Государственное автономное профессиональное образовательное учреждение

«Краснокаменский горно-промышленный техникум»

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
|

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Рассмотрено на заседании ПЦКпреподавателей общеобразовательных дисциплинПредседатель ПЦК\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Е.Б. Батура «\_\_\_\_»\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_2022 г. |  | Утверждаю: И.о. директора ГАПОУ «КГПТ» \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ Л.В. Винокурова«\_\_\_\_\_»\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_2022 г. |
|  |  |  |

 |  |  |

**ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

Методические указания

для студентов заочной формы обучения, обучающихся

по программам среднего профессионального образования

по специальности

18.02.03 «Химическая технология неорганических веществ»

Краснокаменск 2022

Методические указания по изучению дисциплины составлены в соответствии с требованиями ФГОС СПО и рабочей программой дисциплины «Общая и неорганическая химия», и одобрены предметной цикловой комиссией технических дисциплин для специальности СПО

**18.02.03 «Химическая технология неорганических веществ»**

**Составитель: Василенко Л.С. -** преподаватель общепрофессиональных дисциплин

#### ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

 Изучение химии как дисциплины математического и естественнонаучного цикла, направлено на расширение кругозора и формирование научного мировоззрения студентов. Кроме того, знание химии необходимо им для последующего усвоения ряда общепрофессиональных дисциплин и профессиональных модулей, а также для понимания возможностей, предоставляемых химией при решении конкретных технических задач.

 В процессе изучения курса общей и неорганической химии студенты получают современное научное представление о веществе, как об одном из видов материи, о механизмах и способах превращения одних веществ в другие. При этом они должны изучить основные химические понятия, законы и теории, овладеть методологией химических расчетов, выработать навыки самостоятельного выполнения химических экспериментов и обобщения наблюдаемых явлений.

 Изучение дисциплины «Общая и неорганическая химия» ориентировано на достижение следующих целей:

* **освоение знаний** о химической составляющей естественно-научной картины мира, важнейших химических понятиях, законах и теориях;
* **овладение умениями** применять полученные знания для объяснения разнообразных химических явлений и свойств вещества, оценки роли химии в развитии современных технологий и получении новых материалов;
* **развитие познавательных интересов и интеллектуальных способностей** в процессе самостоятельного приобретения химических знаний с использованием различных источников информации, в том числе компьютерных;
* **применение полученных знаний и умений** для безопасного использования веществ и материалов в быту и на производстве, для решения практических задач в повседневной жизни, для предупреждения явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде.

В результате изучения дисциплины «Общая и неорганическая химия», студенты должны

**уметь:**

* давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;
* использовать лабораторную посуду и оборудование;
* находить молекулярную формулу вещества;
* применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;
* применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
* выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических веществ, получению конкретных веществ, относящихся к классам соединений;
* объяснять зависимость свойств химического элемента и образованных им веществ от положения в Периодической системе Д.И.Менделеева, зависимость свойств неорганических веществ от их строения и состава;
* составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций;
* составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов;
* характеризовать s- p- d- элементы по их положению в Периодической системе химических элементов, общие свойства неметаллов, металлов, основных классов неорганических соединений:
* использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для объяснения химических явлений, происходящих в быту, в природе и на производстве; для оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы; для определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;

**знать:**

* роль химии в естествознании, ее связь с другими естественными науками, значение в жизни современного общества;
* важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, масса атомов и молекул, ион, атомные s- p- d- орбитали, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, электролитическая диссоциация;
* основные законы химии: закон сохранения массы вещества, закон постоянства состава вещества, закон Авогадро;
* Периодический закон и Периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
* формы существования химических элементов, современные представления о строении атома;
* гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);
* диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;
* классификацию химических реакций и закономерности их проведения;
* обратимость химических реакций, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
* общую характеристику химических элементов в связи с их положением в Периодической системе;
* окислительно-восстановительные реакции и реакции ионного обмена;
* тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
* типы и свойства химических связей (ковалентная, ионная, металлическая, водородная);
* характерные химические свойства неорганических веществ различных классов;
* свойства веществ и материалов, широко используемых в практике: основные неметаллы, основные металлы и сплавы, минеральные кислоты и их соли, щелочи.

 Основной вид учебных занятий студентов заочного обучения – самостоятельная работа над учебным материалом. В курсе химии она слагается из следующих элементов: посещение лекций, изучение дисциплины по учебникам и учебным пособиям, индивидуальные консультации, выполнение контрольной работы, выполнение лабораторных и практических работ, сдача экзамена по всему курсу.

 Настоящие методические указания составлены в соответствии с действующей программой и призваны помочь студентам заочного обучения при самостоятельном изучении курса и выполнении контрольных работ. Студентам рекомендуется внимательно ознакомиться с содержанием программы по каждой теме, а затем изучить материал по предлагаемым в библиографическом списке учебникам и учебным пособиям.

 Каждый студент должен выполнить две контрольные работы своего варианта. Номер варианта контрольной работы и номера задач определяются по порядковому номеру студента в журнале группы. Таблицы вариантов приведены после 1 и 2 контрольной работы.

 К выполнению контрольной работы можно приступить только после усвоения определенной части курса и решения типовых задач по соответствующим темам.

 Контрольная работа выполняется в ученической тетради на 12 листов рукописным текстом, или может быть выполнена в печатном варианте на компьютере на листах формата А4. Выполненная работа сдается в учебную часть, регистрируется и передается преподавателю для проверки и рецензирования.

 К сдаче экзамена допускаются студенты, которые выполнили две контрольные работы, выполнили и защитили лабораторные и практические работы предусмотренные программой.

**Программа**

**Раздел 1 Первоначальные химические понятия**

**Тема 1.1 Основные понятия и законы химии**

Закон сохранения массы и энергии. Стехиометрические законы. Атомные и молекулярные массы. Количество вещества. Молярная масса и молярный объем. Эквивалент. Закон эквивалентов.

**Упражнения и расчетные задания:**

* нахождение относительной молекулярной массы;
* определение массовой доли химических элементов в сложном веществе;
* проведение объемно-массовых расчетов и расчетов с использованием уравнений химических реакций;
* вычисление массы, объема и количества вещества по уравнению химических реакций с использованием уравнения Менделеева-Клайперона

**Демонстрации**

1. Модели атомов химических элементов.
2. Модели молекул простых и сложных веществ (шаростержневые).
3. Коллекция простых и сложных веществ.

**Практическая работа №1.** Решение расчетных задач по химическим уравнениям

**Тема 1.2 Периодический закон и строение атома**

Периодический закон и физический смысл периодичности. Структура периодической системы элементов и ее связь с электронным строением атома. Периодичность свойств элементов.

Основные сведения о строении атома. Состав атомных ядер. Современное понятие о химическом элементе. Электронная оболочка атомов. Двойственная природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Электронные и графические формулы. Принцип Паули. Правило Клячковского. Правило Хунда. Основное и возбужденное состояние атома.

**Упражнения:**

* составление электронных и графических формул атомов;
* определение элемента по электронной формуле;
* составление характеристик химических элементов в соответствии с их положением в Периодической системе и сравнение с окружающими элементами в периоде и группе;
* написание формул и определение характера высшего оксида элемента и соответствующего ему гидроксида.

**Демонстрации**

1. Обучающие компьютерные программы

**Практическая работа № 2.**

Составление электронных формул и графических схем атомов и ионов химических элементов

**Тема 1.3 Химическая связь**

Понятие о химической связи. Типы химической связи: ковалентная, ионная, водородная, металлическая. Ковалентная связь: два механизма образования этой связи – обменный и донорно-акцепторный, свойства ковалентной связи. Электроотрицательность, полярная и неполярная ковалентная связь. Способ перекрывания орбиталей, характеристика σ – и π- связи. Ионная химическая связь. Механизм образования ионной связи. Металлическая химическая связь, ее отличие и сходство ионным и ковалентным типом связи.

Водородная связь, механизм образования. Влияние наличия водородной связи на физические свойства вещества.

Понятие о кристаллической решетке. Типы кристаллических решеток: ионная, атомная, молекулярная, металлическая. Свойства веществ с различными типами кристаллической решетки

**Упражнения и расчетные задачи:**

* составление электронных формул (формул Льюиса) и структурных формул молекулярных соединений;
* сравнение прочности и длины связи в молекулах и ионах;
* расчет объемной и массовой доли компонентов смеси, массовой доли примесей

**Демонстрации**

1. Модель кристаллической решетки хлорида натрия.
2. Образцы минералов с ионной кристаллической решеткой: кальцита, галита.
3. Модели кристаллических решеток «сухого льда», алмаза, графита.

 **Практическая работа № 3.** Расчеты с использованием понятия доля и на состав смесей

**Тема 1.4 Важнейшие классы неорганических соединений**

Оксиды и их свойства. Солеобразующие и несолеобразующие оксиды. Основные, амфотерные и кислотные оксиды. Зависимость характера оксида от степени окисления образующего его металла. Химические свойства оксидов

Основные способы получения кислот, оснований, оксидов и солей. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

Кислоты и их свойства. Кислоты как электролиты, их классификация по различным признакам. Химические свойства кислот в свете теории электролитической диссоциации. Особенности взаимодействия концентрированной серной и азотной кислот с металлами. Основные способы получения кислоты.

Основания и их свойства. Основания как электролиты, их классификация по различным признакам. Химические свойства оснований в свете теории электролитической диссоциации. Разложение нерастворимых в воде оснований. Основные способы получения оснований

Соли и их свойства. Соли как электролиты. Соли средние, кислые и оснóвные. Химически свойства солей в свете теории электролитической диссоциации. Способы получения солей. Гидролиз солей. Основные способы получения кислот, оснований, оксидов и солей. Генетическая связь между классами неорганических соединений.

**Упражнения и расчетные задачи:**

* составление уравнения реакций обмена в полном и кратком ионном видах;
* составление полных и сокращенных ионных уравнений гидролиза солей;
* решение задач на «избыток - недостаток»

**Демонстрации**

1. Взаимодействие азотной и концентрированной серной кислот с металлами.
2. Получение и свойства амфотерного гидроксида.
3. Обратимый гидролиз солей различного типа.

**Лабораторные опыты**

**№7** Испытание растворов кислот индикаторами.

**№8** Взаимодействие металлов с растворами кислотами.

**№9** Изучение взаимодействия оксида меди (II) с раствором кислоты.

**№10** Изучение взаимодействия кислот с основаниями.

**№11** Изучение взаимодействия кислот с солями.

**№12** Испытание растворов щелочей индикаторами.

**№13** Изучение взаимодействия щелочей с солями.

**№14** Изучение гидролиза солей.

**Лабораторная работа № 1.** Химические свойства неорганических соединений в свете ТЭД.

 Получение и свойства амфотерного гидроксида.

**Лабораторная работа № 2.** Гидролиз солей. Определение рН растворов

**Практическая работа № 4**. Решение экспериментальных задач

**Раздел 2 Химия элементов**

**Тема 2.1 Неметаллы**

Общая характеристика элементов. Формы нахождения и распространенность в природе.

**Водород.** Положение в периодической системе, общая характеристика, изотопы, характеристика молекулы, термическая диссоциация, физические и химические свойства. Лабораторные и промышленные методы получения. Гидриды, их классификация, способы получения и свойства. Общая характеристика водородных соединений неметаллов. Применение водорода и его соединений.

**Кислород**. Значение и нахождение в природе, соединения кислорода, свойства. Значение кислорода в окислительных биохимических процессах. Вода. Пероксид водорода.

**Фтор, хлор, бром, иод**. Общая характеристика, получение, физические и химические свойства. Изменение окислительной активности в подгруппе.. Соединение галогенов с водородом, лабораторные и промышленные способы получения, свойства. Окислительно-восстановительные и кислотные свойства галогенводородов и их водных растворов. Хлороводородная, бромоводородная и иодоводородная кислоты. Соединения галогенов с кислородом. Кислородсодержащие кислоты: хлорноватистая, хлорная, бромноватистая, бромная, иодноватая, мета-иодная, пара-иодная, орто-иодная; их

соли, способы получения и свойства

**Сера.** Общая характеристика, нахождение в природе, методы получения, физические и химические свойства. Сероводород. Сульфиды, их гидролиз.Использование сульфидов в химическом анализе. Полисульфиды. Соединения серы с кислородом: оксиды серы(IV) и (VI). Кислородсодержащие кислоты серы. Сернистая кислота и ее соли. Окислительно-восстановительные свойства сернистой кислоты, сульфитов и пиросульфитов.

Серная кислота, получение, строение молекул и свойства. Взаимодействие серной кислоты с металлами. Соли серной кислоты. Олеум и двусерная

 кислота Применение серы и ее соединений

***Подгруппа азота (s2p3-элементы).*** Общая характеристика элементов.

**Азот.** Общая характеристика элемента, нахождение в природе. Химическая связь. Причины инертности азота. Соединения азота с водородом. Аммиак, химическая связь и строение молекулы; лабораторные и промышленные способы получения. Реакционная способность аммиака, реакции окисления, присоединения, замещения, взаимодействие с

водой и кислотами. Гидраты аммиака. Ион аммония, химическая связь и строение. Соли аммония. Оксиды азота. Азотистая кислота и ее соли. Азотная кислота и ее взаимодействие с металлами и неметаллами; зависимость окислительных свойств от концентрации. Нитраты, их термическое разложение**.**

***Подгруппа углерода (s2p2-элементы).*** Общая характеристика. Отличие свойств углерода и кремния от свойств других элементов подгруппы.

**Углерод**. Общая характеристика, нахождение в природе. Аллотропия. Строение и свойства графита, алмаза, карбина, графена. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода(II): строение молекул, свойства, лабораторные и промышленные способы получения Оксид углерода (II) как восстановитель; реакции присоединения. Угольная кислота и ее соли. Оксид углерода(IV), строение молекулы, свойства и методы получения, окислительные свойства.

**Расчетные задачи:**

* решение комбинированных задач (использование понятий массовая доля растворенного вещества, выход продукта реакции, избыток, примеси)

**Практическая работа № 5.** Решение расчетных задач

**Тема 2.2 Металлы**

Общая характеристика металлов.

Щелочные и щелочноземельныеметаллы*(s1 и s2-элементы)*. Строение электронных оболочек атомов. Взаимодействие с водой. Водородные соединения. Ионные гидриды Оксиды щелочных металлов, формы, устойчивость, химические свойства оксидов. Пероксиды щелочных металлов. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. Щелочи Соли щелочных металлов, их растворимость. Соли щелочноземельных металлов, их растворимость и гидролиз. Жесткость воды, способы ее устранения.

Общая характеристика и особенности строения атомов d- элементов. Медь, цинк, алюминий, железо, хром, марганец – как простые вещества, их физические и химические свойства. Нахождение этих элементов в природе, их получение, и значение. Соединения d- элементов с различными степенями окисления. характер оксидов и гидроскидов этих элементов в зависимости о степени окисления.

Коррозия металлов: химическая и электрохимическая. Зависимость скорости коррозии от условий окружающей среды. Классификация коррозии металлов по различным признакам. Способы защиты металлов от коррозии.

**Упражнения и расчетные задачи:**

* Вычисление массы вещества или объема газа по известной массе, количеству вещества, вступающего в реакцию или полученного в результате реакции.
* Вычисление масс, объема продуктов реакции по известной массе раствора с массовой долей (в%) вступающего в реакцию вещества.
* Вычисление объемных отношений газов.
* Вычисления по уравнениям реакций, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.
* Вычисление массовой (объемной) доли выхода продукта (в%) от теоретически возможного.
* Вычисление массы (объема) продукта реакции по известному исходному веществу, содержащему определенную массовую долю примеси (в%).

**Лабораторная работа № 3**. Изучение свойств алюминия и его соединений, а также хрома и железа.

**Практическая работа № 6.** Решение экспериментальных задач по теме: «Металлы» и «Неметаллы».

 **Примеры решения задач**

**Пример 1**

При взаимодействии кислорода с азотом получили 4 моль эквивалентов оксида азота (IV). Рассчитать объем газов, вступивших в реакцию при н.у.

**Решение:**

По закону эквивалентов число молей эквивалентов веществ, вступивших в реакцию и образующихся в результате реакции, равно между собой, т.е.

U(О2) = U(N2) = U(NО2). Так как получено 4 моль эквивалентов оксида азота (IV), то, следовательно. В реакцию вступит 4 моль эквивалентов О2 и 4моль эквивалентов N2.

Азот изменяет степень окисления от 0 до +4, и так как в его молекуле 2 атома, то вместе они отдают 8 электронов, поэтому

Мэкв (N2) =

Необходимый объем азота

 Так как в реакцию вступает 4 моль эквивалентов О2.

Мэкв (О2) = г/моль.

Необходимый объем кислорода

8 • 22,4 • 4 / 32 = 22,4 л

 **Ответ:** в реакцию вступает 11,2 л азота и 22,4 л кислорода.

**Пример 2**

Запишите электронную конфигурацию ионов Fе2+ и Ѕ2-.

**Решение:**

Электронная конфигурация атома железа

Fе : 1 Ѕ22 Ѕ2 2 Р63 Ѕ23Р63d54 Ѕ2

Если атом железа отдает 2 электрона, он превращается в ион

Fе0 - 2e = Fе3+

Электронная конфигурация иона имеет вид

1 Ѕ22 Ѕ2 2 Р63 Ѕ23Р63d54 Ѕ0

Электронная конфигурация атома серы

Ѕ: 1 Ѕ22 Ѕ2 2 Р63 Ѕ23Р4

Приняв 2 электрона, атом серы превращается в ион

Ѕ0 + 2е = Ѕ2-.

Электронная конфигурация иона серы имеет вид:

1 Ѕ22 Ѕ2 2 Р63 Ѕ23Р6

**Пример 3**

Какую высшую и низшую степень окисления принимают фосфор, сера, хлор? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

**Решение:**

Данные элементы находятся соответственно в V, VI, и VII группах, главных подгруппах и имеют электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня Ѕ23Р3,Ѕ23Р4,Ѕ23Р5

*Степень окисления фосфора, серы, хлора*

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Элемент | Степень окисления | Соединение |
| высшая | низшая |
| РЅСl | +5+6+7 | -3-2-1 | H3PO4 PH3SO3 Na2SHClO3 HCl |

**Пример 4**

Хром находится в контакте с медью. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадет в кислую среду (HCl)? Приведите уравнения анодного и катодного процессов, схему образующегося гальванического элемента. Каков состав продуктов коррозии?

**Решение:**

По положению в ряду напряжения металлов видно, что хром более активный металл, чем медь. В образованной гальванической паре Cr – **анод**, он окисляется, Сu – **катод**, на ее поверхности выделяется водород (восстанавливается) из HCl.

Анодный процесс: Cr – 3e = Cr3+

Катодный процесс: 2H+ + 2e = H2

Схема гальванического элемента: (-) Cr | Cr3+| HCl | H2 | Cu2+

Появляющиеся ионы Cu2+ образуют с хлорид-анионами растворимое соединение CuCl2, на поверхности меди выделяется водород H2.

**Пример 5**

Выразите в молях: а) 6,02•1021 молекул СО2.

б) 1,20•1024 атомов кислорода

 в) 2,00•1023 молекул воды.

Чему равна молярная масса указанных веществ?

**Решение:**

Моль – это количество вещества. В котором содержится число частиц любого

определенного сорта, равное постоянной Авогадро (6,02 • 1023)

Отсюда: а) 6,02•1021 = 0,01 моль СО2

б) 1,20•1024 = 2 моль атомов кислорода

в) 2,00•1023 = 1/3 моль воды.

Масса моля вещества выражается в кг/моль, г/моль. Молярная масса вещества в

граммах численно равна его относительной молекулярной (атомной) массе,

выраженной в атомных единицах (аем).

Молярная масса: а) углекислого газа СО2 = 44 г/моль

б) кислорода 16 г/моль в) воды H2О 18 г/моль

**Пример 6**

Составьте уравнение реакции взаимодействия цинка с концентрированной серной

Кислотой, учитывая максимальное восстановление последней.

**Решение:**

Цинк, как любой металл. Проявляет только восстановительные свойства. В концентрированной серной кислоте окислительная функция принадлежит сере (+6). Максимальное восстановление серы означает, что она приобретает минимальную степень окисления. Минимальная степень окисления серы, как *p-* элемента VIА – группы равна -2. Цинк как металл IIВ- группы имеет постоянную степень окисления +2. Составляем электронные уравнения:

восстановитель 4 | Zn – 2е = Zn2+ процесс окисления

окислитель 1 | Ѕ6+ + 8е = Ѕ2- процесс восстановления

Составляем уравнение реакции

4Zn + 5H2SO4 = 4ZnSO4 + H2S + 4H2O

Перед серной кислотой стоит коэффициент 5, а не 1, так как 4 молекулы кислоты

идут на связывание 4-х ионов цинка.

.

**Контрольная работа №1**

**Вариант 1**

1. Предмет и задачи химии. Значение химии.
2. Электролиты и не электролиты. Сильные и слабые электролиты.

**Вариант 2**

1. Основные понятия химии: простые и сложные вещества, смеси. Химические элементы.
2. Оксиды: классификация, получение, свойства.

**Вариант 3**

1. Химические знаки, формулы, уравнения. Химические реакции и их классификация.
2. Кислоты: классификация, получение, свойства. Диссоциация кислот.

**Вариант 4**

1. Стехиометрические законы: Закон сохранения массы вещества, Закон постоянного состава, Закон Авогадро.
2. Гидроксиды: классификация, получение, свойства. Диссоциация основания.

**Вариант 5**

1. Атомно-молекулярное учение в химии.
2. Соли: классификация, образование названий, диссоциация солей.

**Вариант 6**

1. Периодический закон Д.Ф. Менделеева. Периодическая система элементов.
2. Соли: получение, свойства, классификация.

**Вариант 7**

1. Ядерная модель строения атома. Современная формулировка периодического закона.
2. Гидролиз солей. Составление уравнений гидролиза солей.

**Вариант 8**

1. Строение электронных оболочек в атоме. Современная модель состояния электрона в атоме.
2. Основные классы химических соединений, понятие, связь между ними.

**Вариант 9**

1. Периодический закон и периодическая система элементов в свете учения о строение атомов.
2. Теория окислительно-восстановительных реакций. Восстановление и окисление.

**Вариант 10**

1. Химическая связь: ковалентная, ее свойства.
2. Методы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.

**Вариант 11**

1. Химическая связь: ионная. Полярные и неполярные молекулы.
2. Электролиз: его сущность, применение.

**Вариант 12**

1. Химическая связь: водородная и металлическая.
2. Растворимость веществ в воде. Тепловые явления при растворении.

**Вариант 13**

1. Типы кристаллических решеток.
2. Диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерность.

**Вариант 14**

1. Структурные формулы. Валентность и степени окисления.
2. Модель атома Бора. Первый и второй постулаты теории.

**Вариант 15**

1. Теория электрической диссоциации. Механизм диссоциации.
2. Основные понятия химии: молекулы, атомы, атомная и молекулярная, количество вещества.

**Задачи:**

1. Определить массу карбоната натрия количеством вещества 0,25 моль.
2. Какое количество вещества атомарной серы содержится в сульфате железа (2) массой 25 грамм.
3. Определите количество вещества атомарного бора, содержится в тетраборате натрия Na2B4O7 массой 40,4 гр.
4. Определить массовую долю марганца в оксиде марганца (4) и в оксиде марганца (7).
5. Образец хромистого железняка содержит Fe(CrO2)2 (массовая доля 94%) и Mn(CrO2)2 (массовая доля 6%). Определить массу хрома в 500 кг хромистого железняка.
6. Какая масса марганца может быть получена из смеси Mn2O3 и MnO2 массой 500 кг, если их массовые доли в смеси составляют 80% и 20% соответственно?
7. В состав химического соединения входят: натрий, фосфор, кислород. Массовые доли элементов составляют: натрия 34,5%, кислорода 42,1%, фосфора 23,3%. Определить простейшую формулу соединения.
8. В оксиде молибдена отношение массы молибдена к массе атомарного кислорода равно 2. Определить простейшую формулу оксида.
9. Молярная масса соединения азота с водородом равна 32г/моль. Определить формулу этого соединения, если массовая доля азота в нем 87,5%.
10. Определить формулу соединения алюминия с углеродом, если массовая доля алюминия в нем 75%.
11. Какую массу будет иметь азот N2 объемом 30л при нормальных условиях?
12. Какой объем при нормальных условиях займет хлороводород массой 14,6г?
13. Имеется газовая смесь, массовые доли газов в которой равны: H2 водорода 35%, N2 азота 65%. Определить объемные доли газов и смеси.
14. Определить объем, который займет при нормальных условиях газовая смесь, содержащая водород массой 1,4г., азот массой 5,6г.
15. Имеется смесь благородных газов, которая состоит из равных объемных долей гелия и аргона. Определить массовую долю каждого из газов смеси.
16. Какую массу фосфора надо сжечь для получения оксида фосфора (5) массой 7,1г.
17. Железо может быть получено восстановлением оксида железа (3) алюминием. Какую массу оксида железа (3) и алюминия надо взять для получения железа массой 140г? Fe2O3+2Al=2Fe+Al2O3
18. Какие массы металлического натрия и брома потребуются для получения бромида натрия NaBr массой 5,15г?
19. Составьте электронную формулу элемента с порядковым номером 20. Составьте графическую формулу распределения электронов по орбитам.
20. Напишите электронную формулу элемента йод, укажите распределение электронов по орбитам (графически).
21. Определите, как изменяется прочность связи в ряду соединений: MF; HCl; HBr; HY.
22. Определите степень окисления азота в веществах: N2O4; (NH4)2CO3; NO2
23. Определите степень окисления железа в соединениях: Fe3(PO4)2; K2Fe2O4; Fe(OH)SO4; FePO4
24. Чему равна степень окисления элементов в соединениях: Na2B4O7; Bi2(SO4)3
25. Определите степень окисления азота в соединениях: NH4Cl; N2H4; NH2OH; Ca(NO3)2; Pb(NO2)2
26. Составьте уравнение реакции гидролиза следующих солей в молекулярной и ионной форме: NaNO2; K2CO3; K3PO4
27. Напишите уравнение реакций гидролиза следующих солей в молекулярной и ионной форме: ацетат аммония CH3COONH4; хлорид натрия NaCl
28. Составьте уравнение реакции гидролиза хлорида железа (3) в ионной и молекулярной форме (3 ступени). Укажите реакцию среды в растворе этой соли.
29. Напишите уравнение реакции, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: NaNaOHNaHCO3Na2CO3Na2SO4
30. Напишите уравнение реакции, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: CaCaH2Ca(OH)2Ca(HCO3)2CaCO3CaCl2

**Контрольная работа №2**

1. Общее свойства неметаллов, их положение в периодической системе.
2. Водород: нахождение в природе, свойства, получение.
3. Вода: физические и химические свойства. Пероксид водорода.
4. Общая характеристика подгруппы галогенов. Свойства фтора, брома, йода.
5. Хлор, его свойства, нахождение в природе. Кислородные соединения хлора.
6. Хлороводород. Соляная кислота и ее свойства.
7. Кислород: физические, химические свойства, применение, Характеристика подгруппы кислорода.
8. Сера: свойства, нахождение в природе. Сероводород, сульфиды.
9. Сера: свойства, нахождение в природе. Оксид серы (IV). Сернистая кислота, и ее соли.
10. Оксид серы (IV). Сернистая кислота, ее свойства.
11. Характеристика подгруппы азота. Азот: строение молекулы, свойства.
12. Аммиак: строение молекулы, свойства, получение, производство. Соли аммония.
13. Оксиды азота. Азотная кислота, ее соли и свойства.
14. Фосфор: нахождение в природе, физические, химические свойства. Оксид кремния, кремневая кислота
15. Оксид фосфора. Фосфорная кислота, ее соли. Минеральные удобрения.
16. Подгруппа углерода. Углерод: строение молекулы, свойства. Адсорбция.
17. Оксиды углерода. Угольная кислота, ее соли. Твердое жидкое топливо.
18. Кремний: нахождение в природе, физические, химические свойства. Оксид кремния. Кремневая кислота.
19. Кремневая кислота, ее соли. Получение стекла и цемента.
20. Серная кислота: способы получения, свойства, применение.
21. Положение металлов в периодической системе элементов. Общие физические и химические свойства металлов.
22. Сущность электролиза, его применение. Электролиз водных растворов электролитов.
23. Коррозия металлов, механизм, методы борьбы с коррозией.
24. Ряд стандартных электронных потенциалов металлов. Общие способы получения металлов. Металлы и сплавы в технике.
25. Общая характеристика элементов 1 гр. Главной подгруппы. Натрий, калий и их соединения. Едкие щелочи.
26. Металлы побочной подгруппы 1 группы. Медь ее соединения. Применение солей меди. Сплавы меди.
27. Щелочно-земельные металлы, общая характеристика. Кальций и его соединения.
28. Соли кальция. Оксид и гидроксид кальция. Жесткость воды и способы ее устранения.
29. Металлы побочной подгруппы 2 группы, общая характеристика. Цинк и его соединения.
30. Общая характеристика элементов подгруппы бора. Алюминий, его свойства. Оксид и гидроксид алюминия
31. Металлы побочной подгруппы V группы. Общая характеристика. Ванадий и его свойства.
32. Металлы побочной подгруппы VI группы. Общая характеристика. Хром и его соединения.
33. Металлы побочной подгруппы VII группы. Общая характеристика. Марганец и его соединения.
34. Металлы побочной подгруппы VIII группы. Общая характеристика. Железо. Соединения железа.
35. Применение железа. Способы его получения. Доменный процесс. Выплавка чугуна и стали.

**Задачи**

1. При взаимодействие щелочноземеного металла массой 3,425г с водой выделяется водород объемом – 560 мл (н.у). Определите, какой металл взят для реакции.
2. Какой объем водорода, измеренный при н.у. потребуется для восстановления оксида меди (2). Который получили при термическом разложении гидроксида меди (2) массой 196г?
3. Некоторый элемент образует гидрид ЭН3, массовая доля водорода, в котором равна 1,245%. Какой элемент образует гидрид.
4. В специальном сосуде было взорвано 3л водорода и 3л кислород. Какой газ и в каком объеме останется после реакции? Сколько образуется воды?
5. Сколько водорода содержится в 180г а) воды, б) 50% растворе щелочи натрия.
6. Какова валентность и степень окисления водорода в соединениях: C2H4; BaH2; PH3
7. При восстановление 23,2г смеси оксида железа (2) и оксида железа (3) с водородом образовалось 7,2г воды. Определить % состав смеси.
8. Какой объем займет выделившийся газ (н.у.) при электролизе 39г 15% раствора хлорида К?
9. Смесь NaCl и KCL массой 64 г образовали концентрированной серной кислотой. Масса полученных сульфатов – 76г. Какова массовая доля KCL и NaCl в смеси %?
10. При сжигании 3,1 фосфора требуется 2,8л кислорода (н.у.). Определить формулу полученного оксида.
11. Составьте электронные формулы брома в степенях окисления, С, -1, +3. Укажите графические формулы внешнего уровня.
12. Какие хлорсодержащие вещества проявляют свойства окислений, а какие восстановителей:
	1. Fe+Cl2=FeCl3
	2. NaClO3NaCl+O2
	3. NaClO3+MnO2+H2SO4Cl2+MnO4+NaSO4+H2O
13. Напишите уравнение реакции, которые нужно провести для следующих превращений: NaBrNaCiCl2KClO3KCiCa(C10)2
14. Напишите уравнения реакции для следующих превращений:

HCiCl2KClOKCiHCiAqCi

1. Напишите уравнения реакции для следующих превращений:

ZnZnSH2SSSO3H2SO4K2SO4

1. Определите массовую долю кристаллизационной воды в медном корпусе CuSO4 5H2O
2. При взаимодействие раствора серной кислоты массой 16г с избытком раствора хлорида бария выделяется осадок массой 5,7г. Определить массовую долю серной кислоты в исходном растворе
3. Напишите уравнение реакции для осуществления следующих превращений:

Pb(NO3)2NO2N2O4HNO3NH4NO3NH3

1. Напишите уравнение реакции для осуществления следующих превращений:

NH4NO2N2NH3NH4NO4N2O

1. Напишите уравнение реакции для осуществления следующих превращений:

CCO2K2CO3CaCO3CO2Ca(HCO3)2CaCO3

1. Какие из солей подвергаются гидролизу, почему? Карбонат калия, хлорид железа (III), сульфат натрия, хлорид цинка. Составьте уравнение реакций.
2. Какие из солей: бромид натрия, сульфид натрия, карбонат натрия, сульфат натрия подвергается гидролизу? Почему? Составьте уравнение реакций.
3. Как происходит атмосферная коррозия луженного и оцинкованного железа при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
4. Как происходит атмосферная коррозия луженного железа и оцинкованной меди при нарушении покрытия? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
5. Какие соединения называются карбидами и силицидами? Напишите уравнение реакций:
	1. Карбида алюминия с водой.
	2. Силицида магния с соляной кислотой.
6. Составьте уравнения реакций гидролиза солей: ацетат калия, сульфат цинка, нитрат алюминия, хлорид натрия.
7. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов III периода периодической системы, отвечающих высшей степени окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида алюминия.
8. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2 +3 +3 +4 +6 +7. Составьте формулы его оксидов и кислот отвечающих этим степеням окисления.
9. Какую низкую степень окисления проявляет водород, фтор сера, азот? Составьте формулы соединения кальция с данными элементами в данной степени окисления. Назовите их.
10. (13ю7) Никель получают восстановителем оксида никеля (II) углеродом по реакции Ni+C=NI+CO. Какую массу угля надо взять для получения никеля массой 354г, если массовая доля углерода составляет 92% и для реакции нужен двукратный избыток углерода?
11. (13.8) Из медной руды массой 16т, содержащей халькозин Cu2Sи вещества не содержавшие медь, получили черновой металл массой 650кг. Определить массовые доли меди и халькозина в руде, если массовая доля меди в черновом металле составляет 98,46%.
12. (13.9) При восстановление водородной смеси оксида железа (II) и оксида железа (III) массой 148г получили железо массой 112г. Определить массовые доли каждого из оксидов смеси.
13. (13.13) Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций. Укажите окислитель и восстановитель:
	1. Fe3O4+A1Fe+A1 12 O3
	2. Na[Al(CN)2]+ZnAl+Na2[Zn(CN)4]
	3. Mq+KMnO4+H2SO4MnO2+MqSO4+K2SO4+H2O
14. (13.16) Технический цинк массой 1,32г обработали избытком серной кислоты. Выделившийся водород занял при нормальных условиях объем 448мл. определите массовую долю цинка в техническом металле.
15. (13.21) Массовая доля натрия и его интерметаллического соединения с оловом равна 20,5%. Определите формулу интерметаллического соединения.
16. (13.22) Определите формулу интерметаллического соединения серебра с алюминием, если массовая доля серебра в нем составляет 87%.
17. (13.23) Состав интерметаллического соединения железа с неизвестным металлом выражается формулой Fe5Me21 массовая доля железа в соединение составляет 17%. Какой металл входит в состав соединения с железом?
18. (14.1) Напишите уравнение реакции, которые надо провести для следующих превращений:
	1. NaNaOHNa2SO4NaClNa
	2. KOHKHSO3K2SO4KClK

Уравнения реакций, протекающих в растворах, напишите в ионной, сокрушённой ионной формах.

1. (14.2) В соединении калия с кислородом массовая доля металла составляет 44,8%. Определите простейшую формулу этого соединения.
2. (14.4) Напишите электронные и графические электронные формулы атомов натрия, калия и рубидия.
3. (14.11) Напишите уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих реакций:
	1. CaCa(OH)2CaCO3Ca(OH)2CaCl2Ca
	2. MqCO3MqCl2MqMqSO4Mq(NO3)2
4. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов III периода периодической системы, отвечающих высшей степени окислении. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида алюминия.
5. (14.19) Массовая доля карбоната кальция в известняке составляет 20%. Какую массу известняка надо взять для получения гидроксида кальция (гашенной извести) массой 20кг? Напишите уравнение реакции, которое необходимо осуществить.
6. (14.22) Напишите в молекулярном и сокрушённой ионной формах уравнения реакций, которые надо провести для осуществления следующих превращений: Al2(SO4)3XYAl
7. (14.24) Определите массу технического алюминия (массовая доля алюминия 98,4%) который потребуется для алюминотермического получения ванадия массой 15,3кг из оксида ванадия (V) V2O5
8. (15.3) В карбиде железа массовая доля углерода составляет 6,67%. Определите формулу карбида железа.
9. (15.6) При действии водного раствора аммиака на раствор, содержащий хлорид железа массой 3,81г, получили гидроксид железа, масса которого составила 2,7г. Определите формулу хлорида железа.
10. [ПОВТОР С 28]Марганец образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2 +3 +3 +4 +6 +7. Составьте формулы его оксидов и кислот отвечающих этим степеням окисления.
11. [ПОВТОР С 29]Какую низкую степень окисления проявляет водород, фтор сера, азот? Составьте формулы соединения кальция с данными элементами в данной степени окисления. Назовите их.
12. (15.22д) Напишите уравнения реакции, которые надо провести для осуществления следующих превращений: K2Cr2O7Cr2O3CrCrSO4
13. (1.12) Рассчитайте массовую долю в оксиде марганца (IV) и оксиде марганца (VII).
14. (1.15) Образец хромистого железняка содержит Fe(CrO2)2 (массовая доля 94%) и Mq(CrO2)2 (массовая доля 6%). Определите массу Cr содержавшегося в хромистом железняке массой 500кг
15. (1.16) Из образца горной породы массой 25г, содержавшего минерал аргентита Aq2S, выделено серебро массой 5,4г. Определите массовую долю аргентита в образце.
16. (1.17) Какая масса марганца может быть получена из смеси оксида марганца (III) и оксида марганца (IV) массой 500г? Массовая доля Mn2O3 в смеси составляет 80%, MnO2 – 20%
17. (1.18) Состав оксида некоторого металла может быть выражен простейшей формулой Me2O3. Известно, что оксид массой 76,5г содержит металл массой 40,5г. Какой металл образует оксид.
18. (1.21) Элемент массой 16г, взаимодействуя с молекулярным кислородом массой 6,4г, образует оксид состава ЭО. Определить что это за элемент.
19. (1.29) Определить простейшую формулу соединения алюминия с углеродом, если известно, что массовая доля алюминия в нем составляет 75%.
20. (1.30) Определить простейшую формулу калия с марганцем и кислородом, если массовые доли элементов в этом веществе составляет соответственно 24.7, 34.8, 40.5%.
21. (1.48) Какие массы металлического натрия и брома потребуется для получения бромида натрия массой 5,15г?
22. (1.52) В избытке соляной кислоты растворили магний массой 6г и цинк массой 6,5г. Какой объем водорода, изменится при нормальных условиях, выделится при этом?

**Рекомендуемая литература:**

**Перечень рекомендуемых учебных изданий, Интернет-ресурсов, дополнительной литературы**

**Основные источники:**

1.Нарышкин Д.Г. Общая и неорганическая химия. Учебник для СПО. – М.: Академия, 2019.

 2.Апарнев А.И. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум. Уч. пос.- М.: Юрайт,2020.

**Приложения**

 Приложение 1



 Приложение 2

**Способы выражения концентраций**

1. ***Массовая доля* (ϖ)** равна отношению массы растворенного вещества к массе раствора.

***Процентная концентрация*** равна массе растворенного вещества (г), содержащегося в 100 г раствора. [масс. %]; [%];

**Пример**: 15% - ный р-р поваренной соли: 15г NaCl + 85г H2O

2) ***Мольная доля* ( χ )** - отношение числа моль растворенного вещества к общему числу моль веществ в растворе.

15%-ный р-р NaCl: χ NaCl = 15/58,5 / (85/18 + 15/58,5) = . . .

***Мольный процент* (χ ⋅ 100%)** показывает число моль раст­воренного вещества на 100 моль раствора.

1. ***Моляльная концентрация* (mC)** показывает число моль растворенного вещества в 1000г растворителя.



Пример: 1m р-р НСl: 36,5г НСl в 1000г воды.

4**) *Молярная концентрация* (СМ)** показывает число моль растворенного вещества в 1 литре раствора.

**Примеры:** 1М р-р Н2SO4: 1 моль Н2SO4 в 1 л р-ра;

 децимолярный р-р HCl: 0,1M р-р HСl;

 двусантимолярный р-р СuSO4: 0,02M р-р СuSO4;

5) ***Нормальная концентрация* (N)** равна числу грамм - эквивалентов растворенного вещества в 1 литре раствора.

**Пример:** 2н. р-р Н2SO4 содержит 2 г-экв Н2SO4 в 1л раствора(98г)

**Задание:**

1) Рассчитать нормальную концентрацию растворов по известной молярности:

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
|  | **HCl** | **H2SO4** | **Ca(OH)2** | **Al2(SO4)3** |
| **CM,М** | **0,1** | **0,05** | **0,2** | **0,01** |
| **N,н.** |  |  |  |  |

2) Определить молярность, нормальность и моляльность 96%-ного раствора серной кислоты (ρ = 1,84 г/см3).

Решение:

Определим массу растворенного в 1л раствора вещества:

mВ = % ⋅ ρ ⋅ 1000/100 = 96 ⋅ 1,84 ⋅ 10 = 1766,4 г

СМ = 1766,4 / 98 = 18 М;

N = 1766,4 / 49 = 36 н.

Cm = 18 ⋅ 1000 / (1,84 ⋅ 1000 - 1766,4) = 245 m