакеты прикладных для расчета технологических параметров оборудования (ПК-2).

В результате освоения дисциплины студент должен приобрести знания, умения, владения т профессиональные компетенции.

Знать:

- основные законы химии;
- структуру периодической системы элементов (ПСЭ) Д.И.Менделеева и вытекающие из нее основные характеристики элемента (Э) и его соединений: заряд ядра и электронную формулу атома; возможные валентности, ковалентность, возможные степени окисления; характер изменения радиуса Э, электроотрицательности Э, химических свойств элементов и их соединений по группам и периодам ПСЭ;
- основные закономерности и условия протекания химических процессов;
- номенклатуру неорганических соединений;
- химические свойства элементов и их соединений;
- различные способы выражения концентраций растворов.

Уметь:

- определять химические свойства элементов и их соединений по положению элемента в периодической системе элементов;
- определять возможные продукты химических реакций;
- применять основные законы химии при решении своих профессиональных задач;
- находить и использовать справочные данные различных физико-химических величин при решении химических или связанных с ними профессиональных задач;
- анализировать полученные результаты проведенных опытов, экспериментов, решения зада, при необходимости сравнивая их со справочными константами и делая соответствующие выводы;
- проводить расчеты концентраций растворов;
- готовить растворы заданной концентрации;
- определять изменения концентраций растворов при протекании реакций;
- анализировать химические явления, выделять их суть, сравнивать, обобщать, делать выводы, использовать законы химии при сравнении различных явлений.

Владеть:

- правилами определения химических свойств элементов и их соединений по положению элемента в периодической системе элементов;

- правилами определения возможных продуктов химических реакций;
- номенклатурой неорганических соединений;
- способами расчета концентраций растворов;
- навыками приготовления растворов различных концентраций;
- навыками титрования растворов;
- способами расчета различных показателей химической системы: рН и рОН растворов, жесткости воды, температуры кипения и замерзания растворов сильных и слабых электролитов и др.;
- навыками сравнения и анализа полученных результатов расчета с соответствующими им константами;
- методами статистической обработки полученных количественных результатов;
- навыками использования химических законов для решения конкретных профессиональных задач с проведением количественных вычислений и использованием учебной, справочной и специальной литературы;
- правилами безопасности при работе в химической лаборатории.

4. Структура и содержание дисциплины (модуля).

4.1. Содержание дисциплины.

№ п/п	Раздел дисциплины Тема лекции и вопросы	Семестр	Неделя семестра	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах				Формы текущего контроля успеваемости (по срокам текущих аттестаций в семестре). Форма промежуточной аттестации (по семестрам
				ЛК	ПЗ	ЛР	СР	
1	2	3	4	5	6	7	8	9
1.	<p>1. Теоретические основы химии ТЕМА: 1.1 «Строение атома» <u>ЛЕКЦИЯ 1</u></p> <ol style="list-style-type: none"> Доказательство сложностей строения атома. Составные части атома – ядро (протоны, нейтроны), электроны, их заряд и масса. Квантовый характер излучения и поглощения энергии. Уравнение Планка. Корпускулярно-волновая природа электрона. Уравнение де-Бройля. Квантовые числа. Атомная орбиталь: s-, p-d-f орбитали. Принцип Паули. Правило Гунда. Последовательность заполнения 	1	1	2	1		4	1 аттестация

	<p>электронных оболочек атомов. Правило Клечковского.</p> <p>6. Особенности строения атомов элементов главных и побочных подгрупп s, -p, -d, -f- элементы. Электронные аналоги.</p>							
2.	<p>ТЕМА: 1.2 «Изменение свойств элементов в периодической системе» ЛЕКЦИЯ 2</p> <p>1. Периодически и непериодически изменяющиеся свойства элементов. Радиусы атомов и ионов. Энергия ионизации, сродство к электрону. Понятие об электроотрицательности.</p> <p>2. Вертикальная, горизонтальная периодичность, диагональное сходство. Вторичная периодичность.</p> <p>3. Характеристика элемента по месту его нахождения в периодической системе.</p>		2	2	1		2	1 аттестация
3.	<p>ТЕМА: 1.3 «Химическая связь, строение молекул» ЛЕКЦИЯ 3</p> <p>1. Ковалентная связь. Механизм ее образования по методу валентных связей (ВС).</p> <p>2. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность.</p> <p>3. Количественные характеристики</p>		3	2	2		4	1 аттестация

	<p>химической связи: длина связи, энергия связи, валентные углы. Сравнение этих характеристик в рядах однотипных соединений.</p> <p>4. Типы гибридизации атомных орбиталей и структура молекул.</p> <p>5. Сигма, -Пи-связи.</p> <p>6. Полярность связи. Эффективные заряды атомов в молекулах. Полярность молекул. Дипольный момент.</p>							
4.	<p>ЛЕКЦИЯ 4 (продолжение)</p> <p>7. Донорно-акцепторное взаимодействие. Понятие о комплексных соединениях.</p> <p>8. Методы молекулярных орбиталей (МО) – основные положения. энергетические диаграммы.</p> <p>9. Ионная связь, как крайний случай поляризации ковалентной связи. ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи.</p> <p>10. Поляризуемость ионов и их взаимное поляризующее действие. Влияние степени поляризации ионов на свойства веществ.</p>		4					1 аттестация
5.	<p>ТЕМА: 1.4 «Химическая кинетика. Скорость химических реакций»</p>		5	2	1	2	2	1 аттестация

	<p><u>ЛЕКЦИЯ 5</u></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Гомогенные и гетерогенные системы, скорость реакций в этих системах. 2. Факторы, влияющие на скорость. закон действия масс. (В.Д.М.) Константа скорости. 3. Молекулярность и порядок реакции. 4. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. температурный коэффициент. Энергия активации. Теория активных молекул. Уравнение Аррениуса. 5. Механизм каталитических процессов. Гомогенный и гетерогенный катализ. 							
6.	<p>ТЕМА: 1.5 «Термодинамика химических процессов. Химическое равновесие»</p> <p><u>ЛЕКЦИЯ 6</u></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Термодинамические величины: энтальпия, энтропия, энергия Гиббса. самопроизвольное протекание химических процессов 2. Термодинамические расчеты. 3. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константы равновесия. 4. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Влияние температуры, давления и 		6	2	1	2	2	1 аттестация

	концентрации реагентов на равновесие.							
7.	<p>ТЕМА: 1.6 «Растворы, образование и свойства»</p> <p>1. Дисперсные системы, основные характеристики. Степень дисперсности.</p> <p>2. Растворы, как многокомпонентные системы. Гидратная теория растворов Д.И. Менделеева.</p> <p>3. Растворимость газов, жидкостей и кристаллов в жидкостях, кривые растворимости.</p> <p>4. Насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации раствора.</p>					4	3	Тестовый контроль
8.	<p>ТЕМА: 1.7 «Растворы неэлектролитов»</p> <p><u>ЛЕКЦИЯ 7</u></p> <p>1. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа. Явление осмоса в природе.</p> <p>2. Давление насыщенного пара над раствором.</p> <p>3. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры замерзания. Закон Рауля.</p>		7	2			2	2 аттестация
9.	<p>ТЕМА: 1.8 «Растворы электролитов»</p> <p><u>ЛЕКЦИЯ 8</u></p>		8	2	2		2	2 аттестация

	<ol style="list-style-type: none"> Отклонения растворов электролитов от законов Вант-Гоффа и Рауля. изотонический коэффициент. Электролитическая диссоциация; механизм процесса. Сила электролитов. Степень диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Константа диссоциации. Закон разведения Освальда. Связь изотонического коэффициента со степенью диссоциации. Сильные электролиты. Понятие об активности и ионной силе растворов. 						
10.	<p>ТЕМА: 1.9 «Ионные реакции в растворах электролитов»</p> <p><u>ЛЕКЦИЯ 9</u></p> <ol style="list-style-type: none"> Ионные реакции. Условия смещения ионных равновесий. Амфотерные электролиты. Условия образования осадков. Произведение растворимости. Электролитическая ионизация воды.. ионное произведение воды. водородный показатель РН. Индикаторы. значение РН в технологических процессах. Протолитическое равновесие. Различные случаи гидролиза, степень 		9	2		4	2 аттестация

	<p>гидролиза. Влияние температуры, концентрации на степень гидролиза. Константа гидролиза. Необратимый гидролиз. Значение гидролиза для технологических процессов.</p>							
11.	<p>ТЕМА: 1.10 «Окислительно-восстановительные реакции» ЛЕКЦИЯ 10</p> <p>1. Процессы окисления и восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Изменение восстановительно-окислительных свойств в связи с положением элементов в периодической системе.</p> <p>2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Роль среды.</p> <p>3. Классификация окислительно-восстановительных реакций. эквивалент окислителя и восстановителя.</p>		10	2	2	4	2	2 аттестация
12.	<p>ТЕМА: 1.11 «Электрохимические процессы. Электродные потенциалы» ЛЕКЦИЯ 11</p> <p>1. Электродные потенциалы и факторы, влияющие на их величину. Стандартные потенциалы.</p>		11	2	2		2	3 аттестация

	<p>2. Теория гальванического элемента. Э.Д.С. Электромеханический ряд напряжений металлов.</p> <p>3. Зависимость электродных потенциалов от концентрации. Уравнение Нернста.</p> <p>4. Направление окислительно-восстановительной реакции (использование таблиц окислительно-восстановительных потенциалов).</p> <p>5. Электролиз. Окислительно-восстановительные процессы при электролизе расплавов и водных растворов электролитов. последовательность разрядки ионов.</p>							
13.	<p>2. Химия элементов и их соединений ТЕМА: 2.1 «Комплексные соединения» <u>ЛЕКЦИЯ 12</u></p> <p>1. Структура комплексных соединений: комплексообразователь, лиганды и их дентатность. Координационное число комплексообразователя. Внутренняя и внешняя сфера.</p> <p>2. Классификация комплексных соединений по виду координируемых лигандов.</p> <p>3. Циклические комплексные соединения (хелаты),</p>		12	2	2	4	2	3 аттестация

	внутрикомплексные соединения; многоядерные комплексные соединения.							
14.	ЛЕКЦИЯ 13 (продолжение) 4. Квантово-механические теории образования комплексных соединений. Метод валентных связей. Внешне- и внутриорбитальные комплексы. 5. Понятие о теории кристаллического поля. 6. Диссоциация комплексных соединений в растворе. Константы нестойкости комплексных ионов. Разрушение комплексных соединений.		13	2			2	3 аттестация
15.	ТЕМА: 2.2 «Химия p-элементов. Галогены» ЛЕКЦИЯ 14 1. Общая характеристика: строение атома, строение молекул. Сравнительная характеристика их химической активности. 2. Водородные соединения галогенов: химическая связь, термодинамическая характеристика. Изменение прочности, восстановительных свойств и кислотного характера галогеноводородных соединений.		14	2	1	2	2	3 аттестация

	<p>Применение соляной кислоты и ее солей в промышленности: (кислотный гидролиз крахмала, инверсия сахаров, поваренная соль в пищевой промышленности).</p> <p>3. Кислородные соединения галогенов. Взаимодействие галогенов с водой и щелочами. Кислородосодержащие кислоты галогенов и их соли. сопоставление их кислотных и окислительных свойств. Использование соединений хлора для химической отбели муки.</p>							
16.	<p>ТЕМА: 2.3 «Элементы 6 главной подгруппы. Сера и ее соединения»</p> <p><u>ЛЕКЦИЯ 15</u></p> <p>1. Общая характеристика подгруппы: строение атома, степени окисления, энергия ионизации, сродство к электрону.</p> <p>2. Соединение серы с водородом. Сероводород – строение молекулы, свойства. Сульфиды – получение и свойства: растворимость в воде, в кислотах. Полисульфиды.</p> <p>3. Кислородные соединения серы. Оксид серы (IV). Использование его, как консерванта в пищевой</p>		15	2	1	2	2	Тестовый контроль

	<p>промышленности. Сернистая кислота и ее соли. Кислотные, восстановительные и окислительные свойства сернистой кислоты и ее соли.</p> <p>4. Тиосернистая кислота, ее строение и свойства. Тиосульфиты.</p> <p>5. Оксид серы (IV), его получение и свойства. Серная кислота, действие ее на металлы и неметаллы. Олеум, дисерная кислота. Пероксосерная кислота.</p> <p>6. Соли серной кислоты, растворимость, гидролиз.</p>							
17.	<p>ТЕМА: 2.4 «Элементы V главной подгруппы. Азот и его соединения»</p> <p><u>ЛЕКЦИЯ 16</u></p> <p>1. Общая характеристика подгруппы.</p> <p>2. Соединения азота с водородом. Аммиак, строение и свойства. Реакции замещения, присоединения, окисления. Амиды, имиды, нитриды металлов. Соли аммония, их термическая диссоциация.</p> <p>3. Кислородные соединения: оксиды, кислоты, химическая связь, строение молекул.</p> <p>4. Азотистая кислота, ее окислительные и восстановительные свойства.</p>		16	2		4	2	Тестовый контроль

	<p>нитриты, получение и свойства.</p> <p>5. Азотная кислота, получение химическая связь, строение молекул. окислительные свойства: действие на металлы и неметаллы. Царская водка.</p> <p>6. Нитраты, их получение и свойства. Азотные удобрения.</p>							
18.	<p>ТЕМА: 2.5 «Металлы р-семейства. алюминий и его соединения»</p> <p>1. Общая характеристика. Нахождение алюминия в природе, получение и применение. Физические и химические свойства. Аллюминотермия.</p> <p>2. Соединение алюминия: оксид, гидроксид, свойства и применение.</p> <p>3. Общая характеристика солей, их растворимость и гидролизуемость. Квасцы. Аллюмосиликаты. применение солей алюминия при очистке воды.</p> <p>4. Олово и свинец. Отношение к кислотам, щелочам. Оксиды элементов (II) и (IV), гидроксиды, их получение и свойства. Общая характеристика солей, их растворимость и гидролизуемость. Комплексные соединения.</p>						2	Тестовый контроль

	Сульфиды. Сравнение кислотно-основных свойств, окислительно-восстановительной активности олова и свинца.							
19.	<p>ТЕМА: 2.6 «Свойства s-элементов I, II главных подгрупп»</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Общая характеристика: строение атома, размер атома, степень окисления, энергия ионизации. 2. Нахождение, получение в природе, применение. 3. Характеристика гидридов, оксидов, пероксидов, гидрооксидов. Общая характеристика солей, их растворимость, гидролизуемость. 4. Жесткость воды. Временная и постоянная. Способы устранения жесткости.. 						2	Тестовый контроль
20.	<p>ТЕМА: 2.7 (Металлы d-семейства VI и VII групп)</p> <p><u>ЛЕКЦИЯ 17</u></p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Особенности строения атома. характерные степени окисления. 2. Оксиды, гидроксиды хрома и марганца, их характеристика в разной степени окисления, сравнение с элементами соседних главных подгрупп. 		17	2	2	4	2	Тестовый контроль

	<p>3. Соли хрома III, IV, VI, VII. Манганиты, манганаты, перманганаты.</p> <p>4. Окислительно-восстановительные свойства в химии марганца и хрома. Влияние среды на характер образуемых продуктов.</p>							
21.	<p>ТЕМА: 2.8 «Элементы VIII Б подгруппы. Семейство железа»</p> <p><u>ЛЕКЦИЯ 18</u></p> <p>1. Общая характеристика железа, кобальта, никеля. Нахождение в природе, получение.</p> <p>2. Свойства железа, кобальта, никеля: отношение к кислотам. Коррозия железа и борьба с ней.</p> <p>3. Сравнительная характеристика оксидов, гидроксидов, солей указанных металлов в степени окисления +2, +3.</p> <p>4. Комплексные соединения, их применение в термодимическом контроле. Ферраты.</p> <p>5. Железо как биокатализатор; кобальт как микроэлемент.</p>		18	2	2	4	4	Тестовый контроль

22.	<p>ТЕМА: 2.9 «Металлы подгруппы меди»</p> <p>1. Общая характеристика элементов и их свойства. Взаимодействие с кислотами. Соединения меди (I, II), серебра (I), золота (I, III): оксиды, гидроксиды, соли, комплексные соединения.</p>						2	Тестовый контроль
23.	<p>ТЕМА: 2.10 «Металлы подгруппы цинка»</p> <p>1. Общая характеристика элементов и их соединения. Взаимодействие с кислотами, щелочами, оксиды, гидроксиды, соли. комплексные соединения.</p>						2	Тестовый контроль
	ИТОГО:			36	18	36	54	Экзамен

4.2 Содержание лабораторных (практических, семинарских) занятий

4.2.1 Содержание лабораторных занятий

№ п/п	№ лекции из рабочей программы	Наименование лабораторного занятия	Количество часов	Рекомендуемая литература и методические разработки
1	2	3	4	5
1.	Тема 1.7	Знакомство с техникой безопасности. Приготовление растворов различной концентрации	4	1, 2, 6, 7, 17
2.	Лекция 5 Тема 1.5 Лекция 6 Тема 1.6	Химическая кинетика. скорость химических реакций. Химическое равновесие	4	1, 2, 3
3.	Лекция 9 Тема 1.10	Ионные реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости. <i>pH</i> среды. Гидролиз солей	4	1, 2, 5, 3, 13
4.	Лекция 10 Тема 1.11 Лекция 11 Тема 1.12	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз водных растворов	4	1, 2, 5, 3, 9
5.	Лекция 12 Тема 2.1	Комплексные соединения. Получение и свойства	4	1, 2, 5, 20
6.	Лекция 14 Тема 2.2 Лекция 15 Тема 2.3	Химия <i>p</i> -элементов – неметаллов. Галогены. Сера и ее соединения	4	1, 2, 4, 5, 11
7.	Лекция 16 Тема 2.4	Азот и его соединения: водородные и кислородные	4	1, 2, 4, 5, 11
8.	Лекция 17 Тема 2.7	Металлы <i>d</i> -семейства. Хром и его соединения. Марганец и его соединения	4	1, 2, 4, 3
9.	Тема 2.8	Металлы семейства железа	4	1, 2, 4, 3
		Итого:	36	

4.2.2 Содержание практических занятий

№ п/п	№ лекции из рабочей программы	Наименование практического занятия	Количество часов	Рекомендуемая литература и методические разработки
1	2	3	4	5
1.	1.2	Строение атома и периодическая система	2	1, 2, 4, 5, 9, 12
2.	3.4	Химическая связь. Строение молекул	2	1, 2, 4, 5, 9
3.	5.6	Химическая кинетика. скорость химических реакций. Термодинамика. Химическое равновесие	2	1, 2, 4, 9, 3
4.	8.9	Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Кислотно-основное равновесие	2	1, 2, 5, 9
5.	10	Окислительно-восстановительные процессы	2	1, 2, 5, 9, 15
6.	12.13	Комплексные соединения. Строение, получение и свойства	2	1, 2, 5, 20
7.	14.15	Химия <i>p</i> -элементов – неметаллов. Галогены и их соединения. Сера и ее соединения	2	1, 2, 5, 19, 11
8.	17	Химия <i>d</i> -элементов VI, VII В группы	2	1, 2, 4, 6, 11
9.	18	Семейство железа	2	1, 2, 4, 5
		Итого:	18	

4.3 Тематика для самостоятельной работы студента

№ п/п	Тематика по содержанию дисциплины, выделенная для самостоятельного изучения	Количество часов из содержания дисциплины	Рекомендуемая литература и источники информации	Формы контроля СРС
1	2	3	4	5
1.	Строение атома и периодическая система Д.И. Менделеева	4	1, 2, 9, 12	1 аттестация
2.	Химическая связь, строение молекул	4	1, 2, 4, 5	1 аттестация
3.	Химическая кинетика. химическое равновесие	4	1, 2, 4, 5, 14	Тестовый контроль
4.	Растворы, образование и свойства	4	1, 2, 5, 17	Тестовый контроль
5.	Растворы неэлектролитов. Законы Рауля и Вант-Гоффа	2	1, 2, 4, 5	Тестовый контроль
6.	Растворы электролитов	4		2 аттестация
7.	Ионные реакции в растворах электролитов. Производство растворимости. Гидролиз солей	4	2, 5, 13, 18	2 аттестация
8.	Окислительно-восстановительные реакции	2	1, 5, 14	2 аттестации
9.	Электрохимические процессы: электродные потенциалы. Электролиз	2	1, 2, 4, 5, 14	3 аттестация
10.	Комплексные соединения: структура, классификация, получение и свойства	4	1, 2, 5, 20	3 аттестация
11.	Химия <i>p</i> -элементов. Галогены	2	1, 2, 5, 11, 20	3 аттестация
12.	Элементы 6A подгруппы сера и ее соединения	2	1, 2, 5, 11, 20	Тестовый контроль
13.	Элементы 5A группы. Азот и его соединения. Фосфор	3	1, 2, 5, 11, 20	Тестовый контроль
14.	Металлы <i>p</i> -семейства. алюминий, олово, свинец; свойства их соединений	2	1, 2, 5, 7, 20	Тестовый контроль
15.	Металлы – <i>s</i> семейтсва I, II	2	1, 2, 4, 5, 6, 20	Тестовый

	главных подгрупп			контроль
1	2	3	4	5
16.	Металлы <i>d</i> -семейства IV и VII побочных продуктов	4	1, 2, 5, 7, 20	3 аттестация
17.	Металлы I-II В подгрупп	4	1, 2, 5, 6, 20	Тестовый контроль
18.	Металлы семейства железа	2	1, 2, 5, 7, 20	Тестовый контроль
	Итого:	54		

5. Образовательные технологии

Образовательные технологии, применяемые в процессе обучения по дисциплине Неорганическая химия

№ п/п	Цели применения активных форм обучения	Темы и применяемые активные формы обучения
1	Теоретические основы общей химии	
1	Цель: сформировать умение описывать химические свойства различных классов неорганических соединений элемента по его положению в ПСЭ	1. Строение атома элемента и химические свойства его соединений – тренинг (индивидуальные задания по теме)
2	Цель: сформировать умение правильно хранить используемые в ПП консерванты, разрыхлители и др. неорганические соли, подвергающиеся гидролизу, исходя из знаний закономерностей протекания реакции гидролиза.	2. Возможные последствия протекания реакции – тренинг (обсуждение вопроса с участием всей группы)
3	Цель: закрепить полученные знания о номенклатуре неорганических соединений.	3. Химическое лото – тренинг (групповая игра по индивидуальным карточкам)
4	Цель: закрепить полученные знания законов общей химии, используя их при решении профессионально-ориентированных задач	4. Законы общей химии в пищевых технологиях – тренинг (по индивидуальным заданиям с обсуждением всей группы)
5	Цель: показать профессиональную необходимость полученных знаний по теме «Окислительно-восстановительные реакции»	5. ОВ реакций в пищевой технологии и анализе пищевых продуктов – тренинг (по индивидуальным заданиям с обсуждением своей группы)
6	Цель: рассмотреть токсичность тяжелых металлов с позиции возможности образования устойчивых КС с различными белками.	6. Комплексные соединения тяжелых металлов – к вопросу о токсичности – тренинг (обсуждение вопроса с участием всей группы)
2	Химия элементов и их соединений	
7	Цель: сформировать умение анализировать данные, указанные на этикетке товара, на соответствие его содержанию	7. Минеральная вода – сертификат соответствия – тренинг (индивидуальный анализ жесткости различных образцов бутилированной воды с оценкой

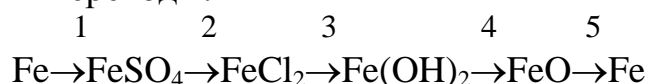
		ее качества по предложенным преподавателем критериям)
8	Цель: сформировать умение правильно подбирать используемую для приготовления пищи металлическую посуду путем сопоставления знаний о химических свойствах металлов в различных пищевых средах.	8. Металлические загрязнения пищевых продуктов на предприятиях общественного питания – тренинг (обсуждение рефератов с участием всей группы)
9	Цель: оценить возможные продукты хлорирования питьевой воды в аспекте их безопасности для здоровья человека и окружающей среды.	9. Хлорирование воды: за и против – тренинг (обсуждение рефератов с участием всей группы)

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

Входная контрольная работа

Вариант 1

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует CuSO_4 : CaO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KOH , Ag , Zn , HCl . Написать уравнение возможных реакций.
2. Составить уравнения реакций, при помощи которых можно превратить кислые и основные соли в средние: AlOHSO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, NaHSO_4 .
3. Как доказать амфотерность: $\text{Sn}(\text{OH})_2$.
4. Осуществить переходы:



Вариант 2

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует $\text{Al}(\text{OH})_3$: SO_2 , Zn , HNO_3 , KOH , CuCl_2 .
Написать уравнение возможных реакций
2. Каким из указанных веществ надо подействовать на гидроксохлорид цинка, чтобы перевести его в хлорид цинка: NaOH , HCl , KCl , ZnO
3. Написать уравнение получения гидроксида меди. С какими веществами он взаимодействует?
4. Осуществить переходы:



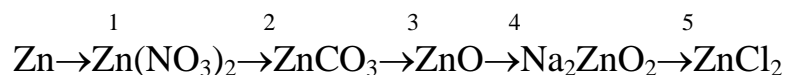
Вариант 3

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует CrCl_3 : Cu , H_2SO_4 , NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, Mg .
Написать уравнения возможных реакций.
2. Доказать амфотерные свойства $\text{Zn}(\text{OH})_2$ соответствующими уравнениями реакций.
3. Всеми возможными способами получить $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.
4. Осуществить переходы:



Вариант 4

1. С какими из веществ взаимодействует гидроксид калия: CuO , CO , SO_2 , H_2SO_4 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$.
Написать уравнение соответствующих реакций.
2. Составить уравнения реакций превращения кислых солей в средние:
 KHCO_3 , CaHPO_4 , NaHSO_4
3. Написать уравнения реакций получения FeCl_3
4. Осуществить переходы:



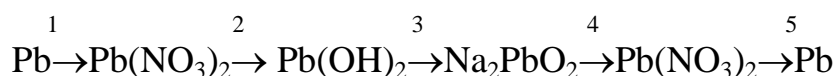
Вариант 5

1. С какими из приведенных веществ может взаимодействовать цинк:
 H_2SO_4 , MgCl_2 , NaOH , SO_2 , H_2O .
Написать уравнения возможных реакций.
2. Составить уравнения реакций превращения основных солей в средние:
 CrOHCl_2 , AlOHSO_4 , MgOHNO_3 .
3. Написать уравнения реакций получения соли $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ всеми возможными способами.
4. Осуществить переходы:



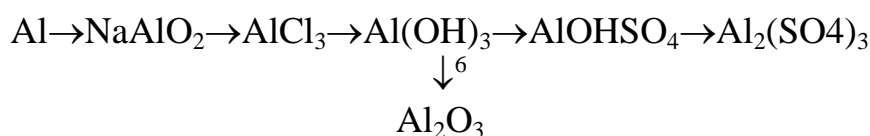
Вариант 6

1. С какими, из приведенных веществ может взаимодействовать SO_2 :
 CaO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CuCl_2 , KOH
Написать уравнения возможных реакций.
2. Составить уравнения реакций превращения кислых и основных солей в средние:
 CrOHSO_4 , KHSO_3 , MgOHNO_3 , NaHCO_3 .
3. Написать уравнения реакций возможных способов получения $\text{VA}(\text{NO}_3)_2$.
4. Осуществить переходы:



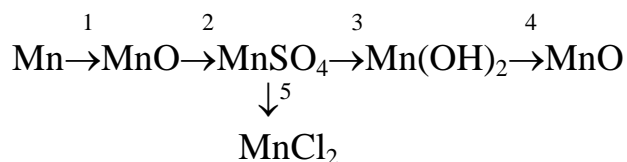
Вариант 7

1. С какими из приведенных веществ может взаимодействовать $Zn(OH)_2$:
 N_2O_5 , H_2SO_4 , $NaOH$, Cu , CaO
2. Указать основные остатки и определить их заряд в следующих солях:
 $AlOHSO_4$, $Cr(OH)_2Cl$, $FeOH(NO_3)_2$
3. Написать формулы ангидридов следующих кислот:
 HNO_3 , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , $HMnO_4$, HNO_2 .
4. Осуществить переходы:



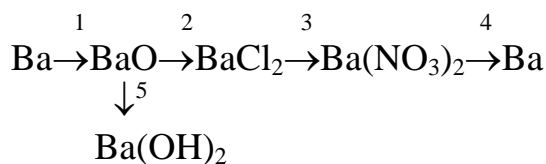
Вариант 8

1. Назвать и указать к какому классу неорганических соединений относятся следующие вещества?
 MgO , HgS , $ZnOHCl$, SO_3 , $Ca(HCO_3)_2$, H_3PO_4 , $Al(OH)_3$.
2. Составить уравнения реакций превращения основных солей в средние:
 $MgOHNO_3$, $[CrOH]_2SO_4$, $FeOHCl_2$
3. Написать уравнения реакций, доказывающие амфотерные свойства $Pb(OH)_2$.
4. Осуществить переходы:



Вариант 9

1. С какими из перечисленных веществ взаимодействует медь:
 $ZnSO_4$, H_2SO_4 (разб.), Fe_2O_3 , HCl , $AgNO_3$, H_2SO_4 (конц.).
2. Написать уравнения реакций получения основных солей хрома (III) и соляной кислоты.
3. Написать уравнения реакций, доказывающие амфотерность $Sn(OH)_2$.
4. Осуществить переходы:



Вариант 10

1. С какими из перечисленных веществ может взаимодействовать $\text{Mn}(\text{OH})_2$:

N_2O_5 , MgO , H_2SO_4 , FeCl_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Написать уравнения возможных реакций.

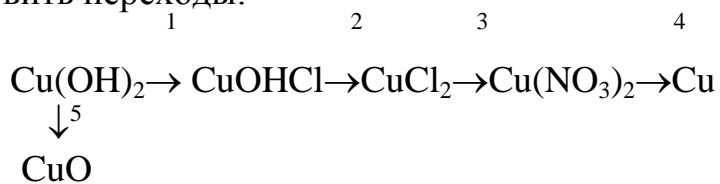
2. Указать кислотные остатки и определить их заряд:

$\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_3PO_4 , $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Дать названия солям.

3. Написать уравнения реакций различных способов получения $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

4. Осуществить переходы:



Контрольная работа №1

Вариант 1

- Сколько протонов, нейтронов, электронов в атоме свинца $^{207}_{82}\text{Pb}$
 - 82, 82, 82;
 - 82, 125, 82;
 - 82, 126, 50;
 - 82, 207, 82.
- По какой формуле можно определить максимальное число электронов в подуровне?
 - $2e+1$
 - $2(2e+1)$
 - n^2
 - $2n^2$
- Сколько свободных f-орбиталей в атоме цезия?
 - 4;
 - 5;
 - 6;
 - 7.
- Сколько электронов находится на 5p – подуровне атома олова в нормальном и возбужденном состоянии
 - 0 и 2;
 - 4 и 3;
 - 2 и 3;
 - 2 и 4.
- К какому типу элементов относится курчатовий:
 - s;
 - p;
 - d;
 - f
- Какой из элементов 3 периода обладает наибольшей энергией ионизации
 - Mg;
 - Al;
 - P;
 - Cl.
- Указать какие электроны фосфора участвуют в образовании ковалентной связи в PCl_3
 - s^2p ;
 - p^3 ;
 - s^2p^2 ;
 - $3p^2$.
- В какой молекуле имеет место кратность связи
 - H_2S ;
 - C_2H_4 ;
 - NH_3 ;
 - CH_4 .
- Указать молекулу в которой доля ионной связи максимальна
 - Mg_3N_2 ;
 - CaS ;
 - ZnCl_2 ;
 - NaCl .
- Определить степень окисления ванадия в HVO_3
 - 4^+ ;
 - 3^+ ;
 - 5^+ ;
 - 3^- .

Вариант 2

- Какой из атомов с приведенными электронными конфигурациями имеет наименьший ионизационный потенциал
 - $1s^2$;
 - $1s^22s^22p^2$;
 - $1s^22s^22p^6$;
 - $1s^22s^2$
 - $2p^63s^1$
- Какой подуровень в атомах 3d или 3p и 6s или 5d – заполняются раньше.
 - 3d и 6s;
 - 3p и 6s;
 - 3d и 5d;
 - 3p и 5d.
- Сколько свободных 3d орбиталей в атоме марганца?
 - 0;
 - 1;
 - 2;
 - 3.
- Сколько электронов находится на 4d подуровне атома гафния?
 - 1;
 - 2;
 - 4;
 - 10.
- Какие значения всех квантовых чисел (n, l, m, s) возможен для валентного слоя электрона атома калия?
 - 4, 1, -1, -1/2;
 - 4, 1, +1, +1/2;
 - 4, 0, 0, +1/2;
 - 5, 0, +1, +1/2.
- Какой подуровень – 6s или 4f и 5p или 4d заполняются раньше:
 - 6s и 5p;
 - 6s и 4d;
 - 4f и 5p;
 - 4f и 4d.

7. Указать заряд ядра атома у которого конфигурация валентных электронов в основном состоянии $4d^25s^2$?
1) N 22; 2) N 24; 3) N 40; 4) N 73.
8. У какого из указанных элементов максимальная ковалентность меньше номера группы
1) O; 2) S; 3) Se; 4) Fe.
9. Какая молекула имеет дипольный момент равный нулю.
1) NH_3 ; 2) SO_2 ; 3) H_2S ; 4) CO_2 .
10. Определить степень окисления фосфора в $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ и Ca_3P_2
1) 3^+ и 2^- ; 2) 5^+ и 3^- ; 3) 4^+ и 3^- ; 4) 5^- и 3^+ .

Вариант 3

1. По какой формуле можно определить максимальное количество электронов на энергетическом подуровне.
1) $2n^2$ 2) $2e+1$ 3) $(2e+1)$ 4) n^2
2. У какого из указанных элементов максимальная ковалентность меньше номера группы:
1) N 2) P 3) As 4) Sb
3. Сколько электронов находится на 3d подуровне атома хлора в возбужденном состоянии:
1) $3d^1$ 2) $3d^2$ 3) $3d^3$ 4) $3d^4$
4. Сколько электронов находится на 3d - подуровне у атома Ni в основном состоянии:
1) d^6 2) d^8 3) d^{10} 4) d^7
5. В каких молекулах валентный угол больше?
1) H_2O 2) H_2S 3) H_2Se 4) H_2Fe
6. Сколько π -связей в молекуле азота N_2
1) 1 2) 2 3) 3 4) отсутствует.
7. Какая из молекул имеет наибольшую степень ковалентности
1) Li_2O ; 2) NaH ; 3) KCl ; 4) Cl_2 .
8. Какие электроны атома серы участвуют в образовании связи с кислородом в молекуле SO_2
1) s^2p^2 ; 2) p^4 ; 3) p^2d^2 ; 4) spd^2 .
9. Какая из перечисленных молекул имеет линейную структуру:
1) BeCl_2 ; 2) H_2S ; 3) PH_3 ; 4) CH_4 .
10. Определить степень окисления серы в KHSO_3 .

Вариант 4

1. Количество нейтронов в атоме серебра $^{108}_{47}\text{Ag}$
а) 61 б) 108 в) 54 г) 155 д) 47
2. У какого атома следующих элементов максимальный атомный радиус?
а) N б) C в) O г) Sn д) Si

3. Какой элемент имеет в атоме 3 электрона, для каждого из которых $n=3$ и $l=1$.
- а) Р б) Ga в) As г) Na д) He
4. Какая из следующих электронных конфигураций отвечает основному состоянию атома хрома (атом. номер Cr=24)?
- а) $3d^4s^2$ б) $3d^54s$ в) $3p^64s^2$ г) $3p^6$ д) $3d^6$
5. Какой из элементов, электронные конфигурации которых приведены ниже, имеет наибольшее сродство к электрону?
- а) ns^2 б) ns^2np^5 в) $ns^2(n-1)d^1$ г) ns^1 д) ns^2np^1
6. Какая из нижеследующих формул соответствует мышьяковой кислоте?
- а) H_2As б) H_3AsO_3 в) H_2AsO_3 г) $HAsO_2$ д) H_3AsO_4
7. Среди нижеперечисленных укажите молекулу с ковалентными полярными связями
- а) CaH_2 б) PH_2 в) P_2 г) Ca_3P_2 д) H_2
8. Элемент X имеет конфигурацию внешнего слоя $3s^23p^1$. Элемент Y находится в том же периоде, но имеет на 4 электрона больше. Какой тип связи должен иметь место в соединении XY?
- а) ковалентная б) d-f - перекрывания
в) металлическая г) ионная
д) Ван-дер-ваальсовая.

Вариант 5

1. Сколько свободных d-орбиталей в атоме титана в основном состоянии:
- 1) 2 2) 3 3) отсутствуют 4) 1 5) 4.
2. Какие электроны атома фосфора являются валентными?
- 1) s^2 2) sp 3) s^2p^3 4) p^3 5) sp^3
3. Какой из перечисленных элементов имеет электронную конфигурацию $4f^{14}5d^{10}6s^2$?
- 1) лантан La 2) гафний Hf 3) ртуть Hg 4) иод J 5) свинец Pb
4. Какая из следующих электронных конфигураций отвечает основному состоянию германия (атом. номер Ge=32).
- 1) $4s^24p^2$ 2) $4s^23d^2$ 3) $3s^23p^2$ 4) $4s4p^3$
5. Сколько значений магнитного-квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня, орбитальное квантовое число которого $b=3$?
- 1) 2 3) 7 2) 1 4) 5 6) 3
6. Какая из следующих электронных конфигураций отвечает основному состоянию атома железа (ат. ном. 26)?
1. $[Ar]3d^44s^2$
2. $[Ar]3d^54s^2$
3. $4s^24p^4$
4. $[Ar]4d^64s^2$
5. $4d^84s^1$

7. Какой элемент имеет в атоме 3 электрона, для каждого из которых $n=3$, $l=1$?
- 1) фосфор P 2) галлий Ga 3) алюминий Al 4) натрий Na 5) германий Ge
8. Какой элемент имеет электронную конфигурацию основного состояния $4s^2 3d^3$?
- 1) титан Ti 2) железо Fe 3) ванадий V 4) фосфор P 5) ниобий Nb
9. Какой из элементов, электронные конфигурации которых приведены ниже имеет наименьшую энергию ионизации?
- 1) ns^2 2) ns^1 3) $ns^2 (n-1)d^1$ 4) $ns^2 np^4$ 5) $ns^2 (n-1)d^5$
10. Какая из следующих электронных конфигураций отвечает возбужденному состоянию атома фосфора?
- 1) $3s^2 3p^2$ 2) $3s^1 3p^3 3d^1$ 3) $4s^2 4p^3$ 4) $3s^2 3p^2$ 5) $3s^2 3d^3$

Вариант 6

1. Количество нейтронов в атоме $^{119}_{50}\text{Sn}$?
- а) 50 б) 119 в) 78 г) 69 д) 92
2. У какого из следующих элементов максимальный атомный радиус?
- а) Mg б) Al в) Si г) Sn д) J
3. Каковы значения главного и постоянного квантовых чисел для электрона с 5f подуровня?
- а) $n=5$ $l=1$ б) $n=1$ $l=5$ в) $n=5$ $l=2$ г) $n=5$ $l=3$ д) $n=3$ $l=5$
4. Какая из электронных конфигураций отвечает основному состоянию атома церия Ce?
- а) $5s^2 5p^2$ б) $4s^2 4p^6 4f^2$ в) $5f^2 5p^6 5d^2 (n-1)d^1$
г) $4f^2 5d^{10} 6s^2 ns^1$ д) $4d^{10} 4f^2 5d^5 6s^1$ е) $4d^1 5d^1 6s^2$
5. Какой из элементов, электронные конфигурации которых приведены ниже, имеют наибольшее сродство к электрону?
- а) ns^1 б) $ns^2 np^3$ в) $ns^2 np^5$ г) $ns^2 np^2$ д) $ns^2 np^6$
6. Какая из следующих формул соответствует теллуровой кислоте?
- а) H_2Te б) H_2TeO_3 в) H_2TeO_4 г) H_2TeO_2 д) HTeO
7. Укажите молекулу с ковалентной неполярной связью?
- а) HCl б) H_2 в) NaCl г) HBr д) PCl_3
8. С какими веществами будет реагировать в водной среде гидроксид элемента с номером 16?
- а) CaO б) CaSO_4 в) H_2SO_4 г) O_2 д) HCl

Вариант 7

1. Количество электронов в атоме железа $^{56}_{26}\text{Fe}$
- а) 82 б) 26 в) 30 г) 13 д) 56
2. У какого из следующих элементов максимальный атомный радиус?
- а) Cl б) Fe в) F г) Br д) J
3. Какое максимальное число электронов может содержать атом в электронном слое с главным квантовым числом $n=4$?

а) 32 б) 36 в) 38 г) 18 д) 14

4. Какая из следующих электронных конфигураций отвечает основному состоянию атома железа (атомный номер Fe=26)

а) [Ar]4s¹3d⁷

б) [Ar]3d⁸

в) [Ar]4s²3d⁶

г) [Ar]3p⁶

д) [Ar]4s²3d⁶

5. Как объяснить наблюдаемую закономерность в уменьшении первых потенциалов ионизации элементов II периода С и N?

C-1e→C⁺, J, ЭВ=11,26

N – 1e→N⁺, J, ЭВ=14,53

а) требуется большая энергия для отнятия электрона от С (r) по сравнению с N(r)

б) атомный радиус С меньше N

в) электроотрицательность у С больше, чем у N

г) требуется энергия для отнятия электрона от С (r) по сравнению с N(r)

д) сродство к электрону у С больше, чем у N.

6. С какими веществами, приведенными ниже будет реагировать при обычных условиях в водной среде гидроксид с номером 20?

а) KOH б) Al₂O₃ в) O₂ г) H₂SO₄ д) Fe.

7. Укажите молекулу, которая может образовывать водородные связи

а) HF 2) H₂ 3) CH₄ 4) AsH₃ 5) NH₃

8. Элемент X имеет конфигурацию внешнего слоя 3s¹. Элемент находится в том же периоде, но имеет на 5 электронов больше. Какой тип химической связи должен иметь место в соединении X, исходя из этих данных?

а) Ван-дер-Ваальсовы силы

б) водородная

в) ковалентная

г) металлическая

д) ионная.

Вариант 8

1. Количество нейтронов в атоме меди ⁶³Cu

1. 34 2. 24 3. 92 4. 63 5. 29

2. У какого из следующих элементов максимальный атомный радиус?

1. N 2. Be 3. Li 4. O 5. B

3. Какой элемент имеет место в атоме 1 электрон, для которого n=3 и i=17

1. Na 2. As 3. Al 4. P 5. S

4. Какая из следующих электронных конфигураций отвечает основному состоянию атома титана (атомный номер Ti=22)?

1. [Ar] 4sp²4p²

2. [Ar] 3d⁴

3. $[\text{Ar}] 3p^4$
4. $[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$
5. $[\text{Ar}] 4sp^1 3d^3$
5. Какой из элементов, электронные конфигурации которых приведены ниже, имеет наибольшее сродство к электрону?
 1. ns^2
 2. $ns^2 np^5$
 3. $ns^2 np^1$
 4. ns^1
 5. $ns^2(n-1)d^1$
6. Какая из нижеследующих формул соответствует мышьяковой кислоте?
 1. H_2AsO_3
 2. H_3AsO_4
 3. HAsO_2
 4. H_3AsO_3
 5. H_3As
7. Укажите молекулу, для которой характерны неполярные связи
 1. N_2H_4
 2. $\text{Co}(\text{NH}_2)_2$
 3. NH_4Cl
 4. N_2
 5. NH_3

Вариант 9

1. Сколько нейтронов в атоме брома: ${}^{80}_{35}\text{Br}$
 - 1) 80
 - 2) 35
 - 3) 45
 - 4) 56
2. По какой формуле можно определить число состояний электрона в атоме
 1. $2(2l+1)$
 2. n^2
 3. $2n^2$
 4. $2l+1$
3. Сколько свободных p-орбиталей в атоме углерода в основном состоянии:
 - 1) 1
 - 2) 2
 - 3) нет свободных
 - 4) 3
4. На каких подуровнях находятся валентные электроны у атома Ti (титана) в возбужденном состоянии:
 1. $4s^2 4p^2$
 2. $4sp^3 d^2$
 3. $3d^3 4s$
 4. $4s^2 3d^2$
5. К какому типу элементов относится гафний?
 1. s
 2. p
 3. d
 4. f
6. В каких молекулах имеет место гибридизация:
 1. PCl_3
 2. NH_3
 3. PCl_5
 4. HCl
7. Какие электроны атома селена участвуют в образовании H_2Se :
 1. s^2
 2. p^2
 3. sp
 4. sp^3
8. Какие из элементов имеют наибольший потенциал:
 1. F
 2. Cl
 3. Br
 4. J
9. У какого элемента 4 периода на 4 энергетическом уровне содержится 5 электронов:

1. Ge 2. As 3. V 4. Sb

10. Определить степень окисления хрома в K_2CrO_4 :

1) $3+$ 2) $6+$ 3) $2+$ 4) $2-$

Вариант 10

1. Сколько нейтронов, электронов в атоме Ge(№ 32) атом Ge 72,5:

1) 40,59 и 32 2) 32 и 32 3) 32 и 4 4) 72,59 и 32

2. У какого элемента на 3 энергетическом уровне расположено девять электронов:

1. K 2. Co 3. Sc 4. Cu

3. Указать на каких подуровнях находятся валентные электроны атома серы в возбужденном состоянии:

1. p^4 2. s^2p^4 3. p^4d^2 4. sp^3d^2

4. Указать возможные значения квантовых чисел n , l , m , s для валентного p -электрона атома галлия:

1) 4, 1, $+2$, $+1/2$ 2) 4, 2, $+2$, $-1/2$ 3) 3, 1, $+1$, $+1/2$ 4) 4, 1, $+1$, $+1/2$

5. Сколько электронов находится на $4p$ подуровне атома селена:

1) 3; 2) 4; 3) 6; 4) 2.

6. У каких молекул состояние гибридизации центрального атома отвечает sp^3d^2 -типу:

1. ClF_3 2. IF_7 3. SF_6 4. PCl_5

7. Какой из элементов обладает большим сродством к электрону:

1. Si 2. P 3. S 4. Cl

8. Какие электроны атома углерода принимают участие в образовании связи с хлором в CCl_4 :

1. s^2p^2 2. sp^3 3. sp 4. sp^2d

9. Какие из молекул обладают валентным углом между связями:

1. HCl 2. HJ 3. H_2S 4. CO_2

10. Определить степень окисления фосфора в пиррофосфорной кислоте $H_4P_2O_7$:

1) $3+$ 2) $3-$ 3) $5+$ 4) $5-$

Вариант 11

1. Сколько протонов, нейтронов, электронов в атоме марганца: ${}^{55}_{25}Mn$

1. 25, 55, 25

2. 25, 30, 25

3. 25, -, 25, 20

4. 25, -, 7, 25

2. Какой из атомов с приведенными электронными конфигурациями имеет наименьший ионизационный потенциал:

1. $1s^2$ 2. $1s^22s^22p^2$ 3. $1s^22s^22p^6$ 4. $1s^22s^22p^63s^1$

3. Какой подуровень в атомах 3d или 3p и 6s или 5d – заполняется раньше:
 1. 3d и 6s
 2. 3p и 6s
 3. 3d и 5d
 4. 3p и 5d
4. Сколько электронов находится на 5d подуровне атома гафния:
 1. 1
 2. 2
 3. 4
 4. 10
5. Какие значения всех квантовых чисел (n, l, m, s) возможен для валентного электрона атома калия:
 - 1) 4, 1, -1, -1/2
 - 2) 4, 1, +1, +1/2
 - 3) 4, 0, 0, 1 1/2
 - 4) 5, 0, +1, +1/2
6. Какие электроны атома серы участвуют в образовании связи в молекуле H₂S:
 1. s²
 2. sp
 3. p²
 4. s²p
7. В каких молекулах наибольшее смещение электронной пары:
 1. HCl
 2. HF
 3. HBr
 4. HI
8. Определить степень окисления хрома и K₂Cr₂O₇
 - 1) 3+
 - 2) 6-
 - 3) 6+
 - 4) 5+
9. Указать в каких молекулах имеет место гибридизация орбиталей:
 1. CH₄
 2. HF
 3. PH₃
 4. H₂S
 5. SiO₂
10. Какой из указанных элементов имеет наибольшую электроотрицательность?
 1. P
 2. As
 3. Sb
 4. Bi

Вариант 12

1. Сколько протонов, нейтронов, электронов в атоме алюминия:
 1. 13, 14, 13
 2. 13, 27, 27
 3. 27, 27, 13
 4. 13, 13, 13
5. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии в атоме германия?
 1. ...4s¹4p³
 2. ...4s²4p²
 3. ...3d²4s²
 4. ...3d³4s²
6. Указать заряд ядра атома, у которого конфигурация валентных электронов в основном состоянии 4d²5s²:
 1. 22
 2. 24
 3. 40
 4. 72
7. Какой подуровень 6 или 4 и 5p или 4 заполняется раньше:
 1. 6s и 5p
 2. 6s и 4d
 3. 4f и 5p
 4. 4f и 4d
8. Сколько свободных 3 орбиталей в атоме марганца:
 1. 0
 2. 1
 3. 2
 4. 3
9. У какого элемента 4 периода наибольшая электроотрицательность:
 1. Mn
 2. Ga
 3. Ge
 4. Br
10. В какой молекуле наиболее полярная ковалентная связь:
 1. AsH₃
 2. NH₃
 3. PH₃
 4. SbH₃
11. В каких указанных молекулах дипольный момент равен нулю:

1. PCl_3 2. SO_2 3. HCl 4. Br_2

12. Какие электроны атома азота участвуют в образовании молекулы NO :

1. s^2 2. p^2 3. p^3 4. s^2p^2

13. Определить степень окисления бора в $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$:

1. 3^- 2. 3^+ 3. 5^+ 4. 4^+

Вариант 13

1. Сколько нейтронов, электронов в атоме ванадия ${}^{50}_{23}\text{V}$?

1. 50, 9, 23 2. 27 и 23 3. 27 и 5 4. 50, 9 и 14

2. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии атома рутения?

1. $\dots 5s^2 5p^6$ 2. $\dots 4d^6 5s^2$ 3. $\dots 4d^7 5s^1$ 4. $\dots 4d^8 4s^0$

Сколько свободных d-орбиталей у атома ванадия?

1. 2 2. 3 3. 1 4. нет свободных

3. Сколько электронов находится на 3p-подуровне атома хлора в возбужденном состоянии?

1. p^2 2. p^3 3. p^4 4. p^6

4. К какому типу элементов относится элемент скандий?

1. s; 2p; 3d; 4f

5. Укажите молекулу в которой доля ионной связи максимальна?

1. KCl 2. CaCl_2 3. GeCl_4 4. GaCl_3

6. Какие электроны хлора участвуют в образовании молекулы Cl_2 ?

1. s^1 ; 2. p; 3. d; 4. p^2

7. Укажите водородные соединения, которые имеет наибольший дипольный момент:

1. H_2O 2. H_2S 3. H_2Se 4. H_2Fe

8. Укажите молекулу, у которой имеет место π -связь:

1. CH_4 2. C_2H_4 4. C_2H_6 5. CCl_4

9. Определить степень окисления серы в K_2SO_3 ?

1) 6^+ 2) 4^- 3) 4^+ 4. 2^+

Вариант 14

1. Количество нейтронов в атоме ${}^{115}_{49}\text{In}$?

а) 115 б) 78 в) 49 г) 92 д) 66.

2. У какого из следующих элементов сильнее выражены металлические свойства?

а) Sn б) Ge в) Si г) Pb д) C.

3. У какого элемента начинается заполнение 3p-орбитали?

а) Mg б) Al в) Si г) P д) S.

4. Какому элементу отвечает следующая электронная конфигурация $4f^0 5d^1 6s^2$?

а) Ba б) Zn в) Ta г) Hg д) Pb.

5. Чему равно максимальное число электронов на f-подуровне?
- а) 10 б) 7 в) 14 г) 18 д) 8.
6. Какой из элементов, электронные конфигурации которых приведены ниже имеет наименьшее сродство к электрону?
- а) ns^1 б) ns^2p^1 в) ns^2 г) ns^2p^5 д) ns^2p^2 .
7. С какими веществами будет реагировать в водной среде гидроксид элемента с номером 26?
- а) NaOH б) Fe в) HCl г) CaO д) $Mg(OH)_2$.
8. Укажите молекулу с ковалентной полярной связью:
- а) Cl_2 б) H_2 в) Si г) HF д) S_8 е) I_2 .

Вариант 15

1. Количество нейтронов в атоме свинца $^{207}_{82}Pb$:
- а) 207 б) 125 в) 82 г) 41 д) 289.
2. У какого из следующих элементов максимальный атомный радиус?
- а) Sn б) Si в) C г) N д) O.
3. Какой элемент имеет в атоме 3 электрона, для каждого из которых $n=3$ и $l=1$?
- а) Na б) Ga в) Al г) As д) P.
4. Какая из следующих конфигураций отвечает основному состоянию атому железа Fe (атомный номер 26)?
- а) $[Ar] 3p^6$ б) $[Ar] 4s^1 3d^7$ в) $[Ar] 3d^8$ г) $[Ar] 4s^2 3d^6$ д) $[Ar] 4s^2 4d^6$.
5. Как объяснить наблюдаемую закономерность в изменении ионизационных потенциалов элементов II периода?
- $$Li - 1e \rightarrow Li^+ \quad J_1 \text{ эВ} = 5,39$$
- $$Be - 1e \rightarrow Be^+ \quad J_1 \text{ эВ} = 9,32$$
- а) электроотрицательность у Li больше, чем у Be
- б) требуется большая энергия для отнятия электрона от Be по сравнению с Li
- в) атомный радиус Li меньше Be
- г) требуется меньшая энергия для отнятия электрона от Be по сравнению с Li
- д) сродство к электрону у Li больше чем у Be.
6. Какая из нижеперечисленных формул соответствует танталовой кислоте?
- а) HTaO б) H_2TaO_4 в) HTaO₄ г) HTaO₃ д) H_2Ta
7. Среди нижеперечисленных укажите молекулу с ионным типом связи
- а) KN б) H_2 в) HF г) CH_4 д) AsH_3
8. С каким веществом будет реагировать в водной среде гидроксид элемента с номером 20?
- а) CaO б) $CaSO_4$ в) H_2SO_4 г) O_2 д) K

Вариант 16

1. Количество нейтронов в атоме серебра $^{108}_{47}Ag$?
- а) 155 б) 54 в) 108 г) 47 д) 61

2. У какого из следующих элементов максимальный атомный радиус?
 а) Mg б) Be в) Ca г) Zn д) Mn
3. Каковы значения главного n и орбитального l квантовых чисел для электрона, находящегося на подуровне на подуровне $4d$?
 а) $n=4$ $l=1$ б) $n=4$ $l=2$ в) $n=2$ $l=0$ г) $n=2$ $l=4$ д) $n=4$ $l=0$
4. Какая из следующих электронных конфигураций отвечает основному состоянию атома алюминия?
 а) $3s^2 3p^1$ б) $3s^3$ в) $3s^2 3d^1$ г) $3d^3$ д) $3p^3$
5. Как объяснить наблюдаемую закономерность в изменении первых потенциалов ионизации элементов II периода C и N?
 $C - 1e \rightarrow C^+ \quad J_1 = 11,26 \text{ эВ}$
 $N - 1e \rightarrow N^+ \quad J_1 = 14,53 \text{ эВ}$
- а) требуется большая энергия для отнятия электрона от C по сравнению с N
 б) атомный радиус C меньше N
 в) электроотрицательность у C больше, чем у N
 г) требуется меньшая энергия для отнятия электрона от C по сравнению с N
 д) сродство к электрону у C больше чем у N.
6. С какими веществами будет реагировать при обычных условиях в водной среде гидроксид элемента с номером 20?
 а) Al_2O_3 б) O_2 в) KOH г) Fe д) H_2SO_4
7. Укажите молекулу с квантовыми полярными связями:
 а) H_2 б) Ca_3P_2 в) P_4 г) CaH_2 д) PH_3
8. Элемент X имеет конфигурацию внешнего слоя $3s^2 3p^1$. Элемент Y находится в том же периоде, но имеет на 4 электрона больше. Какой тип химической связи должен иметь место в соединениях XY?
 а) Ван-дер-Ваальсовы силы
 б) водородная
 в) металлическая
 г) ионная
 д) ковалентная.

Вариант 17

1. Количество нейтронов в атоме бария $^{137}_{56}Ba$?
 а) 56 б) 193 в) 28 г) 137 д) 81
2. У какого из следующих элементов максимальный атомный радиус?
 а) Zn б) Ca в) Be г) Mg д) Mn
3. Каковы значения главного (n) и орбитального (l) квантовых чисел для электрона, находящегося на подуровне $4d$?
 а) $n=1$ $l=0$ б) $n=2$ $l=4$ в) $n=2$ $l=0$ г) $n=4$ $l=2$ д) $n=4$ $l=1$
4. Какая из приведенных электронных конфигураций отвечает основному состоянию атома титана Ti?
 а) $3p^4$ б) $4s^2 3d^2$ в) $4s^1 3d^3$ г) $3d^4$ д) $4s^2 4p^2$
5. Указать молекулу с sp^3 -гибридизацией электронных орбиталей:

- а) C_2H_2 б) C_2H_4 в) BCl_3 г) SiH_4 д) CO_2
6. С какими веществами будет реагировать при н.у. в водной среде гидроксид элемента с номером 12?
- а) Al_2O_3 б) O_2 в) KOH г) Fe д) H_2SO_4
7. Укажите молекулу с ковалентными полярными связями:
- а) KF б) $BaCl_2$ в) SiC г) I_2 д) $NaCl$
8. Элемент X имеет конфигурацию внешнего слоя $2s^2 2p^4$. Элемент Y имеет конфигурацию $3s^2$. Какой тип химической связи должен быть в соединении YX?
- а) Ван-дер-Ваальсовы силы
 б) ковалентная
 в) металлическая
 г) водородная
 д) ионная.

Вариант 18

1. Количество электронов в атоме бария $^{137}_{56}Ba$?
- а) 56 б) 137 в) 193 г) 28 д) 81
2. У какого из следующих элементов максимальный атомный радиус?
- а) Cl б) Si в) Al г) Mg д) P
3. Какие значения магнитного квантового числа возможны для электронов ...-подуровня?
- а) $-2; -1; 0; +1; +2$ б) $0; +1;$ в) $-3; -2; -1; 0; +1; +2; +3;$
 г) $0; +1; +2;$ д) $-1; 0; +1;$
4. Какая из следующих электронных конфигураций отвечает основному состоянию атома хрома(атомный номер $Cr = 24$)?
- а) $[Ar] 3p^6$ б) $[Ar] 3d^6$ в) $[Ar] 3d^5 4s^1$ г) $[Ar] 3p^6 4s^2$ д) $[Ar] 3p^4 4s^2$.
5. Как объяснить наблюдаемую закономерность в изменении первых потенциалов ионизации элементов II периода Be и B
- $$Be - 1e \rightarrow Be^+ \quad J_{эв} = 9,32$$
- $$B - 1e \rightarrow B^+ \quad J_{эв} = 8,29$$
- а) требуется большая энергия для отнятия электрона от $Be(r)C$ по сравнению с $B(r)$
 б) атомный радиус Be больше B
 в) требуется меньшая энергия для отнятия электрона от $Be(r) C$ по сравнению с $B(r)$
 г) электроотрицательность у Be больше, чем у B
 д) сродство к электрону у Be больше чем у B .
6. С какими веществами, приведенными ниже, будет реагировать при обычных условиях в водной среде гидроксид элемента с номером 56?
- а) HCl б) Fe в) Al_2O_3 г) O_2 д) KOH
7. Среди ниже перечисленных укажите молекулу. Которая способна образовать водородные связи:

а) CH_3Cl б) H_2 в) CH_4 г) H_2O д) NaN

8. Элемент X имеет конфигурацию внешнего слоя $3s^2$. Элемент У имеет конфигурацию внешнего слоя $3s^23p^2$. Какой тип химической связи должен иметь место в соединении ХУ?

- а) ионная
- б) Ван-дер-Ваальсовы силы
- в) ковалентная
- г) металлическая
- д) водородная.

Химическая кинетика и термодинамика

- Во сколько раз уменьшится скорость реакции $2A_2+3B_2=2A_2B_3$, если увеличить концентрацию вещества A в два раза, а концентрацию B уменьшить в 2 раза?
а) в 2 раза б) в 4 раз в) в 6 раз г) в 0 раз
- Укажите, будет ли повышение давления смещать равновесие вправо в системах:
 $CH_{4(2)}+S_{(m)} \rightleftharpoons CS_{2(2)}+H_2S_{(2)}-G$
 $CO_{(2)}+Cl_{(2)} \rightleftharpoons COCl_{2(2)}+G$
а) будет
б) не будет
в) не знаю
- Скорость реакции при $40^\circ C$ равна $5 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$. Вычислить ее скорость при 80° , если температурный коэффициент равен 2.
а) $20 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$ б) $40 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$ в) $60 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$ г) $80 \text{ моль/л}\cdot\text{с}$
- Какой из перечисленных факторов не влияет на константу скорости химических реакций:
а) температура б) концентрация в) наличие катализатора
г) природа реагирующих веществ
- Как изменится скорость реакции $A+2B=AB_2$, если уменьшить концентрацию вещества B в 3 раза?
а) уменьшится в 3 раза б) увеличится в 3 раза в) уменьшится в 9 раз
г) уменьшится в 6 раз
- Какой из перечисленных факторов не влияет на скорость реакции:
а) природа реагирующих веществ
б) концентрация
в) геометрические параметры системы
г) температура
- Как изменится скорость прямой реакции $N_2+3H_2=2NH_3$ при уменьшении объема газовой смеси в 2 раза?
а) уменьшится в 2 раза
б) увеличится в 2 раза
в) увеличится в 18 раз
г) уменьшится в 8 раз
- Укажите кинематическое уравнение обратного процесса в системе:
 $CaCO_{3(T)}=CaO_{(T)}+CO_{2(2)}$
а) $U=K \cdot C_{CaCO_3}$ б) $U=K \cdot CaO$ в) $U=K \cdot C_{CaO} \cdot C_{CO_2}$ г) $U=K \cdot C_{CO_2}$
- Катализаторами называют вещества, которые:
а) повысят температуру реакции
б) повышают скорость реакции
в) не оказывают влияние на течение реакций
г) уменьшает скорость химических реакций
- Как изменится скорость реакции $2NO+O_2=2NO_2$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза
а) уменьшится в 4 раза

- б) возрастает в 4 раза
 в) возрастает в 8 раз
 г) уменьшится в 8 раз
11. Химическое равновесие в системе $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{G}$ сместится вправо при:
 а) уменьшении концентрации SO_2
 б) понижение температуры
 в) повышение температуры
 г) понижение давления
12. При повышении давления произойдет смещение равновесия в сторону прямой реакции в системе:
 а) $2\text{SO}_3 + \text{SO}_2 + \text{O}_2$
 б) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
 в) $\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$
 г) $\text{COCl} = \text{CO} + \text{Cl}_2$
13. Равновесие $\text{FeO}_{(m)} + \text{H}_2_{(2)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(m)} + \text{H}_2\text{O}_{(2)} + \text{G}$ сместится вправо при:
 а) повышении давления
 б) увеличении концентрации FeO
 в) увеличении концентрации H_2O
 г) понижении температуры
14. Выразить константу равновесия для реакции:
 $\text{CH}_{4(2)} + \text{S}_{(T)} \rightleftharpoons \text{CS}_{2(2)} + \text{H}_2\text{S}_{(2)} + \text{G}$
 а) $K = \frac{[\text{CH}_2][\text{S}]}{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2\text{S}]}$; б) $K = \frac{[\text{CS}_2] \cdot [\text{H}_2\text{S}]}{[\text{CH}_4] \cdot [\text{S}]}$; в) $K = \frac{[\text{CS}_2][\text{H}_2\text{S}]}{[\text{CH}_4]}$;
 г) $K = \frac{[\text{CH}_2]}{[\text{CS}_2][\text{H}_2\text{S}]}$
15. Каким способом можно сместить равновесие вправо в реакции
 $\text{C}_2\text{H}_{4(2)} + 3\text{O}_{2(2)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(2)} + 2\text{CO}_{2(2)} + \text{G}$
 а) повышение температуры
 б) увеличение концентрации C_2H_4
 в) уменьшение температуры
 г) применение катализатора
16. По термохимическому уравнению $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3200 \text{ кДж}$
 Определить ΔH обр. оксида алюминия в кДж/моль
 а) 800 б) 1600 в) 3200 г) 4800
17. Вычислить ΔS для реакции $\text{MgO}_{(m)} + \text{CO}_{2(2)} = \text{MgCO}_{3(m)}$ по следующим данным: $S_{\text{MgO}} = 6,4 \text{ кал/моль}$ $S_{\text{CO}_2} = 51,1 \text{ кал/моль}$
 $S_{\text{MgCO}_3} = 15,7 \text{ кал/моль}$
 а) $-41,8 \text{ кал/моль}$ б) $41,8 \text{ кал/моль}$
 в) $-29,0 \text{ кал/моль}$ г) $29,0 \text{ кал/моль}$
18. Вычислить Δg реакции $\text{BaO}_{(m)} + \text{CO}_{2(2)} \rightleftharpoons \text{BaCO}_{3(m)}$ по следующим данным
 $\Delta H^\circ = -227100 \text{ кал/моль}$
 $\Delta S^\circ = -41,1$
 К при $t = 298$ и определите направление реакции

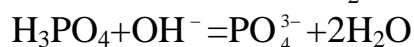
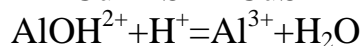
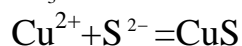
- а) влево $\Delta g > 0$ б) вправо $\Delta g < 0$ в) не сместится $\Delta g = 0$ г) не знаю
19. Вычислить ΔS для реакции $\text{MgCO}_3(\text{m}) = \text{MgO} + \text{CO}_2(\text{g})$ по следующим данным:
 $S_{\text{MgO}} = 6,4$ кал/моль
 $S_{\text{CO}_2} = 51,1$ кал/моль
 $S_{\text{MgCO}_3} = 157$ кал/моль
- а) $-41,8$ б) $41,8$ в) $29,0$ г) $-29,0$
20. Для реакции $\text{H}_2 + \text{Se} = \text{H}_2\text{Se}$ $\Delta H = 18500$ кал/моль
Сколько тепла поглощается при соединении t и водорода с селеном?
- а) 18500 б) $18500/22,4$ в) -18500 г) $-18500/22,4$

Контрольная работа №2

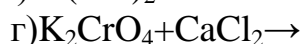
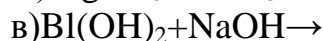
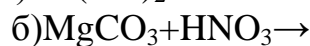
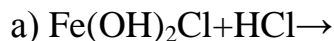
1. Почему растворы кислот, щелочей и солей не подчиняются законам Рауля и Вант-Гоффа?
2. В чем заключается сущность теории электролитической диссоциации? Написать уравнения диссоциации следующих соединений.
 H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, H_2CO_3 .
3. Какие электролиты называются сильными, слабыми? Привести примеры. Что называется степенью диссоциации? Почему для сильных электролитов применяют термин «кажущаяся степень диссоциации».
4. Какой физический смысл имеет коэффициент Вант-Гоффа « i » (изотонический)? Каким соотношением связан коэффициент i и степень диссоциации α ?
5. Изменяется ли концентрация ионов водорода в растворе уксусной кислоты при внесении ацетата натрия? Объяснить.
6. Каким образом можно понизить концентрацию гидроксильных ионов в растворе гидроксида аммония?
7. Что называется константой диссоциации? Какая взаимосвязь существует между степенью диссоциации и константой диссоциации? Изменяется ли величина константы диссоциации с разбавлением раствора?
8. Приложим ли закон действующих масс к сильным электролитам? Что называется активной концентрацией? Каким соотношением связаны между собой истинная и активная концентрация?
9. Что называется ионной силой раствора? Как зависит коэффициент активности от ионной силы?
10. Что называется произведением растворимости (ПР)? Какая связь существует между растворимостью и произведением растворимости?
11. Условия образования осадка. Меняется ли величина (ПР) произведения растворимости с увеличением температуры?
12. Какие электролиты называют амфотерными? Как доказать амфотерные свойства?
13. Что называется ионным произведением воды? Какая зависимость между константой диссоциации и ионным произведением воды?
14. Что называется водородным показателем (РН)? Одинакова ли величина водородного показателя РН в 0,1 н растворах соляной и уксусной кислот.
15. Изменяется ли величина РН раствора фосфорной кислоты при внесении в него фосфата натрия. Объяснить.
16. Какой процесс называют гидролизом? Какие соли подвергаются гидролизу, имея РН среды >7 ? Привести уравнения реакций в сокращенно-ионной и молекулярной формах.
17. Что называется константой гидролиза и степенью гидролиза? Какие факторы усиливают гидролиз? Привести примеры.

18. Какую реакцию среды имеют растворы солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой? Как изменяется окраска лакмуса?
19. Объяснить, как можно ослабить гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой?
20. Что называется совместным гидролизом? Почему гидролиз некоторых солей, например, Al_2S_3 , Cr_2S_3 доходит до конца?
21. 35 г соли CaCl_2 растворено в 40 мл воды. Рассчитать % – ную, молярную и нормальную концентрацию, если плотность полученного 1,072 г/см.
22. Сколько граммов AlCl_3 необходимо для приготовления 250 мл 0,2 Н раствора AlCl_3 .
23. Определить %концентрацию 0,6 м раствора HNO_3 плотностью 1,03/см³.
24. Вычислить молярную концентрацию (см) раствора H_3PO_4 , полученного при растворении 18г кислоты в 282 мл воды
25. Чему равна молярность и нормальность 70% раствора серной кислоты плотностью 1,6 г/см³.
26. Раствор содержащий 4,6 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ и 200 г ацетона кипит при температуре 56,73°. Вычислить эбулиоксепическую константу ацетона.
27. Ди этиловый эфир кипит при температуре 34,6°C. При какой температуре будет кипеть раствор, содержащий 3,09 г, H_3BO_3 в 100 г эфира? (Эбулиоксепическая константа эфира =2)
28. Сколько граммов вещества (М.в =120 г) содержится в 2 л раствора, если осмотическое давление равно 2,24 атм.?
29. Найти изотический коэффициент для раствора MgCl_2 , содержащего 0,1 моля MgCl_2 в 1000 г воды, зная, что этот раствор замерзает при t 0,461 г H_2O .
30. При какой температуре будет кипеть раствор, содержащий 4,4 г NaOH в 100 г воды, если степень диссоциации NaOH в растворе при этой температуре составляет 78%.
31. Рассчитать кажущуюся степень диссоциации раствора гидроксида KOH , содержащего в 800 г воды 4,48 г KOH и замерзающего при температуре 0,355°C.
32. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций:
- | | |
|---|---|
| а) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{NaOH} \rightarrow$ | в) $\text{KHSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$ |
| б) $\text{NH}_4\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | г) $\text{H}_2\text{S} + \text{NaOH} \rightarrow$ |
33. Напишите молекулярные уравнения реакции, которые выражаются следующими ионными уравнениями:
- $$\text{H}_2\text{PO}_4^- + 2\text{OH}^- = \text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{CdOH}^+ + \text{H}^+ = \text{Cd}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{NO}_2^- + \text{H}^+ = \text{HNO}_2$$
- $$\text{Cr}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}$$
34. К растворам каждого из веществ: H_2S , FeCl_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, KHCO_3 прилили избыток раствора гидроксида калия. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

35. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются ионными уравнениями:



36. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих между веществами:

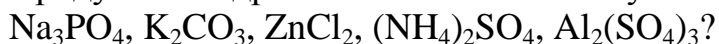


37. Произведение растворимости оксалата бария BaC_2O_4 равно $1,62 \cdot 10^{-7}$. Вычислить растворимость BaC_2O_4 в воде?

38. Произведение растворимости сульфата кальция равно $6,26 \cdot 10^{-5}$. образуется ли осадок, если смешать равные объемы 0,01 м растворов CaCl_2 и Na_2SO_4 .

39. Какие из указанных солей: NaCl , CuCl_2 , Na_3PO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, KF подвергаются гидролизу с образованием кислых солей? Ответ подтвердить уравнениями соответствующих реакций?

40. Продуктом гидролиза каких солей могут быть основные соли:



Написать уравнения соответствующих реакций.

41. Растворы каких солей изменяют окраску лакмуса в розовый цвет: Na_2SO_3 , MnCl_2 , ZnCl_2 , CuSO_4 , $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$.

Написать уравнения соответствующих реакций, объяснить причину изменения окраски.

42. Чтобы ослабить или прекратить гидролиз раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ необходимо добавить:

1. HNO_3 ; 2. разбавить водой; 3. повысить температуру; 4. NaOH

43. Какую реакцию среды, pH имеет раствор соли Na_2S ?

Написать уравнение реакции как можно уменьшить степень гидролиза Na_2S ?

1. повысить температуру; 2. понизить температуру; 3. добавить NaOH ; 4. добавить HCl ; 5. разбавить раствор водой.

44. Указать среду водного раствора соли FeSO_4 ? Как изменится окраска метилоранжа?

Ответ подтвердить уравнением реакции

45. Чему равен pH 0,1 Н растворов HCl , CH_3COOH ?

46. Определить коэффициент при восстановителе в уравнении ОВР, протекающей по схеме:



47. Закончить уравнение реакции:



- Написать ионно-электронное уравнение. Определить окислитель и восстановитель.
48. В каком из процессов, схемы которых приведены ниже, атомы хлора являются и окислителями, и восстановителями
- $\text{KJ} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} + \text{J}_2$
 - $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
 - $\text{Al} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3$
49. Закончить уравнение реакции, расставив коэффициенты на основании ионно-электронное уравнение:
 $\text{KMnO}_4 + \text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{ZnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
50. Какая из реакций является внутримолекулярной окислительно-восстановительной?
- $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
51. Укажите значение коэффициента при восстановителе в О.В.Р.:
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P} + \text{CO}$, написав ионно-электронное уравнение
52. Закончить уравнение О.В.Р., расставив коэффициенты:
 $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 На основании ионно-электронного уравнения определить окислитель и восстановитель.
53. Какая из указанных реакций является реакцией самоокисления – самовосстановителя:
- $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
- Доказать на основании электронного баланса
54. Уравнять О.В.Р. методом электронно-ионных уравнений:
 $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 Определить окислитель и восстановитель
55. Закончить уравнение О.В.Р. реакции
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, расставив коэффициенты на основании электронного баланса.
56. Закончить уравнение О.В.Р. реакции:
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, расставив коэффициенты на основании электронного баланса.

Контрольная работа №3

1. При электролизе водного раствора какого вещества можно получить щелочь:
а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ б) ZnSO_4 в) SnCl_2 г) NaCl
Ответ подтвердить уравнением реакций, происходящих на электродах.
2. При равенстве концентраций в водном растворе катион какого металла первым восстанавливается на катоде?
а) Fe^{2+} б) Cu^{2+} в) Ag^+ г) Ni^{2+}
Дать объяснение.
3. При электролизе водного раствора какого вещества можно получить кислоту:
а) CuSO_4 б) CuCl_2 в) K_2S г) NaBr
Подтвердить, составив уравнение реакций, происходящих на электродах.
4. Составить схемы процессов, происходящих на электродах при электролизе водного раствора K_2SO_4 ?
5. При электролизе водного раствора какой соли на катоде выделяется только водород?
а) NiSO_4 б) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ в) Na_2S г) FeCl_3
Подтвердить составив уравнения реакции, происходящих на электродах.
6. При электролизе водного раствора какого электролита, формулы которых приведены ниже, на аноде выделяется кислород?
а) KBr б) CuCl_2 в) NiSO_4 г) Na_2S
Ответ подтвердить.
7. Составить схему процессов, происходящих на электродах при электролизе водного раствора соли NiSO_4 при никелевом аноде.
8. Составить схему процессов, происходящих на электродах при электролизе водного раствора K_2SO_4 ? Ответ подтвердить.
9. При равенстве концентраций в водном растворе катион какого металла первым восстанавливается на катоде?
а) Zn^{2+} б) Sn^{2+} в) Cu^{2+} г) Ni^{2+}
10. При электролизе водного раствора какой соли на катоде выделяется и металл и водород?
а) CuSO_4 б) AgNO_3 в) Na_2SO_4 г) FeCl_3
Дать объяснение.
11. Составить схему гальванического элемента, чтобы железо было катодом?
12. В каком из гальванических элементов медь будет служить анодом?
а) медно-цинковый
б) медно-серебряный
в) кадмиево-медный
г) хромово-медный
Ответ подтвердить.
13. Контакт с каким металлом усилит коррозию железа в солянокислой среде?
а) Zn б) Al в) Cu г) Mg
Ответ подтвердить

14. Каким из приведенных металлов можно покрыть изделие из железа с целью защиты его от коррозии?
 а) Al б) Cu в) Sn г) Ag
 Ответ подтвердить.
15. Контакт с каким металлом ослабит коррозию цинка в соляной среде?
 а) Sn б) Al в) Cu г) Ag
 Ответ подтвердить.
16. Составить схему работы гальванического элемента, чтобы медь была анодом.
 Ответ подтвердить.
17. В каком случае скорость коррозии будет больше?
 а) Al–Fe б) Zn–Cu в) Mg–Cu г) Fe–Pb
 Ответ подтвердить.
18. Составить схему работы железно-медного гальванического элемента. Определить Э.Д.С. при стандартных условиях.
19. Составить схему, написать электронные уравнения электродных процессов и вычислить Э.Д.С. гальванического элемента, состоящего из свинцовой магниевых пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[Pb^{2+}] = [Mg^{2+}] = 0,001$ моль/л.
20. Сколько граммов меди выделится на катоде при электролизе раствора $CuSO_4$ в течение 30 мин при силе тока 4А?
21. Составить схему работы гальванического элемента, в основе которого лежит реакция, протекающая по уравнению $Ni + Pb(NO_3)_2 = Ni(NO_3)_2 + Pb$
 Написать электронные уравнения анодного и катодного процессов.
 Вычислить Э.Д.С. при стандартных условиях.
22. Укажите комплексное соединение с бидентатным лигандом:
 1. $[Cu(NH_2-(CH_2)_2-NH_2)_2]Cl_2$
 2. $[Ag(NH_3)_2]Cl$
 3. $K[Ag(CN)_2]$
 4. $[Al(H_2O)_6]Cl_3$
 5. $K_3[CO(NO_2)_6]$
 Варианты ответа: 1), 2), 3), 4), 5)
23. Укажите в каждой паре более устойчивый комплексный ион:
 $[Ca(NH_3)_4]^{2+}$ или $[Ca(CN)_4]^{2-}$
 $[Fe(CN)_6]^{4-}$ или $[Fe(CN)_6]^{3-}$
 $[CO(NH_3)_6]^{2+}$ или $[CO(NH_3)_6]^{3+}$
 1. $[Ca(CN)_4]^{2-}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[CO(NH_3)_6]^{3+}$
 2. $[Ca(NH_3)_4]^{2+}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[CO(NH_3)_6]^{3+}$
 3. $[Ca(CN)_4]^{2-}$, $[Fe(CN)_6]^{3-}$, $[CO(NH_3)_6]^{2+}$
 4. $[Ca(NH_3)_4]^{2+}$, $[Fe(CN)_6]^{4-}$, $[CO(NH_3)_6]^{2+}$
24. Какое выражение для константы нестойкости комплексного соединения $K_2[Pt(NH_3)_2Cl_4]$ действительно:
 1. $K_{нест.} = \frac{[Pt(NH_3)_2Cl_4]^2}{[K^+]^2}$

$$2. K_{\text{нест.}} = \frac{[K^+]^2}{[Pt(NH_3)_2Cl_4]^{2-}}$$

$$3. K_{\text{нест.}} = \frac{[Pt(NH_3)_2Cl_4]^{2-}}{[Pt^{2+}][NH_3]^2[Cl^-]^4}$$

$$4. K_{\text{нест.}} = \frac{[Pt^{2+}][NH_3]^2[Cl^-]^4}{[Pt(NH_3)_2Cl_4]^{2-}}$$

25. Какой тип изомерии проявляется в следующих комплексных соединениях:
 $[CO(NH_3)_4Cl_2]Cl(NO_3)$ и $[CO(NH_3)_4Cl(NO_3)]Cl_2$

а) оптическая б) гидратная в) геометрическая г) ионная

26. Определить величину и знак заряда комплексного иона $[Pt(NH_3)_3(CN)Cl_2]$, в котором комплексообразователем является Pt^{4+} .

а) -1 б) -2 в) +1 г) +2 д) -4

27. В растворе какой комплексной соли содержится меньше свободных ионов серебра:

1. $[AgCl_2]^-$ $K_{\text{нест.}} 2,3 \cdot 10^{-6}$

2. $[Ag(NH_3)_2]^+$ $K_{\text{нест.}} 7,2 \cdot 10^{-8}$

3. $[Ag(S_2O_3)]^-$ $K_{\text{нест.}} 1,0 \cdot 10^{-13}$

4. $[Ag(CN)_2]^-$ $K_{\text{нест.}} 1,0 \cdot 10^{-21}$

Варианты ответа:

1) 2) 3) 4) 5)

28. Имея в виду, что координационное число кобальта (III) равно шести, написать координационные формулы следующих комплексных соединений:

а) $CO(NO_2)_2 \cdot 6NH_3$ б) $CO(NO_2)_2 \cdot KNO_2 \cdot 2NH_3$

в) $CO(NO_2)_3 \cdot 3KNO_2$ г) $CO(NO_2)_3 \cdot 3NH_3$

29. Определить возможный тип гибридизации электронных орбиталей комплексообразователя, учитывая их магнитные свойства:

а) $[CO(NH_3)_6]^{3+}$ парамагниты

б) $[CO(NH_3)_6]^{2-}$ диамагниты

Ответы обосновать

30. Какая форма отвечает комплексам образованным при α^2SP^3 – гибридизации атомных орбиталей?

1. плоский квадрат 2. тетраэдр

3. тригональная пирамида 4. октаэдр 5. линейная

31. Определить геометрическую форму катиона гексааква стронция

а) незавершенный тетраэдр

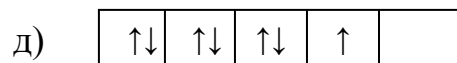
б) тетраэдр

в) квадрат

г) октаэдр

Ответ обосновать.

32. Определить конфигурацию d – подуровня атома CO^{2+} в октаэдрическом комплексе при сильном поле лигандов.



33. Определите число неспаренных электронов у атома CO^{2+} в том же комплексе.

- а) 1 б) 3 в) 0 г) 5 д) 4

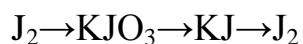
Галогены

Вариант 1

1. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях может проявлять бром? Почему? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций с горячим раствором соды. К какому типу окислительно-восстановительных реакций она относится?
2. Каким способом можно получить йодат калия? Напишите уравнения реакции взаимодействия раствора йодида калия и йодата калия, подкисленного серной кислотой.
3. В виде каких соединений хлор встречается в природе? Как из природных соединений в технике получают хлор? Как в лаборатории?

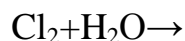
Вариант 2

1. При каком окислительном числе хлор может быть окислителем? Только восстановителем? Напишите формулу соответствующих соединений. Привести примеры реакций.
2. Как изменяется степень диссоциации и окислительные свойства кислот хлора в ряду HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ? Укажите причину этой закономерности. Определите степень окисления в указанных соединениях, дать названия.
3. Закончить уравнения реакций:



Вариант 3

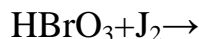
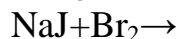
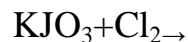
1. Как изменяется прочность галогеноводородов в ряду HF , HCl , HBr , HI ? Какой из галогеноводородов является самым сильным восстановителем, чем это можно объяснить?
2. Как можно получить хлорную известь, имея карбонат кальция, соляную кислоту, воду и оксид марганца (IV)? Составьте молекулярные уравнения реакций.
3. Закончить уравнения реакций:



Вариант 4

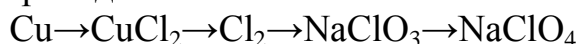
1. Напишите уравнения реакций взаимодействия хлорида, бромида и йодита калия с избытком концентрированной серной кислоты. Какие конечные продукты будут получаться в каждом случае?

2. Напишите уравнения реакции получения и структурную формулу хлорной извести? Чем объясняются ее окислительные свойства?
3. Будут ли идти следующие реакции?



Вариант 5

1. Как получают фтороводород? Почему раствор HF в воде – значительно более слабая кислота, чем остальные галогеноводородные кислоты? Почему нельзя сохранять фтороводородную кислоту в стеклянных сосудах? Составьте уравнение соответствующих реакций.
2. Перечислите кислородные кислоты хлора. Какая из них наиболее сильная и какая обладает наибольшей окислительной способностью? Составьте уравнение реакции между гипохлоритом натрия с CrCl_3 в щелочной среде (Cr^{3+} окисляется до Na_2CrO_4).
3. Осуществить переходы:

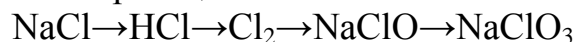


Вариант 6

1. Какую степень окисления проявляет хлор в своих соединениях? На какой реакции основано получение кислородных соединений хлора? Составьте электронно-ионные и молекулярные уравнения реакции хлора с горячим раствором KOH . К какому типу окислительно-восстановительных процессов относится эта реакция?
2. Кристаллический йод растворяется в концентрированных растворах:
 - а) азотной кислоты
 - б) гидроксида калия
 - в) иодита калия

Составьте уравнения реакций.

3. Закончить уравнения реакций:



Вариант 7

1. Напишите уравнения реакций образования свободных галогенов:
 - а) путем окисления их соединений
 - б) путем восстановления
2. В каком направлении сместится равновесие бромной воды при добавлении:
 - а) щелочи
 - б) иодита калия

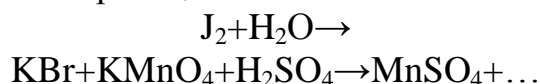
3. Составьте молекулярные ионно-электронные уравнения реакций взаимодействия:
 - а) гипохлорита натрия с иодитом калия в нейтральной среде
 - б) хлора с горячим раствором едкого калия.

Вариант 8

1. На каких уровнях и подуровнях находятся валентные электроны в атомах галогенов? Окислительные или восстановительные свойства проявляют галогены в свободном состоянии?
2. Чем можно объяснить, что энергия диссоциации молекул и сродство к электрону атомов увеличивается от фтора к хлору и уменьшается от хлора к йоду?
3. Напишите уравнения реакций вытеснения брома из KBr хлором и из KBrO₃ иодом. В результате окисления или восстановления был получен бром в каждой из этих реакций?

Вариант 9

1. Объяснить почему при взаимодействии хлористого натрия с концентрированной серной кислотой получается чистый хлористый водород, а при действии серной кислоты на бромистый калий получающийся бромистый водород загрязнен бромом и сернистым газом. Написать уравнения соответствующих реакций.
2. Напишите возможные способы получения бертолетовой соли. Объясните условия протекания этих процессов.
3. Закончить уравнения реакций:

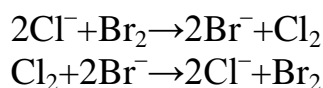


Вариант 10

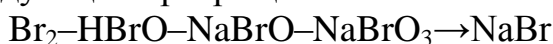
1. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы хлора и брома.



Какая из реакций возможна:



2. Объяснить:
Какая из кислот является самым сильным окислителем? Самой сильной кислотой? Объяснить. Написать уравнение окислительно-восстановительной реакции.
3. Осуществить следующие превращения:



Вариант 11

1. Как и почему изменяются окислительные свойства галогенов при переходе от хлора к иоду? Привести примеры соответствующих реакций.
2. Получать хлорную известь, имея карбонат кальция, соляную кислоту, воду и оксид марганца (IV). Составьте уравнения соответствующих реакций.
3. Осуществить переходы:



Вариант 12

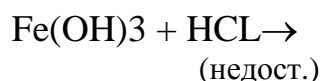
1. Чему равна степень окисления хлора в ионах ClO^- , ClO_2^- , ClO_3^- , ClO_4^- ? Как называются кислоты, анионами которых являются перечисленные ионы?
2. Написать уравнения реакций:
 - а) хлора с горячим раствором
 - б) гипохлорита натрия с иодидом калия в нейтральной среде.
3. Осуществить следующие переходы:



Вопросы по проверке остаточных знаний

Вариант I

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22. Указать валентные электроны. Описать свойства элемента по месту их положения в периодической системе.
2. Сколько граммов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 500 мл 0,2 н раствора CuSO_4 .
3. Закончить уравнение реакций и написать их в молекулярной и ионной форме:



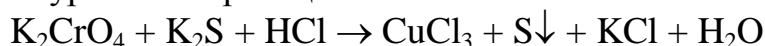
4. Какие из солей подвергаются гидролизу:
 NaCl , CuSO_4 , K_2CO_3 ?
5. Закончить уравнение реакции:



Написать ионно-электронное уравнение. Определить окислитель и восстановитель.

Вариант 2

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 14. Указать валентные электроны. Описать свойства по месту его положения в периодической системе.
2. Сколько граммов воды содержится в 400 мл 30 %-ного раствора карбоната калия плотностью 1,3 г/мл?
3. Написать уравнения диссоциации мышьяковой кислоты. Выразить константу диссоциации I степени.
4. Какие из солей подвергаются гидролизу:
 NaNO_3 , AgNO_3 , Cs_2CO_3 ?
Написать уравнения всех возможных реакций. Указать реакцию среды.
5. Закончить уравнение реакции:

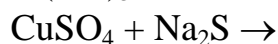
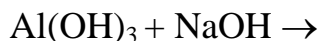


Написать ионно-электронное уравнение. Определить окислитель и восстановитель.

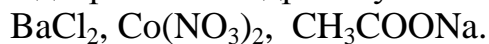
Вариант 3

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 33. Указать валентные электроны. Описать свойства по месту его положения в периодической системе.

2. Сколько мл 26 % серной кислоты ($\rho=1,19$) надо взять для приготовления 250 мл 0,5 н раствора.
3. Закончить уравнения реакций, написать уравнения в ионной и молекулярной форме.

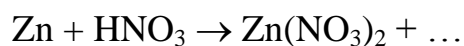
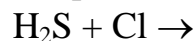


4. Какие из солей подвергаются гидролизу:



Написать уравнения возможных реакций. Указать реакцию среды.

5. Закончить уравнения реакций:



(конц.)

Написать ионно-электронные уравнения. Определить окислитель и восстановитель.

Вариант 4

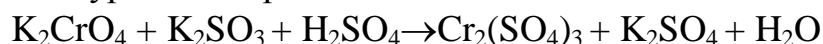
1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 25. Какие электроны являются валентными? Описать свойства по месту его положения в периодической системе.
2. Сколько г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ надо взять для приготовления 150 г 2 % раствора Na_2CO_3 ?
3. Написать уравнение диссоциации угольной кислоты. Выразить константу диссоциации I ступени.

4. Какие из солей подвергаются гидролизу:



Написать уравнения возможных реакций. Указать реакцию среды.

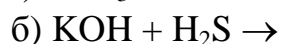
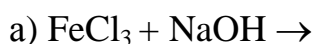
5. Закончить уравнение реакций:



Составить ионно-электронное уравнение. Определить окислитель и восстановитель.

Вариант 5

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 40. Какие электроны являются валентными? Опишите свойства этого элемента по месту его положения в периодической системе.
2. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20 % раствора ($\rho=1,14$), чтобы получить 5 % раствор?
3. Закончить реакции и написать их в ионно-молекулярной форме:



4. Указать какие из солей подвергаются гидролизу:



Составить возможные уравнения реакций. Укажите среду раствора.

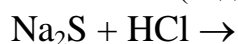
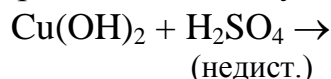
5. Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции:



Определить окислитель и восстановитель. Составить схему ионно-электронного баланса.

Вариант 6

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 13. Какие электроны являются валентными? Опишите свойства этого элемента по месту его положения в периодической системе.
2. К 500 мл 28 % раствора аммиака плотностью 0,9 г/мл прибавили 1 л воды. Какова концентрация (в мас. %)?
3. Закончить уравнение реакций в молекулярной и ионной формах:

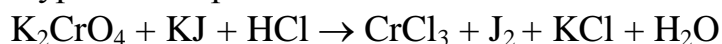


4. Какие из солей подвергаются гидролизу:



Напишите уравнения возможных реакций. Укажите реакцию среды.

5. Закончите уравнение реакции:



Составить ионно-электронное уравнение. Расставить коэффициенты. Определить окислитель и восстановитель.

Вариант 7

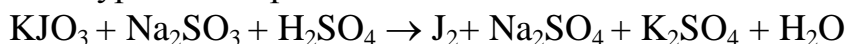
1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 32. Какие электроны являются валентными? Описать свойства элемента по месту его положения в периодической системе.
2. Определить концентрацию в % 0,4 М раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ плотностью 1,21 г/мл.
3. Закончить уравнение реакции в молекулярной и ионной формах:



4. Какие из солей подвергаются гидролизу: RbCl , Na_3PO_4 , NH_4Cl ?

Напишите уравнения всех возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Указать реакцию среды.

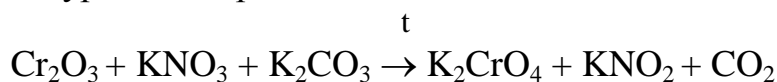
5. Закончить уравнение реакции:



Составить ионно-электронное уравнение. Определить окислитель и восстановитель.

Вариант 8

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 23. Какие электроны являются валентными? Опишите свойства этого элемента по месту его положения в периодической системе.
2. Какое количество необходимо взять для приготовления 250 мл 0,2 н раствора Na_2SO_4 из $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.
3. Закончить уравнение реакции в молекулярной и ионной формах:
 $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
(недост.)
4. Какие из солей подвергаются гидролизу: KNO_3 , K_2S , FeSO_4 ?
5. Закончить уравнение реакции:



Составить ионно-электронное уравнение, расставить коэффициенты. Определить окислитель и восстановитель.

Вариант 10

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 15. Какие электроны являются валентными? Описать свойства элемента по месту их положения в периодической системе.
2. Смешаны 100 г 20 % раствора 50 г 32 % раствора хлорида натрия. Какова концентрация полученного раствора?
3. Закончить уравнение реакций в молекулярной и ионной формах.
 $\text{Sn}(\text{OH})_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
4. Какие из указанных солей подвергаются гидролизу: CsCl , MnSO_4 , K_3PO_4 .

Написать уравнения возможных реакций. Указать реакцию среды.

5. Закончить уравнение реакции:



Написать ионно-электронное уравнение. Указать окислитель и восстановитель.

Вариант 11

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 17. Какие электроны являются валентными? Опишите свойства этого элемента по месту его положения в периодической системе.

2. Определить молярность и нормальность 70 % раствора H_2SO_4 плотностью 1,6 г/мл.
3. Закончить уравнения реакций в молярной и ионной формах:
 $\text{NaClO} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow$
 $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$
4. Какие из солей подвергаются гидролизу:
 NaClO , NaClO_4 , CuCl_2 ?
 Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Указать реакцию среды.
5. Закончить уравнение реакции:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_3\text{AsO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{MnCl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 Составить ионно-электронное уравнение; расставить коэффициенты. Определить окислитель и восстановитель.

Вариант 12

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 21. Какие электроны являются валентными. Описать его свойства по месту его положения в периодической системе.
2. Сколько мл 40 % раствора HNO_3 ($\rho=1,25$ г/мл) надо взять для приготовления 200 мл 0,2 М раствора HNO_3 ?
3. Доказать амфотерность гидроксида $\text{Al}(\text{OH})_3$. Написать уравнение всех реакций в ионной и молекулярной формах.
4. Какие из солей подвергаются гидролизу: KNO_3 , MgCl_2 , K_2CO_3 ?
 Написать уравнения всех возможных реакций. Указать реакцию среды.
5. Закончить уравнение реакций:
 $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$

Вариант 13

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 43. Какие электроны являются валентными? Опишите свойства этого элемента по месту его положения в периодической системе.
2. Плотность 26 % раствора KOH равна 1,24 г/мл. Сколько молей KOH находится в 5 л раствора?
3. Какие из солей подвергаются гидролизу: NaNO_3 , FeSO_4 , K_2CO_3 ?
 Составить уравнения возможных реакций. Указать среду раствора.
4. Написать уравнение диссоциации фосфорной кислоты. Выразить константу диссоциации I степени.
5. Закончить уравнение реакции:
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}(\text{SO})_4 + \text{S} \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Составить ионно-электронное уравнение. Определить окислитель и восстановитель.

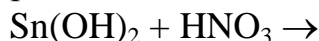
Вариант 14

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 16. Какие электроны являются валентными? Опишите свойства этого элемента по месту его положения в периодической системе.
2. Сколько мл 96 % раствора H_2SO_4 ($\rho=1,84$ г/мл) нужно взять для приготовления 250 мл 0,2 н раствора?
3. Написать уравнение диссоциации сернистой кислоты. Выразить константу диссоциации I ступени.
4. Какие из солей подвергаются гидролизу: LiCl , NaS , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$? Напишите уравнения возможных реакций. Указать реакцию среды.
5. Закончить уравнение реакции:

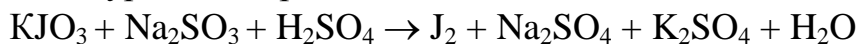


Вариант 15

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 34. Указать валентные электроны. Описать его свойства по месту положения его в периодической системе.
2. К 250 мл 20 %-ного раствора NaCl ($\rho=1,148$ г/мл) прибавить 500 мл воды. Какова процентная концентрация нового раствора? Какова его молярность?
3. Закончить уравнение реакций в ионном и молекулярной формах:

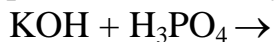


4. Какие из солей подвергаются гидролизу: $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, LiNO_3 , KNO_2 ? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Указать реакцию среды.
5. Закончить уравнение реакции:

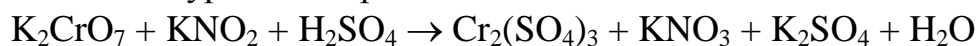


Вариант 16

1. Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 50. Укажите валентные электроны. Опишите свойства по месту его положения в периодической системе.
2. Сколько мл 36 % соляной кислоты с плотностью 1,19 г/мл, надо взять для приготовления 200 мл 0,2 М раствора?
3. Закончить уравнение реакций в молекулярной и ионной формах:



4. Какие из солей подвергаются гидролизу: CsNO_3 , Na_2SO_3 , NiCl_2 .
Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Указать реакцию среды.
5. Закончить уравнение реакции:



Вопросы промежуточной аттестации

1. Строение атома, его составные части – ядро (протоны, нейтроны), их электроны, их заряд и масса.
2. Понятие о квантовой механике. Уравнение Планка. Двойственная природа электрона. Уравнение де Бройля. Принцип неопределенности Гейзенберга.
3. Квантовые числа, их физический смысл.
4. Атомные орбитали s, -p, -d, -f состояний электронов. Принцип запрета Паули. Правило Хунда. Максимальное количество электронов на энергетических уровнях и подуровнях.
5. Периодический закон Д.И. Менделеева, его философское значение. Структура периодической системы: периоды, группы и подгруппы.
6. Особенности электронного строения атомов элементов главных и побочных подгрупп.
7. Классификация химических элементов на основе электронных структур атомов элементов; s, -p, -d, -f семейства. Электронные аналоги.
8. Радиусы атомов и ионов. Энергия ионизации, средство к электрону. Понятие об электроотрицательности. Изменения их по периоду и в группах.
9. Последовательность заполнения электронных оболочек атомов. Правило Клечковского.
10. Изменение свойств элементов в периодической системе (вертикальная, горизонтальная периодичность, диагональное сходство).
11. Вторичная периодичность. Привести примеры.
12. Образование ковалентной связи методом валентной связи ВС.
13. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщаемость. Количественные характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, валентные углы. Изменение этих характеристик в рядах сходных веществ.
14. Типы гибридизации атомных орбиталей: sp, sp², sp³; участием d-орбиталей. Привести примеры.
15. Полярная и неполярная ковалентная связь. Полярность молекул. Электрический момент диполя. Постоянные и наведенные диполи. изменение дипольного момента в рядах сходных веществ.
16. Кратность связи. Сигма, Пи-связи, их особенности.
17. Ионная связь, образование ее и свойства: ненаправленность, ненасыщаемость. Степень окисления. Поляризуемость ионов и их взаимное поляризующее действие. Влияние степени поляризации ионов на свойства веществ.
18. Донорно-акцепторное взаимодействие. Понятие о комплексных соединениях.
19. Метод молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы МО.

20. Особенности кристаллического состояния веществ. Типы кристаллических решеток. Зависимость свойств вещества от типа кристаллической решетки. Гомогенные и гетерогенные системы. Скорость химических реакций в этих системах. Константа скорости. Размерность скорости.
21. Зависимость скорости реакций от концентрации. Закон действующих масс. Молекулярность и порядок реакции. Привести примеры
22. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент. Активные молекулы. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
23. Механизм каталитических реакций. Цепные реакции.
24. Обратимые и необратимые процессы. Состояние химического равновесия. Константа равновесия гетерогенных и гомогенных систем.
25. Смещение химического равновесия. Факторы, влияющие на равновесие: температура, давление, концентрация веществ реакции. Принцип Ле Шателье. Общая характеристика дисперсных систем. Классификация дисперсных систем. Раствор, как многокомпонентная система. Растворимость веществ. Насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные растворы.
26. Способы выражения концентрации растворов.
27. Осмос. Осмотическое давление. Закон Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов.
28. Давление насыщенного пара над растворами. Повышение температуры кипения растворов и понижения температуры замерзания. Законы Рауля. Эбуллиоскопическая и криоскопическая константы. Методы определения молекулярных весов растворенных веществ.
29. Отклонения растворов электролитов от законов Вант-Гоффа и Рауля. Изотонический коэффициент, его физический смысл. Электролитическая диссоциация, зависимость ее от характера химических связей и молекулах электролитов.
30. Сила электролитов. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Ступенчатая диссоциация. Закон разведения Оствальда.
31. Смещенные равновесия в растворе слабого электролита. Амфотерные электролиты.
32. Сильные электролиты. Активность иона. Коэффициент активности. Ионная сила раствора. «Кажущаяся» степень диссоциации.
33. Электролитическая ионизация воды. Ионное произведение воды. водородный показатель pH. Индикаторы.
34. Ионные реакции в растворах электролитов.
35. Произведение растворимости. Условия образования осадков. Выбор осадителя.
36. Различные случаи гидролиза солей. Степень и константа гидролиза. Современные теории кислот и оснований (теория сольвосистем, протонная теория, электронная теория кислот и оснований).

37. Процессы окисления и восстановления. Окислители и восстановители. Составление уравнений: электронные и ионно-электронные уравнения. Подбор коэффициентов.
38. Типы окислительно-восстановительных реакций. Привести примеры. Электродные потенциалы. Стандартные потенциалы. Стандартный водородный электрод.
39. Гальванический элемент. Полуэлемент окислителя; полуэлемент восстановителя. Э.Д.С. гальванических элементов. Зависимость электродных потенциалов от концентрации. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Сравнительная окислительно-восстановительная характеристика атомов и их ионов. Направление окислительно-восстановительной реакции и возможность их протекания.
40. Электролиз. Последовательность разрядки ионов на электродах.
41. Структура комплексных соединений: комплексный ион и внешняя сфера. Комплексообразователь. Лиганды и их дентатность. координационное число. Классификация комплексных соединений: соединения с комплексным анионом, с комплексным катионом, нейтральные комплексы.
42. Типы комплексных соединений по виду координируемых лигандов. Комплексные соединения: циклические (хелаты), внутримолекулярные, многоядерные.
43. Изомерия комплексных соединений. Метод валентных связей образования комплексных соединений. Внешне и внутриорбитальные комплексы.
44. Теория кристаллического поля. Объяснение магнитных и оптических свойств комплексных соединений.
45. Диссоциация комплексных соединений в растворе. Константы нестойкости комплексного иона. Разрушение комплексных соединений.
46. Галогены. Общая характеристика: строение атома, степени окисления. Строение молекул. Нахождение в природе, способы получения. сравнительная химическая активность свободных галогенов.
47. Водородные соединения галогенов, их получение, свойства. Изменения прочности, восстановительных свойств и кислотного характера галогеноводородов. Применение соляной кислоты в пищевой промышленности. Галиды.
48. Кислородные соединения галогенов. Взаимодействие галогенов с водой и щелочами. Составление кислотных и окислительных свойств кислородосодержащих кислот и их солей.
49. Общая характеристика подгруппы серы. Химические свойства серы. Степени окисления.
50. Соединения серы с водородом. Сероводород: его получение и свойства.
51. Сульфиды, получение и свойства: растворимость в воде и в кислотах, гидролиз. Полисульфиды.

52. Кислородные соединения серы (IV): оксид, сернистая кислота и ее соли. Кислотные, восстановительные и окислительные свойства сернистой кислоты и ее солей.
53. Тиосернистая кислота, ее строение, свойства. Тиосульфаты.
54. Кислородные соединения серы (IV): оксид, серная кислота. Действие серной кислоты различной концентрации на металлы и неметаллы. Олеум и дисерная кислота. Пероксокислоты серы. Соли серной кислоты.
55. Общая характеристика подгруппы VA. Азот. Нахождение в природе. Химическая связь в молекуле. Химические свойства.
56. Соединения азота с водородом. Аммиак. Промышленные и лабораторные способы получения. Физические и химические свойства. практическое использование жидкого аммиака.
57. Реакции замещения, окисления, присоединения аммиака. Амиды, имиды, нитриды металлов и их свойства. Аммиак – как лиганд в комплексных соединениях.
58. Соли аммония, их получение и свойства: растворимость, гидролиз, термическая и электролитическая диссоциация.
59. Кислородные соединения азота (III). Азотическая кислота, ее окислительные и восстановительные свойства. Нитриты, получение и свойства.
60. Азотная кислота: ее получение; строение, химическая связь. Действие азотной кислоты различной концентрации на металлы и неметаллы. Царская водка. Нитраты, их получение и свойства. Термическое разложение. Азотные удобрения.
61. Общая характеристика элементов s-семейства. Щелочные металлы. нахождение в природе. Получение, физические и химические свойства. Применение. Соединения щелочных металлов: гидриды, оксиды, пероксиды, гидроксиды (щелочи). Свойства и способы получения. Соли щелочных металлов: растворимость, гидролиз.
62. Общая характеристика элементов II A группы: бериллий, магний, щелочноземельные металлы. Нахождение в природе, способы получения. Физические и химические свойства. Соединения элементов II A группы: оксиды, пероксиды, гидроксиды, получение и свойства. Соли: их растворимость, гидролизуемость. Термическое разложение карбонатов.
63. Общая характеристика элементов III A группы. Алюминий. Нахождение в природе, получение и применение. Физические и химические свойства. Алюминотерапия. Соединения алюминия: оксид, гидроксид, их амфотерные свойства. Соли их растворимость, гидролизуемость. Квасцы. Применение солей алюминия при очистке воды.
64. Элементы подгруппы хрома. Общая характеристика. Нахождение в природе и получение. Отношение к кислотам, щелочам.

65. Оксид, гидроксид хрома (III), их амфотерные свойства. Соли хрома (III), их растворимость и гидролизуемость. Хромиты, квасцы.
66. Соединения хрома (VI): оксид, хромовая кислота и ее соли (хроматы). Окислительное свойство хроматов. Дихромат калия, хромат калия, их взаимные переходы.
67. Общая характеристика элементов VII В группы. Марганец. Нахождение в природе, получение, свойства, применение. Марганец, как микроэлемент.
68. Соединение марганца (II): оксид, гидроксид, соли, их получение и свойства окислительно-восстановительные.
69. Соединения марганца (IV) и (VI): оксиды, гидроксиды и их соли. Манганаты. Окислительно-восстановительные свойства.
70. Перманганат калия. Окислительно-восстановительные реакции в химии марганца. Влияние реды на характер образующихся продуктов реакции.
71. Общая характеристика элементов семейства железа. Нахождение в природе, получение металлов. Свойства железа, отношение его к кислотам. Коррозия железа и борьба с ней. Железо как биокатализатор.
72. Соединения железа, кобальта, никеля (II): оксид, гидроксид, соли. Сравнительная характеристика их устойчивости.
73. Соединения железа (III): оксид, гидроксид, соли: их растворимость, гидролизуемость. Ферриты. Комплексные соединения Fe^{3+} . Окислительно-восстановительные свойства соединений железа (III).
74. Свойства кобальта, отношения к кислотам. Соединения кобальта (II), (III): получение и их свойства. Комплексные соединения.
75. Свойства никеля, отношение его к кислотам. Соединения никеля (II), (III): получение гидроксидов, солей. Их окислительно-восстановительные свойства. Комплексные соединения.

**7. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины
Рекомендуемая литература и источники информации (основная и
дополнительная)**

№ п/п	Виды занятий	Необходимая учебная, учебно-методическая (основная и дополнительная) литература, программное обеспечение и интернет ресурсы	Авторы	Из-ство и год издания	Количество изданий	
					в библио- оте- ке	на кафе- дре
1	2	3	4	5	6	7
Основная литература						
1.	ЛК, ПЗ,СРС	Общая и неорганическая химия	Ахметов Н.	Высшая школа 1981 1988	58 10	3
2.	ЛК, ПЗ, СРС	Общая химия	Глинка Н.А.	М. Химия 1978- 1985	386	
3.	ЛБ	Лабораторные работы по общей неорганической химии	Васильева З.Г. Ивановская А.А.	М. Химия 1979 1986	10 58	2
Дополнительная литература						
4.	ЛК, ПЗ, СРС	Общая и неорганическая химия	Карапетьянц М.Х. Дракин С.И.	М. Химия 1981	49	1
5.	ЛК, ПЗ, СРС	Общая и неорганическая химия	Павлов Н.Н.	М. Дрофа 2002		
6.	ПЗ,СРС	Сборник задач и упражнений по химии	Гольбрайх З.Н.	Высшая школа 1984	87	1
7.	ПЗ, СРС	Задачи и упражнения по химии	Глинка Н.А.	М. Химия 1985 1984 1980	195 33 334	

8.	ПЗ, СРС	Общая и неорганическая химия в вопросах	Лидин Р.А., Аликберова Л.Ю.	М. Дрофа 2004		
9.	ЛК, ПЗ, СРС	Теоретические основы химии ч.І	Абакаров Г.М., Мурсалова М.Г.	ИПЦ ДГТУ 2009	50	
10.	ЛК, ПЗ, СРС	Теоретические основы химии ч.ІІ	Абакаров Г.М., Мурсалова М.Г. И др.	ИПЦ ДГТУ 2010	50	
11.	ЛБ, ПЗ	Лабораторные работы по неорганической химии. Химия <i>p</i> -элементов – неметаллов ч.І	Мурсалова М.Г., Абакаров Г.М.	ИПЦ ДГТУ 2009	50	50
12.	ПЗ, СРС	МУ к практическим занятиям по теме: «Строение атома. периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева в свете квантово-механической теории строения атомов»	Мурсалова М.Г., Буганов Х.А., Гаджимурадова Р.М.	ИПЦ ДГТУ 2002	50	10
13.	ЛБ	МУ к лабораторной работе: «Ионные равновесия в растворах электролитов»	Мурсалова М.Г., Буганов Х.А.	ИПЦ ДГТУ 2007	50	50
14.	ПЗ, СРС	Сборник тестовых вопросов для проверки знаний по основным теоретическим разделам химии ч.І	Мурсалова М.Г., Гаджимурадова Р.М., Ихласова Б.И.	ИПЦ ДГТУ 2003	50	30
15.	ПЗ, СРС	Сборник тестовых вопросов для проверки знаний по основным теоретическим разделам химии ч.ІІ	Мурсалова М.Г., Гаджимурадова Р.М., Ихласова Б.И.	ИПЦ ДГТУ 2003	50	30
16.	СРС, ЛБ, ПЗ	МУ к лабораторным работам по химии металлов <i>s</i> -семейства и их соединения (для студентов)	Мурсалова М.Г.	ИПЦ ДГТУ 2006	50	40

		технологического факультета)				
17.	ЛБ, СРС	МУ к лабораторной работе «Приготовление растворов различной концентрации»	Мурсалова М.Г., Гаджимурадова Р.М.	ИПЦ ДГТУ 2009	50	50
18.	ПЗ, СРС	Сборник тестовых вопросов по теме «Растворы » для студентов технологического факультета ч.III	Мурсалова М.Г., Абакаров Г.М.	ИПЦ ДГТУ 2009	50	50
19.	ПЗ, СРС					
20.	ПЗ, ЛБ, СРС	МУ к выполнению лабораторных работ «Комплексные соединения»	Мурсалова М.Г.	ИПЦ ДГТУ 2004	50	50

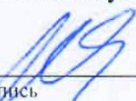
8. Материально-техническое обеспечение дисциплины
Общая и неорганическая химия

Рекомендуемое материально-техническое обеспечение дисциплины

№ п/п	Рекомендуемое материально-техническое обеспечение дисциплины
1	Химическая посуда: колбы, пипетки, бюретки, химические стаканы, цилиндры
2	Реактивы: набор неорганических кислот, щелочей, солей
3	Дистиллятор
4	pH-метр
5	Набор ариометров
6	Секундомер
7	Спиртовка
8	Набор индикаторов
9	Штативы для пробирок
	Компьютерное и программное обеспечение
	Компьютерный класс с выходом в интернет, оснащенный электронными учебно-методическими пособиями
	Кинопроектор
	Экран

Программа составлена в соответствии с требованиями ФГОС ВО с учетом рекомендаций ООП ВО по направлению **18.03.01 «Химическая технология»** и профилю подготовки **«Химическая технология природных энергоносителей и углеродных материалов»**.

Рецензент от выпускающей кафедры ДГТУ по направлению **18.03.01 «Химическая технология»**


_____ Султанов Ю.М.
подпись Ф.И.О.

Дополнение и изменения в рабочей
программе на 20 18 / 2019 учебный год

В рабочую программу вносятся следующие изменения:

Изменений нет в 2015-2016 уч. году
2016-2017 — изменений нет
2017-2018 — изменений нет
2018-2019 — изменений нет

Рабочая программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры

10 09 2018.

Заведующий кафедрой



Декан технологического факультета



20__ г.