Тихонова Елена Викторовна

ГБПОУ МО "Электростальский колледж", г. Электросталь

Преподаватель

**Учебно-методический комплекс**

**по общей и неорганической химии**

по учебной дисциплине «Химия»

для студентов специальности:

20.02.04 «Пожарная безопасность»;

Учебно-методический комплекс по дисциплине **«Химия»** составлен в соответствии с требованиями к минимуму результатов освоения дисциплины, изложенными в Федеральном государственном стандарте среднего профессионального образования по специальности 20.02.04 «Пожарная безопасность» от 18.04.2014 № 354.

Учебно-методический комплекс по дисциплине «**Химия»** входит в общеобразовательный цикл и является частью основной профессиональной образовательной программы ГБПОУ МО по специальности «Пожарная безопасность», разработанной в соответствии с рабочей программой.

Учебно-методический комплекс адресован преподавателям и студентам очной формы обучения.

УМК включает примерную рабочую программу; примерный тематический план; рабочую программу по дисциплине, календарно – тематическое планирование, теоретический блок с вопросами по темам, перечень и примерные задания для практических занятий, самостоятельных работ, задания по самостоятельному изучению дисциплины, глоссарий.

Организация-разработчик: ГБПОУ МО «Электростальский колледж».

Разработчик:

Тихонова Е.В. – преподаватель ГБПОУ МО «Электростальский колледж».

Рецензент – Якупова А.Р.

**СОДЕРЖАНИЕ**

|  |
| --- |
| Наименование разделов |
| 1. **ВВЕДЕНИЕ**  **2.ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ МАРШРУТ**  **3. ОБЩИЕ КОМПЕТЕНЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**  **4. СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**  **4.1 РАБОЧАЯ ПРОГРАММА**  **4.2 КАЛЕНДАРНО-ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН** |
| **5.ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ (ТЕМЫ, СОДЕРЖАНИЕ)**  5.1 Основные химические понятия  5.2 Основные химические законы  5.3 Строение и состав атомного ядра  5.4 Периодический закон Д.И.Менделеева  5.5 Химическая связь  5.6 Полимеры  5.7 Дисперсные системы  5.8 Химические реакции  5.9 Окислительно – восстановительные реакции  5.10 Классификация и свойства неорганических соединений  5.11 Металлы периодической системы Д.И. Менделеева  5.12 Неметаллы периодической системы Д.И. Менделеева  5.12.1Галогены, общая характеристика, соединения.  5.12.2Сера. Кремний. Их соединения.  **6. ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ И ЗАНЯТИЯ (ТЕМЫ, СОДЕРЖАНИЕ)**  **7. САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ (СРС)**  7.1.Виды самостоятельной работы  7.2 Примерные темы рефератов и презентаций  7.3 Примерные задания для проведения самостоятельных работ  **8. ГЛОССАРИЙ**  **9. ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ**  **10. ПРИЛОЖЕНИЕ**  **ПРИЛОЖЕНИЕ №1** ТАБЛИЦЫ  - Окраска индикаторов  - Таблица растворимости;  **-** Сильные и слабые электролиты**;**  - Названия кислот и солей;  - Важнейшие окислители и восстановители  - Основные физические и химические величины.  - Качественные реакции  **ПРИЛОЖЕНИЕ № 2.** АЛГОРИТМЫ  - составления формул по валентности;  - составления ионных уравнений;  - составление окислительно – восстановмительных реакций;  - определение степеней окисления;  **ПРИЛОЖЕНИЕ № 3**. ФОРМУЛЫ ДЛЯ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ТЕМАМ:  - Растворы;  - Первоначальные химические понятия;  **ПРИЛОЖЕНИЕ № 4.** СРС «ХИМИЧЕСКОЕ ДОМИНО»  **ПРИЛОЖЕНИЕ № 5.** ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ ПРОВЕДЕНИИ  ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ. |

**1.ВВЕДЕНИЕ**

Учебно-методический комплекс по дисциплине «Химия"создан в помощь преподавателю и студенту для работы на занятиях, выполнения домашнего задания, самостоятельной работы и подготовки к текущему и итоговому контролю по теме.

УМК по учебной дисциплине включает примерную рабочую программу; примерный тематический план; рабочую программу, календарно – тематическое планирование по дисциплине; теоретический блок с вопросами по темам; примерные задания для практических занятий, самостоятельных работ; глоссарий.

По итогам изучения дисциплины проводится в 1 семестре – контрольная работа,

во 2 семестре дифференцированный зачет;

Содержание рабочей программы общеобразовательной учебной дисциплины «Химия» направлено на достижение следующих **целей:**

- формирование у обучающихся умения оценивать значимость химического знания для каждого человека;

- формирование у обучающихся целостного представления о мире и роли химии в создании современной естественно-научной картины мира; умения объяснять объекты и процессы окружающей действительности: природной, социальной, культурной, технической среды, — используя для этого химические знания;

- развитие у обучающихся умений различать факты и оценки, сравнивать оценочные выводы, видеть их связь с критериями оценок и связь критериев с определенной системой ценностей, формулировать и обосновывать собственную позицию;

- приобретение обучающимися опыта разнообразной деятельности, познания и самопознания; ключевых навыков, имеющих универсальное значение для различных видов деятельности (навыков решения проблем, принятия решений, поиска, анализа и обработки информации, коммуникативных навыков, навыков измерений, сотрудничества, безопасного обращения с веществами в повседневной жизни).

В результате освоения общеобразовательной учебной дисциплины «Химия» обучающийся должен достичь следующих **результатов:**

**личностных:**

- чувство гордости и уважения к истории и достижениям отечественной химической науки; химически грамотное поведение в профессиональной деятельности и в быту при обращении с химическими веществами, материалами и процессами;

- готовность к продолжению образования и повышения квалификации в избранной профессиональной деятельности и объективное осознание роли химических компетенций в этом;

- умение использовать достижения современной химической науки и химических технологий для повышения собственного интеллектуального развития выбранной профессиональной деятельности;

**метапредметных:**

- использование различных видов познавательной деятельности и основных интеллектуальных операций (постановки задачи, формулирования гипотез, анализа и синтеза, сравнения, обобщения, систематизации, выявления причинно-следственных связей, поиска аналогов, формулирования выводов) для решения поставленной задачи, применение основных методов познания (наблюдения, научного эксперимента) для изучения различных сторон химических объектов и процессов, с которыми возникает необходимость сталкиваться в профессиональной сфере;

- использование различных источников для получения химической информации, умение оценить ее достоверность для достижения хороших результатов в профессиональной сфере;

**предметных:**

- сформированность представлений о месте химии в современной научной картине мира; понимание роли химии в формировании кругозора и функциональной грамотности человека для решения практических задач;

- владение основополагающими химическими понятиями, теориями, законами и закономерностями; уверенное пользование химической терминологией и символикой;

- владение основными методами научного познания, используемыми в химии: наблюдением, описанием, измерением, экспериментом; умение обрабатывать, объяснять результаты проведенных опытов и делать выводы; готовность и способность применять методы познания при решении практических задач;

- сформированность умения давать количественные оценки и производить расчеты по химическим формулам и уравнениям;

- владение правилами техники безопасности при использовании химических веществ;

- сформированность собственной позиции по отношению к химической информации, получаемой из разных источников.

**2.ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ МАРШРУТ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»**

(раздел общая и неорганическая химия)

|  |  |
| --- | --- |
| Формы отчетности, обязательные для сдачи | Количество часов |
| Лекции (комбинированные уроки) | 46 |
| Практические занятия (работы) | 26 |
| Самостоятельная работа студентов | 34 |
| Итог:  1 семестр - контрольная работа по общей и  неорганической химии | 1 |

**3.ОБЩИЕ КОМПЕТЕНЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»:**

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые способы выполнения задач;

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность;

ОК 5. Использование коммуникационных технологий;

ОК 6. Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами;

ОК 7. Брать на себя ответственность за работу членов команды, за результат выполнения задания.

**4. СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ «ХИМИЯ»**

**4.1.РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»**

**СТРУКТУРА СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ**

**Объем учебной дисциплины и виды учебной работы**

|  |  |
| --- | --- |
| **Вид учебной работы** | **Количество часов** |
| Максимальная учебная нагрузка (всего) | 174 |
| Обязательная аудиторная учебная нагрузка (всего) | 117 (73+44) |
| в том числе: |  |
| теоретические занятия | 68 |
| практические занятия | 49 |
| контрольные работы | 1 |
| Самостоятельная работа  - работа с источниками информации (химическими, научными);  - подготовка и написание рефератов, докладов по предложенной тематике;  - изложение и аргументация собственных суждений о химических явлениях;  - выполнение домашних заданий творческого характера;  - выполнение индивидуальных и групповых заданий, направленных на развитие у студентов самостоятельности и инициативы;  - подготовка к проведению экспресс - опросов по конкретным темам;  - тестового контроля знаний, самостоятельных работ;  - подготовка к практическим и лабораторным занятиям;  - Выполнение домашних заданий на повторение и обобщение знаний по химии.  Итоговая аттестация:  в форме контрольной работы - 1 семестр;  в форме дифференцированного зачета, за счет времени, отведенного на практические занятия – 2 семестр. | 57 |

**ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ «ХИМИЯ»**

|  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Наименование разделов и тем |  | Содержание учебного материала, лабораторные работы и практические занятия, самостоятельная работа обучающихся | | | Количество  часов | | Уровень освоения |
| 1 |  | 2 | | | 3 | | 4 |
| Введение | 1 | Научные методы познания веществ и химических явлений. Роль эксперимента и теории в химии. Моделирование химических процессов. Значение химии при освоении профессий СПО и специальностей СПО технического профиля профессионального образования. | | | 2 | | 1 |
| **Раздел 1 Общая и неорганическая химия** |  |  | | | **105** | |  |
| Тема 1. 1.  Основные понятия и законы |  |  | | | **10** | |  |
|  | 1 | **Основные понятия химии**.Вещество.Атом.Молекула.Химический элемент.Аллотропия. Простые и сложные вещества. Качественный и количественный состав веществ. Химические знаки и формулы. Относительные атомная и молекулярная массы. Количество вещества. | | | 2 | | 1 |
|  | 2 | Основные законы химии  Стехиометрия.Закон сохранения массы веществ.Законпостоянства состава веществ молекулярной структуры. Закон Авогадро и следствия из него. | | | 2 | | 1 |
|  | 3 | **Практическое занятие № 1 «**Расчетные задачи на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе». | | | 2 | | 2 |
|  |  | **Самостоятельная работа**  Подготовка к практическому занятию по решению задач;  Выполнение творческого домашнего задания - «Химическое лото» | | | 4 | |  |
| **Тема 1.2.** Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атома |  |  | | | **10** | |  |
|  | 1 | **Периодический закон Д.И. Менделеева.**  *Открытие Д.И. Менделеевым* Периодического закона. Периодический закон в формулировке Д.И. Менделеева.  Периодическая таблица химических элементов – графическое отображение периодического закона. Структура периодической таблицы: периоды (малые и большие), группы (главная и побочная). | | | 2 | | 1 |
|  | 2 | **Строение атома и периодический закон** **Д.И. Менделеева.**  *Атом – сложная частица*. Ядро (протоны и нейтроны) и электронная оболочка. Изотопы. Строение электронных оболочек атомов элементов малых периодов. Особенности строения электронных оболочек атомов элементов больших периодов (переходных элементов). Понятие об орбиталях. s-, р- и d-орбитали. Электронные конфигурации атомов химических элементов.  Современная формулировка периодического закона. Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева для развития науки и понимания химической картины мира. | | | 2 | | 1 |
|  | 3 | **Практическое занятие № 2:** Характеристика элементов с учётом местонахождения в периодической системе. | | | 2 | | 2 |
|  |  | **Самостоятельная работа:**  **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  • Жизнь и деятельность Д.И. Менделеева;  • Синтез 114-го элемента – триумф российских физиков-ядерщиков;  **Подготовка к практическому занятию «**Характеристика элементов с учётом местонахождения в периодической системе». | | | 4 | |  |
| **Тема 1.3.** Строение вещества |  |  | | | **10** | |  |
|  | 1 | Типы химической связи. Строение вещества  **Ионная химическая связь.** Катионы, их образование из атомов в результате процесса окисления. Анионы, их образование из атомов в результате процесса восстановления. Ионная связь, как связь между катионами и анионами за счет электростатического притяжения. Классификация ионов: по составу, знаку заряда, наличию гидратной оболочки. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с ионным типом кристаллической решетки.  **Ковалентная химическая связь.**Механизм образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный). Электроотрицательность. Ковалентные полярная и неполярная связи. Кратность ковалентной связи. Молекулярные и атомные кристаллические решетки. Свойства веществ с молекулярными и атомными кристаллическими решетками.  **Металлическая связь.** Металлическая кристаллическая решетка и металлическая химическая связь. Физические свойства металлов.  **Агрегатные состояния веществ и водородная связь*.*** Твердое, жидкое и газообразное состояния веществ. Переход вещества из одного агрегатного состояния в другое. Водородная связь. | | | 2 | | 1 |
|  | 2 | **Чистые вещества и смеси*.*** Понятие о смеси веществ. Гомогенные и гетерогенные смеси. Состав смесей: объемная и массовая доли компонентов смеси, массовая доля примесей. Рещение задач по теме. | | | 2 | | 1 |
|  | 3 | **Практическое занятие № 3:** Определение типа связи в соединениях и составление схем строения связи. | | | 2 | | 2 |
|  | 4 | **Дисперсные системы*.*** Понятие о дисперсной системе. Дисперсная фаза и дисперсионная среда. Классификация дисперсных систем. Понятие о коллоидных системах. | | | 2 | | 1 |
|  |  | **Самостоятельная работа:**  **Подготовка к практическому занятию.**  Работа с источниками информации (химическими, научными);  Подготовка к проведению экспресс - опросов по конкретным темам; | | | 2 | |  |
| **Тема 1.4.** Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация |  |  | | | **12** | |  |
|  | 1 | **Вода. Растворы. Растворение.**  Вода как растворитель. Растворимость веществ. Насыщенные, ненасыщенные, пересыщенные растворы. Зависимость растворимости газов, жидкостей и твердых веществ от различных факторов.  Массовая доля растворенного вещества. | | | 2 | | 2 |
|  | 2 | **Практическое занятие № 4:** Приготовление раствора заданной концентрации. | | | 2 | | 2 |
|  | 3 | **Электролитическая диссоциация**.  *Электролиты и неэлектролиты*. Электролитическая диссоциация. Механизмы электролитической диссоциации для веществ с различными типами химической связи. Гидратированные и негидратированные ионы. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Основные положения теории электролитической диссоциации. Кислоты, основания и соли как электролиты. | | | 2 | |  |
|  | 4 | **Практическое занятие № 5:** Реакции обмена в водных растворах электролитов. Решение задач. | | | 2 | |  |
|  |  | **Самостоятельная работа:**  **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  • Современные методы обеззараживания воды;  • Растворы вокруг нас. Типы растворов;  • Жизнь и деятельность С. Аррениуса;  • Вклад отечественных ученых в развитие теории электролитической диссоциации**;**  **Подготовка к практическому занятию:** «Приготовление раствора заданной концентрации»;  Изложение и аргументация собственных суждений о растворимости веществ, зависимость растворимости газов, жидкостей и твердых веществ от различных факторов;  Выполнение домашнего задания на повторение и обобщение знаний по химии. | | | 4 | |  |
| **Тема 1.5.** Классификация неорганических соединений и их свойства |  |  | | | **18** | |  |
|  | 1 | **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.  **Практическая работа № 6: «**Свойства кислот». | | | 2 | | 2 |
|  | **2** | **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. | | | 2 | | 1 |
|  | **3** | **Соли и их свойства.**  Соли как электролиты. Соли средние, кислые и оснóвные. Химически свойства солей в свете теории электролитической диссоциации. Способы получения солей. | | | 2 | | 1 |
|  | **4** | Гидролиз солей. **Практическое занятие № 7.** | | | 2 | | 2 |
|  | **5** | **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. Получение оксидов. | | | 2 | | 1 |
|  | **6** | **Практическое занятие № 8 Генетическая связь между классами неорганических соединений** | | | 2 | | 2 |
|  |  | **Самостоятельная работа**  **Подготовка к практическому занятию;**  **Выполнение групповых заданий–подготовка к самостоятельной работе по теме;**  **Подготовка рефератов по предложенным темам:**  • Использование минеральных кислот на предприятиях различного профиля;  • История гипса;  • Поваренная соль как химическое сырье;  • Многоликий карбонат кальция: в природе, в промышленности, в быту;  • Оксиды и соли как строительные материалы;  • Реакция горения в быту и на производстве.  Работа с источниками информации (химическими, научными);  Подготовка к проведению экспресс - опросов по теме;  Подготовка к тестовому контролю знаний, самостоятельной работе по теме; | | | 6 | |  |
| **Тема 1.6.** Химические реакции |  |  | | | **18** | |  |
|  | 1 | **Классификация химических реакций**  *Реакции соединения, разложения, замещения, обмена.* Каталитические реакции. Обратимые и необратимые реакции. Гомогенные и гетерогенные реакции. Экзотермические и эндотермические реакции. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения. | | | 2 | | 1 |
|  | **2** | **Скорость и обратимость химических реакций**  *Понятие о скорости химических реакций*. Зависимость скорости химических реакций от различных факторов: природы реагирующих веществ, их концентрации, температуры, поверхности соприкосновения и использования катализаторов.  **Практическое занятие №** **9**«Изучение влияния условий на скорость химических реакций». | | | 2 | | 2 |
|  | **3** | Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие и способы его смещения. | | | 2 | | 1 |
|  | **4** | Окислительно-восстановительные реакции, их классификация.  *Степень окисления*. Окислитель и восстановление. Восстановитель и окисление. Метод электронного баланса для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций | | | 2 | | 1 |
|  | **5** | **Практическое занятие № 10 Окислительно-восстановительные реакции.** | | | 2 | | 2 |
|  | **6** | Электролиз, его практическое значение.  **Практическое занятие № 11.** | | | 2 | | 2 |
|  |  | **Самостоятельная работа:**  **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  • Электролиз растворов и расплавов электролитов;  • Практическое применение электролиза: рафинирование, гальванопластика,  Гальваностегия.  **Подготовка к практическим занятиям;**  **Работа с источниками информации;**  **Подготовка к проведению теста по теме «Химические реакции»;** | | | 6 | |  |
| **Тема 1.7.** Металлы и неметаллы |  |  | | | **22** | |  |
|  | 1 | **Металлы**  Особенности строения атомов и кристаллов*.* Физические свойства металлов. Классификация металлов по различным признакам. | | | 2 | | 1 |
|  | 2 | **Химические свойства металлов.** Электрохимический ряд напряжений металлов. Металлотермия. | | | 2 | | 1 |
|  | **3** | Общие способы получения металлов. Понятие о металлургии.  Пирометаллургия, гидрометаллургия и электрометаллургия. Сплавы черные и цветные. Производство чугуна и стали. | | | 2 | | 1 |
|  | **4** | **Практическое занятие № 12:** Решение экспериментальных задач. | | | 2 | | 2 |
|  | **5** | **Неметаллы**  Особенности строения атомов. Неметаллы – простые вещества. Зависимость свойств галогенов от их положения в Периодической системе. Окислительные и восстановительные свойства неметаллов в зависимости от их положения в ряду электроотрицательности. | | | 2 | | 1 |
|  | **6** | Силикатная промышленность. | | | 2 | | 1 |
|  | **7** | | | Производство серной кислоты. | | 2 | 1 | |
|  | **8** | | | **Практическое занятие № 13: «**Решение экспериментальных задач». | | 2 | 2 | |
|  |  | | | **Самостоятельная работа:**  **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  • Роль металлов в истории человеческой цивилизации;  • Роль металлов и сплавов в научно-техническом прогрессе;  • Коррозия металлов и способы защиты от коррозии;  • Химия металлов в моей профессиональной деятельности;  • Устранение жесткости воды на промышленных предприятиях;  • История отечественной черной металлургии;  • История отечественной цветной металлургии;  • Химия неметаллов в моей профессиональной деятельности;  **Подготовка к практическим занятиям.**  **Подготовка презентаций по теме;**  Работа с источниками информации  Выполнение индивидуальных и групповых заданий, направленных на развитие у студентов самостоятельности и инициативы; | | 6 |  | |
| **Тема 1.8.** Обобщение знаний по общей и неорганической химии |  | |  | | **5** | |  |
|  | 1 | | **Повторение и обобщение изученного материала.** | | 2 | | 2 |
|  | 2 | | Контрольная работа | | 1 | |  |
|  |  | | **Самостоятельная работа**  **Обобщение и систематизация знаний по общей и неорганической химии – подготовка к контрольной работе.** | | 2 | | 2 |
| **Итого 1 семестр:** |  | |  | | **107** | |  |
|  |  | | **2 семестр** | |  | |  |
| **Раздел 2** |  | | **Органическая химия** | | **67** | |  |
| **Тема 2.1.** Основные понятия органической химии и теория строения органических соединений. |  | |  | | 6 | |  |
|  | 1 | | **Предмет органической химии. Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова.**  Природные, искусственные и синтетические органические вещества. Сравнение органических веществ с неорганическими.  Валентность. Химическое строение как порядок соединения атомов в молекулы по валентности.  *Основные положения теории химического строения.* Изомерия и изомеры. Химические формулы и модели молекул в органической химии. | | 2 | | 1 |
|  | 2 | | **Классификация органических веществ и реакций в органической химии.**  Классификация веществ по строению углеродного скелета и наличию функциональных групп. Гомологи и гомология. Начала номенклатуры IUPAC.  Реакции присоединения (гидрирования, галогенирования, гидрогалогенирования, гидратации). Реакции отщепления (дегидрирования, дегидрогалогенирования, дегидратации). Реакции замещения. Реакции изомеризации.  **Практическое занятие № 1:** Качественное определение углерода и водорода в органических соединениях. | | 2 | | 2 |
|  |  | | **Самостоятельная работа:**  **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  • Краткие сведения по истории возникновения и развития органической химии;  • Жизнь и деятельность А.М. Бутлерова;  • Роль отечественных ученых в становлении и развитии мировой органической химии;  **Подготовка к практическому занятию.**  Изложение и аргументация собственных суждений о многообразии органических веществ; | | 2 | |  |
| **Тема 2.2.** Углеводороды и их природные источники |  | |  | | **16** | |  |
|  | 1 | | Алканы.  Гомологический ряд, изомерия и номенклатура алканов. Химические свойства алканов (метана, этана): горение, замещение, разложение, дегидрирование. Применение алканов на основе свойств.  **Практическое занятие № 2:** «Получение метана и изучение его свойств: горения, отношения к бромной воде и раствору перманганата калия». | | 2 | | 2 |
|  | 2 | | **Алкены**  *Этилен,* его получение (дегидрированием этана, деполимеризацией полиэтилена). Гомологический ряд, изомерия, номенклатура алкенов. Химические свойства этилена: горение, качественные реакции (обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия), гидратация, полимеризация. Применение этилена на основе свойств.  **Практическое занятие № 3:** Получение этилена и изучение его свойств. | | 2 | | 2 |
|  | 3 | | Алкадиены. Алкины**.**  Понятие о диенах как углеводородах с двумя двойными связями. Сопряженные диены. Химические свойства бутадиена-1,3 и изопрена: обесцвечивание бромной воды и полимеризация в каучуки. Натуральный и синтетические каучуки. Резина.  Ацетилен. Химические свойства ацетилена: горение, обесцвечивание бромной воды, присоединение хлороводорода и гидратация. Применение ацетилена на основе свойств. Межклассовая изомерия с алкадиенами. | | 2 | | 2 |
|  | 4 | | **Арены.**  **Бензол.** Химические свойства бензола: горение, реакции замещения (галогенирование, нитрование). Применение бензола на основе свойств.  **Природные источники углеводородов**  Природный газ: состав, применение в качестве топлива. Нефть. Состав и переработка нефти. Перегонка нефти. Нефтепродукты. | | 2 | | 1 |
|  | 5 | | **Практическое занятие № 4 «Углеводороды. Закрепление знаний о строении и свойствах»** | | 2 | | 1 |
|  |  | | **Самостоятельная работа:**  **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  • Синтетические каучуки: история, многообразие и перспективы;  • Ароматические углеводороды как сырье для производства пестицидов.  • Экономические аспекты международного сотрудничества по использованию  углеводородного сырья;  • История открытия и разработки газовых и нефтяных месторождений в Российской  Федерации;  • Углеводородное топливо, его виды и назначение;  • Охрана окружающей среды от химического загрязнения;  **Подготовка к практическим занятиям и контрольной работе;**  **Объяснение зависимости строение углеводородов от химических свойств;**  Объяснение влияния загрязнения окружающей среды нефтью и её действие на живые организмы. | | 6 | |  |
| **Тема 2.3.** Кислородсодержащие органические соединения. |  | |  | | **27** | |  |
|  | 1 | | Одноатомные спирты.  Получение этанола брожением глюкозы и гидратацией этилена. Гидроксильная группа как функциональная. Понятие о предельных одноатомных спиртах. Химические свойства этанола: взаимодействие с натрием, образование простых и сложных эфиров, окисление в альдегид. Применение этанола на основе свойств. Алкоголизм, его последствия и предупреждение. | | 2 | | 1 |
|  | 2 | | **Многоатомные спирты.** Глицерин как представитель многоатомных спиртов. Качественная реакция на многоатомные спирты. Применение глицерина. **Практическое занятие** **№ 5** «Спирты, их свойства» | | 2 | | 1 |
|  | 3 | | **Фенолы**. Физические и химические свойства фенола. Взаимное влияние атомов в молекуле фенола: взаимодействие с гидроксидом натрия и азотной кислотой. Применение фенола на основе свойств. | | 2 | | 2 |
|  | 4 | | **Альдегиды.**  Альдегидная группа как функциональная. Формальдегид и его свойства: окисление в соответствующую кислоту, восстановление в соответствующий спирт. Получение альдегидов окислением соответствующих спиртов. Применение формальдегида на основе его свойств.  **Практическое занятие № 6** «Строение и свойства альдегидов». | | 2 | | 1 |
|  | 5 | | **Карбоновые кислоты.**  Понятие о карбоновых кислотах. Карбоксильная группа как функциональная. Гомологический ряд предельных однооснóвных карбоновых кислот. Получение карбоновых кислот окислением альдегидов. Химические свойства уксусной кислоты: общие свойства с минеральными кислотами и реакция этерификации. | | 2 | | 2 |
|  | 6 | | **Практическое занятие № 7** «Важнейшие представители карбоновых кислот, их биологическая роль».  Специфические способы получения, свойства и применение муравьиной, уксусной,  пальмитиновой и стеариновой; акриловой и метакриловой; олеиновой, линолевой и  линоленовой; щавелевой; бензойной кислот. Высшие жирные кислоты на примере пальмитиновой и стеариновой.  Применение уксусной кислоты на основе свойств. | | 2 | | 2 |
|  | 7 | | **Сложные эфиры жиры.**  Получение сложных эфиров реакцией этерификации. Сложные эфиры в природе, их значение. Применение сложных эфиров на основе свойств.  Жиры как сложные эфиры. Классификация жиров. Химические свойства жиров: гидролиз и гидрирование жидких жиров. Применение жиров на основе свойств. Мыла | | 2 | | 1 |
|  | 8 | | **Практическая работа № 8:** Карбоновые кислоты, жиры, эфиры, их свойства. | | 2 | | 2 |
|  | 9 | | **Углеводы.**  *Углеводы, их классификация*: моносахариды (глюкоза, фруктоза), дисахариды (сахароза) и полисахариды (крахмал и целлюлоза).  Глюкоза – вещество с двойственной функцией – альдегидоспирт. Химические свойства глюкозы: окисление в глюконовую кислоту, восстановление в сорбит, спиртовое брожение. Применение глюкозы. Значение углеводов в живой природе и жизни человека. Понятие о реакциях поликонденсации и гидролиза. | | 2 | | 1 |
|  | 10 | | **Практическое занятие № 9** «Экспериментальные задачи по распознаванию и получению веществ» | | 2 | | 2 |
|  |  | | **Самостоятельная работа**  **Подготовка рефератов, презентаций по предложенной тематике:**  • Метанол: хемофилия и хемофобия;  • Этанол: величайшее благо и страшное зло;  • Алкоголизм и его профилактика;  • Многоатомные спирты и моя будущая профессиональная деятельность;  • Муравьиная кислота в природе, науке и производстве;  • История уксуса;  • Сложные эфиры и их значение в природе, быту и производстве;  • Жиры как продукт питания и химическое сырье;  • Мыла: прошлое, настоящее, будущее. Синтетические моющие средства (СМС):  достоинства и недостатки;  • Синтетические волокна на аминокислотной основе;  • Углеводы и их роль в живой природе;  • Развитие сахарной промышленности в России;  **Подготовка к практическому занятию по теме.**  **Групповое задание по подготовке кроссворда на тему «Эфиры».** | | 7 | |  |
| **Тема 2.4.** Азотсодержащие органические соединения. Полимеры. |  | |  | | **14** | |  |
|  | 1 | | **Амины**  *Понятие об аминах.* Алифатические амины, их классификация и номенклатура. Анилин, как органическое основание. Получение анилина из нитробензола. Применение анилина на основе свойств. | | 2 | | 1 |
|  | 2 | | **Аминокислоты.**  Аминокислоты как амфотерные дифункциональные органические соединения. Химические свойства аминокислот: взаимодействие со щелочами, кислотами и друг с другом (реакция поликонденсации). Пептидная связь и полипептиды. Применение аминокислот на основе свойств. | | 2 | | 1 |
|  | 3 | | **Белки.**  Первичная, вторичная, третичная структуры белков. Химические свойства белков: горение, денатурация, гидролиз, цветные реакции. Биологические функции белков.  Белки и полисахариды как биополимеры. **Практическое занятие №** **10** Денатурация белка. Цветные реакции белков. | | 2 | | 2 |
|  | 4 | | **Полимеры.**  Пластмассы. Получение полимеров реакцией полимеризации и поликонденсации. Термопластичные и термореактивные пластмассы. Представители пластмасс.  Волокна, их классификация. Получение волокон. Отдельные представители химических волокон. **Практическое занятие** **11** «Волокна» (1 час) | | 2 | | 1 |
|  |  | | **Самостоятельная работа**  **Подготовка к экспресс – опросу по теме;**  **Подготовка рефератов по теме:**  • «Жизнь это способ существования белковых тел…»  • Белковая основа иммунитета.  • СПИД и его профилактика.  **Объяснение химических свойств аминокислот.**  **Подготовка презентаций по теме;**  **Работа с источниками информации.** | | 6 | |  |
| **Тема 2.5.** Обобщение знаний по органической химии |  | |  | | **4** | |  |
|  | 1 | | **Зачет. Практическое занятие № 12** «Генетическая связь между классами органических соединений». | | 2 | | 3 |
|  |  | | Самостоятельная работа  Выполнение домашнего задания на повторение и обобщение знаний по органической химии. | | 2 | |  |
| **Итого** |  | |  | | **174** | |  |

Для характеристики уровня освоения учебного материала используются следующие обозначения7

1. – ознакомительный (узнавание ранее изученных объектов, свойств);

2. – репродуктивный (выполнение деятельности по образцу, инструкции или под руководством)

3. – продуктивный (планирование и самостоятельное выполнение деятельности, решение проблемных задач.

**4.2.КАЛЕНДАРНО-ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| №  занятия | Дата | Наименование разделов и тем | Кол-во часов | Вид  занятия | Примечание |
|  |  | Раздел 1. Общая химия |  |  |  |
|  |  | 1 семестр |  |  |  |
| 1 |  | Введение. | 2 | Лекция |  |
| 2 |  | Основные понятия химии. | 2 | Лекция |  |
| 3 |  | Основные законы химии | 2 | Комбин |  |
| 4 |  | **Практическое занятие № 1 «**Расчетные задачи на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе». | 2 | Пр.з |  |
| 5 |  | **Периодический закон Д.И. Менделеева** | 2 | Комбин |  |
| 6 |  | **Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.** | 2 | Комбин |  |
| 7 |  | **Практическое занятие № 2:** Характеристика элементов с учётом местонахождения в периодической системе. | 2 | Пр.зан. |  |
| 8 |  | Типы химической связи. Строение вещества | 2 | Комбин |  |
| 9 |  | **Чистые вещества и смеси** | 2 | Комбин |  |
| 10 |  | **Практическое занятие № 3:** Определение типа связи в соединениях и составление схем строения связи. | 2 | Комбин |  |
| 11 |  | **Дисперсные системы*.*** | 2 | Лекция |  |
| 12 |  | **Вода. Растворы. Растворение.** | 2 | Комбин |  |
| 13 |  | **Практическое занятие № 4:** Приготовление раствора заданной концентрации. | 2 | Пр.зан. |  |
| 14 |  | **Электролитическая диссоциация.** | 2 | Комбин |  |
| 15 |  | **Практическое занятие № 5:** Реакции обмена в водных растворах электролитов. Решение задач. | 2 | Пр.зан. |  |
| 16 |  | **Кислоты и их свойства.** Практическая работа № 6. | 2 | Пр.зан |  |
| 17 |  | **Основания и их свойства** | 2 | Комбин |  |
| 18 |  | **Соли и их свойства.** | 2 | Комбин |  |
| 19 |  | Гидролиз солей. Практическое занятие № 7. | 2 | Пр.зан |  |
| 20 |  | **Оксиды и их свойства.** | 2 | Комбин |  |
| 21 |  | **Практическое занятие № 8 Генетическая связь между классами неорганических соединений** | 2 | Пр.зан |  |
| 22 |  | **Классификация химических реакций** | 2 | Лекция |  |
| 23 |  | **Скорость и обратимость химических реакций**  **Практическое занятие №** **9**«Изучение влияния условий на скорость химических реакций». | 2 | Комбин |  |
| 24 |  | Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие и способы его смещения. | 2 | Комбин |  |
| 25 |  | Окислительно-восстановительные реакции, их классификация. | 2 | Комбин |  |
| 26 |  | **Практическое занятие № 10 Окислительно-восстановительные реакции.** | 2 | Пр.зан |  |
| 27 |  | Электролиз, его практическое значение.  **Практическое занятие № 11.** | 2 | Пр.зан |  |
| 28 |  | **Металлы** | 2 | Лекция |  |
| 29 |  | Химические свойства металлов. | 2 | Комбин |  |
| 30 |  | Общие способы получения металлов. Понятие о металлургии. | 2 | Лекция |  |
| 31 |  | **Практическое занятие № 12:** Решение экспериментальных задач. | 2 | Пр.зан |  |
| 32 |  | **Неметаллы** | 2 | Комбин |  |
| 33 |  | Силикатная промышленность. | 2 | Урок -презентация |  |
| 34 |  | Производство серной кислоты. | 2 | Комбин |  |
| 35 |  | **Практическое занятие № 13: «**Решение экспериментальных задач». | 2 | Пр.зан |  |
| 36 |  | **Повторение и обобщение изученного материала.** | 2 | Комбин |  |
| 37 |  | Контрольная работа | 1 | к/пров. |  |

**5.ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ (ТЕМЫ, СОДЕРЖАНИЕ) ПО РАЗДЕЛУ**

**«ОБЩАЯ И НЕРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| №  урока | | Наименование темы и содержание лекционных занятий по программе | | Кол-во часов | Формы и методы контроля |
| **Основные понятия и законы** | | | | | |
| 1 | | Основные понятия химии | | 2 | Устная работа. Решение задач - работа у доски; |
| 2 | | Основные законы химии | | 2 | Вопросы по теме. Проверка домашнего задания. Решение задач – работа у доски. |
| 3 | | **Практическое занятие № 1 «**Расчетные задачи на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе». | | 2 | Практическое занятие; |
| **Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева** | | | | | |
| 1 | | **Периодический закон Д.И. Менделеева.** | | 2 | Вопросы по теме; Выполнение упражнений; подготовка докладов, презентаций. |
| 2 | | **Строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева.** | | 2 | Вопросы по теме; Выполнение упражнений; |
| 3 | | **Практическое занятие:** «Характеристика элементов с учётом местонахождения в периодической системе». | | 2 | Практическое занятие; |
| **Строение вещества** | | | | | |
| 1 | | Типы химической связи. Строение вещества. | | 2 | Вопросы по теме; Выполнение упражнений по составлению схем связи и определению типов связи; |
| 2 | | **Чистые вещества и смеси** | | 2 | Вопросы по теме; Выполнение упражнений. Решение задач. |
| 3 | | **Практическое занятие**: «Определение типа связи в соединениях и составление схем строения связи» | | 2 | Экспресс - опрос по теме; Практическое занятие. |
| 4 | | Дисперсные системы. | | 2 | Устная работа; Подготовка сообщений по теме; самостоятельная работа - тест; |
| **Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация** | | | | | |
| 1 | **Вода. Растворы. Растворение.** | | 2 | | Устная работа. Решение задач; |
| 2 | **Практическая работа:** «Приготовление растворов заданной концентрации» | | 2 | | Вопросы по теме; Решение задач; Практическая работа: Взвешивание; Техника приготовления раствора; Фильтрование. |
| 3 | Электролитическая диссоциация. | | 2 | | Вопросы по теме;  Решение задач по теме «растворы». Написание уравнений диссоциации классов неорганических соединений. Самостоятельная работа. |
| 4 | **Практическое занятие № 5:** Реакции обмена в водных растворах электролитов. Решение задач. | | 2 | | Работа по инструктивным картам; Практическое занятие; |
| **Классификация неорганических соединений и их свойства** | | | | | |
| 1 | Практическая работа № 6:  **Кислоты и их свойства** | | 2 | | Практическое занятие; |
| 2 | **Основания и их свойства** | | 2 | | Вопросы по теме; Подготовка рефератов. Выполнение упражнений - цепочек превращений. Работа у доски. |
| 3 | **Соли и их свойства.** | | 2 | | Вопросы по теме; Подготовка рефератов. Выполнение упражнений - цепочек превращений. Работа у доски. |
| 4 | Практическое занятие № 7. Гидролиз солей. | | 2 | | Вопросы по теме;  Написание уравнений реакций гидролиза;  Практическое занятие. |
| 5 | **Оксиды и их свойства.** | | 2 | | Вопросы по теме; Подготовка рефератов. Выполнение упражнений - цепочек превращений. Работа у доски. |
| 6 | **Практическое занятие № 8 Генетическая связь между классами неорганических соединений** | | 2 | | Написание уравнений реакций в ионном виде. Практическое занятие. |
| **Химические реакции** | | | | | |
| 1 | | Классификация химических реакций. | | 2 | Устная работа; Выполнение упражнений; самостоятельная работа; |
| 2 | | Скорость химических реакций*.*  **Практическое занятие №** **9** «Изучение влияния условий на скорость химических реакций». | | 2 | Выполнение упражнений; Практическое занятие. |
| 3 | | Обратимость химических реакций.  Химическое равновесие*.* | | 2 | Устная работа; Выполнение упражнений; Самостоятельные работы. |
| 4 | | Окислительно-восстановительные реакции, их классификация | | 2 | Составление окислительно - восстановительных уравнений реакций Работа у доски. |
| 5 | | **Практическое занятие: Окислительно – восстановительные реакции.** | | 2 | Вопросы по теме; Составление окислительно - восстановительных реакций; Работа по инструктивным картам. |
| 6 | | Электролиз, его практическое значение.  **Практическое занятие № 11** | | 2 | Работа по инструктивным картам. Практическое занятие. |
| **Металлы и неметаллы** | | | | | |
| 1 | | Металлы*.* Особенности строения. Физические свойства. Классификация. | | 2 | Подготовка рефератов. Вопросы по теме. Самостоятельная работа. |
| 2 | | Химические свойства металлов. | |  | Выполнение цепочек превращений, Написание окислительно – восстановительных уравнений реакций. Самостоятельная работа. |
| 3 | | Общие способы получения металлов. Понятие о металлургии. | |  | Подготовка рефератов. Вопросы по теме. |
| 4 | | **Практическое занятие № 12:** «Решение экспериментальных задач по теме металлы» | |  | Практическое занятие; работа по инструктивным картам; |
| 5 | | Неметаллы. | | 2 | Подготовка рефератов. Выполнение цепочек превращений, написание окислительно – восстановительных уравнений реакций. Самостоятельная работа. |
| 6 | | Силикатная промышленность. | | 2 | Вопросы по теме; Подготовка рефератов, презентаций |
| 7 | | Производство серной кислоты | | 2 | Вопросы по теме; Написание уравнений реакций; |
| 8 | | **Практическое занятие № 13: «**Решение экспериментальных задач по теме неметалллы». | | 2 | Практическое занятие; работа по инструктивным картам; |
| **Обобщение знаний по общей и неорганической химии** | | | | | |
| 1 | | **Повторение и обобщение изученного материала.** | | 2 | Вопросы по теме. Выполнение цепочек превращений, написание окислительно – восстановительных уравнений реакций. Решение задач. |
| 2 | | **Контрольная работа** | | 2 | Контроль знаний. |

**5.1 ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ**

**СОСТАВ ВЕЩЕСТВА*.***

1. Основные положения атомно-молекулярного учения;
2. Химические элементы. Способы существования химических элементов: атомы, простые и сложные вещества;
3. Вещества постоянного и переменного состава. Закон постоянства состава веществ;
4. Способы отображения молекул: молекулярные и структурные формулы;

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.6-15;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.8-11;
3. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с.5-6. №3, 4, 8.

**1. Основные положения атомно-молекулярного учения**

Атомно-молекулярное учение создали русский ученый М. В. Ломоносов (1741 г.) и английский ученый Дж. Дальтон (1808 г.).

**Атомно-молекулярное учение** ― учение о строении веществ, основные положения которого следующие:

1.Вещества состоят из молекул. Молекула ― это наименьшая частица вещества, которая сохраняет его химические свойства.

2.Молекулы состоят из атомов. Атом ― наименьшая частица химического элемента. Химический элемент ― это отдельный вид атомов. Химические свойства элемента определяются строением его атома. Все химические элементы делятся на металлы и неметаллы.

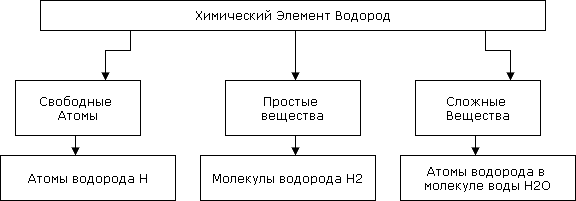
3.Вещества, молекулы которых состоят из атомов одного элемента, называются простыми веществами; из атомов разных элементов ― сложными веществами. Н ― элемент, Н2 ― простое вещество, H 2SO4 ― сложное вещество.

4.Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.

5.В результате химических реакций молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ.

**2. Химический элемент** ― это вид атома, совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Все элементы делят на металлы и неметаллы.

Рисунок 1.1.1. Формы существования химического элемента водорода



**Знаки химических элементов**

Отцом химической письменности является шведский ученый Й. Я. Берцелиус, который предложил в качестве символов ("букв") химических элементов использовать начальные буквы их латинских названий, а если с этой буквы начинаются названия нескольких элементов, то добавлять к начальной букве еще одну из последующих букв названия.

Простые и сложные вещества. Аллотропия

Вещества, молекулы которых состоят из атомов одного элемента, называются **простыми веществами** (простые вещества подразделяются на: металлы, неметаллы и инертные газы); из атомов разных элементов **― сложными веществами** (важнейшими классами сложных неорганических веществ являются: оксиды, основания, кислоты, соли) Н ― элемент, Н2 ― простое вещество, H2 SO4 ― сложное вещество.

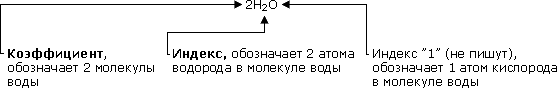
Многие химические элементы в свободном состоянии могут существовать в виде нескольких простых веществ различных по строению и свойствам. Разные простые вещества, которые образованы одним элементом, называются **аллотропными видоизменениями (модификациями).**

Аллотропия обусловлена двумя причинами: 1) различным числом атомов в молекуле (кислород ― О2 и озон – О3), 2) образованием кристаллов различных модификаций (алмаз и графит).

Химические формулы

Каждое вещество имеет свою химическую формулу.

**Химическая формула** (молекулярная формула) ― это обозначение качественного и количественного состава вещества при помощи символов химических элементов.



**Индекс** ― цифра, показывающая число атомов каждого элемента в молекуле. Индекс «1» (один) не пишут так же, как и коэффициент ― цифру, которая обозначает на письме число молекул. Если требуется указать большее число молекул, то тогда коэффициент записывают большой цифрой перед формулой.

Химические формулы показывают из атомов каких элементов состоит молекула и сколько этих атомов в молекуле

**3.Закон постоянства состава веществ** (был открыт Ж. Л. Прустом), справедлив только для веществ с молекулярным строением: каждое чистое вещество молекулярного строения имеет постоянный качественный и количественный состав независимо от способа его получения.

Например, поваренная соль может быть получена разными способами:

- Na + Cl2 = NaCl

- NaOH + HCl = NaCl + H2O, но она всегда состоит из атомов натрия и хлора, при этом массовые оотношенияэтих элементов всегда постоянные- 23: 35,5.Это законтвыполняется только для веществ молекулярного строения, образованные за счет ковалентной связи( в основном жидкие и газообразные) – **дальтониды**. Сложные вещества, построенные из ионов или атомов (оксиды, гидриды, нитриды, сульфиды…), вещества с металлической связью имеют переменный состав, зависящий от способов получения. Соединения переменного состава – **бертоллиды.**

**Способы отображения молекул**

**Молекулярная формула** отражает качественный и количественный состав веществ и показывает число образующих вещество химических элементов и (или) атомных группировок. Например, молекулярная формула серной кислоты H2SO4; формула показывает, что в состав входит 2 атома водорода, один атом серы и 4 атома кислорода.

**Графическая формула** – дает представления о порядке соединения атомов- показывает связи между атомами. Чтобы составить графическую формул, надо знать валентность каждого атома.

**Структурная формула** отражает пространственное расположение частиц- геометрическую форму молекулы.

**Валентность.**

Одной из важнейших характеристик элемента является валентность.

Валентность ― это способность атомов элементов образовывать определенное число химических связей. Обозначают валентность римскими цифрами над символом элемента.

I I I П Ш I

НСl, Н2О, РН3

**Постоянную валентность:**

**=1** имеют элементы H, F и элементы 1 группы периодической системы: Li, Na, K, Rb, Cs.

**=2** имеет элемент О и элементы 2 группы периодической системы: Mg, Ca, Sr, Ba, Zn.

**=3** имеют элементы B, Al.

Bсе остальные элементы имеют **переменную валентность:**

I П Ш IV V

N2O NO N2O3 NO2 N2O5

Зная валентность элементов, можно составлять **графические (структурные) формулы** веществ. Графические формулы веществ показывают порядок соединения атомов в молекуле и валентность каждого элемента.

Например:

H-H H2

H-O-H H2O

H-N-H NH3

|

H

В графических формулах оксидов атомы кислорода связаны только с атомами другого элемента и не связаны друг с другом.

I II

СО С = О

I II

N2O N \

O

N /

В молекуле основания атом металла соединяется с атомами кислорода гидроксильных групп.

II I

II / О – Н III / О – Н

Са Fe – О – Н

\ О – Н \ О – Н

В кислородосодержащих кислотах атомы водорода связаны с атомами кислорода, а не с атомами кислотообразующего элемента:

I V II

Н3PO4  Н – О \

Н – О – Р =О

Н – О/

В молекулах средних солей сумма валентностей атомов металла равна сумме валентностей кислотных остатков.

II VI II

**СаSO4** - эта соль содержит кислотный остаток серной кислоты:

I

H – O\ //О

S

H – O/ \\ О

Валентность кальция – II, поэтому один атом кальция замещает 2 атома водорода

/ O\ //О

Ca S

\ O / \\ О

Ш

Fe2(SO4)3

В данной соли 3 кислотных остатка серной кислоты и 2 атома трёхвалентного железа.

O\ //О

/ S

Fe - O/ \\ О

\

O\ //О

S

O/ \\ О

/

Fe - O\ //О

\ S

O / \\ О

**Кислые соли –** продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла, например:

H – O\ //О Na – O\ //О

S → S

H – O/ \\ О H – O/ \\ О

Н2SO4 Na НSO4

Средняя соль кислая соль (гидросульфат натрия)

**Основные соли –** продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками, например**:**

II / О – Н II / Cl

Fe → Fe

\ О – Н \ О – Н

## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ ПО ТЕМЕ:

1. Дай­те опре­де­ле­ния по­ня­тий «ве­ще­ство», «те­ло», «свой­ство ве­ще­ства». При­ве­ди­те примеры.
2. Какие признаки относятся к свойствам вещества? Охарактеризуйте физические свойства меди, золота, мела, уксусной кис­лоты.
3. К каким явлениям относятся: ржавление железа, распиливание дерева, разбивание стекла, почернение серебра, потеря блеска алюминием на воздухе, превращение графита в алмаз, переход серы из кристаллической в пластическую модификацию?
4. Какие из следующих объектов относятся к физическим телам, какие — к веществам: химический стакан, спиртовка, железо, мрамор, золотое кольцо, снег, деревянный штатив, стеклянная трубка?
5. К какому типу можно отнести реакции, которые описываются следующими уравнениями:

а) CuSO4 + Zn = ZnSO4 + Cu;

б) Si + O2 = SiO2;

в) 2K2SO3 + O2 = 2K2SO4;

г) NH3 + H2O = NH4OH;

д) NH4NO2 = N2 + 2H2O;

е) 2AgNO3 = 2Ag + 2NO2+ O2;

ж) 2HCl + Fe = FeCl2 + H2;

з) H2SO4 + Ba(OH)2 = BaSO4 + 2H2O;

и) HCl + NaOH = NaCl + H2O?

**5.2 ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ.**

1. Агрегатные состояния вещества;
2. Масса атомов и молекул. Атомная единица массы. Относительные атомная и молекулярная массы.
3. Количество вещества и единицы его измерения: моль, ммоль, кмоль. Число Авогадро. Молярная масса.
4. Закон Авогадро и его следствия. Молярный объем веществ в газообразном состоянии.
5. Объединенный газовый закон и уравнение Менделеева—Клапейрона
6. Смеси веществ*.* Различия между смесями и химическими соединениями. Массовая

и объемная доли компонентов смеси;

1. Закон сохранения массы веществ.

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.16-24;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.13-22;
3. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с.7 – 20.
4. № 18-20 – с.8; № 1,2, 4, 9, 21, 25, 28- с.9-11; № 1 – 3 – с.16, № 37-39, 42, 55,56 – с 16-20.

**1. Агрегатные состояния вещества;**

Вещество может находятся в трех основных агрегатных состояниях, в зависимости от расстояния между частицами и характера взаимодействия между ними.

**- Газообразное состояние.** Газы – вещества молекулярного строения, расстояние между молекулами во много раз больше размера самих молекул. Взаимодействие между молекулами слабое, они могут свободно перемещаться. Газы занимают весь предоставляемый им объём. Они не имеют формы.

**- Твердое (кристаллическое**) – расстояние между молекулами меньше чем в газах, равны размеру самих частиц. Взаимодействие между частицами очень сильное. Имеют форму и объем.

В кристаллах частицы располагаются в строго определенном порядке, в кристаллической решетке. В узлах решетки - атомы, ионы, образующие данный кристалл. Строение кристалла определяет его физические и химические свойства. Выделяют атомную ковалентную, атомную металлическую и ионную (NaCl, Na2CO3) кристаллические решетки. Наиболее прочные – ионные и атомные(С, SiO2) ковалентные кристаллические решетки. Вещества с молекулярной кристаллической решеткой (газы в твердом состоянии, кристаллический йод, фосфор) летучи и имеют низкие температуры кипения.

**- Жидкое состояние** – в жидкостях частицы располагаются также как и в твердых, но жидкости текучи. Для жидкостей характерно наличие определенного объема, отсутствие определенной формы.

Переходы между агрегатными состояниями – физические процессы, происходящие в результате внешнего воздействия (изменения температуры, давления). Плавление- переход из твердого в жидкое; кристаллизация – переход из жидкого в твердое; испарение – переход из жидкого в газообразное, обратный процесс – конденсация; Переход из твердого в газообразное, минуя жидкое (без плавления) – **сублимация (возгонка),обратный процесс - десублимация.**

**- Плазма –** у нагретого до высоких температур вещества в газообразном состоянии от атомов и молекул отрываются электроны – процесс ионизации. В результате в пространстве газа накапливаются положительно и отрицательно заряженные частицы

**2.** Массы атомовочень малы. Для удобства, для их обозначения используют относительные атомные массы.

**Относительная атомная масса Аr**

– число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса данного элемента больше 1/12 части абсолютной массы атома углерода, т.е. атомной единицы массы.

показывает, во сколько раз масса атома данного химического вещества больше массы атома водорода (вычисление массы веществ).

**Относительная молекулярная масса ― Mr.**

- число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса молекулы данного вещества больше 1/12 части абсолютной массы атома углерода

показывает, во сколько раз масса молекулы данного химического вещества больше массы атома водорода (вычисление массы веществ).

**3. Моль** ― количество вещества, которое содержит столько молекул (атомов) этого вещества, сколько атомов содержится в 12 г углерода.

Определим число атомов С в 12 г углерода:

0,012 кг/19,93·10-27 кг (абсолютная масса атома углерода) ≈ 6,02·1023 моль-1.

Na = 6,02· 1023 молекул (атомов)/моль ― число Авогадро.

В 1 моль любого вещества содержится число молекул равное числу Авогадро

Например: 1 моль водорода – это 6,02 ·1023 молекул водорода

1 моль воды - это 6,02 ·1023 молекул воды

Если вещество состоит из атомов: 1 моль железа - это 6,02 ·1023 атомов железа

1 моль серы - это 6,02 ·1023 атомов серы

Количество вещества равно отношению данного числа молекул (атомов) к числу молекул (атомов) в 1 моле (**Na):**

**ν = N / Na**

Число молекул (атомов) в данном количестве вещества равно:

N = Na ∙ ν

Количество вещества измеряют в молях, киломолях или миллимолях.

1 кмоль = 103моль;

1 ммоль = 10-3 моль;

Задача 1. Сколько молекул содержится в: 2 моль вещества?

Дано:

ν = 2 моль

---------------

N - ?

**Решение:** из формулы **ν = N / Na,** выражаем число молекул: **N = Na ∙ ν,** где Na – число Авогадро, **ν –** количество вещества.

**N =** 6,02 ·1023 **∙**2 = 12,04·1023молекул.

Можно решить задачу рассуждением:

В 1 моль вещества - содержится 6,02 ·1023 молекул,

а в 2 моль (по условию задачи) - х → 1 : 2 = 6,02 ·1023: х

х = 6,02 ·1023 **∙**2 = 12,04·1023молекул

Ответ: в 2 моль вещества содержится 12,04·1023 молекул.

**Молярная масса**

**Масса одного моля вещества называется его молярной массой,** выражается в г/моль, численно равна относительной молекулярной массе этого вещества.

М(Н2О) = Мr(Н2О) ≈ 18 г/моль.

Молярная масса равна отношению массы вещества к его количеству:

М = m/ν

Примеры решения задач.

Задача 1.

Дано 32 г меди. Вычислите количество меди.

Дано:

M(Cu) = 64г/моль

m (Cu) = 32г

---------------------------

ν (Cu) - ?

Решение:

Пользуясь формулой ν = m/M, где ν ― количество вещества, m ― масса вещества, М ― молярная масса данного вещества, находим количество вещества меди:

ν = m/M = 32/64;

ν (Cu) = 0,5 моль.

Можно рассуждать и так:

64 г меди составляют 1 моль,

Тогда 32 г меди ― х → 64:32 = 1:x;

x = 32·1:64 ;

х = 0,5 моль Cu.

Ответ: 32 г меди составляют 0,5 моль.

Задача 2:

Дано 2 моль серной кислоты. Вычислите массу серной кислоты.

Дано:

ν (H2SO4) =2 моль

М(H2SO4) = 98 г/моль

---------------------------

m(H2SO4) = - ?

Решение:

1.Вычисляем молярную массу серной кислоты:

М(H2SO4) = 98 г/моль.

2.Определяем массу серной кислоты:

ν = m/M; m= ν·M = 2·98 = 196;

m(H2SO4) = 196 г.

Ответ: 2 моль серной кислоты соответствует 196 г серной кислоты.

Молярную массу можно выражать не только в г/моль, но и в др. единицах: кг/моль

Например, молярная масса воды М = 18 г/моль = 0,018кг/моль и т.д.

Задача 3:

Сколько атомов содержится в 20 г кальция?

Дано:

M(Са) = 40г/моль

m (Са) = 20г

Na = 6,02· 1023 моль-1

---------------------------

N - ?

Решение:

1.Вычисляем количество вещества, соответствующее 20 г кальция:

ν = m/M = 20/40 = 0,5; ν(Ca) = 0,5 моль.

2.Вычисляем число атомов кальция, составляем пропорцию:

1 моль содержит 6,02·1023 атомов,

тогда 0,5 моль ― x атомов → 1:0,5 = 6,02·1023: x;

x = 0,5·6,02·1023;

x = 3,01·1023 атомов.

Или ведём расчёт по формуле: **N = Na ∙ ν =** 0,5·6,02·1023= 3,01·1023

Ответ: в 20 г кальция содержится 3,01·1023 атомов.

Задача 4:

Сколько молекул содержится в 36 г воды?

Дано:

M(H2O) = 18г/моль

m (H2O) = 36г

Na = 6,02· 1023 моль-1

---------------------------

N - ?

Решение:

1.Определяем молярную массу воды:

М(H2O) = 18 г/моль.

2.Находим количество вещества воды:

ν = m/M = 36/18 = 2; v(H2O) = 2моль.

3.Определяем число молекул воды, составляем пропорцию:

1 моль H2O содержит 6,02· 1023молекул,

тогда 2 моль H2O ― x → 1:2 = 6,02·1023:x;

x = 2·6,02·1023;

x = 1,204· 1024 молекул. H2O

или рассчитываем по формуле: **N = Na ∙ ν =** 6,02·1023 ·2 = 1,204· 1024

Ответ: в воде массой 36 г содержится 1,204·1024 молекул

**4.Объем одного моля газа называется молярным объемом** (Vм), равен отношению объема газа к количеству вещества:

Vм = V/ν.

Молярный объем любого газа при н.у. (нормальный уровень) равен 22,4 л.

Vм = 22,4 л.

Если Mr(H2O) = 18, a p(H2O) = 1 г/мл, то Vm(H2O) = 18 мл.

Закон Авогадро (1811г)- для газов

В равных объемах (V) различных газов при одинаковых физических условиях (температуре Т и давлении Р) содержится одинаковое число молекул (N).

Если число молекул равно числу Авогадро – 6,02·1023 (1 моль газа), то при нормальных условиях они занимают объем, равный 22,4 л. – **первое следствие из закона**.

**Второе следствие** используют для расчёта относительных плотностей газов.

**Относительная плотность** показывает, во сколько один газ легче или тяжелее другого, равна отношению молярных масс газов. Безразмерная величина.

**Д у(х) = М (х)/ М (у)**

**Относительная плотность по водороду:**

Д (н2) = М / Мн2= М /2

**Относительная плотность по воздуху:**

Д (возд) = М / М возд = М / 29

Задача 1. Какой объем занимают 48 г кислорода?

Дано:

m (O2) = 48г

М(O2) = 32 г/моль

Vм = 22,4 л.

---------------------------

V(O2) - ?

Решение:

1 способ

1.Вычисляем молярную массу кислорода:

M(O2) = 32 г/моль.

2.Находим, какой объем занимают 48 г кислорода:

32 г O2 занимают объем 22,4 л,

тогда 48 г O2 ― x → 32:48= 22,4:x;

x = (48·22,4)/(32);

x = 33,6 л O2.

2 способ

1.Вычисляем молярную массу кислорода:

М(O2) = 32 г/моль.

2.Находим количество вещества, которому соответствует 48 г кислорода:

ν = (m)/(M); ν(O2) = (48)/(32) = 1,5 моль.

3.Рассчитываем объем, который занимают 1,5 моль кислорода (н. у.):

ν(O2) = 1,5·22,4 = 33,6 л.

3 способ

Выводим общую формулу:

Vм = V/ν; ν = m/M

=> V= Vм ∙ ν = Vм ∙ m/M = (22,4·48)/(32) = 33,6 л;

Ответ: кислород массой 48 г занимает объем 33,6 л.

Задача 2. Какова масса 1,5 моль оксида углерода (IV) СО2? Какой объем займет это количество? Сколько молекул будет содержать это количество?

Дано:

ν (СО2) = 1,5 моль

-----------------------

m(СО2) ― ?

V(СО2) ― ?

N(СО2) ― ?

Решение:

1. m = M· ν;

M(СО2) = 12+16·2 = 44 г/моль;

m (СО2) = 44 г/моль · 1,5моль = 66 г.

2. V = Vм · ν;

V(СО2) = 22,4 л/моль·1,5 моль= 33,6 л.

3. N = Na ∙ ν;

N(СО2) = 6, 02 ·1023·1,5= 9·1023 (молекул).

Ответ: m(СО2) = 66 г; V(СО2) = 33,6 л; N(СО2) = 9· 1023 (молекул).

Объем. Плотность

Плотность любого вещества ρ ― это отношение массы этого вещества к его объему.

Объем жидких и твердых веществ расчитывается по формуле:

V = m/ρ, где ρ ― плотность вещества [г/см3].

для газов ρ = М/Vм

**5. Для расчета газов используют: объединенный газовый закон и уравнение менделеева—клапейрона**

1)Для того, чтобы перейти к нормальным условиям используют уравнение объединенного газового закона:

P0V0 = PV

T0 T

P0; V0; Т0 – соответственно давление, объем, температура при нормальных условиях.

2) уравнение Менделеева – Клапейрона (уравнение состояния идеального газа):

PV= \_m\_RT

M

P – давление; V- объем газа; m –масса газа; R – универсальная газовая постоянная (8,314Дж/ (моль К); Т – температура; Уравнение позволяет рассчитать количество газообразного вещества, зная его объем, при любых значениях давления и температуры.

**6.Чистое вещество** – состояние вещества при полном отсутствии примесей.

**Смесь** – система, состоящая из двух или более компонентов разной природы. **Гетерогенные сме**си- смеси, где частицы видны невооруженным взглядом; **гомогенные** – смеси, частицы компонентов малы и неразличимы.

Массовая доля - ω (х), химического элемента х равна отношению относительной атомной массы данного элемента, умноженной на число его атомов в молекуле, к относительной молекулярной массе вещества:

ω(Х) = Аr(Х)∙n / Мr· 100 %.

**Аr(Х) –** относительная атомная масса элемента

**n –** число атомов элемента в молекуле

**Мr** – относительная молекулярная масса вещества.

Например, ω(S) = Аr(S) ·3 /Мr(Fe2(SO4)3) ·100 % = 32·3/400·100 % = 24 %.

Задача 1.Вычислите массовые доли элементов в гидроксиде натрия.

Решение:

1.Находим молярную массу гидроксида натрия:

М(NaOH) = 23+16+1 = 40; M(NaOH) = 40 г/моль.

2.Вычисляем массовую долю натрия:

ω(Na) = 23/40 = 0,575 мас. Д. или 57,5 %.

3.Вычисляем массовую долю кислорода:

ω (O) = 16/40 = 0,4 мас. Д. или 40 %.

4.Вычисляем массовую долю водорода:

ω (H) = 1/40 = 0,025 мас. Д. или 2,5 %.

5.Проверяем правильность вычисления:

0,575+0,4+0,025 = 1,00 (в асс. Д.); 57,5+40+2,5 = 100 (в %).

Ответ: элементный состав NaOH следующий: массовая доля натрия 0,575 (или 57,5 %), массовая доля кислорода 0,4 (или 40 %) и массовая доля водорода 0,025 (или 2,5 %).

Примечание: содержание водорода можно вычислить иначе:

ω%(Na)+ ω%(O) = 57,5+40 = 97,5; → ω%(H) = 100–97,5 = 2,5.

**Объёмная доля газа в смеси (φ)** – отношение объема данного газа (Vг) к объёму газовой смеси (Vсм)

φ = Vг ∙ 100%

Vсм

**Массовая доля основного компонента смеси –** Wк – отношение массы основного компонента (mк) к массе образца вещества (mобр) , которая складывается из массы основного компонента и массы примесей (mп)

Wк = mк **∙ 100%**

mобр

Wп = mп ∙ 100% = mп∙ 100%

m обр mк + mп

**7.Закон сохранения массы веществ,** открытый М.В. Ломоносовым и подтвержденный А.Л. Лавуазье: **масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате ее.**

**Уравнения химических реакций.**

Химические превращения записываются в виде уравнений химических реакций.

Вода → водород + кислород, или H2O → H2 +O2.

Масса веществ разная до и после реакции: атомов кислорода в левой части записи ― один, а в правой ― два, поэтому перед формулой воды нужно записать коэффициент "2", чтобы уравнять кислород:

2H2O → H2 +O2.

Но теперь нарушилось равенство для водорода: слева ― четыре атома, а справа ― только два. Очевидно, перед формулой водорода нужно записать коэффициент "2":

2H2O → 2H2 +O2.

Теперь число атомов каждого элемента справа и слева в нашей записи одинаково, значит, будет одинаковой и масса, т.е. мы записали уравнение химической реакции.

**АЛГОРИТМ.**

КАК РЕШИТЬ ПРОСТЕЙШУЮ РАСЧЕТНУЮ ЗАДАЧУ ПО ХИМИЧЕСКОМУ

УРАВНЕНИЮ?

**•** Внимательно прочитать текст задачи.

**•** Записать уравнение реакции, о которой сказано в условии задачи и расставить в нем коэффициенты.

• Определить количества веществ, массы или объемы которых даны в условии задачи.

**•** Подсчитать молярные массы веществ, которые указаны в задаче, или воспользоваться молярным объёмом.

**•** Над формулами, в уравнении реакции записать значения величин, данных в условии задачи, а под формулами - значения величин, рассчитанные по уравнению реакции, неизвестные обозначаем через - Х.

**•** Путём составления пропорции, рассчитать искомые массы или объемы**.**

Задача 1:

Какая масса гидроксида натрия образуется при взаимодействии 2,3 г натрия с водой?

Решение:

1.Составляем уравнение реакции:

2Na + 2HOH → 2NaOH+H2

2.Находим массы, соответствующие тем количествам вещества, которые заданы уравнением:

m(Na) = 2·23 = 46 г; m(NaOH) = 2·40 = 80 г.

2Na + 2HOH → 2NaOH + H2

М(Na) = 23 г/моль М(NaOH) = 40 г/моль

3.Из уравнения реакции следует, что из 46 г натрия образуется 80 г гидроксида натрия, тогда из 2,3 г образуется х г.

Составляем пропорцию:

46:2,3 = 80:х; х = 2,3·80:46 = 4; х = 4 г NaOH.

Вычисление можно производить и так:

2М(Na): 2М(NaOH) = m(Na):m(NaOH) ;

m(NaOH) = 2М(NaOH)·m(Na):2М(Na) = М(NaOH)·m(Na):М(Na) = 40·2,3:23 = 4 г.

Ответ: образуется 4 г гидроксида натрия.

Задача 2:

Какой объём углекислого газа выделится при разложении 224 т карбоната кальция?

Решение:

1.Составляем уравнение реакции и производим вычисление:

m(СаСО3) = 224 т х л

СаСО3 → СаO + СО2;

М(СаСО3) = 100 г/моль; Vм = 22,4 л/моль

2. Составляем ропорцию:

Из 100 т СаСО3 выделяется 22,4 л СО2

тогда из 224т ― х л

100 : 224 = 22,4 : х х = 224 ∙ 22,4 / 100 = 50,176 л СО2

Ответ: при разложении 224 т карбоната кальция выделится 50,176 л углекислого газа.

## ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:

1. Дайте определения понятий «относительная атомная масса», «относительная молекулярная масса».
2. В чем сходство и различие понятий «масса атома» и «относительная атомная масса»?
3. Как рассчитывают молярную массу вещества? В каких единицах ее выражают?
4. Как рассчитывают молярный объем? В каких единицах его выражают?
5. Как рассчитывают количество вещества? В каких единицах его выражают?
6. Сколько молей составляют: а) 14 г азота; б) 48 г кислорода; в) 112 г железа?
7. Определите массу: а) 0,1 моля NaOH; б) 2 молей HСl; в) 1 моля H2SO4.
8. Определите объем: а) 40 г углекислого газа CO2; б) 5 г аммиака NH3; в) 120 г сероводородаH2S.
9. Какое количество вещества составляют: а) 3,7 г Ca(OH)2; б) 0,2 кг Cu(OH)2; в) 0,056 т КОН?
10. Сколько молекул содержится: а) в 4 кг NaOH; б) 5,6 т CaO; в) 10,6 г Na2CO3?
11. Сформулируйте закон постоянства состава вещества и закон сохранения массы веществ.
12. Как используют на практике закон постоянства состава вещества и закон сохранения массы веществ?
13. Какую информацию дают химическая формула и химическое уравнение?
14. Определите, во сколько раз тяжелее воздуха газы: а) SO2; б) CO2; в) NH3.
15. Относительная плотность газа по кислороду равна 2. Определите плотность этого газа по водороду.
16. Вычислите массовые доли элементов (w,%) в следующих веществах: а) карбонат натрияNa2СO3; б) дигидрофосфат кальция Са(Н2РО4)2.
17. В каком количестве вещества фосфата натрия Na3РO4 содержится: а) 23 г натрия; б) 93 г фосфора?
18. Сколько граммов меди содержится в 5 молях: а) оксида меди(II) CuO; б) гидроксида меди(II)Cu(OH)2; в) гидроксокарбоната меди(II) (CuOH)2CO3?
19. Сколько миллилитров воздуха (н.у.) потребуется для сжигания 4 г серы до диоксида серы SO2(содержание кислорода в воздухе считайте равным 1/5 по объему)?
20. Сколько граммов гидроксида натрия требуется для превращения 16 г сульфата меди(II) в гидроксид меди(II)?

**5.3 СТРОЕНИЕ И СОСТАВ АТОМНОГО ЯДРА.**

1. Состав атомного ядра.
2. Электронная оболочка атомов*.*
3. Квантовые числа. Распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям. Электронные конфигурации атомов химических элементов.

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия» 2015; с.49-58;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.23-28;
3. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с.20 - 26.

№ 2, 3; 19, 21 – 23, 31, 33, 34 – с. 23-26

**1. Состав атомного ядра.**

В таблице каждый химический элемент имеет атомный номер (заряд ядра)

**Величина заряда ядра атома равна числу протонов** и имеет положительное значение. Протон — это частица, имеющая положительный заряд (+1).

**Число электронов, которые двигаются вокруг ядра, равно числу протонов**, поэтому заряд атома в целом равен 0 (т. е. атом электронейтральная частица).

Число протонов, заряд ядра и число электронов численно равны порядковому номеру химического элемента.

Общее число протонов и нейтронов в ядре называют массовым числом атома. Число нейтронов можно найти: массовое число (масса в табл. Менделеева) -

**число протонов, N = A – Z,** где N – число нейтронов, А массовое число, Z– число протонов. Нейтрон — это нейтральная частица, заряд ее равен 0.

Например:

Na +11 Число протонов =11,

Число электронов = 11

Массовое число указывают сверху слева от символа химического элемента, а число протонов – снизу слева: 126С; 168О.

Разновидность атомов одного и того же химического элемента, имеющего одинаковое количество протонов в ядре, но разную массу, **называют изотопами.**

В 1913г датский ученый Н.Бор развил квантовую модель строения атома, согласно которой электрон может двигаться вокруг ядра по определенным «разрешенным» орбитам. При переходе электрона с одной орбиты на другую происходит излучение или поглощение энергии квантами. Если электрон получает энергию, электрон перемещается на более удаленную орбиту, при этом его прочность с ядром уменьшается, а запас энергии увеличится, электрон прейдет в возбужденное состояние.

Электрон рассматривают как:

Частицу и как волну (карпускулярно – волновой дуализм);

Электрон может находится на любом расстоянии от ядра, но вероятность его пребывания в разных областях атома различна.

**2.** Атом состоит из положительно заряженного ядра и электронной оболочки.

**Электронная оболочка атома – это совокупность всех электронов в данном атоме**. Электронная оболочка образована электронами, заряд у которых отрицательный.

Каждый электрон в атоме занимает определённую орбиталь и образует электронное облако. Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения данного электрона наибольшая (= 90%), называется атомной орбиталью.

**3.** Для характеристики орбиталей и электронов, с точки зрения квантовой механики, используют **квантовые числа.**

**n – главное квантовое число** – характеризует энергетический уровень( энергию и размер орбитали и электронного облака). Принимает значения от 1 до бесконечности.

Совокупность орбиталей, которые имеют одинаковое значение главного квантового числа, - это **энергетический уровень**.

**На каждом энергетическом уровне может располагаться определенное число электронов**: на первом — не больше двух, на втором — не больше восьми, на третьем — не больше восемнадцати. Максимальное число электронов на электронном слое (энергетическом уровне) определяется по формуле N = 2n2, где n – номер электронного слоя уровня =>

энерг. уровень – 2 е

2 - 8е

3 - 18 и т. д.

Число энергетических уровней определяется по номеру периода, в котором расположен химический элемент.

Na +11 2) 8) 1)

элемент находится в 3 периоде, поэтому имеет 3 энергетических уровня.

Из схемы видно, что атом натрия имеет заряд ядра +11. Электронную оболочку атома составляют 11 электронов. На первом электронном слое находится два электрона, на втором — восемь, а на третьем — один электрон.

У магния, как элемента II группы этого периода, на внешнем электронном слое находится уже два электрона:

Мg +12 2) 8) 2)

Число электронов, располагающихся на внешнем электронном слое, в малых периодах равно номеру группы (кроме водорода и гелия).

**Аl +13** 2) 8) 3); **Si** **+14** 2) 8) 4); **Р** **+15** 2) 8) 5);

**S +16** 2) 8) 6); **Сl +17** 2) 8) 7; **А r** +18 2) 8) 8).

Число электронов на последнем (внешнем) уровне для элементов главной подгруппы в больших периодах определяется также по номеру группы рассматриваемого элемента.

Так, например, калий – элемент 1 группы, главной подгруппы, 4 периода. Из этого следует, что у него 4 электронных слоя и на внешнем (4 -ом) расположен 1электрон.

В больших периодах у представителей побочных подгрупп на последнем энергетическом уровне 2 электрона (или 1электрон: у хрома, меди, ниобия, молибдена, рутения, родия, серебра, платины, золота)

Например:

**Тi (титан)** – 4 группа, главная подгруппа 4 период

Тi +22 2) 8) 10) 2)

**Электронные слои (энергетические уровни) заполняются у атомов постепенно**, по мере увеличения общего числа электронов, которое соответствует порядковому номеру химического элемента. Так как свойства элементов в основном зависят от числа электронов на внешнем слое, то и свойства периодически повторяются.

Каждый электронный слой (энергетический уровень) состоит

из энергетических подуровней.

**Энергетический подуровень -** совокупность орбиталей, которые находятся на одном энергетическом уровне и имеют одинаковую форму.

- Форму орбиталей и облаков характеризуется орбитальным квантовым числом – l («эль»).

Орбиталтьное квантовое число принимает значения от 0 до n -1.

Орбитали, где **l = 0, имеют** форму шара и называютсяs – орбиталями

**l = 1,** форма гантели (объёмной восьмёрки) и называются р **–** орбиталями

l = 2, d – орбитали

**l = 3,** f - орбитали

**1 энерг. уровень** – s подуровень, включающий 2е - в s –орбитали

|  |
| --- |
| ↑↓ |

Графически орбиталь изображается в виде клетки (квантовой ячейки). S – подуровень включает одну ячейку(орбиталь):

- Число орбиталей на подуровне определяет **магнитное квантовое число: mi**

Оно характеризует направление орбиталей (электронных облаков) в пространстве. Принимает значения от – l до + l .

На S – подуровне l = 0 → mi = 0 (одно значение)→ 1 S – орбиталь.

**2 энергетический уровень** - s подуровень и р подуровень ( 1 s-орбиталь + 3 р-орбитали ; 2+6 е - )

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

р подуровень

На р – подуровне l = 1 → mi = -1; 0; +1 (3 значения) → 3 р– орбитали

**3 -** - s подуровень, р-подуровень и d -подуровень

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

( 1 s - орбиталь + 3 р + 5 d;

2+6+10 е - =18 е - )

d –подуровень

На d – подуровне l = 2 → mi = -2; -1; 0; +1; +2 (5 значений)→ 5 d – орбиталей.

**4 -** - s подуровень, р-подуровень, d –подуровень,

f - подуровень ( 1 s- орбиталь + 3 р + 5 d + 7f ;

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

2+6+10+ 14 е - = 32 е - ) и т. д.

f - подуровень

На f – подуровне l = 3 → mi = -3; -2; -1; 0; +1; +2; +3 (7 значений)→ 7 f – орбиталей

Электрон характеризуется спиновым квантовым числом – ms.

Характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает 2 значения: +1/2 и – ½. Электрон со спином +1/2 вращается по часовой стрелке и условно обозначается: ↑; со спином -1/2 – против часовой стрелки: ↓.

**Принцип Паули** гласит:

|  |
| --- |
| ↑ ↓ |

**В атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех четырёх квантовых чисел.** Поэтому на одной орбитали не может быть больше двух электронов; Эти 2 электрона имеют одинаковый набор трёх квантовых чисел и должны отличаться спинами (спиновым квантовым числом):

Два электрона, которые находятся на одной орбитали, называются спаренными (или неподелённой парой). Спаренные электроны являются электронами с противоположными спинами.

Неспаренные электроны:

|  |
| --- |
| ↓ |

|  |
| --- |
| ↑ |

Или

Заполнение электронами уровней, подуровней, орбиталей атома происходит в соответствии с принципом минимума энергии.

**Энергетические уровни, подуровни и орбитали атома заполняются электронами** в **порядке возрастания их энергии**. Об энергии электронных уровней можно судить по значению главного квантового числа n; электронный уровень с большим числом n имеет большую энергию.

Энергия подуровней одного электронного уровня возрастает с увеличением суммы главного и квантового чисел (n+l). Если несколько подуровней характеризуются одинаковой суммой, то подуровень, для которого значение главного квантового числа меньше, имеет меньшую энергию – правило В.М. Клечковского.

**Строение электронных оболочек** атомов изображается **при помощи** электронных формул, или **электронных конфигураций** атома, например:

Na +11 2) 8) 1) - электронная конфигурация: 1s2 2 s2 2 p63 s1

1s2  - означает, что на 1 энергетический уровень состоит из s – подуровня, на котором 2 электрона.

2 s2 2 p6 – на 2 энергетическом уровне 2 подуровня: s и p. На s 2 электрона, на p – 6.

3 s1 – на 3 энергетическом уровне заполнен только s - подуровень ( из s, р и d – имеющихся на 3 уровне) , на котором 1 электрон.

**графическая формула** атома натрия будет следующая (снизу вверх):

|  |
| --- |
| ↑ |

3

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ↓↑ | ↓↑ | ↓↑ |

|  |
| --- |
| ↑↓ |

2.

|  |
| --- |
| ↑↓ |

1. уровень

**5.4 ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА.**

1. Открытие Д.И. Менделеевым Периодического закона. Периодический закон в формулировке Д.И. Менделеева.
2. Периодическая таблица химических элементов – графическое отображение периодического закона. Структура периодической таблицы: периоды (малые и большие), группы (главная и побочная).
3. Современная формулировка периодического закона. Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева для развития науки и понимания химической картины мира.

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий техничесского и естественно – научного профилей; М. «Академия» 2015; с.43-49; 58-69;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.27 – 36;
3. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с. 27-33

№ 1,5,6,8,10,21 – с.32

1.**Открытие д.и. менделеевым периодического закона. Периодический закон в формулировке Д.И. Менделеева.**

До открытия Д. И. Менделеева в науке уже были предприняты попытки классифицировать химические элементы по определенным признакам, объединяя их в отдельные группы или классы. Однако все ученые не могли себе представить, что все элементы тесно связаны друг с другом. Гениальное подтверждение того, что все химические элементы взаимосвязаны, сделал выдающийся русский химик Д. И. Менделеев, который сравнил их на основе двух свойств: атомной массы и валентности, т. е. способности образовывать известные формы соединений (оксиды, водородные соединения и др.).

В 1869 г. он впервые сформулировал периодический закон:

Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

Это позже стало известно, что у атома есть ядро, которое имеет определенный заряд и массу. Причем чем больше заряд ядра, тем больше в нем содержится протонов и нейтронов. Чем больше заряд, тем больше масса атома. Расположив известные элементы по мере увеличения массы их атомов, ученый обнаружил повторяемость свойств элементов, образующих одну большую последовательность.

Данные о строении атома подтвердили и объяснили периодическое изменение свойств химических элементов: **Свойства простых веществ, а также формы, и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от атомных весов элементов.**

**2.** Графическое изображение этого закона называется **периодической таблицей.**

**В таблице все элементы расположены по периодам и группам**. Периодическая система состоит из семи периодов, десяти рядов и восьми групп.

Период - горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс, начинающийся со щелочного металла (за исключением первого периода; он начинается с водорода) и заканчивающийся инертным газом.

- В первый период входят только два элемента,

- во второй и третий — по восемь (эти периоды называются малыми).

-четвертый период образован восемнадцатью элементами, а

-пятый и шестой — еще большим числом элементов. Эти периоды называются – большими.

Любой период (кроме первого) начинается типичным металлом. В третьем периоде это натрий Na. Далее следует магний Mg, также обладающий ярко выраженными металлическими свойствами. Следующий элемент в периоде — алюминий А1. Это амфотерный элемент, проявляющий двойственные свойства (и металлов и неметаллов). Остальные элементы в периоде — неметаллы: кремний Si, сера S, фосфор Р, хлор С1. И заканчивается период инертным газом аргоном Аг.

Эта же закономерность проявляется и в свойствах веществ, образованных этими элементами. Так, например, оксид натрия проявляет основные свойства, оксид алюминия— амфотерные. Высшие оксиды остальных элементов являются кислотными.

**В периоде происходит постепенное ослабление металлических свойств и возрастание свойств неметаллов,** что объясняется увеличением числа электронов на внешнем электронном слое: от 1 — 2, характерных для металлов, и заканчивая 5 — 8 электронами, соответствующими элементам-неметаллам

**Номер периода –** равен числу энергетических уровней в электронной оболочке атома;

**Группа** – вертикальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс и усиления металлических свойств элемента и уменьшение неметаллических.

Так, IV группа начинается с двух неметаллов — углерода С и кремния Si, далее следует германий Ge с промежуточными свойствами, и заканчивается группа оловом Sn и свинцом РЬ — металлами.

В таблице все элементы поделены электронные семейства.

**S – электронное семейство образуют s –элементы** – щелочные и щелочноземельные **металлы**; Оксиды данных металлов носят **основной характер**, т. е. в реакциях взаимодействуют с соединениями кислотного характера ( кислотные оксиды, кислоты..). Исключение – бериллий – амфотерный характер соединений. Гидроксиды щелочных металлов хорошо растворяются в воде и образуют щёлочи;

**Р – электронное семейство образуют р – элементы** – металлы и неметаллы. Неметаллы находятся среди р – элементов выше диагонали, проведённой от В (+5) к астату (+85). Число неметаллов уменьшается слева направо по периодам на единицу. Соединения неметаллов – высшие оксиды и гидроксиды – проявляют кислотные свойства. Оксиды и гидроксиды металлов р - элементов могут проявлять основные и амфотерные свойства

**d - электронное семейство образуют d –элементы** - **металлы** с переходными свойствами – металлы побочных подгрупп. На внешнем энергетическом уровне имеют 1или 2 электрона. Оксиды и гидроксиды этих металлов в степенях окисления +1; +2 - проявляют основные свойства, +3; +4 – амфотерные, а в высших степенях окисления(+6,+7,+8) – кислотные;

**f – электронное семейство образуют f – элементы** - исключительно металлы, основные свойства;

**Каждая группа делится на главную (А) и побочную (В) подгруппу.** К элементам главных подгрупп относятся s – элементы, р, f – элементы. Элементы побочной подгруппы - d - элементы. **Номер группы –** равен:

**- для элементов главных подгрупп –** числу электронов на внешнем уровне;

- **Для элементов побочных подгрупп –** суммарному числу электронов на внешнем и предвнешнем уровнях. Распределение электронов по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям называют **электронной конфигурацией атома.**

**Радиус атома** – определяется числом энергетических уровней и зависит от силы взаимодействия электронов наружного энергетического уровня: чем больше заряд ядра и чем больше число внешних электронов, тем они сильнее притягиваются друг к другу, что выражается в уменьшении радиуса атома, = > у элементов главной подгруппы с увеличением порядкового номера радиус атома увеличивается, а у элементов одного периода – уменьшается.

**Восстановительные свойства атомов (**способность отдавать е при образовании химической связи) в главных подгруппах возрастают, в периодах уменьшаются. **Окислительные способности – (**способность принимать е) в группах уменьшаются, в периодах возрастают.

Характеристика атома, определяющей его способности отдавать электроны, является энергия ионизации. **Энергия ионизации** – это энергия, которую необходимо затратить для того, чтобы удалить электрон из атома, находящегося в основном состоянии. А – е-→ А+

Атомы химических элементов могут присоединять электроны.

**Энергия сродства к электрону (Е)** – энергия, которая выделяется или поглощается при присоединении электрона к атому. А + е-→ А-

**В периодах слева направо Е возрастает**; окислительная способность атомов усиливается; в **главных подгруппах сверху вниз Е уменьшается**; окислительная способность атомов уменьшается.

**Формулы высшего оксида и гидроксида.**

1).В высшем оксиде валентность элемента = № группы (это максимальная валентность элемента). Азот – элемент 5 группы = > валентность азота = 5, = > формула высшего оксида азота (учитывая, что валентность азота = 2) - N2O5

2)**. Высший гидроксид** металла главной подгруппы – основание, где число ОН – групп равно высшей валентности металла. Например, валентность металла главной подгруппы 2 группы кальция = 2 = > число ОН – групп =2, поэтому формула высшего гидроксида – Са (ОН)2

3). **Высший гидроксид неметалла – кислота,** чтобы составить её формулу, надо прибавить к высшему оксиду воду – сложить числа атомов каждого элемента и записать на первом месте символ водорода. Например, формула высшего оксида азота - - N2O5. Если к оксиду прибавить воду, сложить все элементы и записать их начиная с водорода, то получится формула азотной кислоты: - N2O5 + Н2О = Н2 N2 O6, если сократить все цифры на 2 - Н NO3

4)**.Формулы летучего водородного соединения неметалла.** В летучем водородном соединении неметаллов валентность элемента определяют как разность: 8 - № группы.

Например, сера – элемент 6 группы = > валентность серы в водородном соединении =

8- 6 = 2, = > формула высшего летучего соединения серы Н2S.

**3. Свойства простых веществ, а также формы, и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов –** современная формулировка закона.

**Значение закона.**

1)Периодический закон позволил систематизировать свойства химических элементов и их соединений. Все элементы стали рассматриваться в зависимости от положения в периодической системе.

2)При создании периодической системы Д. И. Менделеев предсказал существование многих еще не открытых элементов, оставив для них свободные ячейки, и описал их свойства. Например: № 21 – экабор – современный скандий; № 31 экаалюминий – галлий

№ 32 экасилиций - германий.

3)Для некоторых химических элементов Д.И.Менделеев исправил атомные массы.

4)Периодическая система явилась ориентиром при открытии новых элементов.

5)Данный закон имел большое значение для развития физики, геологии.

6)Он подтвердил общие законы природы:

А) **переход количества в качество** – в периоде с увеличением заряда ядра число электронов на внешнем уровне изменяет свойства элементов.

**Б) Единство и борьба противоположностей –** группа – делится на главную и побочную подгруппу, или все химические элементы подразделяются на металлы и неметаллы.

В) **Отрицание отрицаний** – начало нового периода как бы отрицает конец предыдущего.

7)Периодический закон лёг в основу современных задач химической науки. С его учётом получают новые сплавы, вещества с заданными свойствами, исследуют недра Земли.

**ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:**

1. Как из­ме­ня­ют­ся свой­ства эле­мен­тов с уве­ли­че­ни­ем по­ряд­ко­во­го но­ме­ра?
2. На­зо­ви­те эле­мент Х по сле­ду­ю­щим дан­ным: а) эле­мент чет­вер­то­го пе­ри­о­да, выс­ший ок­сидХ2О7, с во­до­ро­дом об­ра­зу­ет га­зо­об­раз­ное со­еди­не­ние НХ; б) эле­мент пя­то­го пе­ри­о­да, выс­ший ок­сид ХО2, с во­до­ро­дом га­зо­об­раз­ных со­еди­не­ний не об­ра­зу­ет.
3. Кем и ко­гда бы­ли от­кры­ты элек­трон, про­тон, ней­трон? Ка­ко­вы их мас­са и за­ряд?
4. Оха­рак­те­ри­зуй­те сущ­ность мо­де­лей стро­е­ния ато­ма. Ука­жи­те их не­до­стат­ки. В чем сущ­ность кван­то­во-ме­ха­ни­че­ской мо­де­ли стро­е­ния ато­ма?
5. В ка­ких груп­пах и под­груп­пах Пе­ри­о­ди­че­ской си­сте­мы на­хо­дят­ся s− и p−эле­мен­ты?
6. Ка­кое со­сто­я­ние ато­ма на­зы­ва­ют ос­нов­ным, ка­кое — воз­буж­ден­ным?
7. Как мо­дель стро­е­ния ато­ма объ­яс­ня­ет уси­ле­ние не­ме­тал­ли­че­ских свойств эле­мен­тов в пре­де­лах пе­ри­о­да с уве­ли­че­ни­ем атом­но­го но­ме­ра?
8. Об­ра­зу­ет ли эле­мент Х га­зо­об­раз­ное со­еди­не­ние с во­до­ро­дом, ес­ли фор­му­ла выс­ше­го ок­си­да Х2О7, а внеш­ний элек­трон­ный слой 4р со­дер­жит 5 элек­тро­нов? На­пи­ши­те элек­трон­ную фор­му­лу это­го эле­мен­та.

**5.5 ТЕМА: ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ**

1. **Ковалентная химическая связь. Свойства ковалентной связи;**
2. **Ионная химическая связь;**
3. **Водородная связь;**
4. **Металлическая связь;**
5. **Типы кристаллических решеток;**

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий техничесского и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.70 - 83;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.36 -45;
3. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с.33 – 34.

№ 6,8,10,11,13-15, 17-19 – с.39-40.

1.Химическая связь - сильные химические взаимодействия в молекуле, которые обеспечивают устойчивость молекулы как единого целого.

**Ковалентная связь** – связь за счёт образования общих электронных пар, образуется в результате обобществления электронов, которое происходит в ходе перекрывания электронных облаков,

Образование ковалентной связи возможно в результате взаимодействия электронов с противоположными спинами.

за счёт обобществления неспаренных электронов:

|  |
| --- |
| ↑ |

|  |
| --- |
| ↓ |

|  |
| --- |
| ↑↓ |

А + В → АВ

по донорно – акцепторному механизму:

|  |
| --- |
|  |

|  |
| --- |
| ↑↓ |

|  |
| --- |
| ↑↓ |

А + В = АВ

А – акцептор, В – донор электронной пары.

Различают: неполярную и полярную ковалентную связь.

**А)-** **неполярная** связь

– связь между атомами неметаллов С ОДИНАКОВЫМ ЗНАЧЕНИЕМ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ, т. е. связь между атомами неметалла одного и того же химического элемента, где общая электронная пара в равной степени принадлежит каждому атому. ( Такую связь имеют простые вещества, например О2; N2; C12)

**Электроотрицательность** – способность атома притягивать электроны при образовании химической связи. Чем меньше радиус и чем больше заряд его ядра, тем выше значение электроотрицательности.Величина электроотрицательности - увеличивается по группе и - уменьшается по периоду

**Образование связи в молекуле водорода:**

|  |
| --- |
| ↑ |

У водорода заряд ядра = +1 → 1S1 →

т. е. водород имеет только один неспаренный электрон, который схематично обозначается

крестиком, спаренные электроны (электронные пары) обозначаются точками.

Эта схема образования связи названа в честь американского учёного Д. Н.Льюиса, который 1916г предложил теорию ковалентной связи.

Н х + х Н = Н (хх) Н

АТОМ + АТОМ = МОЛЕКУЛА (ОДНА ОБЩАЯ ПАРА ЭЛЕКТРОНОВ, которая в равной

степени относится и к одному и другому атому водорода)

**Б)- полярная**

АТОМЫ неметаллов с разным значением ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ, (не более 1,5) В МОЛЕКУЛАХ СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ (т. е. связь между разными атомами неметаллов), где общие электронные пары смещаются в сторону более электроотрицательного элемента.

Например, образование связи в молекуле аммиака:

|  |
| --- |
| ↑ |

У водорода заряд ядра +1 → 1 неспаренный электрон

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ↑ | ↑ | ↑ |
| ↑↓ |

У азота заряд ядра +7, элемент находится в 5 группе главной подгруппы, значит на последнем энергетическом уровне имеет 5 электронов, которые распределяются следующим образом:

n = 2

..

Н (хх N хх) Н

→ х

х)

Н

Азот имеет 1 общую электронную пару и 3 неспаренных электрона, каждый водород имеет по 1 неспаренному электрону.

Общие электронные пары смещаются в сторону азота (более электроотрицательного элемента – большее значение электроотрицательности), в результате чего:

азот принимает 3 электрона у водорода (N +3е- → N-3) и на атоме азота возникает частичный отрицательный заряд, а каждый водород отдаёт один электрон на связь с азотом (Н -1е- → Н+) и на атоме водорода — частичный положительный.

Таким образом, молекула становится полярной.

3). Ковалентную связь характеризуют длиной, энергией, направленностью, насыщаемостью.

**Длина связи** - расстояние между ядрами связанных атомов. Чем больше радиусы атомов, тем длиннее химическая связь.

**Энергия связи -**  энергия необходимая чтобы разорвать эту связь. Чем короче связь,тем она прочнее, для её разрыва требуется больше энергии.

**Насыщаемость** – определяется валентными возможностями атома, т. е. числом неспаренных электронов и неподелённых электронных пар на внешнем энергетическом уровне**.**

**Ковалентная связь направлена от одного атома к другому, т. е. является направленной.** Различное расположение перекрывающихся облаков в пространстве определяет геометрию молекулы.

**2. Ионная связь** - связь в веществе между положительно и отрицательно заряженными ионами металла и неметалла в результате электростатического взаимодействия (разница в значениях электроотрицательности – больше 1,5).

По сути, ионная связь – сильно полярная ковалентная связь. С увеличением разности значений электроотрицательностей атомов ионный характер связи увеличивается. Значения электроотрицательности увеличиваются по периоду и уменьшаются по группе.

Na0 + Cl0 = Na+ Cl-

АТОМ + АТОМ = ИОН + ИОН

У Na заряд ядра +11, т. к. элемент находится в 1 группе главной подгруппы, на последнем энергетическом уровне у элемента 1 электрон →

n = 3

|  |
| --- |
| ↑ |

У хлора заряд ядра +17, т. к. элемент находится в 7 группе главной подгруппы у элемента на последнем уровне 7 электронов, которые распределяются так: …3s23р5 →

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| ↑↓ | ↑↓ | ↑ |
| ↑↓ |

Т.е. у хлора 3 электронные пары и 1 неспаренный электрон

. .

Na (х хCl :

. .

Хлор более электроотрицательный элемент, поэтому электронная пара смещается в

сторону хлора, при этом:

Na0 – 1е- = Na+ натрий, как щелочной металл, склонен отдавать электрон, находящийся

на внешнем электронном слое. **катион** - положительный ион

Cl0 + 1е- = Cl- Хлор стремится присоединить к себе один электрон. В результате натрий отдает свой электрон хлору. **анион** - отрицательный ион

В итоге образуются противоположно заряженные частицы — ионы Na+ и Сl-, которые притягиваются друг к другу.

Ионная связь характерна для солей и щелочей - кристаллических веществ, т. е. веществ, кристаллы которых образованы ионами, а не молекулами

**3. Водородная связь** – образуется между атомом водорода, связанным сильно полярной ковалентной связью с каким – либо атомом, с одной стороны, и сильно электроотрицательным атомом неметалла (О,F,N), имеющим хотя бы одну неподелённую пару электронов – с другой. Водородная связь обусловлена электростатическим притяжением, которому способствуют малые размеры атома водорода, и отчасти, донорно-акцепторным взаимодействием. Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной. Связи 0-Н имеют выраженный полярный характер: Водородная связь гораздо более слабая, чем ионная или ковалентная, но более сильная, чем межмолекулярное взаимодействие. Водородные связи обуславливают некоторые физические свойства веществ (например, высокие температуры кипения). Особенно распространены водородные связи в молекулах белков, нуклеиновых кислот и других биологически важных соединений, обеспечивая им определенную пространственную структуру (организацию).

**4. Металлическая связь -** существует в металлах в твердом в жидком состоянии. В соответствии с положением в периодической системе атомы металлов имеют небольшое число валентных электронов (1-3 электрона) и низкую энергию ионизации (отрыва электрона). Поэтому валентные электроны слабо удерживаются в атоме, легко отрываются и имеют возможность перемещаться по всему кристаллу. В узлах кристаллической решетки металлов находятся свободные атомы, положительно заряженные коны, а часть валентных электронов, свободно перемещаясь в объеме кристаллической решетки, образует «электронный газ», обеспечивающий связь между атомами металла**. Связь, которую осуществляют относительно свободные электроны между ионами металлов в кристаллической решетке, называется металлической связью.** Возникает за счет обобществления атомами валентных электронов. Однако между этими видами связи есть существенное различие. Электроны, осуществляющие ковалентную связь, в основном пребывают в непосредственной близости от двух соединенных атомов. В случае металлической связи электроны, осуществляющие связь, перемещаются по всему куску металла. Этим определяются общие признаки металлов: металлический блеск, хорошая проводимость теплоты и электричества, ковкость, пластичность и т. д. Общим химическим свойством металлов является их относительно высокая восстановительная способность.

**5.Типы кристаллических решёток.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Вид хим. связи | Тип кристаллической решётки | Физ. свойства | Примеры веществ |
| Ковалентная неполярная | Атомная (в узлах решётки атомы) | Высокие температуры плавления и кипения, высокая твёрдость, хрупкость, плохая электропроводность, отсутствие растворимости в воде | алмаз |
|  | Молекулярная (в узлах решётки – молекулы) | Низкие температуры кипения и плавления, летучесть, плохая электро – и теплопроводность, плохая растворимость в воде. | кислород |
| Ковалентная полярная | Молекулярная (в узлах решётки молекулы) | Низкие температуры кипения и плавления, летучесть, низкая твёрдость, плохая электро – и теплопроводность, растворимость в воде разная. | Сахар, вода |
| Ионная | Ионная ( в узлах решётки – ионы) | Высокие температуры плавления и кипения, высокая твёрдость, хрупкость, плохая электро- и теплопроводность, часто – хорошая растворимость в воде | Практически все соли |
| Металлическая | Металлическая (в узлах решётки – атомы и катионы металлов) | Разная температура плавления и кипения, ковкость, хорошая электро- и теплопроводность, отсутствие растворимости в воде | Железо, алюминий |

## ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:

1. Дай­те опре­де­ле­ния по­ня­тий «ва­лент­ные элек­тро­ны», «об­щие элек­трон­ные па­ры».
2. Опи­ши­те ме­ха­низ­мы об­ра­зо­ва­ния ко­ва­лент­ной свя­зи.
3. Дай­те опре­де­ле­ние по­ня­тия «элек­тро­от­ри­ца­тель­ность».
4. Чем от­ли­ча­ет­ся ко­ва­лент­ная по­ляр­ная связь от ко­ва­лент­ной не­по­ляр­ной свя­зи?
5. Бла­го­да­ря ка­ким свя­зям об­ра­зу­ют­ся мо­ле­ку­лы со­ста­ва F2, H2S, N2, NH3, H2O, CH4?
6. Чем от­ли­ча­ет­ся мо­ле­ку­ляр­ная кри­стал­ли­че­ская ре­шет­ка от атом­ной кри­стал­ли­че­ской ре­шет­ки?
7. Ка­кие ча­сти­цы на­зы­ва­ют ка­ти­о­на­ми, ани­о­на­ми?
8. Дай­те опре­де­ле­ние по­ня­тия «ион­ная связь».
9. Опи­ши­те ме­ха­низм об­ра­зо­ва­ния ион­ной свя­зи.
10. Ка­ки­ми свой­ства­ми об­ла­да­ют со­еди­не­ния с ион­ным ти­пом свя­зи?
11. Оха­рак­те­ри­зуй­те ме­ха­низм об­ра­зо­ва­ния со­еди­не­ний со­ста­ва CaS, ZnCl2, KBr, Na2S
12. Оха­рак­те­ри­зуй­те осо­бен­но­сти стро­е­ния ато­мов, опре­де­ля­ю­щие свой­ства про­стых ве­ществ ме­тал­лов.
13. Дай­те опре­де­ле­ние по­ня­тия «ме­тал­ли­че­ская связь».
14. Ука­жи­те, что сбли­жа­ет ме­тал­ли­че­скую связь с ко­ва­лент­ной свя­зью и ион­ной свя­зью.
15. Дай­те ха­рак­те­ри­сти­ку ме­тал­ли­че­ской кри­стал­ли­че­ской ре­шет­ки.
16. Ука­жи­те, ка­кая связь ха­рак­те­ри­зу­ет­ся наи­боль­шей сте­пе­нью ион­но­сти: K—Cl,

Ca—Cl, Ge—Cl,Sn—Cl, Li—Cl, In—Cl.

1. Дай­те опре­де­ле­ние по­ня­тия «во­до­род­ная связь».
2. Опи­ши­те ме­ха­низм об­ра­зо­ва­ния во­до­род­ных свя­зей.
3. Срав­ни­те проч­ность ко­ва­лент­ной свя­зи и во­до­род­ной свя­зи.
4. Ка­кие ти­пы во­до­род­ной свя­зи вы зна­е­те?
5. Оха­рак­те­ри­зуй­те ано­маль­ные свой­ства во­ды. Как вы ду­ма­е­те, чем они обу­слов­ле­ны?
6. К ато­мам ка­ких эле­мен­тов сме­ще­ны об­щие элек­трон­ные па­ры в со­еди­не­ни­ях состава: KCl,CO2, OF2, H2O, BF3?
7. Объ­яс­ни­те, как про­ис­хо­дит об­ра­зо­ва­ние ко­ва­лент­ной свя­зи по до­нор­но-ак­цеп­тор­но­му ме­ха­низ­му.
8. Ис­поль­зуя дан­ные **табл. ОЭО** опре­де­ли­те тип свя­зей: K—Cl, H—O, Cl—O,

Fe—Cl, Na—F, Cl—Cl,C—Br, H—P, C—F.

1. При­ве­ди­те при­мер, ко­гда один и тот же эле­мент участ­ву­ет в об­ра­зо­ва­нии: а) ион­ной свя­зи; б) ко­ва­лент­ной по­ляр­ной свя­зи; в) ко­ва­лент­ной не­по­ляр­ной свя­зи.
2. Ка­кой тип свя­зи ре­а­ли­зу­ет­ся при об­ра­зо­ва­нии иона [BF4]−? Объ­яс­ни­те ме­ха­низм об­ра­зо­ва­ния этой свя­зи.
3. Дай­те ха­рак­те­ри­сти­ку аг­ре­гат­ных со­сто­я­ний ве­ще­ства.
4. Опи­ши­те, как про­ис­хо­дит пе­ре­ход из од­но­го аг­ре­гат­но­го со­сто­я­ния в дру­гое.
5. Оха­рак­те­ри­зуй­те аморф­ное со­сто­я­ние твер­дых тел.
6. Что вы зна­е­те об ис­поль­зо­ва­нии «су­хо­го льда» (твер­до­го ди­ок­си­да уг­ле­ро­да СО2)?
7. Как вы ду­ма­е­те, от ка­ких фак­то­ров за­ви­сит тем­пе­ра­ту­ра плав­ле­ния ве­ще­ства?

**5.6 ТЕМА: ПОЛИМЕРЫ**

1. Неорганические полимеры.

Полимеры – простые вещества с атомной кристаллической решеткой:

аллотропные видоизменения углерода (алмаз, графит, карбин, фуллерен – взаимосвязь гибридизации орбиталей у атомов углерода с пространственным строением аллотропных модификаций); селен и теллур цепочечного строения.

1. Полимеры – сложные вещества с атомной кристаллической решеткой:

кварц, кремнезем (диоксидные соединения кремния),

корунд (оксид алюминия);

алюмосиликаты (полевые шпаты, слюда, каолин). Минералы и горные породы.

Сера пластическая;

Минеральное волокно – асбест.

1. Значение неорганических природных полимеров в формировании одной из геологических оболочек Земли – литосферы.

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.164; 190-191; 202; 209; 347 – 349; 412; 422-428.
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.103-108;

http://900igr.net/kartinki/khimija/Poluchenie-polimerov/Poluchenie-polimerov.html

1.**Неорганические полимеры** — полимеры, не содержащие в повторяющемся звене связей C-C, но способные содержать органический радикал как боковые заместители.

Среди природных неорганических полимеров наиболее распространены:

1.Сетчатые, входящие в состав большинства минералов земной коры. Многие из них образуют кристаллы типа алмаза или кварца.

2.Линейные неорганические полимеры - способны обраховывать элементы верхних рядов III-VI гр. Периодической системы.

3.Линейные гомоатомные цепи (образуют лишь углерод и элементы VI гр.-S, Se и Те. Эти цепи состоят только из основных атомов и не содержат боковых групп, но электронные структуры углеродных цепей и цепей S, Se и Те различны.

**Классификация полимеров:**

**Гомоцепные полимеры -** углерод и халькогены (пластическая модификация серы).

**Гетероцепные полимеры**. Способны многие пары элементов, например кремний и кислород (силикон), ртуть и сера (киноварь).

**Полимеры – простые вещества с атомной кристаллической решеткой: аллотропные модификации углерода** – алмаз; графит, карбин, фуллерен.

**Алмаз** – прозрачное вещество, имеет атомную кристаллическую решетку, в ней все четыре электрона каждого атома углерода в алмазе sp3 гибридизированы и образуют прочные ковалентные связи с четырьмя соседними атомами, поэтому алмаз – самое твердое вещество, найденное в природе. Расстояние между всеми атомами углерода одинаковое. Алмаз не проводит электрический ток, так как в его кристаллической решетке отсутствуют свободные электроны. Алмазы применяют для изготовления наконечников инструментов, используемых для сверления, бурения, резки. Алмазы сильно преломляют лучи света, «играя» ослепительным блеском, поэтому используются для изготовления украшений. Алмаз – самый дорогой из драгоценных камней. Наиболее крупные алмазы шлифуют, получая бриллианты. Масса алмазов выражается в каратах (1 карат = 0,2 г).

**Графит** – темно-серое вещество, жирное на ощупь, имеющее металлический блеск. В отличие от алмаза, в кристаллической решетке графита атомы углерода расположены слоями, состоящими из шестиугольников. Три электрона каждого атома углерода sp2 гибридизированы и образуют прочные ковалентные связи, а четвертый остается свободным. Этим объясняется металлический блеск, электро- и теплопроводность графита. Графит химически устойчив, тугоплавок (его температура плавления выше 3500°С).  Расстояние между слоями в графите больше расстояния между соседними атомами углерода в одной плоскости в 2,5 раза, поэтому связь между атомами углерода в одном слое прочнее, чем связь между атомами в разных слоях. Графит используется для изготовления электродов (это вызвано его хорошей электропроводностью). Слои атомов углерода в кристалле графита находятся на довольно большом расстоянии, слабо связаны друг с другом, поэтому графит легко расслаивается на чешуйки, чем обусловлено его использование в качестве материала для изготовления карандашей. Углерод – самое тугоплавкое простое вещество, поэтому его используют в ядерных реакторах для замедления нейтронов.

**Карбин** – порошок черного цвета, линейный полимер (в нем атомы углерода выстроены в одну прямую цепочку). Встречается в двух формах: кумулены =С=С=С=С= ... и карбин —С=С—С=С—...; По твердости карбин занимает промежуточное положение между алмазом и графитом. Он обладает полупроводниковыми свойствами.   
 **Карбин** получен синтетически  каталитическим окислением ацетилена. Это твердые, черные вещества со стеклянным блеском. При нагревании без доступа воздуха переходят в графит.Впервые карбин синтезирован в 60-х годах XX века советскими химиками В.В Коршаком, А. М. Сладковым, В. И. Касаточкиным и Ю. П. Кудрявцевым. Позднее он был найден в метеоритном кратере Рис в Баварии. Карбин пока еще не нашел широкого применения, как алмаз или графит, но, несомненно, у него большое будущее.

**Фуллерены** были открыты в 80-х годах XX века американскими учеными Р. Смолли и Р. Керл и британским ученым Г. Крото. В 1996 году они получили за это открытие Нобелевскую премию. Фуллерены в будущем могут быть использованы в качестве материала для полупроводниковой техники, также рассматривается вопрос их применения в фармакологии в качестве компонентов противоаллергических средств.

 Аллотропные модификации углерода взаимопревращаемы.

**Аллотропные модификации селена и теллура**

**Кристаллы теллура цепочечного строения -** гексагональные, атомы в них образуют спиральные цепи и связаны ковалентными связями с ближайшими соседями. Поэтому элементарный теллур можно считать неорганическим полимером. Кристаллическому теллуру свойствен металлический блеск, хотя по комплексу химических свойств его скорее можно отнести к неметаллам.

Применение:

Производстве полупроводниковых материалов

Производство резины

Высокотемпературная сверхпроводимость

Селен цепочечного строения – черный, серый, красный

**Серый селен** (иногда его называют металлическим) имеет кристаллы гексагональной системы. Его элементарную решетку можно представить как несколько деформированный куб.  Все его атомы как бы нанизаны на спиралевидные цепочки, и расстояния между соседними атомами в одной цепи примерно в полтора раза меньше расстояния между цепями. Поэтому элементарные кубики искажены.

**Применение:** обычный серый селен обладает полупроводниковыми свойствами, это полупроводник p-типа, т.е. проводимость в нем создается главным образом не электронами, а «дырками».

Другое практически очень важное свойство селена-полупроводника – его способность резко увеличивать электропроводность под действием света. На этом свойстве основано действие селеновых фотоэлементов и многих других приборов.

**Красный селен** представляет собой менее устойчивую аморфную модификацию.

Полимер цепного строения, но малоупорядоченной структуры. В температурном интервале 70-90°С он приобретает каучукоподобные свойства, переходя в высокоэластичное состояние. Не имеет определенной температуры плавления.

*Красный аморфный селен* при повышении температуры ( - 55) начинает переходить в серый гексагональный селен

**2. Б) Полимеры – сложные вещества с атомной кристаллической решеткой.**

**Аллотропные модификации кремния**

Кремний образует две аллотропные модификации – аморфный и кристаллический кремний.

**- Кристаллический кремний** – вещество темно-серого цвета с металлическим блеском, имеет такую же кубическую структуру алмаза, но связь слабее, чем между атомами углерода в алмазе и поэтому значительно уступает ему по твердости, довольно хрупок. Температура плавления 1415 °C, температура кипения 2680 °C, плотность 2,33 г/см3. Обладает полупроводниковыми свойствами, его сопротивление понижается при повышении температуры. Как полупроводник используется в технике.

**Кристаллический кремний** – химически сравнительно инертен, а **аморфный** более реакционно - способен. Кремний реагирует только с сильными окислителями и восстановителями.

**- Аморфный кремний** – бурый порошок с Тпл = 14 – 15 °С. В расплавленном виде образует массу подобную графиту, хорошо проводит электрический ток.

Кремний после углерода – самый распространенный элемент в земной коре (27,6 % по массе). В отличие от углерода, кремний в свободном состоянии в природе не встречается.

Наиболее распространенными соединениями кремния являются:

**оксид кремния** (IV) SiO2 его называют кремнеземом, который встречается в виде песка, кварца. Кремний получают восстановлением SiO2 магнием или цинком из SiCl4 (металлотермия).

**Применение:**

Кварц используется в оптических приборах, в генераторах ультразвука, в телефонной и радиоаппаратуре. В больших количествах потребляется стекольной и керамической промышленностью

Многие разновидности используются в ювелирном деле.

**- Соли кремниевых кислот**, которые входят в состав таких минералов, как глина (каолин) Al2O3⋅SiO2⋅2H2O, слюда (KAl3[Si3O10](OH, F)2), асбест ((Mg, Fe)6[Si4O10](OH)6), тальк (Mg3[Si4O10](OH)2).

Исходным соединением для получения кремния является оксид кремния (кремнезем).

### Аллотропные модификации оксида алюминия

В природе можно встретить α-модификацию оксида алюминия - минерал корунд Al2O3, и его редкие драгоценных разновидностей - [рубин](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D1%83%D0%B1%D0%B8%D0%BD)а, [сапфир](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%B0%D0%BF%D1%84%D0%B8%D1%80)а и т. д.

Получают из [бокситов](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%91%D0%BE%D0%BA%D1%81%D0%B8%D1%82), [нефелинов](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B5%D1%84%D0%B5%D0%BB%D0%B8%D0%BD), [каолина](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B0%D0%BE%D0%BB%D0%B8%D0%BD), [алунитов](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BB%D1%83%D0%BD%D0%B8%D1%82) [алюминатным](https://ru.wikipedia.org/w/index.php?title=%D0%90%D0%BB%D1%8E%D0%BC%D0%B8%D0%BD%D0%B0%D1%82%D0%BD%D1%8B%D0%B9&action=edit&redlink=1) или хлоридным методом.

Из-за примесей корунд бывает окрашен в разные цвета: красный корунд (содержащий примеси хрома) называется [рубином](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D1%83%D0%B1%D0%B8%D0%BD), синий, традиционно — [сапфиром](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%B0%D0%BF%D1%84%D0%B8%D1%80).

Корунд применяется как [огнеупорный](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D0%B3%D0%BD%D0%B5%D1%83%D0%BF%D0%BE%D1%80) материал.

[Керамика](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B5%D1%80%D0%B0%D0%BC%D0%B8%D0%BA%D0%B0) на основе оксида алюминия обладает высокой твёрдостью, огнеупорностью и антифрикционными свойствами, является хорошим [изолятором](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9B%D0%B8%D0%BD%D0%B5%D0%B9%D0%BD%D1%8B%D0%B9_%D0%B8%D0%B7%D0%BE%D0%BB%D1%8F%D1%82%D0%BE%D1%80). Она используется в горелках [газоразрядных ламп](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D0%B0%D0%B7%D0%BE%D1%80%D0%B0%D0%B7%D1%80%D1%8F%D0%B4%D0%BD%D0%B0%D1%8F_%D0%BB%D0%B0%D0%BC%D0%BF%D0%B0), подложек [интегральных схем](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%98%D0%BD%D1%82%D0%B5%D0%B3%D1%80%D0%B0%D0%BB%D1%8C%D0%BD%D0%B0%D1%8F_%D1%81%D1%85%D0%B5%D0%BC%D0%B0), в элементах [керамических трубопроводных кранов](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B5%D1%80%D0%B0%D0%BC%D0%B8%D1%87%D0%B5%D1%81%D0%BA%D0%B8%D0%B9_%D0%BA%D1%80%D0%B0%D0%BD), в [зубных протезах](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%97%D1%83%D0%B1%D0%BD%D0%BE%D0%B9_%D0%BF%D1%80%D0%BE%D1%82%D0%B5%D0%B7) и т. д.

β-оксид алюминия - смешанный оксид алюминия и [натрия](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B0%D1%82%D1%80%D0%B8%D0%B9); Металлопроводящий [твёрдый электролит.](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A2%D0%B2%D1%91%D1%80%D0%B4%D1%8B%D0%B5_%D1%8D%D0%BB%D0%B5%D0%BA%D1%82%D1%80%D0%BE%D0%BB%D0%B8%D1%82%D1%8B)

γ-Модификации оксида алюминия - сырьё для производства смешанных катализаторов, осушителя в различных процессах химических, нефтехимических производств.

Силикаты и алюмосиликаты являются породообразующими минералами. Из них сложена основная масса горных пород: [полевые шпаты](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%BE%D0%BB%D0%B5%D0%B2%D1%8B%D0%B5_%D1%88%D0%BF%D0%B0%D1%82%D1%8B), [кварц](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B2%D0%B0%D1%80%D1%86), [слюды](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%BB%D1%8E%D0%B4%D1%8B), [роговые обманки](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A0%D0%BE%D0%B3%D0%BE%D0%B2%D0%B0%D1%8F_%D0%BE%D0%B1%D0%BC%D0%B0%D0%BD%D0%BA%D0%B0), [пироксены](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%B8%D1%80%D0%BE%D0%BA%D1%81%D0%B5%D0%BD%D1%8B), [оливин](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D0%BB%D0%B8%D0%B2%D0%B8%D0%BD) и др. Самыми распространёнными являются минералы группы [полевых шпатов](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%BE%D0%BB%D0%B5%D0%B2%D1%8B%D0%B5_%D1%88%D0%BF%D0%B0%D1%82%D1%8B) и затем [кварц](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D0%B2%D0%B0%D1%80%D1%86), на долю которого приходится около 12 % от всех [минералов](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9C%D0%B8%D0%BD%D0%B5%D1%80%D0%B0%D0%BB).

**Применение:**

Используют как абразивный материал; как огнеупорный материал

Драгоценные камни

**Алюмосиликаты бывают**:

Слоистые (слюда)

Каркасным (полевые шпаты, цеолиты)

Кольцевые (кордиерит)

Цепочечные (пироксены)

Ленточные (амфиболы)

**Аллотропные модификации серы**

Существует три аллотропные модификации серы: **ромбическая**,**моноклинная**и **пластическая**.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Ромбическая | Моноклинная | Пластическая |
| (a - сера) - S8  t°пл. = 113°C;  ρ = 2,07 г/см3.  Наиболее устойчивая модификация  C:\Documents and Settings\User\Рабочий стол\кристаллическая сера_01.GIF | (b - сера) - S8  темно-желтые иглы,   t°пл. = 119°C; ρ = 1,96 г/см3. Устойчивая при температуре более  96°С; при обычных условиях превращается в ромбическую.  Молекула S8 имеет форму короны, длины всех связей – S – S – равны 0,206 нм и углы близки к тетраэдрическим 108°.  C:\Documents and Settings\User\Рабочий стол\2.jpg | Sn  коричневая резиноподобная (аморфная) масса. Неустойчива, при затвердевании превращается в ромбическую.  Образована спиральными цепями из атомов серы с левой и правой осями вращения. Эти цепочки скручены и вытянуты в одном направлении.  C:\Documents and Settings\User\Рабочий стол\3.gif |

При комнатной температуре устойчива ромбическая сера. При нагревании плавится, превращаясь в желтую легкоподвижную жидкость, при дальнейшем нагревании жидкость загустевает, так как в ней образуются длинные полимерные цепочки. При медленном охлаждении расплава образуются темно-желтые игольчатые кристаллы моноклинной серы, а если вылить расплавленную серу в холодную воду, получится пластическая сера – резиноподобная структура, состоящая из полимерных цепочек. Пластическая и моноклинная сера неустойчивы и самопроизвольно превращаются в ромбическую.

**Применение серы:**

-Получение серной кислоты;

-В бумажной промышленности;

в сельском хозяйстве (для борьбы с болезнями растений, главным образом винограда и

хлопчатника);

-в производстве красителей и светящихся составов;

-для получения черного (охотничьего) пороха;

-в производстве спичек;

-мази и присыпки для лечения некоторых кожных заболеваний.

**Асбе́ст** – тонковолокнистые минералы из класса [силикатов](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%B8%D0%BB%D0%B8%D0%BA%D0%B0%D1%82%D1%8B_(%D0%BC%D0%B8%D0%BD%D0%B5%D1%80%D0%B0%D0%BB%D1%8B)), образующих в природе [агрегаты](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9C%D0%B8%D0%BD%D0%B5%D1%80%D0%B0%D0%BB%D1%8C%D0%BD%D1%8B%D0%B5_%D0%B0%D0%B3%D1%80%D0%B5%D0%B3%D0%B0%D1%82%D1%8B), состоящие из тончайших гибких волокон. Применяется в самых различных областях, , автомобильной промышленности и ракетостроении.

Производства огнеупорных тканей (в том числе для пошива костюмов для пожарных).В строительстве (в составе асбесто-цементных смесей для производства труб и шифера).В местах, где требуется снизить влияние кислот.

Ca2Mg5Si8O22(OH)2 -формула

Два основных типа асбестов — серпентин-асбест (хризотил-асбест, или белый асбест) и амфибол-асбесты

По химическому составу асбесты представляют собой водные силикаты магния, железа, отчасти кальция и натрия. К классу хризотил-асбестов относятся следующие вещества:

Mg6[Si4O10](OH)8

2Na2O\*6(Fe,Mg)O\*2Fe2O3\*17SiO2\*3Н2О

Асбест практически инертен и не растворяется в жидких средах организма, но обладает заметным канцерогенным эффектом. У людей, занятых на добыче и переработке асбеста, вероятность возникновения опухолей в несколько раз больше, чем у основного населения. Чаще всего вызывает рак лёгких, опухоли брюшины, желудка и матки.

На основе результатов всесторонних научных исследований канцерогенных веществ, Международное агентство по изучению рака отнесло асбест к первой, наиболее опасной категории списка канцерогенов.

**3. Роль неорганических полимеров в формировании литосферы**

Литосфера — твёрдая оболочка Земли. Состоит из земной коры и верхней части мантии, до астеносферы.

Литосфера под океанами и континентами значительно различается. Литосфера под континентами состоит из осадочного, гранитного и базальтового слоев общей мощностью до 80 км. Литосфера под океанами претерпела множество этапов частичного плавления в результате образования океанической коры, она сильно обеднена легкоплавкими редкими элементами, в основном состоит из дунитов и гарцбургитов, её толщина составляет 5—10 км, а гранитный слой полностью отсутствует.

**Химическмй состав литосферы:**

Основными компонентами земной коры и поверхностного грунта Луны являются оксиды Si и Al и их производные. Такой вывод можно сделать исходя из существующих представлений о распространенности базальтовых пород. Первичным веществом земной коры является магма - текучая форма горной породы, содержащая наряду с расплавленными минералами значительное количество газов. При выходе на поверхность магма образует лаву, последняя застывая образует базальтовые породы. Основной химический компонент лавы - кремнезем, или диоксид кремния, SiO2 . Однако при высокой температуре атомы кремния могут легко замещаться на другие атомы, например алюминия, образуя различного рода алюмосиликаты. В целом литосфера представляет собой силикатную матрицу с включением других веществ, образовавшихся в результате физических и химических процессов, протекавших в прошлом в условиях высокой температуры и давления. Как сама силикатная матрица, так и включения в нее содержат по преимуществу вещества в полимерной форме, то есть гетероцепные неорганические полимеры.

**Гранит** - кислая магматическая интрузивная горная порода. Состоит из кварца, плагиоклаза, калиевого полевого шпата и слюд — биотита и мусковита. Граниты очень широко распространены в континентальной земной коре.

Наибольшие объёмы гранитов образуются в зонах коллизии, где сталкиваются две континентальные плиты и происходит утолщение континентальной коры. По мнению некоторых исследователей, в утолщённой коллизионной коре образуется целый слой гранитного расплава на уровне средней коры (глубина 10—20 км). Кроме того, гранитный магматизм характерен для активных континентальных окраин ,и в меньшей степени, для островных дуг.

Минеральный состав гранита:

полевые шпаты — 60—65 %;

кварц — 25—30 %;

темноцветные минералы (биотит, редко роговая обманка) — 5—10 %.

**Базальт** - Минеральный состав. Основная масса сложена микролитами плагиоклазов, клинопироксена, магнетита или титаномагнетита, а также вулканическим стеклом. Наиболее распространенным акцессорным минералом является апатит.

Химический состав. Содержание кремнезёма (SiO2) колеблется от 45 до 52-53 %, сумма щелочных оксидов Na2O+K2O до 5 %,в щелочных базальтах до 7 %. Прочие оксиды могут распределяться так: TiO2=1.8-2.3 %; Al2O3=14.5-17.9 %; Fe2O3=2.8-5.1 %; FeO=7.3-8.1 %; MnO=0.1-0.2 %; MgO=7.1-9.3 %; CaO=9.1-10.1 %; P2O5=0.2-0.5

* 1. **ТЕМА: «ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ»**

1. Понятие о дисперсных системах*.* Классификация дисперсных систем.
2. Грубодисперсные системы: эмульсии и суспензии.
3. Тонкодисперсные системы.
4. Значение дисперсных систем в живой и неживой природе и практической жизни
5. человека

Использованные источники:

* 1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.128-131;
  2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.45-52;

**Дисперсные системы** – системы, состоящие из множества малых частиц, распределенных в жидкой, твердой или газообразной среде.

Дисперсная система включает в себя два обязательных компонента – это

**дисперсная фаза** - измельченное вещество; **дисперсионная среда –** вещество, в котором распределена дисперсная фаза.

Для всех дисперсных систем характерны два основных признака:

Высокая дисперсность.

Гетерогенность.

**Дисперсные системы**

Тонко дисперсные

Грубо дисперсные

Коллоидные системы

Суспензии Золи Истинные

Эмульсии Гели

Аэрозоли

Пены

порошки

**Классификация дисперсных систем.**

**По агрегатному состоянию фаз**

И дисперсионную среду, и дисперсную фазу могут представлять вещества, находящиеся в различных агрегатных состояниях — твердом, жидком и газообразном.

В зависимости от сочетания агрегатного состояния дисперсионной среды и дисперсной фазы можно выделить 9 видов таких систем.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Дисперсионная среда | Дисперсная фаза | | |
| Газ | Жидкость | Твердое тело |
| Газ | Дисперсная система не существует | Аэрозоли (туман, облака, аэрозоли жидких лекарств, духов) | Аэрозоли (дым, пыль, песчаные бури) |
| Жидкость | Жидкие пены, газовые эмульсии | Эмульсии (сливочное масло, кремы, мази, пищеварительные соки) | Суспензии и коллоидные растворы (кисели, студни, соусы, клеи) |
| Твердое тело | Твердые пены (хлеб, пемза, пенопласты, шоколад) | Жемчуг, капиллярные системы | Сплавы |

**Основные типы дисперсных систем**

По размеру частиц

По степени дисперсности системы распределяют на типы

Грубодисперсные с радиусом частиц более 100 нм

Коллоидно-дисперсные (золи) с размером частиц 100 нм до 1 нм.

Молекулярные или ионные растворы с размером частиц менее 1 нм.

**2.грубодисперсные системы:**

**Эмульсии** (и среда, и фаза — нерастворимые друг в друге жидкости, в которых одна из жидкостей взвешена в другой в виде капелек). Молоко, лимфа, водоэмульсионные краски, сметана, майонез, мороженное и т. д.;

**Суспензии** (среда — жидкость, а фаза — нерастворимое в ней твердое вещество). Это строительные растворы (например, «известковое молоко» для побелки), взвешенный в воде речной и морской ил, протертый суп.

**Аэрозоли** — дисперсные системы, дисперсионной средой которых является газ, а дисперсной фазой могут быть твердые частицы или капельки жидкости. Различают пыли, дымы, туманы. Первые два вида аэрозолей представляют собой взвеси твердых частиц в газе (более крупные частицы в пылях), последний — взвесь мелких капелек жидкости в газе. Биоаэрозоли – пыльца и споры растений.

**Пены -** высококонцентрированные грубодисперсные системы, в которых дисперсионная среда жидкость, а дисперсная фаза газ.

**Порошки** – дисперсная фаза – твердое вещество, а дисперсионная среде – газ. Грубодисперсные системы неустойчивы.

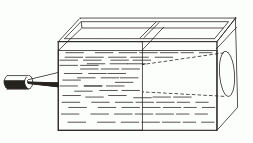
**3. Тонкодисперсные системы: коллоидные и истинные**

**Коллоидные системы** — это такие дисперсные системы, в которых размер частиц фазы от 100 до 1 нм. Эти частицы не видны невооруженным глазом, и дисперсная фаза и дисперсионная среда в таких системах отстаиванием разделяются с трудом.

Их подразделяют на **золи** (коллоидные растворы) и **гели** (студни).

1). Коллоидные растворы, или **золи**. Это большинство жидкостей живой клетки (цитоплазма, ядерный сок , содержимое органоидов и вакуолей) и живого организма в целом (кровь, лимфа, тканевая жидкость, пищеварительные соки). Такие системы образуют клеи, крахмал, белки, некоторые полимеры.

Коллоидные растворы внешне похожи на истинные растворы. Их отличают от последних по образующейся «светящейся дорожке» — конусу при пропускании через них луча света.



Это явление называют **эффектом Тиндаля**. Более крупные, чем в истинном растворе, частицы дисперсной фазы золя отражают свет от своей поверхности, и наблюдатель видит в сосуде с коллоидным раствором светящийся конус. В истинном растворе он не образуется. Аналогичный эффект, но только для аэрозольного, а не жидкого коллоида, вы можете наблюдать в кинотеатрах при прохождении луча света от киноаппарата через воздух кинозала.

Частицы дисперсной фазы коллоидных растворов нередко не оседают даже при длительном хранении из-за непрерывных соударений с молекулами растворителя за счет теплового движения. Они не слипаются и при сближении друг с другом из-за наличия на их поверхности одноименных электрических зарядов. Но при определенных условиях может происходить процесс коагуляции.

**Коагуляция** — явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок — наблюдается при нейтрализации зарядов этих частиц, когда в коллоидный раствор добавляют электролит. При этом раствор превращается в суспензию или гель. Некоторые органические коллоиды коагулируют при нагревании (клей, яичный белок) или при изменении кислотно-щелочной среды раствора.

**2). Гели,** или студни, представляющие собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции золей. К ним относят большое количество полимерных гелей, столь хорошо известные вам кондитерские, косметические и медицинские гели (желатин, холодец, желе, мармелад, торт «Птичье молоко») и конечно же бесконечное множество природных гелей: минералы (опал), тела медуз, хрящи, сухожилия, волосы, мышечная и нервная ткани и т. д. Со временем структура гелей нарушается — из них выделяется вода (дисперсионная среда). Это явление называют **синерезисом.**

Раствор — гомогенная (однородная) система, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия

Растворы всегда однофазны, то есть представляют собой однородный газ, жидкость или твердое вещество. Это связано с тем, что одно из веществ распределено в массе другого в виде молекул, атомов или ионов (размер частиц менее 1 нм). Растворы называют истинными, если требуется подчеркнуть их отличие от коллоидных растворов.

**4.Значение дисперсных систем:**

-В природе и технике, быту:

-В пищевой промышленности при приготовлении пищи (молоко, сливочное масло, сметана, майонез – коллоидные системы); производство маргарина, кондитерских изделий, вин, газированных напитков;

-Производство пластических масс;

-Производство строительных материалов, красителей, бумаги;

-В медицине (мази, пасты)

**Таблица: Примеры дисперсных систем**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дисперсионная среда | Дисперсионная фаза | Примеры некоторых природных и бытовых дисперсных систем |
| Газ | Газ  Жидкость  Твердое вещество | Всегда гомогенная смесь (воздух, природный газ)  Туман, попутный газ с капельками нефти, карбюраторная смесь в двигателях автомобилей (капельки бензина в воздухе), аэрозоли  Пыли в воздухе, дымы, смог, самумы (пыльные и песчаные бури), аэрозоли |
| Жидкость | Газ  Жидкость  Твердое вещество | Шипучие напитки, пены  Эмульсии. Жидкие среды организма (плазма крови, лимфа, пищеварительные соки), жидкое содержимое клеток (цитоплазма, кариоплазма)  Золи, гели, пасты (кисели, студни, клеи). Речной и морской ил, взвешенные в воде; строительные растворы |
| Твердое вещество | Газ  Жидкость  Твердое вещество | Снежный наст с пузырьками воздуха в нем, почва, текстильные ткани, кирпич и керамика, поролон, пористый шоколад, порошки  Влажная почва, медицинские и косметические средства (мази, тушь, помада и т. д.)  Горные породы, цветные стекла, некоторые сплавы |

## ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:

1. Сфор­му­ли­руй­те опре­де­ле­ние по­ня­тия «дис­перс­ная си­сте­ма».
2. При­ве­ди­те при­ме­ры дис­перс­ных си­стем с жид­кой дис­пер­си­он­ной сре­дой.
3. При­ве­ди­те при­ме­ры дис­перс­ных си­стем с твер­дой дис­пер­си­он­ной сре­дой.
4. Ука­жи­те, ка­кой ком­по­нент яв­ля­ет­ся дис­перс­ной фа­зой и дис­пер­си­он­ной сре­дой в та­ких дис­перс­ных си­сте­мах, как слив­ки, сли­воч­ное мас­ло, май­о­нез, га­зи­ро­ван­ная во­да, ян­тарь, кровь.

**5.8 ТЕМА «ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ»**

1. Классификация химических реакций в органической и неорганической химии.
2. Тепловой эффект. Основные законы термохимии;
3. Скорость химических реакций.
4. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с. 99-111;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.224 – 235;

**1.Классификация химических реакций:**

**По числу и составу реагирующих и образующихся веществ:**

**В неорганической химии:**

Соединения;

Разложения;

Обмена;

Замещения.

**В органической химии**:

Присоединение;

Отщепление;

Замещение;

Изомеризации.

**По использованию катализатора:**

Каталитические;

Некаталитические реакции;

**По возможности протекания процесса в противоположных направлениях:**

Обратимые – де – и гидрирование, де- и гидратация, этерификация- гидролиз и т.д.

Необратимые – реакции горения и реакции между растворами электролитов, протекающие с образованием осадка, газообразного вещества, воды.

**По фазовому состоянию реагирующих веществ:**

Гомогенные;

Гетерогенные;

**По изменению степеней окисления:**

Окислительно – восстановительные;

Не окислительно – восстановительные;

**по механизму:**

радикальные

молекулярные ионные).

**По тепловому эффекту:**

**Экзотермические** – реакции, протекающие с выделением тепловой энергиипроявляют положительный тепловой эффект (Q>0, DH<0);

Например - горение метана: СН4 + О2 → СО2 + Н2О + Q

**Эндотермические** – реакции, протекающие с поглощением теплотыизокружающей среды (Q<0, DH>0), т.е. с отрицательным тепловым эффектом;

t

С + Н2О → СО + Н2

**2.Тепловой эффект реакций - к**оличество теплоты, выделившееся или поглощенное химической системой при протекании в ней химической реакции называется тепловым эффектом реакции

Тепловой эффект обозначается символами Q и выражается в килоджоулях (кДж). Его величина соответствует разности между энергиями исходного и конечного состояний реакции:

Q = **⌂**Hкон.- **⌂**Hисх. = Eкон.- Eисх.

⌂Н – энтальпия химической реакции – равна по величине и противоположна по знаку тепловому эффекту этой реакции, измеренному при постоянном давлении:

**⌂Н = - Q (при р- const).** Единица измерения энтальпии – джоуль, (Дж); (Дж/моль)

Уравнения химических реакций, в которых вместе с реагентами и продуктами записан и тепловой эффект реакции, называются термохимическими уравнениями. В термохимическом уравнении обязательно указывают агрегатные состояния всех участников реакции: твердое – тв.; газообразное – (г); жидкое – (ж)

а) СH4(г) + 2 O2 (г) = СO2 (г) + 2H2О (ж) + 890 кДж

б) С(тв) + O2 (г) = СO2 (г) + 394 кДж

в) 2H2 (г) + O2 (г) = 2H2О (ж) + 572 кДж

Вычтем два последних уравнения (б) и (в) из уравнения (а). Левые части уравнений будем вычитать из левой, правые - из правой. При этом сократятся все молекулы O2, СO2 и H2О. Получим:

СH4 (г) - С(тв) - 2H2(г) = (890 - 394 - 572) кДж = -76 кДж

Умножим обе части уравнения на (-1) и перенесем CH4 в правую часть с обратным знаком. Получим уравнение образования метана из угля и водорода:

С(тв) + 2 H2 (г) = СH4 (г) + 76 кДж/моль

Итак, тепловой эффект образования метана из углерода и водорода составляет 76 кДж (на моль метана), причем этот процесс должен быть экзотермическим (энергия в этой реакции будет выделяться).

Складывать, вычитать и сокращать в термохимических уравнениях можно только вещества, находящиеся в одинаковых агрегатных состояниях.

**Основные законы термохимии:**

Раздел химии, занимающийся изучением превращения энергии в химических реакциях, называется термохимией.

Существует два важнейших закона термохимии.

**1. Первый из них, закон Лавуазье–Лапласа, формулируется следующим образом:**

Тепловой эффект прямой реакции всегда равен тепловому эффекту обратной реакции с противоположным знаком.

- Q = ⌂H или ⌂H = - Q => Q>0, ⌂H<0 – для экзотермических реакций,

Q<0, ⌂H>0 – для эндотермических реакций

Это означает, что при образовании любого соединения выделяется (поглощается) столько же энергии, сколько поглощается (выделяется) при его распаде на исходные вещества. Например:

2H2(г) + O2(г) = 2H2О (ж) + 572 кДж (горение водорода в кислороде)

2 H2О (ж) + 572 кДж = 2H2(г) + O2(г) (разложение воды электрическим током)

Закон Лавуазье–Лапласа является следствием закона сохранения энергии.

Важное значение в термодинамических расчетов имеют стандартные энтальпии реакций образования веществ (**⌂обрН0)- энтальпии реакций образования 1 моля вещества в стандартном состоянии (в справочнике).**

Энтальпия образования 1 моль простого вещества, являющегося стандартным состоянием образующего его элемента, равна 0.

**Второй закон термохимии был сформулирован в 1840 г российским академиком Г. И. Гессом:**

Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.

Важным следствием закона Гесса является правило, по которому

тепловой эффект реакции равен разности суммы теплот образования продуктов реакции и суммы теплот образования исходных веществ, или

№ 1 Энтальпия химической реакции равна сумме энтальпий образования продуктов реакций за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом их стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции.

№ 2 Энтальпия обратной реакции = энтольпии прямой реакции, взятой с обратным знаком

Например, СН4 (г) + 2О2 (г) = СО2 (г) + 2Н2О (ж), ⌂рН0 -?

Известно: стандартные энтальпии образования исходных веществ и продуктов реакции-

⌂обрН0 (СН4) = -75кДж//моль;

⌂ обрН0 (О2) =0

⌂ обрН0 (СО2) = -393кДж/моль

⌂ обрН0 (Н2О) = -286кДж/моль

По закону Гесса ⌂ рН0= (n ⌂ обрН0 СО2 + n⌂ обрН0 Н2О) – (n⌂ обрН0 CH4 + ⌂ обрН0 О2) =

(1∙ (-393) + 2∙ (-286)) – (1∙ (-75) + 2∙ 0) = -890 кДж.

Энтропия – количественная мера беспорядка в системе (Дж/(моль∙К).

При повышении температуры, увеличении объема системы энтропия системы возрастает; при понижении давления, переходе из газообразного состояния в жидкое и твердое – энтропия уменьшается

**Тепловой эффект реакции зависит от следующих факторов:**

1. От количества реагирующих веществ и продуктов реакции.

2. От температуры и давления.

3. От агрегатного состояния реагирующих веществ и продуктов реакции. Обязательно указывают агрегатное состояние веществ - твердое (т), кристаллическое (к), жидкое (ж), газообразное (г)

**Применение теплового эффекта на практике**

Тепловые эффекты химических реакций нужны для многих технических расчетов.

-В химической промышленности тепловые эффекты нужны для расчета количества теплоты для нагревания реакторов, в которых идут эндотермические реакции.

-В энергетике с помощью теплот сгорания топлива рассчитывают выработку тепловой энергии.

-Врачи-диетологи используют тепловые эффекты окисления пищевых продуктов в организме для составления правильных рационов питания не только для больных, но и для здоровых людей - спортсменов, работников различных профессий. По традиции для расчетов здесь используют не джоули, а другие энергетические единицы - калории (1 кал = 4,1868 Дж). Энергетическое содержание пищи относят к какой-нибудь массе пищевых продуктов: к 1 г, к 100 г или даже к стандартной упаковке продукта. Например, на этикетке баночки со сгущенным молоком можно прочитать такую надпись: "калорийность 320 ккал/100 г".

**Примеры решения задач**

1.Определить тепловой эффект реакции разложения 1 моля карбоната кальция, если при образовании 10 г карбоната по реакции СаО + СО2 = Са СО3 выделилось 16 кДж теплоты.

СаО + СО2 = Са СО3

1 моль Са СО3 = М 100г/моль

При образовании 10г Са СО3 - 16кДж теплоты

При образовании 100г - х кДж

Х = 160 кДж

Термохимическое уравнение реакции образовании 1 моль карбоната кальция:

СаО + СО2 = Са СО3 + 160 кДж

Термохимическое уравнение реакции разложения 1 моль карбоната кальция:

Са СО3 = СаО + СО2 – 160 кДж

2.Сколько теплоты выделяется при сгорании 24 г графита, если тепловой эффект реакции 393,5 кДж/моль?

т

m:Q = m1 :Q1

3. Рассчитайте, сколько теплоты выделяется при образовании 2 л аммиака, если выделилось 46 кДж теплоты?

N2 + H2 = NH3 Н = - 46 кДж

При образовании 22, 4 л аммиака - выделяется 46кДж теплоты

2 л - х кДж

4. В результате реакции N2(г)+ О2(г)= 2NО (г) поглощается 180кДж теплоты

Запишите термохимическое уравнение этой реакции

N2(г)+ О2(г)= 2NО (г) Н = +180 кДж

**3. Скорость химических реакций** - количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объёма системы **(для гомогенной реакции)**

- количество вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени на единицу поверхности раздела фаз **(для гетерогенной реакции)**

Скорость химической реакции зависит от:

природы реагирующих веществ

концентрации реагирующих веществ

температуры

присутствия катализаторов

**Закономерности изменения скорости химической реакции в зависимости от различных факторов**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Факторы, влияющие на скорость химических реакций | Закономерности изменения  скорости при действии этих факторов | Почему изменяется скорость реакции |  |
| Природа реагирующих веществ | С уменьшением (увеличением) энергии активации Еа скорость реакции увеличивается (уменьшается). Еа- характеристика химической реакции, обусловленная составом и строением реагентов, Еа – избыток энергии ( по сравнению со средней), необходимой для эффективного соударения реагирующих частиц. | Чем меньше Еа,  тем больше эффективных  соударений реагирующих частиц |
| Концентрации реагентов | Скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам в уравнении реакции (закон действующих масс). Кинетическое уравнение: υ=k·СА·СВ2 для одностадийной реакции А+В=С, где СА и СВ – концентрации газообразных или растворенных веществ | Чем больше концентрации реагентов,  тем больше соударений реагирующих  частиц, а среди них и эффективных  соударений |
| Температура | С повышением (понижением) температура на 10ºС скорость реакции увеличивается (уменьшается) в 2-4 раза (правило Вант-Гоффа):  υ2=υ1·γ (t2-t1)/10,  где γ – температурный коэффициент | При повышении температуры  на 10 ºС в 2-4 раза увеличивается  количество **активных** соударений |
| Катализатор | В присутствии катализатора скорость реакции увеличивается | Катализаторы снижают Еа, и доля эффективных соударений увеличивается |
| Поверхность соприкосновения реагентов (гетерогенные реакции) | Скорость реакции увеличивается благодаря:  Увеличению площади поверхности соприкосновения реагентов (измельчение);  Повышению реакционной способности частиц на поверхности образующихся при измельчении микрокристаллов;  Непрерывному подводу реагентов и хорошему отводу продуктов с поверхности, где идет реакция | Увеличивается число соударений  частиц на поверхности соприкосновения  реагентов, и активных в том числе |

Количественно зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражается **законом действующих масс**:

При постоянной температуре скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, в степенях стехиометрических коэффициентов.

Для реакции аА + bБ = сС + dД ( где а, b, с, d – коэффициенты перед формулами в уравнениях реакций)

U = К ∙ [ A]a ∙ [B]b где [ A] и [ В] – концентрации реагирующих веществ

Явление изменения скорости реакции в присутствии катализатора называется катализом. Реакции протекающие с участием катализатора называются каталитическими.

Катализатор – вещество изменяющее скорость химической реакции, но не расходующее в результате реакции.

**Катализ** бывает:

**Гомогенный** – если реагенты и катализатор в одном агрегатном состоянии (обычно в газообразном).Значительную роль в этом процессе играет явление адсорбции- поглащение газообразных и твердых ветв на проверхности твердого вещества.

**гетерогенный** – реагенты находятся в различных агрегатных состояниях (катализатор обычно твёрдый, а реагенты – жидкие или газообразные).

Вещества – замедляющие скорость химических реакций– называется **ингибиторами**

**Энзимы-** ферменты- белки, выполняющие роль катализаторов в живых организмах. Катаактивность ферментов в 1012 раз выше, чем катализаторы неорганической природы.

Промоторы или активаторы – вещества, в присутствии которых каталитический процесс ускоряется.

**4.Химическое равновесие - с**остояние системы, когда скорости прямой реакции и обратной станут равными: νпр = νобр.

Кпр [A]m [B]n = Кобр [C]с [D]g

Kпр = [C]с [D]g = k

Кобр [A]m [B]n

K – константа химического равновесия

Состояние равновесия сохраняется пока остаются неизменными условия равновесия – концентрация реагирующих веществ и температур; реакции участием газов - давление. В системе нарушается скорости прямой и обратной реакции, начинает преобладать одна из реакций пока скорости прямой и обратной реакции не будут равны.

Переход системы из одного состояния равновесия (с определенными условиями) в другое – **смещение химического равновесия.**

Правило смещения химического равновесия – принцип Ле Шателье:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывают какое либо воздействие, то в системе возникают процессы, протекающие в направлении, препятствующие этому воздействию.

**Увеличение концентрации** одного из реагирующих веществ – ведет к уменьшению концентрации этого вещества. Например,

В равновесную систему ввели дополнительное количество водорода

N2 + 3H2 ↔2NH3

- это приведет к ускорению реакции взаимодействия азота и водорода и уменьшению концентрации водорода и азота, увеличению концентрации аммиака – сдвиг химического равновесия в сторону прямой реакции - увеличение выхода аммиака;

При уменьшении концентрации одного из реагирующих веществ - равновесие смещается в сторону обратной реакции – разложения аммиака. Увеличение концентрации аммиака приведет смещение равновесия в сторону исходных веществ – в сторону реакции разложения;

Изменение температуры.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, а при понижении – в сторону экзотермической реакции;

**При повышении давления** равновесие смещается в сторону процесса, приводящего к образованию веществ**, занимающих меньший объём.**

Например, если в состоянии равновесия повысить давление, равновесие сместится в сторону реакции образования аммиака – уменьшения объема смеси. Понижение давления сместит равновесие в сторону исходных веществ - увеличения объема системы.

N2 + 3H2 ↔2NH3

Когда число молей газообразных веществ в результате реакции не изменяется- давление не вызывает смещение химического равновесия.

Катализаторы не оказывают влияние на смещение химического равновесия.

## ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:

1. Как опре­де­ля­ют ско­рость хи­ми­че­ской ре­ак­ции?
2. Ка­кие фак­то­ры вли­я­ют на ско­рость хи­ми­че­ских ре­ак­ций?
3. Как за­ви­сит ско­рость хи­ми­че­ской ре­ак­ции от кон­цен­тра­ций ре­а­ги­ру­ю­щих ве­ществ?
4. При­ве­ди­те при­ме­ры ка­та­ли­ти­че­ских ре­ак­ций. Мож­но ли с по­мо­щью ка­та­ли­за­то­ров сме­стить хи­ми­че­ское рав­но­ве­сие? Ка­ко­ва их роль при об­ра­ти­мых ре­ак­ци­ях?
5. Че­му ра­вен тем­пе­ра­тур­ный ко­эф­фи­ци­ент ре­ак­ции, ес­ли при уве­ли­че­нии тем­пе­ра­туры на 60 гра­ду­сов ско­рость ре­ак­ции воз­рос­ла в 10 раз?
6. Как из­ме­нит­ся ско­рость ре­ак­ции 2NO + O2 = 2NO2, ес­ли кон­цен­тра­ции ис­ход­ных ве­ществ уве­ли­чить в 4 ра­за?
7. Во сколь­ко раз уве­ли­чит­ся ско­рость ре­ак­ции при по­вы­ше­нии тем­пе­ра­ту­ры от 40 до 70 °С, ес­ли тем­пе­ра­тур­ный ко­эф­фи­ци­ент ре­ак­ции ра­вен трем?
8. Как вли­я­ет пло­щадь по­верх­но­сти твер­дых ве­ществ на ско­рость их вза­и­мо­дей­ствия? При­ве­ди­те при­ме­ры ис­поль­зо­ва­ния этой за­ви­си­мо­сти в хи­ми­че­ской про­мыш­лен­но­сти.
9. Об­ра­ти­мая ре­ак­ция про­те­ка­ет по урав­не­нию 2NO + O2 ⇆ 2NO2. В сто­ро­ну ка­кой ре­ак­ции (пря­мой или об­рат­ной) сме­стит­ся хи­ми­че­ское рав­но­ве­сие, ес­ли дав­ле­ние уве­ли­чить в 2 ра­за?

10.Дай­те опре­де­ле­ние по­ня­тий «теп­ло­вой эф­фект ре­ак­ции», «эн­таль­пия».

11.Ука­жи­те, эк­зо­тер­ми­че­ски­ми или эн­до­тер­ми­че­ски­ми яв­ля­ют­ся сле­ду­ю­щие про­цес­сы:

а) СO(г.) + 3H2(г.) = CH4(г.) + H2O(г.) + 206,2 кДж;

б) CaCO3(тв.) = CaO(тв.) + CO2(г.) − 187 кДж;

в) LiH(тв.) + H2O(ж.) = LiOH(р.) + H2(г.) + 132 кДж;

г) H2O(ж.) → H2O(г.) − 44,2 кДж.

**5.9 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ -**

**РЕАКЦИИ ПРОТЕКАЮЩИЕ С ИЗМЕНЕНИЕМ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ**

1. Степень окисления. Правила определения степени окисления;
2. Восстановители и окислители. Окисление и восстановление. Важнейшие окислители и восстановители;
3. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций;
4. Классификация окислительно – восстановительных реакций;
5. Значение окислительно – восстановительных реакций;
6. Электролиз.

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.90- 99; 133-140;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.235 – 246.с
3. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; .33-48;

№ 21; 24, 27; 32; 36-38 – с.40-42; № 3а, 5,9 10, 13-18 – с.47-48;

**1.Степень окисления** – условный заряд, который может быть рассчитан у атомов, при учёте смещения общей электронной пары к атому с более высокой электроотрицательностью.

Условный заряд, который приобрёл бы атом при смещении общей электронной пары в сторону более электроотрицательного элемента

**Правила определения степени окисления**

Одни элементы имеют постоянные степени окисления, другие — переменные.

с постоянной положительной степенью окисления относят щелочные металлы: Li+1, Na+1, K+1, Rb+1, Cs+1, Fr+1, следующие элементы II группы периодической системы: Ве+2, Mg+2, Ca+2, Sr+2, Ва+2, Ra+2, Zn+2, а также элемент III А группы - А1+3 и некоторые другие. Металлы в соединениях всегда имеют положительную степень окисления.

Из неметаллов постоянную отрицательную степень окисления (-1) имеет F.

В простых веществах, образованных атомами металлов или неметаллов, степени окисления элементов равны нулю, например: Na°, Al°, Fe°, Н2, О2, F2, Cl2, Br2.

Для водорода характерны степени окисления: +1 (Н20), -1 (NaH).

Для кислорода характерны степени окисления: -2 (Н20), -1 (Н2О2), +2 (F2O).

Следует помнить, что в целом молекула электронейтральна, поэтому в любой молекуле алгебраическая сумма степеней окисления равна нулю, а в сложном ионе – заряду иона.

Пример №1. Определить степени окисления в соединении K2 Cr2 O7

1. У двух химических элементов калия и кислорода степени окисления постоянны и равны соответственно +1 и -2.

К+ О-2

2. Число степеней окисления у кислорода равна (-2)·7=(-14), у калия (+1)·2=(+2)

Число положительных степеней окисления равно числу отрицательных, т.е. **-14 = +14.**

+ х -2

K2 Cr2 O7

+2 х -14

3. Значит сумма положительных зарядов должна = +12. Следовательно (+14)-(+2)=(+12). Значит у атома хрома число положительных степеней равно 12, но атомов 2, значит на один атом приходится (+12):2=(+6), записываем степени окисления над элементами

+2 +6 -2

K2 Cr2 O7

Пример №2. Определить степени окисления в серной кислоте (H2 SO4)

1. У водорода и кислорода степени окисления постоянны и равны соответственно +1 и -2.

Водород - это элемент первой группы периодической системы, следовательно его степень окисления равна +1

Кислород - это элемент шестой группы, его степень окисления равна отрицательна и численно равна номеру группы, в котором находится элемент минус восемь (6 – 8 = -2).

2. Определить степень окисления третьего элемента согласно правилу: сумма степеней окисления всех атомов, образующих частицу равна заряду частицы - для нейтральной молекулы - это 0. С этой целью составим математическое уравнение, включив в него степени окисления всех атомов молекулы и приняв за х степень окисления серы: **2(+1) + х + 4(-2) = 0, или**

Число степеней окисления у кислорода равна (-2)·4=(-8), у водорода (+1)·2=(+2)

Число положительных степеней окисления равно числу отрицательных, т.е. **-8 = +8.**

+ х -2

H2 SO4

+2 х -8

3. Значит сумма положительных зарядов должна = +8. Следовательно +8 - (+2)= +6. Значит у атома серы число положительных степеней равно 6, записываем степени окисления над элементами.

+ +6 -2

H2 SO4

**Исключение:** смешанные оксиды (Fe3O4, Pb3O4), пероксиды (Na2O2), надпероксиды (КО2), озониды (CsO3), полисульфиды (FeS2) и т. п.

**2.Окислительно – восстановительные реакции** – это реакции, в которых одновременно протекают процессы окисления и восстановления, изменяются степени окисления элементов, при этом происходит переход электронов от одних атомов, молекул или ионов к другим.

Основное требование при составлении уравнений этим методом: число отданных электронов должно быть равно числу принятых электронов.

**Окисление** – это процесс отдачи электронов, степень окисления при этом повышается.

окисление

о

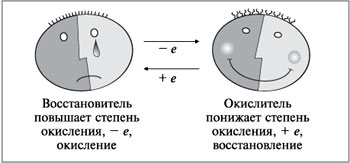
**Восстановление** – это процесс присоединения электронов, степень окисления при этом понижается.

в

вост

**Восстановители** - атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, окисляются. Их степени окисления повышаются.

**Окислители** - атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, восстанавливаются. Их степень окисления понижается



Запомните!

Отдать электроны – окислиться. Взять электроны – восстановиться.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, восстановление связано с окислением.

**Важнейшие восстановители и окислители**

**Восстановители**

Металлы, водород, уголь

Оксид углерода (II) CO

Сероводород H2S, оксид серы (IV) SO2, сернистая кислота H2 SO3 и ее соли

Иодоводородная кислота HI, бромоводородная кислота HBr, соляная кислота HCl

Хлорид олова (II) SnCl2, сульфат железа (II) FeSO4, сульфат марганца (II) MnSO4, сульфат хрома (III) Cr2(SO4)3

Азотистая кислота HNO2, аммиак NH3, гидразин N2H4, оксид азота (II) NO

Фосфористая кислота H3 PO3

Альдегиды, спирты, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза

Катод при электролизе

**Окислители**

Галогены

Перманганат калия KMnO4, манганат калия K2 MnO4, оксид марганца (IV) MnO2

Дихромат калия K2 Cr2 O7, хромат калия K2 CrO4

Азотная кислота HNO3

Кислород O2, озон О3,

пероксид водорода Н2О2

Серная кислота H2 SO4 (конц.), селеновая кислота H2 SeO4

Оксид меди (II) CuO, оксид серебра (I) Ag2O, оксид свинца (IV) PbO2

Ионы благородных металлов

(Ag+, Au3+ и др.)

Хлорид железа (III) FeCl3

Гипохлориты, хлораты и перхлораты

Царская водка, смесь концентрированной азотной и плавиковой кислот

Анод при электролизе

**3. Составление уравнений окислительно - восстановительных реакций. Метод электронного баланса**

1.Определите степень окисления каждого атома, запишите значение над каждым химическим знаком (сначала знак, затем число).

Fe+3Cl3-+ H+J- → Fe+2Cl2- + H+Cl- + J20

2.Подчеркните одной чертой знак атома-восстановителя (Степень окисления повышает).

Fe+3Cl3-+ H+**J-** → Fe+2Cl2- + H+Cl- + J20

3.Запишите схему процесса окисления.

Восстановитель **2 J- - 2е- → J20**процесс окисление

4.Подчеркните двумя чертами знак атома-окислителя (Ст.О. понижает).

**Fe+3**Cl3-+ H+J- → Fe+2Cl2- + H+Cl- + J20

5.Запишите схему процесса восстановления.

Окислитель **Fe+3 +1е- → Fe+2**процесс восстановление

6.За вертикальной чертой напишите коэффициенты так, чтобы число «отданных» и «принятых» электронов было одинаково.

Fe+3 -1е- → Fe+2 1 2

2

2 J- +2е- → J20  2 1

7.Перенесите коэффициенты в схему реакции.

**2**FeCl3 + **2**HJ = **2**FeCl2 + HCl + J2

8.Расставьте остальные коэффициенты не изменяя основных.

2FeCl3 + 2HJ = 2FeCl2 + **2**HCl + J2

9.Напишите вместо стрелки знак равенства.

2FeCl3 + 2HJ = 2FeCl2 + 2HCl + J2

или кратко:

Fe+3Cl3-+ H+J- → Fe+2Cl2- + H+Cl- + J20

Восстановитель Fe+3 + 1е- → Fe+2 1 2 процесс восстановление

2

Окислитель 2 J-  - 2е- → J20  2 1 процесс окисление

2FeCl3 + 2HJ = 2FeCl2 + 2HCl + J2

**4.Классификация окислительно-восстановительных реакций (овр):**

***межмолекулярные***- реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах разных веществ, например:

-2 0 0 -

Н2S + Cl2 → S + 2HCl,

+4 0 +6 -2

2SO2 + O2 → SO3

***внутримолекулярные*** - реакции, в которых окисляющиеся и восстанавливающиеся атомы находятся в молекулах одного и того же вещества, например:

-3 +5 +

NH4 NO3 → N2O + 2 H2O

***самоокисление-самовосстановление (диспропорционирование****) -* реакции, в которых атомы с промежуточной степенью окисления превращаются в эквимолярную смесь атомов с более высокой и более низкой степенями окисления:

0 +1 -1

Cl2 + H2O → HClO + HCl.

**5. Значение окислительно – восстановительных реакций**

-В рамках одного урока невозможно рассмотреть все многообразие окислительно-восстановительных реакций. Но их значение в химии, технологии, повседневной жизни человека трудно переоценить.

-Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе получения металлов и сплавов, водорода и галогенов, щелочей и лекарственных препаратов.

-С окислительно – восстановительными реакциями связано функционирование биологических мембран, многие природные процессы: обмен веществ, брожение, дыхание, фотосинтез. Без понимания сущности и механизмов протекания окислительно-восстановительных реакций невозможно представить работу химических источников тока (аккумуляторов и батареек), получение защитных покрытий, виртуозную обработку металлических поверхностей изделий.

-Для целей отбеливания и дезинфекции пользуются окислительными свойствами таких наиболее известных средств, как пероксид водорода, перманганат калия, хлор и хлорная, или белильная, известь.

-Хлор как сильный окислитель используют для стерилизации чистой воды и обеззараживания сточных вод.

**6. Электролиз -**  окислительно–восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита

Если в раствор или расплав электролита опустить электроды и пропустить постоянный электрический ток, то ионы электролита будут двигаться к электродам: **катионы к катоду** (отрицательно заряженному электроду), **анионы к аноду** (положительно заряженному электроду).

На катоде **катионы** принимают электроды и **восстанавливаются**. На аноде **анионы** отдают электроны и **окисляются.**

**Сущность электролиза** состоит в том, что за счёт электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая не может протекать самопроизвольно.

В теоретическом плане простейшим примером электролиза является **электролиз расплавов.**

**А) процесс электролиза расплава хлорида натрия.**

t

NaCl ->Na+ + Cl- (диссоциация электролита в расплаве)

Под действием электрического тока катионы Na+ двигаются к катоду и принимают от него электроны:

Na+ + е = Na0 – процесс восстановления.

Анионы Cl- движутся к аноду и отдают электроны:

2Cl- - 2е =Cl20

Суммарная реакция:

К- 2  Na+ + е = Na0

А+ 1 2Cl- - 2е = Cl20

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2Na+ + 2Cl- = 2Na0 +Cl20 , или

электролиз

2NaCl ========= 2Na + Cl2

На катоде выделяется металлический натрий, на аноде – газообразный хлор.

Эта реакция является окислительно – восстановительной; на катоде всегда идёт процесс восстановления, на аноде всегда – процесс окисления.

**Б) расплав гидроксида калия.**

В расплаве гидроксид калия диссоциирует на ионы:

КОН -> К+ + ОН-

При протекании через расплав электрического тока к отрицательному электроду (катоду) будут перемещаться катионы калия и принимать электроны (восстанавливаться). К положительному электроду (аноду) будут подходить анионы ОН- и отдавать электроны (окисляться) по схеме:

4ОН-  -4е = О2 + 2 Н2О

Таким образом, схема процесса электролиза гидроксида калия выглядит следующим образом:

К-  4 К+ + е = К0

А+ 1 4 ОН- - 4е = О2 + 2Н2О

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4К+ +4ОН- = 4К0 + О2 + 2Н2О, или

Электролиз

4КОН ========= 4К + О2 +2Н2О

**в) расплав сульфата натрия**

Сульфат натрия в расплаве диссоциирует на ионы:

Na2SO4 -> 2Na+ + SO42-

Если на аноде окисляются ионы кислородосодержащих кислотных остатков, то при этом образуется оксид элемента, образующего кислотный остаток, в той же валентности и выделяется молекулярный кислород.

Схема процесса электролиза:

К-  4 Na+ + е = Na0

А+ 1 2SO42- - 4е = 2SO3 + O2

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4Na+ + 2SO42- = 4Na + 2SO3 + O2, или

электролиз

2Na2SO4 ========== 4Na +SO3 +O2

**Электролиз растворов.** Электролиз расплавов и растворов отличается друг от друга.

В растворе соли кроме ионов металла и кислотного остатка присутствуют молекулы воды и ионы водорода и гидроксид ионы – продукты диссоциации воды.

Процессы, происходящие в электролите, зависят от состава электролита, материала электродов, напряжения и силы электрического тока.

Для определения результатов **электролиза водных растворов** существуют следующие правила:

**Процесс на катоде** не зависит от материала катода, а зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений:

1.Если катион электролита находится в ряду напряжений(по Аl включительно, у которых стандартный электродный потенциал – Е0 <-1,18B), то на катоде идёт процесс восстановления воды(выделяется водород)

2Н2О + 2е = Н2 + 2ОН-

Катионы металла не восстанавливаются, остаются в растворе.

2.Если катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом(-1,18<Е0 < 0), то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды.(2 процесса)

Меn+ +nе = Ме0

2Н2О +2е = Н2 + 2ОН-

3.Если катион электролита находится в ряду напряжений после водорода(Е0>0), то на катоде идёт процесс восстановления ионов металла.

Меn+ +nе = Ме0

4.Если в растворе находится смесь катионов разных металлов, то первыми восстанавливаются катионы того металла, который имеет наибольшее алгебраическое значение электродного потенциала.

**Процесс на аноде зависит** от материала анода и от природы аниона:

1**. Если анод растворимый**( цинк, медь, никель, железо, серебро, кадмий и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то независимо от природы аниона всегда идёт окисление металла анода: Ме0 - nе -> Меn+. **Например:** **электролиз раствора хлорида натрия с растворимым анодом (медным).**

NaCl ->Na+ + Cl-

К- Сu2+ + 2е = Cu0

A+ Cu0 – 2е = Сu2+, т. к. анод растворимый происходит перенос ионов меди с анода на катод и выделение чистой меди на катоде. Концентрация сульфата натрия в растворе не меняется. Суммарное уравнение электролиза с растворимым анодом написать нельзя.

2**.Если анод нерастворимый,** т. е. инертный( уголь, графит, платина, золото), то: а)при электролизе растворов бескислородных кислот( кроме фторидов) на аноде идёт процесс окисления аниона.

3.При электролизе растворов **кислородосодержащих кислот и фторидов** на аноде идёт процесс окисления воды ( выделяется кислород); анион не окисляется, остаётся в растворе. При электролизе растворов щелочей идёт окисление гидроксид ионов.

А) в щелочной среде: 4ОН- - 4е = О2 + 2Н2О

Б) в кислой и нейтральной средах: 2Н2О – 4е = О2 + 4Н+

Анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке:

I-; Br - ; S 2-;Сl- ;ОН -; SO4 2- ; NO3 - ; F –

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_>

восстановительная активность уменьшается

**Применение электролиза:** Электролиз широко используют в промышленности для выделения и очистки металлов, получения щелочей, хлора, водорода. Алюминий, магний, натрий, кадмий получают только электролизом. Очистку меди, никеля, свинца проводят целиком электрохимическим методом. Важной отраслью применения электролиза является защита металлов от коррозии; при этом электрохимическим методом на поверхность металлических изделий наносится тонкий слой другого металла(хрома, серебра, меди, никеля, золота), устойчивого к коррозии. Эта отрасль носит название – гальваностегия. Также при помощи электролиза получают точные металлические копии с различных предметов. Эта отрасль называется – гальванопластика.

**Примеры:**

**1.Электролиз раствора хлорида калия с нерастворимым анодом.**

Т. к. калий стоит в ряду напряжений металлов до алюминия, то на катоде происходит восстановление молекул воды. На аноде окисляется сам хлор, т. к. кислотный остаток не содержит кислорода.

КCl -> К+ + Сl-

К- 1 2Н2О + 2е = Н2 + 2ОН-

А+ 1 2Сl- - 2е = Сl20

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2Н2О + Сl- = Н2 + Сl2 + 2 ОН-, или

электролиз

2КСl +2Н2О ========== Н2 + Сl2 +2КОН

**2.Электролиз раствора хлорида цинка с угольными электродами.**

Т.к. цинк в электрохимическом ряду напряжений стоит после алюминия , но до водорода, то на катоде происходит сразу 2 процесса: восстановление металла и восстановление воды.

ZnCl2 -> Zn2+ + 2Cl-

К- Zn2+  + 2е = Zn0

2Н2О + 2е = Н2 + 2ОН-

А+ 2Сl-  - 2е = Cl2

Суммарное уравнение реакции в данном примере написать нельзя, т. к. неизвестно, какая часть общего количества электричества идёт на восстановление воды, а какая – на восстановление ионов цинка.

**3.Электролиз раствора сульфата меди с нерастворимыми электродами.**

CuSO4 -> Cu2+ + SO42-

Т. к. медь в электрохимическом ряду напряжений металлов стоит после водорода, то на катоде происходит восстановление самой меди. Кислотный остаток соли содержит кислород, поэтому на аноде будет проходить процесс окисления воды.

К- 2 Cu2+ + 2е = Cu0

А+ 1 2Н2О – 4е = 4Н+ + О20

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

2Сu2+ + 2Н2О = Сu0 + 4Н+ + О2 , или

электролиз

2СuSO4 + 2Н2О ========== 2Cu + О2 + 2Н2SO4

**4.Электролиз водного раствора, содержащего смесь нитрата меди и нитрата серебра, с инертными электродами.**

Сu(NO3)2 -> Cu2+ + 2NO3-

AgNO3 -> Ag+ + NO3-

В первую очередь на катоде будут восстанавливаться катионы серебра, т. к. у них наибольшее алгебраическое значение электродного потенциала – 0.80В, а у меди – 0,34В. После практически полного осаждения их из раствора начнется восстановление ионов меди. Поэтому на катоде возможны процессы:

К- 4 Ag+ + е = Ag0 и 2 Cu2+ + 2е = Cu0

A+ 1 2Н2О – 4е = О2 + 4Н+ 2H2O – 4е = O2 + 4H+

\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_ \_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_\_

4Ag+ +2H2O = 4Ag0 + O2 + 4H+ 2Сu2+ + 2H2O = 2Cu0 + O2

или в молекулярной форме:

электролиз

4AgNO3 + 2H2O ========== 4Ag + O2 + 4HNO3

2Cu(NO3)2 + 2H2O ========== 2Cu + O2 + 4HNO3

**ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ ПО ТЕМЕ:**

1. Ка­кие ре­ак­ции на­зы­ва­ют окис­ли­тель­но-вос­ста­но­ви­тель­ны­ми? Чем от­ли­ча­ют­ся окис­ли­тель­но-вос­ста­но­ви­тель­ные ре­ак­ции от дру­гих хи­ми­че­ских ре­ак­ций?
2. По­че­му ато­мы ме­тал­лов в со­еди­не­ни­ях про­яв­ля­ют толь­ко по­ло­жи­тель­ные сте­пе­ни окис­ле­ния, а ато­мы не­ме­тал­лов — как по­ло­жи­тель­ные, так и от­ри­ца­тель­ные сте­пе­ни окис­ле­ния?
3. Ка­кие ве­ще­ства на­зы­ва­ют окис­ли­те­ля­ми, ка­кие — вос­ста­но­ви­те­ля­ми?
4. Как по элек­тро­от­ри­ца­тель­но­сти мож­но су­дить о ха­рак­те­ре свя­зи меж­ду ато­ма­ми в мо­ле­ку­ле?
5. Для ка­ких слож­ных ве­ществ ха­рак­тер­ны толь­ко окис­ли­тель­ные свой­ства?
6. В ка­ких слу­ча­ях слож­ные ве­ще­ства мо­гут вы­сту­пать в ро­ли и окис­ли­те­лей, и вос­ста­но­ви­те­лей?
7. Ука­жи­те окис­ли­тель и вос­ста­но­ви­тель, их сте­пе­ни окис­ле­ния, рас­ставь­те ко­эф­фициен­ты:

а) HgS + HNO3 + HCl → HgCl2 + S + NO + H2O;

б) SnCl2 + K2Cr2O7 + H2SO4 → Sn(SO4)2 + SnCl4 + Cr2(SO4)3 + K2SO4 + H2O;

в) AsH3 + AgNO3 + H2O → H3AsO4 + Ag + HNO3.

1. Со­ставь­те урав­не­ния ре­ак­ций внут­ри­мо­ле­ку­ляр­но­го окис­ле­ния-вос­ста­нов­ле­ния ме­то­дом элек­трон­но­го ба­лан­са:

а) NH4NO3 → N2O + H2O;

б) KClO3 → KCl + O2;

в) Ag2O → Ag + O2.

9.Со­ставь­те урав­не­ния ре­ак­ций дис­про­пор­ци­о­ни­ро­ва­ния ме­то­дом элек­трон­но­го ба­лан­са:

а) K2MnO4 + H2O → KMnO4 + MnO2 + KOH;

б) HClO3 → ClO2 + HClO4;

в) HNO2 → HNO3 + NO + H2O.

1. Ука­жи­те, ка­кие из при­ве­ден­ных схем от­но­сят­ся к ре­ак­ци­ям внут­ри­мо­ле­ку­ляр­но­го окис­ле­ния-вос­ста­нов­ле­ния, ка­кие — к ре­ак­ци­ям дис­про­пор­ци­о­ни­ро­ва­ния:

а) Hg(NO3)2 → Hg + NO2 + O2;

б) Cu(NO3)2 → СuO + NO2 + O2;

в) K2SO3 → K2SO4 + K2S;

г) (NH4)2Cr2O7 → N2 + Cr2O3 + H2O.

Со­ставь­те урав­не­ния ре­ак­ций ме­то­дом элек­трон­но­го ба­лан­с.

**5.10 ТЕМА: КЛАССИФИКАЦИЯ И СВОЙСТВА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**.

1. Классификация неорганических веществ;
2. Сложные вещества: оксиды, кислоты, основания, соли (классификация, химические свойства, получение);

Использованные источники:

1. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.247– 255; с.268- 290;
2. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с. 69-80;
3. Ионные реакции № 2, 9,10,15,17, 21 -26- с.52-56; концентрация растворов №1-7; 12 – 14; 29-31; 34-36; 38– с.59-62; 18-22; 46,48,51 - 53 – с.60 – 63; гидролиз № 1-6 – с.67; № 7-11; 14-17 – с 67-68; свойства классов неорганических соединений № 10-12, 19- 26.

**1.Классификация неорганических веществ.**

Все неорганические вещества делят на **простые** (образованные атомами одного химического элемента) и **сложные** (двумя или болеехимическими элементами).

Простые вещества:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Класс веществ | Строение атома | Тип химической связи | Кристаллическая решетка |
| Металлы | Малое число е на последнем уровне (≤4);  Большой радиус яатома;  Относительная электроотрицательность (ОЭО) < 2;  Восстановительные свойства;  Химическая активность определяется рядом напряжений металлов;  Соединения: основные оксиды, основания. | Металлическая | Металлическая кристаллическая решетка |
| Неметаллы | Число е ≥ 4; небольшой радиус атома;  ОЭО > 2;  Восстановительные или окислительные свойства;  Химическая активность определяется рядом ОЭО;  Соединения: кислотные оксиды, кислородные кислоты. | Ковалентная неполярная | Молекулярная или атомная |
| Благородные (инертные) газы | Завершенный внешний энергетический уровень | Отдельные атомы | Молекулярная из одноатомных молекул |

**2.Сложные вещества:**

**1)Оксиды** – сложные вещества, состоящие из 2 элементов, один из которых кислород, в степени окисления -2.

**Несолеобразующие** – не взаимодействуют ни с кислотами, ни щелочами, солей не образуют: N2O; NO; CO; SiO;

**Солеобразующие** – взаимодействуют с кислотами, щелочами, или и с теми и другими, образуют соль и воду. Основные, кислотные, амфотерные;

- основные – оксиды металлов в степени окисления +1; +2, им соответствуют основания;

- кислотные – оксиды металлов в степени окисления + 5; 6; 7; 8; оксиды неметаллов, им соответствуют кислородные кислоты;

- амфотерные – им соответствуют амфотерные основания; Оксиды металлов в степени окисления + 3; +4; оксиды переходных металлов, а также – ВеО; ZnО;

Химические свойства основных и кислотных оксидов:

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Свойство | Основные оксиды | Кислотные оксиды |
| Взаимодействие с к кислотами и гидроксидами | с кислотами:  MgO + 2HCl = MgCl2+ H2O | c щелочами  СО2 + Са(ОН)2 = СаСО3+ H2O |
| Взаимодействие с оксидами противоположного класса | С кислотными оксидами  СаО + SiO2 = CaSiO3 | С основными оксидами  SO2 + K2O = K2SO3 |
| Взаимодействие с водой, при образовании растворимого соединения | Li2O **+** H2O = Li(OH)2 | P2O5+H2O = 2HPO3 |
| Окислительно – восстановительные свойства | Взаимодействие с восстановителями:  FeO + CO = Fe + CO2  Взаимодействие с окислителем:  2Cu2O + O2= 4CuO  Диспропорционирование:  Cu2O + H2SO4(p) = CuSO4 + Cu + H2O | Взаимодействие с восстановителями:  SiO2 + 2Mg = Si + 2MgO  Взаимодействие с окислителем:  P2O3+O2 = P2O5  Диспропорционирование:  2Cl2O + H2O = HClO2 + HclO3 |

Амфотерные оксиды – взаимодействуют как с кислотами, так и с щелочами с образованием солей:

ZnO + HCl = ZnCl2 + H2O

ZnO + 2 NaOH + H2O = Na2[Zn(OH)4]

cпл.t

ZnO + 2 NaOH = Na2ZnO2 + H2O

**Получение оксидов:**

Взаимодействие простых веществ с кислородом: 4Р + О2 = 2 P2O5

Окисление сложных веществ кислородом: 2Н2S + O2 = 2SO2 +2 H2O

Разложение сложных веществ:

t

Нитратов: 2AgNO3 → 2Ag + 2NO2 + O2

Карбонатов: СaCO3→ CaO + CO2

Оснований: Сu(OH)2 → CuO + H2O

Кислот: 4HNO3 → 2H2O + 4NO2 + O2

**2)Кислоты** – сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на ионы металла и кислотного остатка.

**Классификация кислот.**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Признак классификации | Группа кислот | Примеры | |
| Неорганических  кислот | Органических  кислот |
| Наличие атома кислорода в кислотном остатке | Кислорожосодержащие | НNO3; H3PO4 | Все органические кислоты |
| Бескислородные | НСl; HCN | - |
| Основность (число атомов водорода замещающихся на ионы металла) | Одноосновные | НNO3; НСl | R –COOH |
| Двухлсновные | H2SO4 | COOH –COOH |
| Трехосновные | H3PO4 | - |
| Растворимость в воде | Растворимые | HBr; H3PO4 | СН3- COOH |
| Нерастворимые | H2SiO3; | С17Н35СООН |
| Летучесть | Летучие | H2S; НСl; НNO2 | R- COOH |
| Нелетучие | H2SO4 H2SiO3; | С15Н31СООН |
| Степень ЭД | Сильные ά → 1 | НСl; НNO3; НclO4 | Cl2C – COOH |
| Слабые ά →0 | НNO2; H2S | R- COOH |
| Стабильность | стабильные | H2SO4; H3PO4 | R- COOH |
| нестабильные | H2SO3; H2СO3; НI | - |

Химические свойства кислот: взаимодействие

C металлами с образованием соли и воды:

Zn + HCl = ZnCl2 + H2O

C основными и амфотерными оксидами:

СuO + HCl → CuCl2 **+** H2O

ZnO + HCl = ZnCl2 + H2O

C основаниями с образованием соли и воды:

LiOH + HNO3 = LiNO3 **+** H2O

Fe(OH)2 + 2HCl = FeCl2 + 2H2O

C солями:

K2SiO3 + 2HNO3 = KNO3 + H2SiO3

Образование сложных эфиров:

С2H5OH + HNO3 = С2H5- O – NO2 + H2O

С2H5OH + CH3COOH = CH3CO –O- С2H5 + H2O

Двойственные свойства кислот:

- Соляная кислота – НCl:

Как окислитель: 2H+1 Cl + Zn0 = Zn+2 Cl2 + H20

Как восстановитель: 42H+1 Cl + MnO2 = MnCl2 + Cl2 + 2H2O

**Взаимодействие металлов с азотной кислотой**

|  |  |
| --- | --- |
| Разбавленная кислота | Концентрированная кислота |
| +5 +5 -3 +5  Ме\* (активные) + НNO3 → Me NO3 + H2O + NH4NO3 | +5 +5 +  Ме\* (активные) + НNO3 → Me NO3 + H2O + N2O |
| +5 +5 +2  Me\* (средней и малой + НNO3 → Me NO3 + H2O + NO  химической  активности) | +5 +5 +4  Me\* (средней и малой + НNO3 → Me NO3 + H2O + NO2  химической  активности) |
| Исключения: Fe; Al; Сr; Au; Pt. |

Взаимодействие металлов с серной кислотой

|  |  |
| --- | --- |
| Разбавленная кислота | Концентрированная кислота |
| +6 +6 0  Ме (в ряду напряжений доH2) + Н2SO4 → Me SO4 + H2 | +6 +6 -2  Ме\*(активные) + Н2SO4 → Me SO4 + H2O + Н2S |
| Me\* (малоактивные) + Н2SO4 → реакции нет | +6 +6 0  Ме\*(средней активности) + Н2SO4 → Me SO4 + H2O + S |
| +6 +6 +4  Ме\*(малоактивные) + Н2SO4 → Me SO4 + H2O + SO2 |
| Исключения: Al; Fe взаимодействуют только при t с кислотами умеренной концентрации |

Ме\* активные (в ряду напряжений до Al)

Ме\* средней химической активности (в ряду напряжений после Al, но до H2)

Ме\* малоактивные (в ряду напряжений после H2)

**Получение кислот:**

1)Синтез водородных соединений неметаллов из простых веществ с последующем растворении их в воде: Н2 + Сl2 = 2HCl;

2)Вытеснение галогенводородов из твердых солей концентрированной серной кислоты: 2NaCl + H2SO4 = Na2SO4 + 2HCl;

3)Вытеснение из солей серной кислотой: NaNO3 + H2SO4 =NaНSO4 + HNO3;

Из кислотных оксидов: SO2 + H2O = H2SO3; SO2 + H2O = H2SO3

4)Получение азотной кислоты: 4NO2 + 2 H2O + O2 = 4HNO3;

5)Получение кремниевой кислоты – реакция обмена между силикатом и кислотой: Na2SiO3 + 2HCl = H2SiO3 + 2NaCl

6)Синтез из простых веществ под действием сильных окислителей:

3P + 5HNO3 + 2H2O = 3H3PO4 + 5NO

7)Получение органических кислот окислением различных классов соединений:

kt

2СН4+ O2 = 2HCOOH + 2H2O;

2C4H10 + 5O2 = 4CH3COOH + H2O;

2C6H5CH3 + 3O2 = 2 C6H5COOH +2H2O;

RCOOH + 2[Ag(NH3)2)]OH +2Ag + 4NH3 + H2O;

**3)Основания** – сложные вещества, состоящие из ионов металлов и гидроксогрупп. Бескислородные основания – амины, аммиак.

Основания бывают органические и неорганические. Классификация оснований.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Признак классификации | Группы оснований | Примеры |
| Наличие атома кислорода в составе основания | Кислородосодержащие | Гидроксиды металлов |
| Бескислородные | Аммиак, амины, пуриновые и пиримидиновые основания |
| Растворимость в воде | Растворимые – щелочи | Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, гидроксид талия |
| Нерастворимые | Гидроксиды остальных металлов |
| Степень электролитической диссоциации | Сильные ά → 1 | Щелочи |
| Слабые ά →0 | Гидрат аммиака NH3∙Н2О |
| Кислотность – число гидроксогрупп | однокислотные | Гидроксиды щелочных металлов, аммиак, амины |
| двухкислотные | Гидроксиды щелочно – земельных металлов, диамины |
| Стабильность | Стабильные | Щелочи |
| Нестабильные | NH3∙Н2О |
| Летучесть | Летучие | Аммиак , метиламин |
| Нелетучие | Щелочи; нерастворимые основания |

**Основания относятся к классу гидроксиды, которые делятся:**

Основания;

Щелочи;

Амфотерные гидроксиды.

**Химические свойства:**

1)С кислотами и кислотными оксидами:

КOH + HCOOH → HCOOK + H2O

2NaOH + CO2 = Na2CO3 + H2O

2)С некоторыми металлами и неметаллами:

2Сa(OH)2 +2Cl2 = Ca(ClO)2 + CaCl2 + 2H2O

2KOH + Si + H2O = K2SiO3 +2H2

NaOH + Zn + 2H2O → Na2 [Zn(OH)4] + H2

3)C органическими веществами (галогенпроизводными, фенолами, сложными эфирами и др.):

С2H5Br + NaOH → C2H5OH + NaBr

C6H5OH + KOH → C6H5OK + H2O

4)Нерастворимые основания

1) с кислотами: Mg(OH)2 + 2HCl → MgCl2 + 2H2O;

2)2CuOH → Cu2O + H2O;

Бескислородные основания

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Реагент | Аммиак NH3 | Метиламин CH3NH2 | Анилин C6H5NH2 |
| HCl | NH3 + HCl = NH~~4~~Cl | CH3NH2+ HCl = [CH3NH3]Cl | C6H5NH2+ HCl = [C6H5NH3]Cl |
| H2O | NH3 + H2O = NH~~4~~OH | CH3NH2 + H2O= [CH3NH3]OH | Реакция с водой не характерна из- за влияния фенила на аминогруппу. |

**Получение:**

1)Электролиз растворов солей щелочных металлов;

электролиз

2NaOH + 2H2O ---------→ 2NaOH + H2 + Cl2

2)Гидроксиды щелочноземельных металлов – обжиг их карбонатов с последующим гашением полученных оксидов водой:

СaCO3 → CaO + CO2

CaO + H2O → Ca(OH)2

3)Взаимодействие щелочных или щелочноземельных металлов или их оксидов с водой:

2Na + 2H2O→ NaOH + H2

BaO + H2O → Ba(OH)2;

4)Нерастворимые основания – реакцией ионного обмена взаимодействия раствора щелочи и соли соответствующего металла:

FeCl3 + 2KOH= Fe(OH)3 + 2KCl;

5)Бескислородные основания – аммиак 1) прямой синтез N2 + 3H2 = 2NH3;

6)В лабораторных условиях – реакцией обмена солей обмена и щелочей:

2NH4Cl +Ca(OH)2 → CaCl2 + 2NH3 + 2H2O;

7)Амины - 1) замещение атома галогена в галогеналканах на аминогруппу:

СH3Cl + 2NH3 → СH3NH2 + NH4Cl; 2) ароматические амины – синтез Зинина

С6Н5NO2 + 6[H] → С6Н5NH2 + 2H2O;

**4)Соли –** сложные вещества, состоящие из ионов металла и кислотного остатка.

Соли делят на подклассы:

**Средние** – продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на ион металла (**K2SO4);**

**Кислые –** продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на ионы металла (**KHSO4**)**;**

**Основные –** продукты неполного замещения гидроксогрупп в молекуле основания на ионы кислотного остатка (**FeOHSO4);**

**Двойные –** соли, в которых с ионом кислотного остатка связаны ионы разных металлов **(Kal(SO4)2);**

**Комплексные –** соли, в которых хотя бы одна связь образована по донорно – акцепторному механизму (**К3[Fe(CN)6]).**

**Химические свойства:**

1)Взаимодействие солей с растворами кислот, щелочей, других солей, с металлами (см. выше);

2)Разложение солей при нагревании с образованием оксидов (см.выще);

3)Разложение нитратов **при нагревании**:

**Нитраты щелочных металлов** разлагаются до нитритов: 2NaNO3 → 2 NaNO2 **+** O2

Нитраты металлов от магния до меди разлагаются до оксидов:

Cu(NO3)2 → 2CuO + 4NO2 + O2; 2Mg(NO3)2 → 2MgO + 4NO2 + O2

**Нитраты малоактивных металлов** (после меди)разлагаются до металлов**:** Hg(NO3)2→Hg +2NO2+ O2

4)Электролиз растворов и расплавов солей.

**Получение:**

1)Взаимодействие основных и амфотерных оксидов с кислотами:

CuO + H2SO4 = CuSO4 + H2O

2CH3COOH + PbO = (CH3COO)2Pb + H2O

2)Взаимодействие основных и кислотных оксидов:

CaO + SiO2 = CaSiO3;

3)Взаимодействие кислотных оксидов с щелочами:

Сa(OH)2 + CO2 = CaCO3↓+ H2O;

4)Взаимодействие оснований и амфотерных гидроксидов с кислотами:

NaOH + HCl = NaCl + H2O;

Al(OH)3↓ + HCl = AlCl3 + H2O;

5)Взаимодействие щелочей с солями:

СuSO4 + 2NaOH = Cu(OH)2↓ + Na2SO4;

6)Взаимодействие растворов кислот с металлами до водорода в ряду напряжений металлов: Zn + HCl = ZnCl2 + H2. Азотная и серная кислота реагируют с металлами без выделения водорода (см.выше);

7)Взаимодействие кислот с солями: MgCO3 + H2SO4 = MgSO4 + H2O + CO2↑;

8)Реакции обмена между солями: Na2SO4 + BaCl2 = NaCl + BaSO4↓;

9)Взаимодействие солей с металлами левее металла соли:

CuSO4 + Fe = FeSO4 + Cu;

10)Взаимодействие металлов с неметаллами: 2Al + 3Cl2 = 2AlCl3

## ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:

1. Приведите примеры оксидов: а) кислотных; б) осно́вных; в) амфотерных; г) несолеобразующих (безразличных).
2. Дайте названия оксидам следующего состава: N2O, SO2, Mn2O7, SnO, Cr2O3, CaO, OsO4, K2O.
3. Какие оксиды встречаются в природе?
4. Почему не могут существовать в природе такие оксиды, как оксид кальция и оксид фосфора(V)?
5. Выведите формулы кислотных оксидов из формул следующих кислот: HNO2, H3PO4, H4Sb2O7, HNO3, H3BO3.
6. Напишите формулы оксидов, которые можно получить, разлагая нагреванием гидроксиды следующего состава: LiOH, Cu(OH)2, H3AsO4, Cr(OH)3, H2SiO3, H2SO4.
7. Напишите уравнения реакций между следующими оксидами:

а) оксидом кальция и оксидом азота(V);

б) оксидом серы(VI) и оксидом меди(II);

в) оксидом фосфора(V) и оксидом калия;

г) оксидом железа(III) и оксидом кремния(IV).

1. Какие из веществ, формулы которых приведены, будут реагировать с оксидом азота(V): а) Ca(OH)2; б) H2SO4; в) MgCl2; г) K2O; д) H2O; е) SO2?
2. Закончите уравнения следующих реакций получения солей:

а) KOH + SO3 →

б) LiOH + Cl2O7 →

в) Ca(OH)2 + CO2 →

г) Fe2O3 + H2SO4 →

д) MgО + CO2 →

е) Na2O + CO2 →

1. Назовите гидроксиды, формулы которых приведены: NaOH, Fe(OH)3, Fe(OH)2, Cu(OH)2, Ba(OH)2, CsOH, KOH, Mg(OH)2, Ca(OH)2. Какие из них растворимы, какие — нет?
2. С какими из веществ, формулы которых приведены, вступит в реакцию гидроксид бария: SO3, O2, HNO3, Fe2O3, Fe(OH)3, H2SO3, Al2O3? Составьте уравнения реакций.
3. Какие из оснований, формулы которых приведены, могут быть получены взаимодействием оксида с водой: KOH, Cu(OH)2, Pb(OH)2, Ca(OH)2, Cr(OH)3? Напишите уравнения реакций.
4. Дайте названия кислотам, формулы которых приведены: HBr, H3PO3, H2S, H2SiO3, H2SO3, HNO2, H3AsO4, H2CO3.
5. Какие оксиды соответствуют кислотам, формулы которых: H2SO3, HNO2, HClO4, H3PO4, H4Sb2O7, HClO?
6. С какими из перечисленных веществ вступит в реакцию серная кислота: Ba(OH)2, Fe2O3, Al2O3, CO2, SiO2, PbO, H3PO4, Cu, Fe, H2O? Составьте уравнения реакций.
7. Дайте названия солям, формулы которых приведены:

а) Al2(SO4)3, FeCl2, Ca(NO3)2; б) KHS, NaH2PO4, Ca(HCO3)2;

в) Pb(OH)NO3, Al(OH)SO4, Bi(OH)(NO3)2.

1. Напишите уравнения реакций образования осно́вных солей:

а) Bi(OH)3 + HNO3 →

б) Bi(NO3)3 + NaOH →

в) Mg(OH)2 + HCl →

г) Cu(OH)2 + HNO3→

1. Напишите уравнения реакций образования кислых солей:

а) NaOH + H2CO3 →

б) KOH + H3PO4 →

в) Ba(OH)2 + H3PO4→

г) NaOH + H2S →

1. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

а) CuSO4 → CuCl2 → ZnCl2→ Na2ZnO2 → Zn(OH)2→ Zn(OH)NO3;

б) Hg(NO3)2 → Al(NO3)3 → NaAlO2 → Al(OH)3 → Al(OH)Cl2 → AlCl3.

* 1. **МЕТАЛЛЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА.**

1. Положение металлов в ПСХЭ;
2. Особенности кристаллической металлической решётки и металлической связи;
3. Физические свойства металлов;
4. Химические свойства металлов;
5. Общие способы получения металлов;
6. Коррозия металлов. Общие способы борьбы с коррозией;
7. Сплавы;
8. Природные соединения металлов

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий и специальностей естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.215- 229;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.257-264;
3. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. Пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с.137– 145.

№ 5-12 – с.141; № 1,4 – 9 – с.142-143.

**1.Положение металлов в псхэ.**

Из всех известных элементов более 80 являются металлами. К ним относятся:

Все **S- элементы** (кроме гелия и водорода) – элементы1 и 2 группы главной подгруппы – щелочные и щелочноземельные металлы.

**Р – элементы** – элементы главных подгрупп, расположенные слева от диагонали «бор – астат». Элементы расположенные вблизи диагонали (алюминий, титан, галлий, германий, сурьма, теллур, мышьяк, ниобий), обладают двойственными свойствами: в некоторых своих соединениях ведут себя как металлы; в некоторых – проявляют свойства неметаллов.

**d- элементы** – металлы с переходными свойствами

**f – элементы** – исключительно металлы (лантаноиды и актиноиды)

Металлы расположены в начале периодов. Каждый металл начинается со щелочного металла (1гр. Гл подгруппы). У всех ЩМ на внешнем уровне – 1 электрон, поэтому они проявляют сильные восстановительные свойства. По группе восстановительные свойства тоже увеличиваются, т.к. радиусы атомов увеличиваются. Атомы щелочных металлов обладают самыми большими радиусами в периодах.

Во 2 гр. Гл. подгруппы расположены щелочноземельные металлы, на последнее уровне 2 электрона, они тоже сильные восстановители, но более слабые чем щелочные металлы. По группе восстановительные свойства от бериллия к радию тоже увеличиваются. Бериллий самый слабый восстановитель в группе. Он проявляет амфотерные свойства наряду с металлическими свойствами проявляет и свойства неметаллов.

К металлам относятся элементы 3 группы главной подгруппы (кроме бора). На последнем уровне у него 3 электрона, которые сильно притягиваются к ядру атома. Поэтому бор является слабым восстановителем, и его относят к неметаллам.

Разбор на доске строения атома:

Натрия;

Магния;

Алюминия

Вывод:

у металлов небольшое количество электронов на последнем энергетическом уровне (1-3) Исключение: атомы германия, олова, свинца на внешнем электронном слое имеют – 4 электрона, атомы сурьмы, висмута, - 5; атомы полония – 6.

Относительно большой атомный радиус (размер)

**(т.**к. металлы расположены в начале периодов)

**Сильная восстановительная способность**, способность отдавать внешние электроны и превращаться в положительно заряженные ионы.

Металлы могут и принимать электроны (окислители). Низшая степень окисления – 0.

**2.Особенности кристаллической металлической решётки и металлической связи:**

ства (кроме ртути). Кристаллическая решётка образуется за счёт металлической связи.

В узлах кристаллической решётки металлов находятся положительные ионы и атомы металлов, а между узлами – свободные электроны, которые могут достаточно свободно перемещаться по всей кристаллической решётке и переносить тепло и электрический ток, что обуславливает высокую электро- и теплопроводность металлов. Эти электроны притягивают катионы металлов, находящихся в узлах решётки, обеспечивая её устойчивость. При этом катион превращается в атом, а атом, при потере электрона в катион.

Эти процессы происходят непрерывно: Ме0 – nе ↔ Ме n+

Связь между всеми положительно заряженными ионами металлов и свободными электронами в кристаллической решётке металлов называется металлической связью.

Металлическая связь существует только в кристаллах металлов или сплавов. Все они имеют металлическую кристаллическую решётку.

**3.Физические свойства металлов:**

1)Все металлы – твёрдые вещества (исключение ртуть).

2)Для всех характерен металлический блеск и непрозрачность. Свободные электроны, заполняющие межатомное пространство в кристаллической решётке, отражают световые лучи, а не пропускают.В порошкообразном состоянии блеск теряется.

3)Все металлы проводники тепла и электрического тока. Металлы с высокой электропроводностью хорошо проводят и электричество. Лучшая теплопроводность у серебра, меди, худшая – у висмута и ртути. Лучшие проводники - серебро, медь, золото, алюминий, железо. Худшие проводники - ртуть, свинец, вольфрам.

4)Важными свойствами металлов являются их пластичность, упругость, прочность. Они способны под давлением изменять свою форму, не разрушаясь. При механическом воздействии на кристалл происходит смещение слоёв атомов, но благодаря свободному перемещению электронов по всему кристаллу разрыв связей не происходит. Металлы с высокой пластичностью: золото, серебро, медь, олово, железо, алюминий

5)По степени твёрдости: мягкие(калий, натрий можно резать ножом 1 гр. Гл. подгр., свинец,твёрдые – самый твёрдый – хром (царапает стекло).

6)По температуре плавления – ниже 10000С – легкоплавкие, выше 10000С – тугоплавкие.. Самый легкоплавкий металл – ртуть ( - 390С), самый тугоплавкий – вольфрам (33900С). Такой элемент, как галлий плавится в руках (29,80С)

7)По плотности: лёгкие – плотность меньше 5 г/см3(плотность лития: 0,595 г/см3), тяжёлые – больше 5 г/см3 (плотность осмия: 22,485 г/см3)

8)Металлы отличаются своим отношением к магнитным полям и делятся на 3 группы:

**Ферромагнитные** – способны намагничиваться под действием слабых магнитных полей (желехо, кобальт, никель, гадолиний)

**Парамагнитные** – проявляют слабую способность к намагничиванию (алюминий, хром, титан, почти все лантаноиды)

**Диамагнитные –** не притягиваются к магниту, даже слегка от него отталкиваются (олово, медь, висмут).

**4.Химические свойства -** все металлы являются восстановителями и в соединениях могут проявлять только положительную степень окисления. Восстановительная способность металлов неодинакова. В периодах слева направо восстановительная способность металлов уменьшается, в главных подгруппах сверху вниз – увеличивается. Восстановительная активность металлов в химических реакциях характеризуется положением металлов в электрохимическом ряду напряжений металлов.

**1.Взаимодействие с простыми веществами – неметаллами.**

**А) с галогенами** -1

Ме + Г (F, Cl, Br, I) → MeГ (галогениды: фториды, хлориды, бромиды, йодиды)

2Fe + 3Cl2 = 2FeCl3

б) с кислородом металлы образуют оксиды:

-2

Ме + О2 → МеО (оксиды)

t

2Cu + O2 = 2CuO

Активные металлы самовоспламеняются на воздухе при обычной температуре, поэтому их хранят под слоем керосина. Менее активные металлы взаимодействуют с кислородом при нагревании. Металлы, находящиеся в ряду активности между магнием и свинцом включительно, медленно окисляются кислородом воздуха при обыкновенной температуре с образованием защитной оксидной плёнки. Например, оксидная плёнка на алюминии, свинце препятствует их реакции с водой. Поэтому, для осуществления реакций требуется воздействие не только реактива, но и повышенной температуры.

Неактивные металлы, расположенные после водорода(медь, ртуть), не образуют защитной оксидной плёнки, но окисляются кислородом при нагревании. Серебро и золото не окисляются не при каких условиях.

В) с серой – сульфиды

-2

Ме + S → МеS

t

Fe + S = FeS

г) с азотом –нитриды

-3

Ме + N2 → MeN

t

2Al + N2 = 2AlN

д) с фосфором – фосфиды

-3

Ме + Р → Ме Р

е) с углеродом - карбиды

- 4

Ме +С → МеС

t

Са + 2С = СаС2

ж) с кремнием - силициды

-4

Ме + Si → MeSi

з) с бором - бориды

-3

Ме + В → МеВ

и) с водородом cамые активные металлы образуют – гидриды – твёрдые соединения ионного типа.

(в табл. Менделеева отмечено, что водород не образует с этими металлами летучих водородных соединений)

-1

Ме + Н2 → МеН

Са + Н2  = СаН2

**2. Взаимодействие со сложными веществами**

**а) с водой** (щелочные и щелочноземельные металлы – в ряду напряжений о лития и до натрия, которым соответствуют растворимые гидроксиды – щёлочи)

Ме + Н2О → Ме(ОН)2 + Н2

2Na + 2Н2О = 2NaOH + Н2

**б)** **взаимодействие с** разбавленными **кислотами** (соляной, серной) металлов, расположенных в ряду напряжений до водорода:

2Al + 6HCl = 2AlCl3 + 3H2

- взаимодействие кислот с концентрированными серной и азотной кислотами смотри таблицу: «взаимодействие металлов с кислотами» (см. таблицу)

в) взаимодействие с солями

Металлы взаимодействуют с растворами солей менее активных металлов, в результате чего образуется соль более активного металла, а менее активный металл выделяется в свободном виде.

Fe + CuSO4 = Fe SO4 + Cu

Fe SO4 + Cu – нет реакции

г) Взаимодействие Ме, проявляющих амфотерные свойства, с растворами щелочей

( Be, Al, Cr, Pb, Sn и т.д.)

Bе + 2NaOH +2Н2О → Na2[ Be(OH)4] + Н2

**5.Общие способы получения металлов:** пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия.

Большинство металлов встречаются в природе в виде соединений, за исключением наименее активных металлов: золота, платины, серебра, ртути и др. Получение металлов – задача металлургии.

**1)Пирометаллургия** – получение металлов из соединений при высоких температурах с помощью различных восстановителей: углерода, оксида углерода(2), водорода, металлов (алюминия, магния) и др. Например:

t

FeO + C = Fe + CO

t

Fe3O4+ 4CO = 3Fe + 4CO2

t

WO3 +3H2 =W + 3 Н2О

t

Cr2O3 + 2Al = Al2O3 + 2Cr

**2).Гидрометаллургия –** получение металлов, состоящее из двух процессов: 1) природное соединение металла растворяют в кислоте, после чего обычно получается соль., 2) из полученного рачствора данный металл вытесняется более активным металлом, например:

1) CuO + H2 SO4 = CuSO4 + Н2О

2) CuSO4 + Fe = Fe SO4 + Cu

**3)Электрометаллургия –** получение металлов при электролизе растворов или расплавов их соединений. Роль восстановителя в процессе электролиза играет электрический ток.

СuСl2 —**>** Сu2+ 2Сl-  
Катод (восстановление): Сu2+ - 2е- = Сu0

Анод (окисление): 2Cl- - 2е- = Сl°2

**6.Коррозия металлов -**  «ржавление». (от лат.— разъедание) — это самопроизвольное разрушение металлов в результате взаимодействия с окружающей средой.

Скорость коррозии сильно зависит от температуры. Повышение температуры на 100 градусов может увеличить скорость коррозии на несколько порядков.

По механизму коррозию делят на химическую и электрохимическую.

**1)Химическая коррозия** — взаимодействие металла с сухими газами или жидкостями, которые не проводят электрический ток (бензин, керосин..).

Большинство металлов окисляется кислородом воздуха, образуя на поверхности оксидные плёнки. Например, образование окалины при взаимодействии материалов на основе железа при высокой температуре с кислородом:

4Fe + 3O2 → 2Fe2O3

**2)Электрохимическая коррозия**

Разрушение металла, который находится в контакте с другим металлом в присутствии воды или раствора электролита называется электрохимической коррозией. Электрохимическая коррозия –окислительно – восстановительный процесс, который происходит в средах, проводящий ток. Растворённый кислород и ионы водорода – важнейшие окислители, вызывающие электрохимическую коррозию. Электролитом может служить морская вода, природная вода, конденсированная влага и т.д.

Коррозия находит большой ущерб народному хозяйству.

**Методы защиты металлов от коррозии**

**1)Нанесение защитных покрытий:**

Неметаллических (лаки, краски, эмали);

Химических (искусственно создаваемые поверхностные плёнки – оксидные, фосфатные, нитридные и др.)

Металлические (хромирование, никелирование, цинкование, лужение и т. Д.)

**2)Электрохимические методы защиты:**

Протекторная **-** к защищаемому металлу присоединяется кусок более активного металла, который разрушается в присутствии электрорлита

Специальная обработка электролита или среды, в которой находится защищаемая конструкция:

Введение ингибиторов – веществ замедляющих коррозию

Удаление растворённого в воде воздуха.

**7.Сплавы** обладают более высокими техническими свойствами, чем чистые металлы.

**Сталь** – **сплав железа и углерода**, с добавками: марганца, хрома, никеля, кремния, фосфора, серы.

**Чугу́н** — [сплав](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%BF%D0%BB%D0%B0%D0%B2) [железа](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%96%D0%B5%D0%BB%D0%B5%D0%B7%D0%BE) с [углеродом](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A3%D0%B3%D0%BB%D0%B5%D1%80%D0%BE%D0%B4) (и другими элементами). Содержание углерода в чугуне не менее 2,14[%](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D1%80%D0%BE%D1%86%D0%B5%D0%BD%D1%82)**,** меньше — [сталь](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D1%82%D0%B0%D0%BB%D1%8C). Углерод придаёт сплавам железа [твёрдость](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A2%D0%B2%D1%91%D1%80%D0%B4%D0%BE%D1%81%D1%82%D1%8C), снижая [пластичность](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D0%BB%D0%B0%D1%81%D1%82%D0%B8%D1%87%D0%BD%D0%BE%D1%81%D1%82%D1%8C_(%D1%84%D0%B8%D0%B7%D0%B8%D0%BA%D0%B0)) и [вязкость](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%92%D1%8F%D0%B7%D0%BA%D0%BE%D1%81%D1%82%D1%8C). Углерод в чугуне может содержаться в виде [цементита](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A6%D0%B5%D0%BC%D0%B5%D0%BD%D1%82%D0%B8%D1%82) и [графита](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D1%80%D0%B0%D1%84%D0%B8%D1%82). В зависимости от формы графита и количества цементита, выделяют белый, серый, ковкий и высокопрочные чугуны. Чугуны содержат постоянные [примеси](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9F%D1%80%D0%B8%D0%BC%D0%B5%D1%81%D1%8C_(%D1%85%D0%B8%D0%BC%D0%B8%D1%8F)) ([Si](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D1%80%D0%B5%D0%BC%D0%BD%D0%B8%D0%B9), [Mn](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9C%D0%B0%D1%80%D0%B3%D0%B0%D0%BD%D0%B5%D1%86), [S](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A1%D0%B5%D1%80%D0%B0), [P](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A4%D0%BE%D1%81%D1%84%D0%BE%D1%80)), а в некоторых случаях также [легирующие элементы](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9B%D0%B5%D0%B3%D0%B8%D1%80%D0%BE%D0%B2%D0%B0%D0%BD%D0%B8%D0%B5) ([Cr](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A5%D1%80%D0%BE%D0%BC), [Ni](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9D%D0%B8%D0%BA%D0%B5%D0%BB%D1%8C), [V](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%92%D0%B0%D0%BD%D0%B0%D0%B4%D0%B8%D0%B9), [Al](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%90%D0%BB%D1%8E%D0%BC%D0%B8%D0%BD%D0%B8%D0%B9) и др.). Как правило, чугун [хрупок](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A5%D1%80%D1%83%D0%BF%D0%BA%D0%BE%D1%81%D1%82%D1%8C).

**Белый чугун** - 2,14 - 6,67% углерода).

**Серый чугу**н- это сплав железа, [кремния](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9A%D1%80%D0%B5%D0%BC%D0%BD%D0%B8%D0%B9) (от 1,2- 3,5 %) и углерода, содержащий также постоянные примеси Mn, P, S.

В белом чугуне углерод присутствует в виде [цементита](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%A6%D0%B5%D0%BC%D0%B5%D0%BD%D1%82%D0%B8%D1%82), в сером — в основном в виде [графита](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%93%D1%80%D0%B0%D1%84%D0%B8%D1%82)

Ковкий чугун

Ковкий чугун получают длительным [отжигом](https://ru.wikipedia.org/wiki/%D0%9E%D1%82%D0%B6%D0%B8%D0%B3) белого чугуна, в результате которого образуется графит хлопьевидной формы. Ковкий чугун обладает повышенной прочностью при растяжении и высоким сопротивлением удару. Из ковкого чугуна изготавливают детали сложной формы: картеры заднего моста автомобилей, тормозные колодки, тройники, угольники и т. д.

**Бронза** – **сплав меди с оловом**, добавки: цинк, свинец, алюминий, марганец, фосфор, кремний.

**Латунь** – **сплав меди с цинком**, добавки олово, марганец, алюминий, свинец, кремний.

Мельхиор – сплав меди с никелем.

**Дюралюминий** – сплав алюминия с медью (3 – 5%), марганцем (1%), магнием (1%).

**Амальгамы** – сплавы металлов, содержащие ртуть.

**8.Природные соединения металлов**

Благородные металлы – встречаются только в свободном виде.

Активные (до олово) – только в виде соединений.

Некоторые встречаются и в свободном виде и в виде соединений (олово, медь, ртуть, серебро).

Чаще всего металлы встречаются в виде солей неорганических кислот: хлоридов, нитратов, сульфатов, сульфидов, карбонатов, оксидов

## ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:

1. Чем от­ли­ча­ют­ся фи­зи­че­ские свой­ства ме­тал­лов от не­ме­тал­лов?
2. Ука­жи­те наи­бо­лее рас­про­стра­нен­ные спо­со­бы по­лу­че­ния ме­тал­лов.
3. С вод­ны­ми рас­тво­ра­ми ка­ких со­еди­не­ний бу­дет ре­а­ги­ро­вать ни­кель: HBr, MnSO4, Cu(NO3)2,BaCl2, KOH? Со­ставь­те урав­не­ния ре­ак­ций.
4. Ка­кой ме­талл не бу­дет рас­тво­рять­ся в кон­цен­три­ро­ван­ной хо­лод­ной сер­ной кис­ло­те: Hg, Al,Au, Ag, Mn?
5. Ка­кие су­ще­ству­ют спо­со­бы за­щи­ты ме­тал­лов от кор­ро­зии?
6. Объ­яс­ни­те прин­цип дей­ствия галь­ва­ни­че­ско­го эле­мен­та.
7. В чем сущ­ность про­тек­тор­ной за­щи­ты ме­тал­лов от кор­ро­зии?
8. По­че­му же­ле­зо под­вер­га­ет­ся кор­ро­зии во влаж­ном воз­ду­хе? Чем от­ли­ча­ет­ся кор­ро­зия же­ле­за в кис­лой сре­де от кор­ро­зии в ней­траль­ной?
9. В чем сущ­ность элек­тро­хи­ми­че­ской кор­ро­зии?

**5.12 НЕМЕТАЛЛЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА.**

1. Характеристика положения неметаллов в периодической системе;
2. Изменение свойств неметаллов по периоду и группе;
3. Проявление окислительных свойств неметаллов.
4. Физические свойства не металлов;
5. Химические свойства неметаллов;
6. Соединения неметаллов;

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.140-141;
2. Химия, под редакцией О.Г.Габриеляна, для профессий и специальностей естественно – научного профиля М. «Академия» 2014; с.264-268;
3. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. Пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с.80 – 137.

**1.Характеристика положения неметаллов в периодической системе:**

Неметаллы в периодической системе расположены справа от диагонали «бор – астат». Это элементы главных подгрупп 3, 4, 5, 6, 7, 8 групп

Количество неметаллов по периоду уменьшается слева направо на единицу:

2 период: В; С; N; О; F; Ne.

3 период: Si; Р; S; Cl; Ar.

4 период : As ; Se ; Br ; Kr.

5 период: Te; I; Xe.

6 период: At; Rn.

К неметаллам в периодической системе относятся:

**s- элементы** – водород и гелий

**р – элементы** - вверху от воображаемой диагонали «бор – астат» (элементы главной подгруппы)

▪ На внешнем электронном слое у атомов неметаллов находится от 4-8 электронов (исключения: у водорода – 1 электрон, у гелия – 2 электрона, у бора – 3 электрона)

**2.Изменение свойств неметаллов по периоду и группе**

Распределение электронов по электронным слоям, число электронов на внешнем электронном слое у элементов 2 периода:

С +6 2) 4)

N + 7 2) 5)

О +8 2) 6)

F +9 2) 7)

По мере увеличения порядковых номеров атомов элементов и накопления электронов на внешнем слое у неметаллов одного периода усиливается способность принимать электроны от других атомов на свой внешний слой, т. Е. неметаллические свойства элементов в периодах увеличиваются.

**Изменение свойств неметаллов по группе** связано с увеличением расстояния от ядра до внешнего слоя, а следовательно, уменьшением способности ядра притягивать к себе электроны от других атомов. Так в VI группе в начале ее расположен кислород — типичный неметалл, а заканчивается группа полонием Ро, обладающим свойствами металла.

О + 8 2) 6) …S + 16 2) 8) 6) …Se + 34 2) 8) 18) 6) … Te +52 2)8)18)18)6)…

Ро +84 2)8)18)32)18)6)

**3.Проявление окислительных свойств неметаллов.**

Окислительные свойства неметаллов определяются их положением в периодической системе. **По периоду**, **слева направо**, **окислительные свойства увеличиваются**, **в подгруппах уменьшаются сверху вниз,** что связано с увеличением в периодах слева направо электроотрицательности и сродства к электрону, а в главных подгруппах уменьшение сверху вниз этих характеристик.

Например, во 2 периоде элемент, проявляющий самые сильные окислительные свойства – фтор, т.к. у него заряд ядра максимальный, а радиус атома – минимальный. Поэтому атом фтора способен наиболее легко присоединять недостающий до завершения электронного уровня 1 электрон. Фтор характеризуется наибольшей электроотрицательностью и проявляет самые сильные окислительные свойства.

Характеристика атомов – неметаллов 2 периода

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Пор. № и символ элемента | В+5 | С+6 | N+7 | O+8 | F+9 |
| Радиус атома, нм | 0,091 | 0,077 | 0,071 | 0,066 | 0,064 |
| Общее число е на внешнем электронном слое | 3е | 4е | 5е | 6е | 7е |
| Относительная электроорицательность | 2,0 | 2,5 | 3,0 | 3,5 | 4,0 |
| Увеличение неметалличности и окислительных свойств ---------------------------------------------→ | | | | | |

Характеристика атомов – неметаллов главной подгруппы 7 группы.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Символ и пор. № элемента | Название элемента | Радиус атома, нм | Относительная электроотрицательность |
| F+9 | фтор | 0,064 | 4,0 |
| Сl +17 | хлор | 0,099 | 3,0 |
| Вr +35 | бром | 0,114 | 2,8 |
| I + 53 | йод | 0,133 | 2,2 |
| At +85 | астат | - | 1,9 |

**4.Физические свойств неметаллов.**

Простые вещества — неметаллы могут иметь как атомное (Si, В), так и молекулярное (Н2, N2, Br2) строение. Молекулярное строение имеют 7 элементов неметаллов (фтор, хлор, бром, йод, кислород, азот, водород)

**Агрегатное состояние:** газы (О2, ), жидкости (Вг2), твердые вещества (С, ). Большинство неметаллов не электропроводны, имеют низкую теплопроводность, а твердые вещества непластичны.

**5.Химические свойства.**

Более типичным для неметаллов является процесс принятия электронов.Неметаллы могут проявлять свойства как окислителей, так и восстановителей.

1.Взаимодействие с металлами

t

S + Fe →

2.Взаимодействие с неметаллами

А) с водородом

S + Н2 →

Б) с кислородом

S + O2→

2.Взаимодействие со сложными веществами (оксидами, кислотами, солями)

С + MgO →Mg + CO

Cl2 +2FeCl2→2FeCl3

C + 2 Н2SO4(к)→CO2 + SO2 + H2O

Существуют такие реакции, в которых один и тот же неметалл является одновременно и окислителем и восстановителем (реакции самоокисления – самовосстановления (диспропорционирования)), например:

Сl2 + Н2О ↔ HCl + HclO

3Сl2 + 6КОН = КСl + KclO3 + 3Н2О

**6. Соединения:**

**1)Оксиды**

солеобразующие: кислотные:

жидкие – оксид серы (6) – SO3, оксид азота (3) – N2O3

газы – оксид углерода (4) – CO2

твёрдые – (оксид фосфора (5)- P2O5, оксид кремния (4) – SiO2

Все кислотные оксиды растворяются в воде (кроме оксида кремния(4) и образуют

кислоты: например:

P2O5 + 3Н2О = 2Н3 PО4

SO3 + Н2О = Н2 SО4

**несолеобразующие**: оксид азота (1) и (2) – N2O и NO, оксид углерода (2) – CO

**2)Кислоты.**

Сила кислот увеличивается с увеличением степеней окисления (если у элемента несколько степеней окисления)

+3 +4 +

НNO2 ↓ Н2 SО3 ↓ HСlO ↓ усиление кислотных свойств

+5 +6 +3

НNO3 Н2 SО4 HСlO2

+5

**HСlO3**

+7

**HСlO4**

**Краткая характеристика водородных соединений неметаллов.**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Группы | | 4 | 5 | 6 | 7 |
| Общие ф-лы водородных соединений | | ЭН4 | ЭН3 | ЭН2 | ЭН |
| Периоды | 2 | СН4  метан | NН3  аммиак | Н2O  вода | HF фтороводород |
| 3 | SiН4  силан | PН3  фосфин | Н2S  сероводород | HCl хлороводород |
| 4 |  | AsН3  арсин | Н2Se  селеноводород | HBr бромоводород |
| 5 |  |  | Н2Te  теллуроводород | HI  йодоводород |

## ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:

1. Со­ставь­те фор­му­лы элек­трон­ных кон­фи­гу­ра­ций ато­мов сле­ду­ю­щих эле­мен­тов: фосфор, хлор, се­лен, бром, крип­тон.
2. Ка­кие фи­зи­че­ские свой­ства про­стых ве­ществ-не­ме­тал­лов опре­де­ля­ют­ся их атом­ным или мо­ле­ку­ляр­ным стро­е­ни­ем?
3. На­пи­ши­те урав­не­ния ре­ак­ций, в ко­то­рых про­стые ве­ще­ства-не­ме­тал­лы про­яв­ля­ют: а) окис­ли­тель­ные свой­ства; б) вос­ста­но­ви­тель­ные свой­ства.
4. Опре­де­ли­те сте­пе­ни окис­ле­ния ато­мов в со­еди­не­ни­ях сстава HCl, HClO, KClO3, CaCl2, SO2,Fe2(SO4)3, KMnO4.
5. Ука­жи­те, ка­кой тип свя­зи ре­а­ли­зу­ет­ся в со­еди­не­ни­ях состава Br2, Br2O, HI, ZnCl2, NaOCl.

**5.12.1 ГАЛОГЕНЫ*.***

1. Общая характеристика галогенов на основании их положения в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева и строения атомов.
2. Галогены — простые вещества: строение молекул, химические свойства, получение и применение (на примере хлора).
3. Важнейшие соединения галогенов, их свойства, значение и применение. Галогены в природе. Биологическая роль галогенов.

Использованные источники:

* 1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.147-156;
  2. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. Пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с.80-86;

1. № 1,3, 6,7 – с.83; № 2-6; 19-20 – с.84-85.

К галогенам относятся элементы 7 группы главной подгруппы: фтор, хлор, бром, йод, неустойчивый искусственно полученный радиоактивный астат.

**1.Характеристика атомов – неметаллов главной подгруппы 7 группы.**

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Символ;  пор. №  элемента  электрон  ная конфигурация | Е иониза  ции | Агрегатное состояние | Т кипе  ния и плавле  ния | Радиус атома, нм | Относитель  ная электро  отри  цатель  ность | Окисли  Тельные свойст  ва простых вещест | Валент  ности | Степени окисле  ния |
| F+9 фтор  2s22p5 | ↓ Энергия иониза  ции уменьшается | почти бесцветный газ | ↓  увеличение темпера  тур плавле  ния и кипения | 0,064 | 4,0 | ↓ Окислительные свой  ства простых веществ уменьшаются | I | – 1 |
| Сl +17 хлор  3s23p5 | желто – зеленый газ | 0,099 | 3,0 | I III V VII; | -1; +1; +3; +5; +7 |
| Вr +35 бром  4s24p5 | темно – коричневая жидкость | 0,114 | 2,8 | I III V; | -1; +1; +3; +5; |
| I + 53 йод  5s25p5 | темно –серое кристаллическое вещество | 0,133 | 2,2 | I III V VII; | -1; +1; +3; +5; +7 |
| At +85 астат 6s26p5 |  | - | 1,9 |  |  |

Все галогены имеют молекулярную кристаллическую решетку и ядовиты.

С водородом галогены образуют галогеноводороды. При растворении в воде галогеноводороды, за исключением НF, образуют сильные кислоты. Сила кислот возрастает от HF (кислота средней силы) к HI.

Восстановительные свойства галогеноводородных кислот усиливаются в ряду HCl – HBr – HI. Особые свойства проявляет фтороводородная кислота – действует на все металлы кроме золота и платины, разрушает стекло и силикаты. Поэтому фтороводородную кислоту не хранят в стеклянной посуде.

**2.Общая характеристика элемента хлора.**

Элемент 3 периода, 7 А группы. Электронная формула 1s22s22p6 3s23p5

**Химические свойства:**

**1)отношение к металлам:** Сl2 + 2Na = 2 NaCl, реакция протекает быстро, с большим выделением тепла;

**2)отношение к неметаллам**: хлор не взаимодействует с кислородом, углеродом, азотом.

2Р + 5Cl2 = 2PCl5

H2 + Cl2 = 2HCl

**3) отношение к сложным веществам:**

2FeCl2 + Cl2 = 2FeCl3

KBr +Cl2 = 2KCl + Br2

Cl + H2O = HCl + HClO

2Ca(OH)2 + 2Cl2 (избыток) = Сa Cl2 + Ca (OCl)2 + 2H2O

Cl2 + CO = COCl2

**Получение:**

**В промышленности** – электролиз водных растворов хлорида натрия или калия.

В лаборатории:

- действие сильных окислителей MnO2; KMnO4; K2Cr2O7 – на соляную кислоту:

MnO2 + 4HCl = Mn Cl2 + Cl2 + 2H2O

2KMnO4 + 16 HCl = 2Mn Cl2 + 5Cl2 + 8H2O + 2KCl

K2Cr2O7 + 14 HCl = 2CrCl3 + 3Cl2 + 7 H2O

- окислением хлороводорода кислородом при температуре 4000С в присутствии катализатора хлорида меди: 4HCl + O2 = 2Cl2 + 2H2O

**3. Хлор в природе** находится в связанном состоянии, вследствие большой химической активности. Важнейшие природные соединения хлора – галит -NaCl, сильвин KCl, сильвинит KCL∙ NaCl, карналлит KCl∙ MgCl∙ 6H2O

**Соединения хлора:**

**1)водородные соединения – хлороводород –** бесцветный газ с резким запахом, ядовитый, хорошо растворяется в воде. Его водный раствор – хлороводородная (соляная) кислота – бесцветная жидкость с резким запахом, содержащая 31-42% хлороводорода. Это сильная кислота. Соли хлороводоролной кислоты – хлориды, все галогениды, кроме фторида серебра, не растворяются в воде. Соли хлороводородной кислотв находят широкое применение:

хлорид натрия – приправа к пище, сырье для получения натрия, водорода, гидроксида натрия, хлора, соляной кислоты, соды и т.д;

хлорид калия – удобрение, сырье для получения гидроксида калия;

хлорид цинка – для пропитки шпал в целях предохранения от гниения, в медецине – как кровоостанавливающее средство, при паянии для смачивания поверхности металла;

хлорид бария – в сельском хозяйстве для борьбы с вредителями;

хлорид кальция (безводный) для осушки газов;

хлорид серебра – в фотографии как компонент светочувстыительного слоя при изготовлении фотографий;

**2)кислородосодержащие соединения**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| оксид | Cl2O  оксид хлора (I) | Cl2 O3 оксид хлора (III) | Сl2O5 оксид хлора (V) | Cl2O7 оксид хлора (VII) |
| кислота | HClO | HClO2 | HClO3 | HClO4 |
| Название кислоты | хлорноватистая кислота | хлористая кислота | хлорноватая кислота | хлорная кислота |
| Изменение свойств | →усиление кислотных свойств;  ← усиление окислительных свойств;  ← уменьшение устойчивости; | | | |
| Пример соли |  |  |  |  |
| Название соли | гипохлориты | хлориты | хлораты | перхлораты |

Все оксиды хлора взрывчатые вещества.

**Применение:**

Хлор служит для получения неорганических и органических соединений: соляной кислоты, хлорной извести, гипохлоритов, хлоратов. Большое его количество используют для отбеливания тканей и бумажной массы, стерилизации питьевой воды и обеззараживания сточных вод, очистки сырой нефти, хлорирования руд в цветной металлургии.

В живых организмах соединения галогенов выполняют очень важные функции. Фтор входит в состав зубной эмали и костных тканей. Нарушение баланса фтора приводит к кариесу зубов, болезням суставов. Хлор присутствует в организме в виде хлорид – ионов. Соляная кислота содержится в желудочном соке и участвует в процессе пищеварения. Хлориды – компоненты многих лекарственных препаратов (физиолошгический раствор- 0,85% раствор хлорида натрия). Водно – спиртовой 3% раствор йода используют как дизенфицирующее средство. Лекарственные препараты, соджержащие бромиды натрия и калия используются для лечения нервной и сердечно – сосудистой системы. Недостаток йода приводит к нарушениям обмена веществ, оазвитию базедовой болезни.

## ВО­ПРО­СЫ И ЗА­ДА­НИЯ ПО ТЕМЕ:

1. Ука­жи­те по­ряд­ко­вый но­мер эле­мен­та, стро­е­ние внеш­не­го элек­трон­но­го уров­ня ато­ма которого... 3d104s24p5.
2. В ка­кой мо­ле­ку­ле по­ляр­ная связь бо­лее проч­ная: HCl, HBr, HI?
3. По­че­му фтор об­ла­да­ет наи­боль­шей окис­ли­тель­ной ак­тив­но­стью сре­ди га­ло­ге­нов?
4. По­че­му во­до­род от­но­сят и к I, и к VII груп­пе в Пе­ри­о­ди­че­ской си­сте­ме?
5. Опре­де­ли­те сте­пень окис­ле­ния эле­мен­тов в со­еди­не­ни­ях со­ста­ва H2O2, KClO4, HBrO3, NaIO.
6. Ка­ки­ми спо­со­ба­ми по­лу­ча­ют га­ло­ге­ны в про­мыш­лен­но­сти и в ла­бо­ра­то­рии?
7. Ка­кие из при­ве­ден­ных ре­ак­ций про­те­ка­ют до кон­ца:

а) KBr + I2 →

б) KI + Cl2 →

в) KCl + Br2 →

г) KF + Cl2 →

д) KCl + F2 →

8. Ка­кой тип свя­зи ре­а­ли­зу­ет­ся в мо­ле­ку­лах со­ста­ва Cl2O, PF3, HIO3, KBrO3?

9. В ка­кой из мо­ле­кул: F2, Cl2, Br2, I2 — связь наи­бо­лее проч­ная? От­вет по­яс­ни­те.

10. Ка­кая из ре­ак­ций яв­ля­ет­ся про­мыш­лен­ным спо­со­бом по­лу­че­ния хло­ра:

а) K2Cr2O7 + HCl →

б) Na + H2O → электролиз

в) KMnO4 + HCl →

Со­ставь­те урав­не­ния ре­ак­ций ме­то­дом элек­трон­но­го ба­лан­са.

11.Объ­яс­ни­те дез­ин­фи­ци­ру­ю­щее и от­бе­ли­ва­ю­щее дей­ствие хло­ра в при­сут­ствии вла­ги.

12.При по­мо­щи ка­ких ре­ак­ций мож­но осу­ще­ствить сле­ду­ю­щие пре­вра­ще­ния:

Cl2 → Ca(OCl)2 → HClO → HCl → Cl2?

13.Ка­кой объ­ем (н. у.) зай­мет вы­де­лив­ший­ся на ано­де газ при элек­тро­ли­зе 39 г 15 %-го рас­тво­ра хло­ри­да ка­лия?

14.Вы­чис­ли­те плот­ность хло­ра и хло­ро­во­до­ро­да по воз­ду­ху.

15.Сколь­ко грам­мов ме­та­на и хло­ра не­об­хо­ди­мо взять для по­лу­че­ния 500 мл хло­ро­фор­ма CHCl3(плот­ность рас­тво­ра 1,48 г/см3)?

16.Че­рез 70 мл 20 %-го рас­тво­ра KI (плот­ность рас­тво­ра 1,186 г/см3) про­пу­сти­ли хлор. Сколь­ко грам­мов осад­ка об­ра­зо­ва­лось?

17.Ка­ко­ва сте­пень окис­ле­ния хло­ра в со­еди­не­ни­ях со­ста­ва Ba(ClO3)2, KClO4, NaClO?

18.Ка­кой тип свя­зи ре­а­ли­зу­ет­ся в со­еди­не­ни­ях со­ста­ва Cl2, CaCl2, KOCl?

19.Ка­кую сре­ду (кис­лую, ще­лоч­ную или ней­траль­ную) бу­дут иметь рас­тво­ры со­лей со­ста­ваFeCl2, NaClO2, BaCl2, KClO4?

20.При по­мо­щи ка­ких ре­ак­ций мож­но осу­ще­ствить сле­ду­ю­щие пре­вра­ще­ния: Cl2 → Ca(OCl)2 → HClO → HCl → Cl2?

21.На­пи­ши­те урав­не­ния ре­ак­ций по­лу­че­ния хло­ри­да цин­ка все­ми воз­мож­ны­ми спо­со­ба­ми.

22.На­пи­ши­те урав­не­ния ре­ак­ций (не ме­нее че­ты­рех) меж­ду хло­ри­дом ме­ди(II) и дру­ги­ми ве­ще­ства­ми.

23.Вы­чис­ли­те мас­со­вую до­лю (%) рас­тво­ра, по­лу­чен­но­го при рас­тво­ре­нии 200 мл хло­ро­во­до­ро­да (н. у.) в 10 мл во­ды.

24.Со­ставь­те урав­не­ния сле­ду­ю­щих окис­ли­тель­но-вос­ста­но­ви­тель­ных ре­ак­ций ме­то­дом элек­трон­но­го ба­лан­са:

а) ClO2 + KOH → KClO3 + KClO2 + H2O;

б) CaOCl2 + HCl → CaCl2 + H2O + Cl2.

**5.12.2 СЕРА И КРЕМНИЙ.**

1. Соединения серы. Серная кислота, ее производство.
2. Соединения кремния. Силикатная промышленность.

Использованные источники:

1. Ю.М. Ерохин, И.Б. Ковалева Химия. Учебник для профессий технического и естественно – научного профилей; М. «Академия»2015; с.156-177;
2. Ерохин Ю.М. Химия: задачи и упражнения: учеб. пособие для студентов учреждений среднего проф. образования. – М. «Академия» 2014; с.86-99.
3. Кислород: контрольные вопросы № 1, 8-12 – с.87-88; задачи и упражнения № 10-11; 20, 25 – с.88 – 90. Сера: контрольные вопросы: № 5-8; 10,11,14,15,17 – с 94-95; задачи и упражнения № 1,8,17, 24, 25, 30, 38 – с.95-98.

1**.СОЕДИНЕНИЯ СЕРЫ.**

**Важнейшими природные соединения серы** - сульфиды металлов: FeS2— железный колчедан, или пирит; ZnS — цинковая обманка; PbS — свинцовый блеск; HgS — киноварь и др., а также соли серной кислоты (кристаллогидраты): СаSO4∙ 2Н2O — гипс, Na2SO4 ∙ 10 Н2O — глауберова соль, МgSO4 ∙7Н2O — горькая соль и др.

Сера содержится в организмах животных и растений, так как входит в состав белковых молекул. Органические соединения серы содержатся в нефти.

**Применение соединений серы:**

**Сероводородной кислоты - в** медицине, для лечения ревматизма и кожных заболеваний. Сероводород – один из компонентов минеральных вод.

**Оксида серы (IV**) - в текстильной промышленности для отбеливания различных изделий (шерсти, шелк и соломы (хлорной водой эти материалы разрушаются);

для уничтожения вредных микроорганизмов. Дезинфицирующее средство; для уничтожения плесневых грибков им окуривают сырые подвалы, погреба, винные бочки и др.; при перевозке и хранении фруктов и ягод; на получение серной кислоты;

**Серной кислоты -** для получения фосфорных и азотных удобрений; получения других кислот — соляной, плавиковой, фосфорной, уксусной и т. д.; очистки нефтепродуктов — бензина, керосина и смазочных масел — от вредных примесей.

В машиностроении для очистки поверхностьи металла от оксидов перед покрытием (никелированием, хромированием и др.); в производстве взрывчатых веществ, искусственного волокна, красителей, пластмасс и многих других; для заливки аккумуляторов; в сельском хозяйстве она используется для борьбы с сорняками (гербицид).

**Серная кислота, её производство.**

В промышленности серную кислоту получают контактным способом. Процесс получения происходит в три стадии:

1.Получение SO2 путем обжига пирита:

t

FeS2 + 11O2 = 2Fe2O3 + 8SO2↑

2. Окисление SO2 в SO3 в присутствии катализатора – оксида ванадия (V):

V2O5

2SO2 + O2 = 2SO3

t

3.Растворение SO3 в серной кислоте:

nSO3 + H2SO4→ H2SO4 ∙ nSO3

Полученный олеум перевозят в железных цистернах. Из олеума получают серную кислоту нужной концентрации, приливая его в воду. Это можно выразить схемой:

H2SO4 ∙ nSO3 + H2O → H2SO4

**2. СОЕДИНЕНИЯ КРЕМНИЯ.**

Оксид кремния применяют при производстве кремния, стекла, цемента, при строительстве и производстве керамических изделий.

**Кремниевая кислота.**

Нерастворимое в воде вещество белого цвета, полимерного строения, состав которого зависит от условий получения, выражается формулой х Н2О ∙ у SiO2/

H2SiO3 – метакремниевая кислота; H4SiO4 – ортокремниевая .

Получают при действии кислот на на растворимые соли – силикаты натрия и калия (Na2SiO3, K2SiO3) Na2SiO3 + HCl = NaCl + H2SiO3↓. При нагреваниикремниевая кислотиа постепенно теряет воду и превращается в оксид кремния SiO2.

Н2SiO3 = H2O + SiO2

Кремниевая кислота очень слабая, не окаршивает индикаторы, растворимые соли сильно гидролизованы и раствор имеет щелочную среду.

**Соли кремниевой кислоты** - силикаты. Качнственная реакция на силикаты – действие на растворы солей сильных кислот, происходит выпадение нерастворимой кремниевой кислоты.

**Сидикатная промышленность –** занимается переработкой природных соединений кремния. К ней относится производство стекла, цемента, керамики.

**Виды силикатной промышленности**

**↙ ↓ ↘**

**стекло, фаянс, фарфор, цемент, бетон**

**керамика, кирпич,**

**черепица, плитка**

**Стекло**

твердый силикатный материал, основным свойством которого является прозрачность и химическая стойкость. Стекла не имеют определенной температуры плавления и затвердевают постепенно. Основой обычных стекол являются силикаты натрия и калия. Формула обычного оконного стекла - Na2O ∙CaO ∙ 6SiO2.

Исходными веществами для получения стекла являются сода, известняк и песок.

Получают сплавлением смеси из песка, соды и известняка:

SiO2 + Na2CO3 = Na2SiO3  + CO2↑

SiO2 + CaCO3 = CaSiO3  + CO2↑

Na2SiO3  + CaSiO3  + 4SiO2 = Na2O ∙CaO ∙ 6SiO2

В стекло часто вводят различные добавки, которые изменяют и улучшают свойства обычного стекла.

Тугоплавкое стекло получают, используя поташ К2СО3, вместо соды. Хрусталь получают используя PbO, вместо CaCO3. Окрашивают стекло добавляя оксиды Cr2O3 – зеленый цвет; СоО – синий; MnO2 – красно – лиловый.

Введение в стекло плавикового шпата Са F2 делает его непрозрачным, из такого стекла изготавливают светильники (молочного цвета). Добавки оксидов кальция, бария, магния повышают механическую прочность стекол. Стекла с добавками оксида свинца используют для защиты от рентгеновских лучей. Заменой соды на карбоната калия, а карбоната кальция на оксид свинца, получают хрусталь, широко используемый для изготовления художественной посуды. Кварцевое стекло (чистый кремнезем), в сравнении с обычным стеклом обладает малым коэффициентом термического охлаждения, который почтине изменяется в зависимости от температуры, поэтому такое стекло хорошо переносит резкие колебания температуры.

**Цемент**

Широко применяемый строительный материал, его вяжущие свойства используются для скрепления между собой твердых предметов. В промышленности получают спеканием глины и известняка (карбоната кальция) при 1400 -15000С и размалывая полученную массу. Цемент представляет собой порошок серо – зеленоватого цвета.

Его тестообразная смесь с водой затвердевает в чрезвычайно твердую и прочную массу. Бетон – получают при добавлении к цементу гравия или щебня. Введением в бетон каркаса железных стержней получают железобетон, от этого прочность бетона возрастает.

**Силикатная керамика**

Получают спеканием глин с различными минеральными добавками. Керамические материалы – кирпич, фпрфор, фаянс, кафель, облтцовочные плитки, черепица, трубы, глиняная посуда и т.д. В состав этих материалов входит глина. Очень чистая глина – каолин – Аl2O3∙2SiO2 ∙ 2H2О используется для изготовления фарфроа. Для производства кирпича используют глину, содержащую много железа, именно она придает кирпичам красную окраску. Влажная и мягкая и пластичная глина твердеет и сохраняет принятую форму. Изготовление керамических изделий включает следующие стадии: формовку, сушку, обжиг. В настоящее время керамику широко используют как строительный и декоративный материал. Из керамики изготавливают бытовую и химическую посуду. Огнеупорная керамика используется для кладкивысокотемпературных печей.

**6.ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ И ЗАНЯТИЯ ПО**

**ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № практи  ческого  занятия | Наименование темы и содержание занятий по программе | Кол-во часов | Формы и методы контроля |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| 1 | **Практическое занятие**: **«**Расчетные задачи на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе». | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 2 | **Практическое занятие**: «Характеристика элементов с учётом местонахождения в периодической системе. | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 3 | **Практическое занятие**: «Определение типа связи в соединениях и составление схем строения связи». | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 4 | **Практическая работ**а «Приготовление растворов заданной концентрации» | 2 | Проверка выполнения практической работы |
| 5 | **Практическое занятие «**Реакции обмена в водных растворах электролитов. Решение задач». | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 6 | **Практическое занятие**:«Свойства кислот». | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 7 | **Практическое занятие**:Гидролиз солей. | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 8 | **Практическое занятие**  Генетическая связь между классами неорганических соединений | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 9 | **Практическое занятие**:«Изучение влияния условий на скорость химических реакций». | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 10 | **Практическое занятие:**  **«Окислительно – восстановительные реакции»** | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 11 | **Практическое занятие**:Электролиз | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 12 | **Практическое занятие**:Решение экспериментальных задач по теме металлы | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |
| 13 | **Практическое занятие**:Решение экспериментальных задач по теме не металлы | 2 | Проверка выполнения самостоятельной работы |

1**. ТЕМА ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ**: **«**РАСЧЕТНЫЕ ЗАДАЧИ НА НАХОЖДЕНИЕ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ, ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ В СЛОЖНОМ ВЕЩЕСТВЕ».

**1 вариант**

1.Единицей количества вещества в химии является:

А) г; б) кг; в) моль;

2. число Авогадро равно:

А) 6 ∙ 10 22 моль-1; б) 12∙ 10 23 моль-1; в) 6 ∙ 10 23 моль-1;

3. Определите относительную молекулярную массу газа, если известно, что 1 л этого газа (н.у.) имеет массу 1,96г.

4.Чему равна массовая доли кислорода в оксиде серы (VI) равна?

5. Чему равна плотность по воздуху оксида углерода – СО?

6. Сколько граммов оксида алюминия образуется при сжигании 0,54г алюминия в кислороде?

7.Чему равна относительная молекулярная масса оксида азота (I)?

**2 вариант**

1. Молярный объем газов (н.у.) равен;

А) 22, 4 м3/ моль; б) 22,4 л/моль; в) 22,4 л/моль;

2.Условия называются нормальными если:

А) Т = 00С; Р =1 атм; Б) Т = 200С; Р =105Па; в) Т = 00С; Р =105кПа;

3.Сколько молекул содержится в 106г карбоната натрия (Na2CO3)?

4. Чему равна массовая доля железа в оксиде железа (III)?

5. Плотность паров хлора по воздуху равна 2,44. Рассчитайте молярную массу хлора.

6. Сколько литров водорода (н.у.) выделится при взаимодействии 2,8г железа с серной кислотой?

7. Чему равна молярная масса оксида азота (V).

**2.ТЕМА ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ:** ХАРАКТЕРИСТИКА ЭЛЕМЕНТОВ С УЧЁТОМ МЕСТОНАХОЖДЕНИЯ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ.

Дайте характеристику элемента по плану:

* положение элемента в ПСХЭ: период, группа, подгруппа;
* металл или неметалл
* заряд ядра элемента;
* строение атома: число протонов, электронов, нейтронов;
* число энергетических уровней; число электронов на уровнях;
* электронная конфигурация;
* графическая формула двух последних подуровней;
* предполагаемая валентность элемента в соединениях;
* формула высшего оксида, гидроксида, его характер;
* формула летучего водородного соединения;

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| 1 вариант | 2 вариант | 3 вариант | 4 вариант | 5 вариант | 6 вариант |
| V +23 | Mn +25 | Cr + 24 | Fe + 26 | Cu +29 | Zn +30 |
| Ge + 32 | Se +34 | Br +35 | As + 33 | Ga +31 | Ca +20 |

**3.ТЕМА ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ:** ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТИПА СВЯЗИ В СОЕДИНЕНИЯХ И СОСТАВЛЕНИЕ СХЕМ СТРОЕНИЯ СВЯЗИ.

**Вариант 1**

Вещества с ионной связью в ряду:

а) O2 ― Cu ― HCl ― KCl; в) Na2O ― AlF3 ― NaCl ― K2S;

б) H2S ― Cl2 ― I2 ― Na2O; г) Н2О ― Н2 ― AlF3 ― MgO.

Составьте схему образования химической связи для молекулы воды Н2О. Укажите вид химической связи и валентность каждого элемента.

**Вариант 2**

Вещества с ковалентной полярной связью в ряду:

а) O2 ― Cu ― HCl ― KCl; в) Na2O ― AlF3 ― NaCl ― K2S;

б) H2S ― КCl― I2 ― Na2O; г) Н2О ― NН3 ― НF― SO2.

Составьте схему образования химической связи для молекулы метана СН4. Укажите вид химической связи и валентность каждого элемента.

**Вариант 3**

Вещества с ковалентной полярной связью в ряду:

а) SO2 ― СН4― HCl ― NH3; в) Na2O ― AlCl3 ― KCl ― MgO;

б) H2S ― Cl2 ― I2 ― Na2O; г) О2 ― Н2 ― F2 ―.СО2;

Составьте схему образования химической связи для молекулы сероводорода H2S. Укажите вид химической связи и валентность каждого элемента;

**Вариант 4**

Вещества с ковалентной не полярной связью в ряду:

а) SO2 ― СН4― HCl ― NH3; в) Br2 ― Cl2― K― Mg;

б) H2S ― Cl2 ― I2 ― Na2O; г) О2 ― Н2 ― F2 ―.N2;

Составьте схему образования химической связи для молекулы оксида кальция СаО. Укажите вид химической связи и валентность каждого элемента;

**4.ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА** «ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ».

1.Ознакомление с правилами работы в химической лаборатории и техникой безопасности, с химической посудой и лабораторными принадлежностями. Приёмы обращения с лабораторным штативом и нагревательными приборами.

**Цель работы:**

1.Изучить правила работы в химическом кабинете и техники безопасности; ознакомиться с лабораторным оборудованием, используемом при приготовлении растворов;

2.Изучить правила техники безопасности и порядок работы в химической лаборатории;

3.Ознакомиться с лабораторной посудой;

4.Оформить отчёт в виде таблицы. Рисунки выполнить карандашом с помощью трафарета.

**Табл. Основное назначение химической посуды при проведении химического эксперимента.**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Название посуды или принадлежности | Основное назначение | Рисунок |
| Колба плоскодонная |  |  |
| Воронка лабораторная |  |  |
| Фильтровальная бумага |  |  |
| Стакан |  |  |
| Стеклянная палочка |  |  |
| Мерный цилиндр |  |  |

2.Приготовление растворов солей с определённой массовой долей растворённого вещества. Техника фильтрования.

**Цель работы**: научиться готовить растворы с определённой массовой долей растворённого вещества.

**Оборудование:** стакан, стеклянная палочка, весы, мерный цилиндр, фильтровальная бумага.

**Реактивы:** соль (по заданию учителя).

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| Дано | Найти | Расчёты по формуле |
| W( %) | mвещества (г) | m(вещества) = m ∙ w |
| mраствора(г) | V воды (мл) | mводы = mраствора – mвещества  vводы = m / ρ |

**Задания к проведению практической работы:**

**Вариант № 1.**

1.  Приготовьте 20 г 10% раствора поваренной соли.2.  Прилейте к полученному раствору 10 мл воды и вычислите массовую долю соли в растворе.3.  Ко второму раствору прибавьте 4 г поваренной соли. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

**Вариант № 2.**

1.  Приготовьте 30 г 20% раствора поваренной соли.2.  Прилейте к нему 15 мл воды и вычислите массовую долю полученного раствора.3.  Ко второму раствору прибавьте 3 г поваренной соли. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

**Вариант № 3.**

1.  Приготовьте 25 г 10% раствора поваренной соли.2.  Прилейте к нему 14 мл воды и вычислите массовую долю полученного раствора.3.  Ко второму раствору прибавьте 2,5 г поваренной соли. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

**Вариант № 4.**

1.  Приготовьте 15 г 12% раствора поваренной соли.2.  Прилейте к нему 10 мл воды и вычислите массовую долю полученного раствора.3.  Ко второму раствору прибавьте 4 г поваренной соли. Вычислите массовую долю соли в полученном растворе.

**Критерии оценки работы**: перед выполнением практической работы учитель сообщает, что верно выполненная 1 часть соответствует оценке «3», 2 части  -- «4», вся работа – «5».  Чёткость выставления оценок повышает мотивацию учащихся и дисциплинирует их.

**МЕТОДИКА ПРИГОТОВЛЕНИЯ НЕТОЧНЫХ РАСТВОРОВ.**

1.Решить задачу;

2.Взвесить на весах рассчитанную массу соли;

3.Рассчитайте массу растворителя, необходимую для приготовления раствора

заданной концентрации. Вычислите объем растворителя, исходя из его массы и плотности.

4.Отмерить мерным цилиндром вычисленный объём воды. ВНИМАНИЕ – при отмеривании объёма воды мерным цилиндром глаза находятся на уровне нижнего мениска.

5.Перенести навеску соли в стакан (или в плоскодонную колбу). При этом обязательно обмойте стаканчик для взвешивания жидкостью из цилиндра и перелейте в химический стакан остаток жидкости.

6.Перелить воду из мерного цилиндра в стакан с навеской соли;

7.Растворите навеску вещества в рассчитанном количестве жидкости при перемешивании стеклянной палочкой.

8.Отфильтровать полученный раствор.

9.Приготовленный раствор сдать учителю. По окончании работы привести в порядок своё рабочее место и оформить отчёт, согласно таблице.

**ТЕМА ВОДА. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5:** РЕАКЦИИ ОБМЕНА В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ.

**Вариант 1**

1. Составьте полные молекулярные и ионные уравнения реакций (повышенный уровень):

CaCl2 + Na2CO3 → …;

MgCO3 + HNO3 → …;

HNO3 + Ba(OH)2 → ….

**2.** Как практически осуществить реакцию, выражаемую следующим сокращенным ионным уравнением:

H+ + OH- = H2O;

3. К 450 г 15 %-ного раствора гидроксида кальция добавили 60 г того же вещества. Массовая доля в конечном растворе равна?

**Вариант 2**

1. K2SO3 + HCl → …;

Li2CO3 + KOH → … .

BaCl2 + KNO3 → …;

2. ZnS + 2H+ = Zn2+ + H2S↑;

3. Какие массы калия и воды необходимо взять для приготовления 2 кг раствора с

массовой долей 50%?

**Вариант 3**

1.Na2CO3 + HNO3 → …;

ZnS + HCl → ….

KCl + Na2SO4 → …;

2.Zn2+ + 2OH- = Zn(OH)2↓;

3.Сколько грамм нитрата серебра нужно растворить в 250г воды для получения 2% раствора?

**Вариант 4**

1.Na3PO4 + KNO3 → …;

AgNO3 + KCl → ….

Al2(SO4)3 + KOH → …;

2.CaCO3 + 2H+ = Ca2+ + H2O + CO2↑;

3.К 400 г раствора, массовая доля гидроксида калия в котором 0,45, добавлено 100 г воды. Какова массовая доля щелочи в получившемся растворе?

**Вариант 5**

1.FeCl2 + Na2S → …;

KOH + Na3PO4 →…;

Mg(NO3)2 + KOH →

2.Fe3+ +3OH- = Fe(OH)3↓;

3.При выпаривании 500г 10% раствора сульфата лития получили раствор массой 200г. Какова процентная концентрация в полученном растворе?

**Вариант 6**

1.Fe2(SO4)3 + KOH →

NaOH + K2SO4 →….

Na3PO4 + AgNO3 → …;

2.2H+ + SiO32- = H2SiO3↓;

3.120 г раствора фруктозы с массовой долей 14% прилили 180мл воды. Какова

массовая доля (%) фруктозы в полученном растворе?

**Вариант 7**

1.Ba(NO3)2 + Al2(SO4)3 →…;

2KNO3 + Na2SO4 →…;

Zn(OH)2 + HNO3 → …;

2.3Ba2+ + 2PO43- = Ba3(PO4)2↓;

3Какие массы йода и спирта необходимы для приготовления 300г раствора с

массовой долей йода 5%?

**Вариант 8**

1.Na3PO4 + AgNO3 → …;

KNO3 + CaCl2 → …;

CaCO3 + HNO3→ …;

2.3Ag+ + PO43- = Ag3PO4↓;

3.К 70г 10% - ного раствора щёлочи добавили 14 г воды. Вычислите массовую долю

(в %) растворённого вещества в полученном растворе

**Вариант 9**

1.K2CO3 + Ca(NO3)2 → …;

Pb(NO3)2 + Na2S →….

HgCl2 + Cu(NO3)2 →

2.Al(OH)3 + 3H+ = Al3+ + 3H2O;

3.Расчитайте массу сахара и массу воды которые нужно взять для приготовления 600

г сиропа с массовой долей сахара в нем 10%.

**Вариант 10**

1.Al(NO3)3 + NaOH → ….

K2SO4 + NaNO3 →

K2CO3 + НNO3 → …;

2. Zn + 2H+ = Zn2+ + H2↑.

3.В 800 г раствора сульфата меди содержится 40 г сульфата меди. Вычислите

массовую долю сульфата меди в растворе.

**Критерии оценки работы**: перед выполнением работы учитель сообщает, что верно

выполненная 1 часть соответствует оценке «3», 2 части  -- «4», вся работа – «5».

**6. ТЕМА КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА**

**ПРАКТИЧЕСКАЯ РАБОТА №** **6:** «СВОЙСТВА КИСЛОТ».

**Оборудование:** планшетка, фоновый экран, пинцет, пробирки, зажим пробирочный, спиртовка, спички, предметное стекло (выпарительная пластина), стеклянная палочка

**Реактивы**: растворы соляной, серной, азотной кислот, фенолфталеин, метиловый оранжевый, цинк, медь, оксид меди, карбонат кальция, раствор сульфата меди.

**Цель работы:**

1.Повторить правила работы в химическом кабинете и техники безопасности;

2.Иучить свойства кислот на практике;

3.Ознакомиться с лабораторной посудой;

4.Оформить отчет по работе. Записать уравнения реакций, сделать вывод о химических свойствах кислот.

**Опыт 1.** Действие растворов кислот на индикаторы.

**Ход опыта:**

В 2 ячейки планшетки вносят по 6- 8 капель соляной кислоты.

В 1 ячейку добавляют 2 капли раствора фенолфталеина, во вторую - 2 капли метилового оранжевого. Наблюдают изменение цвета индикаторов. Повторяют опыт с серной и азотной кислотой. По окончании опыта делают вывод о том, как можно практически доказать, что исследуемое вещество является кислотой. Результаты заносят в таблицу.

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| индикатор | Цвет индикатора в нейтральной среде | Окраска индикатора в соляной кислоте | Окраска индикатора в серной кислоте | Окраска индикатора в азотной кислоте |
| фенолфталеин |  |  |  |  |
| Метиловый оранжевый |  |  |  |  |

**Опыт 2. Взаимодействие кислот с оксидами металлов**.

Ход опыта:

На кончике шпателя вносят в пробирку оксид меди и добавляют 20 капель серной кислоты;

Для ускорения взаимодействия пробирку вставляют в пробирочный зажим и нагревают на спиртовке, периодически слегка встряхивая. ВНИМАНИЕ! При нагревании держатель держать так, чтобы отверстие пробирки было направлено в сторону от себя и от соседей. После нагревания обращаем внимание на цвет раствора.

Стеклянной палочкой переносят каплю раствора на предметное стекло, закрепляют его в пробирочном зажиме и выпаривают раствор на спиртовке. ВНИМАНИЕ! Предметное стекло не должно касаться пламени спиртовки.

Обращают внимание на цвет полученного раствора.

*Дополнительно* Полученные кристаллы медного купороса можно рассмотреть под микроскопом и зарисовать.

По окончании опыта записать уравнения реакций, сделать вывод о взаимодействии оксидов металлов с кислотами, записать уравнения химических реакций.

**Опыт 3. Взаимодействие кислот с основаниями.**

В пробирку налейте по 1-2 мл раствора гидроксида натрия и добавьте 2-3 капли раствора фенолфталеина. Затем прилейте 1-2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт 4.Взаимодействие кислот с металлами.**

В две пробирки вносят по 5 – 6 капель соляной кислоты. В одну добавляют одну гранулу цинка, во вторую - пинцетом кусочек медной проволоки или стружку. Делают вывод о взаимодействии кислоты с металлами, записывают уравнения химических реакций.

По окончании эксперимента непрореагировавшие гранулы цинка собирают, промывают, высушивают, с целью дальнейшего использования.

Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт 5. Взаимодействие кислот с солями.**

В пробирку помещают карбонат кальция и добавляют 2 – 3 капли кислоты. Наблюдают растворение карбоната кальция и выделение газа.

В пробирку вносят 5- 6 капель сульфата меди и прибавляют столько же гидроксида натрия, образуется голубой осадок гидроксида меди. К полученному осадку добавляют по каплям кислоту до полного растворения осадка.

По окончании опыта записывают уравнения реакции и делают выводы о химических свойствах кислот.

Что наблюдаете?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**7. ТЕМА КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №** 7: «ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ».

**1 часть работы - экспериментальная.**

**Цель:**

1) определить реакцию среды растворов солей при гидролизе;

2) определить влияние нагревания на гидролиз;

3) исследовать условия полного гидролиза;

4)оформить отчет по работе. Записать уравнения реакций, сделать выводы.

**Оборудовани**е: пробирки в штативе, пипетки, спиртовка, спички, держатель.

**Реактивы:** растворы солей ZnSO4, Na2S, KNO3, NaНCO3, Na2CO3, FeCl3

1 часть работы.

**Задача 1**

Даны растворы солей: ZnSO4, Na2S, KNO3. Исследуйте каждый из них раствором лакмуса (или лакмусовой бумагой). Дайте объяснения полученным результатам.

Запишите уравнения соответствующих реакций.

*Раствор соли ZnSO4 гидролизуется по катиону, среда кислая, лакмус красный (розовый).*

*Раствор соли Na2S гидролизуется по аниону, среда щелочная, лакмус синий.*

*Раствор соли KNO3 гидролизу не подвергается, среда нейтральная.*

**Задача 2**

Исследуйте рН водного раствора гидрокарбоната натрия, используя универсальную индикаторную бумагу.

Нагрейте раствор и снова определите его рН. Сравните полученные результаты, Объясните наблюдаемое. Запишите уравнения соответствующих реакций.

*При нагревании усиливается гидролиз NaНCO3 →Na+ + НCO3-*

*НCO3- + НОН ↔ H2O+ CO2+ОН-  среда щелочная.*

**Задача 3**

К 6-8 каплям раствора хлорида железа (ІІІ) прибавьте такой же объем концентрированного раствора карбоната натрия. Осторожно встряхните пробирку. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

*Наблюдение: образование осадка бурого цвета и выделение пузырьков газа.*

*3Na2CO3 + 2FeCl3 + 3H2O = 2Fe(OH)3↓ + 3CO2↑ + 6NaCl*

**2 часть работы.**

**Вариант 1**

1.Установите соответствие между названием соли и ее способностью к гидролизу.

|  |  |
| --- | --- |
| Название соли  А) хлорид меди  Б) сульфат калия  В) карбонат натрия  Г) сульфит алюминия | Способность к гидролизу  Гидролиз по катиону  Гидролиз по аниону  Гидролиз не происходит  По катиону и аниону |

2.Установите соответствие между названием соли и кислотностью среды в растворе этой соли.

|  |  |
| --- | --- |
| Название соли  А) нитрит калия  Б) карбонат натрия  В) хлорид аммония  Г) сульфат калия | Среда раствора  Нейтральная  Кислая  щелочная |

3.Объясните, как протекает гидролиз нитрата цинка. Напишите уравнения гидролиза по двум ступеням в молекулярной и ионно - молекулярной формах.

4.При смешивании растворов сульфата хрома и карбоната калия образуется осадок гидроксида хрома. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно - молекулярной формах.

**Вариант 2**

**1.**Установите соответствие между названием соли и ее способностью к гидролизу.

|  |  |
| --- | --- |
| Название соли  А) сульфат лития  Б) хлорат калия  В) нитрит аммония  Г) хлорид цинка | Способность к гидролизу  1) Гидролиз по катиону  2) Гидролиз по аниону  3) Гидролиз не происходит  4) По катиону и аниону |

2. Установите соответствие между названием соли и кислотностью среды в растворе этой соли.

|  |  |
| --- | --- |
| Название соли  А) нитрат калия  Б) сульфат железа (II)  В) карбонат калия  Г) хлорид алюминия | Среда раствора  Нейтральная  Кислая  щелочная |

3. Объясните, как протекает гидролиз хлорида алюминия. Напишите уравнения гидролиза по двум ступеням в молекулярной и ионно - молекулярной формах.

4. При смешивании растворов нитрата алюминия и сульфида натрия образуется осадок гидроксида алюминия. Напишите уравнения реакция в молекулярной и ионно - молекулярной формах.

**8. ТЕМА КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 8 «ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ КЛАССАМИ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ».**

**1 вариант работы – теоретический.**

**Вариант № 1**

1.Осуществить цепочку превращений. Дать названия полученным веществам:

Сa → CaO → Ca (OH)2 → Ca (NO3)2 → Ca SO4

Для первой реакции составить электронный баланс. Для последней реакции составить молекулярное, полное и сокращенное ионное уравнение.

2. Осуществить цепочку превращений. Дать названия полученным веществам:

N2 → NH3 → NO2 → HNO3 → KNO3

Любую окислительно – восстановительную реакцию уравнять методом электронного баланса. Для любой реакции ионного обмена составить молекулярное, полное и сокращенное ионное уравнение.

**Вариант № 2**

1.Осуществить цепочку превращений. Дать названия полученным веществам:

Fe → FeCl2 → Fe(OH)2 → FeO→ FeSO4

Для первой реакции составить электронный баланс. Для последней реакции составить молекулярное, полное и сокращенное ионное уравнение

2.Осуществить цепочку превращений. Дать названия полученным веществам:

H2S ← S → SO2 → SO3 →Na2SO4

Любую окислительно – восстановительную реакцию уравнять методом электронного баланса. Для любой реакции ионного обмена составить молекулярное, полное и сокращенное ионное уравнение.

**Вариант № 3**

1.Осуществить цепочку превращений. Дать названия полученным веществам:

Zn → ZnO → ZnCl2 → Zn(OH)2 → Na2 ZnO2

Для первой реакции составить электронный баланс. Для последней реакции составить молекулярное, полное и сокращенное ионное уравнение.

2.Осуществить цепочку превращений. Дать названия полученным веществам:

Si→ SiO2 → Na2SiO3 → H2SiO3→ SiO2

Любую окислительно – восстановительную реакцию уравнять методом электронного баланса. Для любой реакции ионного обмена составить молекулярное, полное и сокращенное ионное уравнение.

**2 вариант работы – экспериментальный.**

**Цель:**

**1)**выяснить генетическую взаимосявязь основных классов неорганических соединений. 2)Оформить отчет по работе. Записать уравнения реакций, сделать выводы

**Оборудование:** пробирки в штативе, спиртовка, спички, держатель;

**Реактивы:** медная проволока, растворы серной кислоты, щелочи; хлорид цинка;

**Экспериментально осуществите следующие превращения:**

а) Медь → оксид меди (II) → сульфат меди → гидроксид меди (II) → оксид меди (II);

в) хлорид цинка → гидроксид цинка → цинкат натрия

↓ ↓

→ сульфат цинка;

9. **ТЕМА ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №** **9**«ИЗУЧЕНИЕ ВЛИЯНИЯ УСЛОВИЙ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ».

**Цель:**

1) Изучить влияние условий на скорость химических реакций;

2) Оформить отчет по работе. Записать уравнения реакций, сделать вывод.

**Оборудование:** пробирки в штативе, спиртовка, спички, держатель;

**Реактивы:** алюминий, железо, раствор соляной и серной кислоты, карбонат кальция (тв).

**Опыт 1.Влияние на скорость реакции активности металла.**

В 2 пробирки добавьте, в 1- алюминий, во 2 – железо. В пробирки прибавьте раствор соляной кислоты. В какой пробирке водород выделяется сильнее? С чем это связано?

Сделайте вывод. Запишите уравнения соответствующих реакций.

**2.Влияние на скорость реакции концентрации реагирующих веществ.**

В 2 пробирки добавьте алюминий, в 1-ю прибавьте 1 мл серной кислоты, во вторую 2 мл. В какой пробирке реакция осуществляется быстрее? Как скорость химической реакции зависит от концентрации? Сделайте вывод.

**3.Влияние на скорость реакции температуры.**

В 2 пробирки добавьте алюминий и серную кислоту. Первую пробирку слабо нагрейте. В какой пробирке реакция протекает быстрее? Сделайте вывод.

Запишите уравнения соответствующих реакций.

**4. Влияние на скорость реакции поверхности соприкосновения реагирующих тел.**

В 1 прбирку добавьте мраморную крошку, в другую – кусочек мрамора, прилейте в обе пробирки 1-2 мл соляной кислоты. В какой пробирке реакция протекает быстрее? Сделайте вывод. Запишите уравнения соответствующих реакций.

**10. ТЕМА ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 10: «ОКИСЛИТЕЛЬНО - ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ».**

**Вариант 1**

1. Определите степень окисления серы в соединениях:

а) SO2; б) H2SO3; в) Na2SO4; г) Na2S; д) SO3.

2. Определить число принимаемых и отдаваемых электронов; окислитель, восстановитель; процессы окисления и восстановлении;

Sn0 → Sn+2; P0 → P-3; Mn+7 → Mn+2;

3 Расставьте коэффициенты в схемах приведенных реакций методом электронного

баланса. Определите тип реакции.

SO3 + H2S = SO2 + H2O

Zn + H2SO4 (конц.) →

**Вариант 2**

1.Определите степень окисления азота в соединениях:

а) NН3; б) N2O3; в) NaNO2; г) NО; д) HNO3.

2.Определить число принимаемых и отдаваемых электронов; окислитель, восстановитель; процессы окисления и восстановлении;

Сr0 → Cr+3; I0 → I-; S-2 → S+6;

3.Расставьте коэффициенты в схемах приведенных реакций методом электронного баланса. Определите тип реакции.

V + HNO3 = V2O5 + NO2 + H2O

Mn + HNO3(конц) →

**Вариант 3**

1.Определите степень окисления элементов в соединениях:

а) BF3; б) Fe2O3; в) K3PO4; г) CCl4; д) Cl2O.

2.Определить число принимаемых и отдаваемых электронов; окислитель, восстановитель; процессы окисления и восстановлении;

C0 → C-4; Mn+7 → Mn+4 P+5→P-3;

3.Расставьте коэффициенты в схемах приведенных реакций методом электронного баланса. Определите тип реакции.

HNO3 + S = H2SO4 + NO

В + HNO3 (конц) → Н3ВО3 + ….;

**Вариант 4**

1.Из приведенных формул веществ: ZnS, SO2, Na2SO3, H2SO4, H2SO3, выпишите те, в которых степень окисления серы равна +4;

2.Определить число принимаемых и отдаваемых электронов; окислитель, восстановитель; процессы окисления и восстановлении;

Fe0 → Fe+3; Cl+7 → Cl-; 2N+5→2N+1;

3.Расставьте коэффициенты в схемах приведенных реакций методом электронного баланса. Определите тип реакции.

HI + SO2 = I2 + S + H2O

Cu + HNO3(конц) →

**Вариант 5**

1.Из приведенных формул веществ: HNO2, К3N, N2O3, NaNO2, HNO3, выпишите те, в которых степень окисления азота равна +3.

2.Определить число принимаемых и отдаваемых электронов; окислитель, восстановитель; процессы окисления и восстановлении;

Fe0 → Fe+3; Cl+7 → Cl-; 2N+5→2N+1;

3/Расставьте коэффициенты в схемах приведенных реакций методом электронного баланса. Определите тип реакции.

H2S + HIO3 = S + I2 + H2O

Са + H2SO4 (конц.) →

**Вариант 6**

1.Из приведенных формул веществ: HNO2, К3N, N2O3, NaNO2, HNO3, выпишите те, в которых степень окисления фосфора равна +5.

2.Определить число принимаемых и отдаваемых электронов; окислитель, восстановитель; процессы окисления и восстановлении;

Сu0 → Cu+2; Nl+5 → N-3; S+6→S-2;

3.Расставьте коэффициенты в схемах приведенных реакций методом электронного

баланса. Определите тип реакции.

HBr + H2SO4 = Br2 +SO2 + H2O

Al + HNO3(p)→

**11.ТЕМА ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 11.**ЭЛЕКТРОЛИЗ, ЕГО ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ.

**Вариант 1**

1.Установите соответствие между формулой вещества и продуктом, который образуется на катоде в результате электролиза его водного раствора.

|  |  |
| --- | --- |
| Формула вещества:  А) CrCl3  Б) Cu(NO3)2  В) К3РО4  Г) NaCl | Продукты электролиза  1)водород  2)металл  3) металл и водород  4) кислород  5) хлор  6) азот |

2.Установите соответствие между металлом и способом его электролитического получения в промышленности

|  |  |
| --- | --- |
| Металл  А) калий  Б) магний  В) свинец  Г) медь | Способ электролиза  Расплавленного нитрата  Водного раствора гидроксида  Расплава хлорида  Расплавленного оксида  Водного раствора солей  Раствора оксида в расплавленном криолите |

**Вариант 2**

1.Установите соответствие между формулой вещества и продуктами электролиза его водного раствора на инертных электродах.

|  |  |
| --- | --- |
| Формула вещества:  А) CaCl2  Б) Fe(NO3)3  В) К2SО4  Г) FeCl3 | Продукты электролиза  1)водород  2)металл  3) металл и водород  4) кислород  5)хлор  6) азот |

2.Установите соответствие между металлом и способом его электролитического получения в промышленности

|  |  |
| --- | --- |
| Металл  А) натрий  Б) алюминий  В) серебро  Г) медь | Способ электролиза  1) Водного раствора солей  Водного раствора гидроксида  Расплава поваренной соли  Расплавленного оксида  Раствора оксида в расплавленном криолите  Расплавленного нитрата |

**12. ТЕМА МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 12:** РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «МЕТАЛЛЫ»

**I вариант работы:**

**1 вариант**

1.Осуществить следующие превращения. Реакции рассмотреть в свете теории ТЭД:

Mg→Mg Cl2 → Mg (OH)2 → MgO→ Mg

2.При помощи химических реакций доказать амфотерность гидроксида алюминия\*

**2 вариант**

1. Осуществить следующие превращения. Реакции рассмотреть в свете теории ТЭД:

Cu →Cu SO4 → Cu (OH)2 → CuO → Cu

2.При помощи химических реакций доказать амфотерность гидроксида цинка. \*

**3 вариант**

1. Осуществить следующие превращения. Реакции рассмотреть в свете теории ТЭД:

Fe → Fe SO4 → Fe (OH)2 → FeO → Fe

2. При помощи химических реакций доказать амфотерность гидроксида хрома\*.

**II вариант работы – экспериментальтный:**

**Цель:**

1) Изучить свойства металлов и их соединений, посредством решения экспериментальных задач.

2) Оформить отчет по работе. Записать уравнения реакций, сделать вывод.

**Оборудование:** пробирки в штативе;

**Реактивы:** соли (тв.) **-** карбонат натрия; нитрат калия; сульфат цинка; нитрат магния; хлорида магния, хлорида натрия; растворы щелочи, соляной и серной кислот; универсальная индикаторная бумага; вода;

**Опыт № 1**

в 4-х пробирках находятся следующие соли в твердом виде:

а) карбонат натрия;

б) нитрат калия;

в) сульфат цинка;

г) нитрат магния;

При помощи химических реакций определите, в какой пробирке находится каждое из веществ. Напишите уравнения в молекулярной и ионно – молекулярной форме.

**Опыт № 2**

При помощи характерных реакций докажите, что в пробирке находится сульфат цинка. Напишите уравнения в молекулярной и ионно – молекулярной форме.

**Опыт № 3**

В трех пробирках находятся растворы хлорида натрия, карбоната натрия, и хлорида магния. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите, в какой из пробирок находится каждая соль. Напишите уравнения в молекулярной и ионно – молекулярной форме.

**Опыт № 4**

Получите гидроксид хрома (3) и докажите, что он обладает амфотерными свойствами. Напишите уравнения в молекулярной и ионно – молекулярной форме.

**13. ТЕМА МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ**

**ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 13:** РЕШЕНИЕ ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ТЕМЕ «НЕМЕТАЛЛЫ»

**I вариант работы:**

**Вариант № 1**

1.Составить уравнения реакций для переходов:

S → SO2→ SO3→ H2SO4→BaSO4

Рассмотреть 4 реакцию в свете теории электролитической диссоциации (ТЭД)

2.Уравнять методом электронного баланса:

MnCl2 + HCl → MnCl2 + Cl2 + H2O

**Вариант № 2**

1.Составить уравнения реакций для переходов:

N2O5 → KNO3 → HNO3 → Cu(NO3)2→ NO2

Рассмотреть 3 реакцию в свете ТЭД

2.Уравнять методом электронного баланса:

НClO4 + SO2 + H2O → H2SO4 + HCl

**Вариант № 3**

1.Составить уравнения реакций для переходов:

CO → CO2 → Na2CO3 → CO2 → CaCO3

Рассмотреть 4 реакцию в свете ТЭД

2.Уравнять методом электронного баланса:

SO2 + I2 + H2O → HI + H2SO4

**II вариант работы - экспериментальный:**

**Цель:**

1) Изучить свойства неметаллов и их соединений, посредством решения экспериментальных задач.

2) Оформить отчет по работе. Записать уравнения реакций, сделать вывод.

**Оборудование:** пробирки в штативе;

**Реактивы:** соли (тв.) **-** хлорида натрия, бромид натрия, йодид натрия; нитрат аммония, нитрата натрия и нитрита натрия; силикат натрия, карбонат натрия, фосфат натрия; растворы щелочи, соляной кислоты; нитрат серебрауниверсальная индикаторная бумага; вода;

**Опыт № 1.**

В 4- х пробирках находятся следующие соли в твердом виде:

а) хлорид натрия;

б) бромид натрия

в) йодид натрия.

С помощью одного реактива определите, в какой из пробирок какая соль.

Напишите уравнения в молекулярной и ионно – молекулярной форме.

**Опыт № 2**

В трех пробирках находятся растворы нитрата аммония, нитрата натрия и нитрита натрия. С помощью универсальной индикаторной бумаги определите, в какой из пробирок находится каждая соль. Напишите уравнения в молекулярной и ионно – молекулярной форме.

**Опыт № 3**

3. Среди растворов солей: хлорид натрия, нитрат натрия, силикат натрия, карбонат натрия, фосфат натрия – с помощью качественной реакции определите силикат натрия. Докажите, что кремниевая кислота проявляет кислотные свойства. Напишите уравнения в молекулярной и ионно – молекулярной форме.

**7.САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ (СРС)**

**ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ»**

**7.1 ВИДЫ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ:**

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| № | Кол–во часов  на срс | Вид работы | Форма контроля | Примечания |
| **Тема 1. 1.** Основные понятия и законы | | | |  |
| 1 | 2 | Подготовка к практическому занятию по решению задач; | - Защита рефератов;  -Проверка решения домашней самостоятельной работы по решению задач и упражнений по теме, по образцу;  - Вопросы по теме;  -Работа с таблицами химических формул; | с.140-141  Приложе-ние |
| 2 | 2 | Выполнение творческого домашнего задания - «Химическое лото» | -Упражнения на составление химических формул по валентности в виде игры | Приложе-ние |
| **Тема 1.2.** Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева и строение атома | | | | |
| 3 | 2 | - **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  •Жизнь и деятельность Д.И. Менделеева;  •Синтез 114-го элемента – триумф российских физиков-ядерщиков; | -Защита рефератов; |  |
| 4 | 2 | **- Подготовка к практическому занятию «**Характеристика элементов с учётом местонахождения в периодической системе». | - Вопросы по теме;  -Выполнение домашней самостоятельной работы;  - Работа с Периодической таблицей Д.И. Менделеева;  - работа с алгоритмами; | с.143-144 |
| **Тема 1.3.** Строение вещества | | | | |
| 5 | 1 | **- Подготовка к практическому занятию.**  - Подготовка к проведению экспресс - опросов по конкретным темам; | -Выполнение домашних самостоятельных  работ по темам: Решение задач на нахождение состава смесей;  Тест по теме дисперсные системы;  Определение типов связей в соединениях; | с.142;  146-147;  145; |
| 6 | 1 | - Работа с источниками информации (химическими, научными); | - Вопросы по теме; |  |
| **Тема 1.4.** Вода. Растворы. Электролитическая диссоциация | | | | |
| 7 | 1 | **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  •Современные методы обеззараживания воды;  • Растворы вокруг нас. Типы растворов;  • Жизнь и деятельность С. Аррениуса;  •Вклад отечественных ученых в развитие теории электролитической диссоциации**;** | -Защита рефератов; |  |
| 8 | 1 | **Подготовка к практическим занятиям** | - Выполнение домашней самостоятельной работы;  - работа с таблицами и алгоритмами (сильные и слабые электолиты; таблица растворимости; химические формулы);  - Решение контексных (ситуационных) задач. | с.149;  153; |
| 9 | 1 | Изложение и аргументация собственных суждений о растворимости веществ, зависимость растворимости газов, жидкостей и твердых веществ от различных факторов; | - Вопросы по теме;  - Выполнение домашней самостоятельной работы;  - Работа с конспектами лекций; |  |
| 10 | 1 | Выполнение домашнего задания на повторение и обобщение знаний по химии. | - Выполнение домашней самостоятельной работы;  - Работа с конспектами лекций;  - Решение контексных (ситуационных) задач. |  |
| **Тема 1.5.** Классификация неорганических соединений и их свойства | | | | |
| 11 | 1 | **Подготовка к практическим занятиям;** | - Выполнение домашней самостоятельной работы;  - работа с таблицами (сильные и слабые электролиты; взаимодействие металлов с серной и азотной кислотами)  - работа с алгоритмами;  - Работа с конспектами лекций; | с. 148; |
| 12 | 1 | **Выполнение групповых заданий–подготовка к самостоятельной работе по теме;** | -Выполнение самостоятельных работ; | 150-151;  152; |
| 13 | 1 | **Подготовка рефератов по предложенным темам:**  •Использование минеральных кислот на предприятиях различного профиля;  • История гипса;  •Поваренная соль как химическое сырье;  •Многоликий карбонат кальция: в природе, в промышленности, в быту;  •Оксиды и соли как строительные материалы;  • Реакция горения в быту и на производстве. | -Защита рефератов; |  |
| 14 | 1 | - Работа с источниками информации (химическими, научными); | - Вопросы по теме;  -Работа с конспектами лекций; |  |
| 15 | 1 | - Подготовка к проведению экспресс - опросов по теме; | -Вопросы по теме;  -Работа с конспектами лекций; |  |
| 16 | 1 | -Подготовка к тестовому контролю знаний, самостоятельным работам по теме; | -Вопросы по теме;  -Работа с конспектами лекций; |  |
| **Тема 1.6.** Химические реакции | | | |  |
| 17 | 1 | **Подготовка рефератов по предложенной тематике:**  • Электролиз растворов и расплавов электролитов;  • Практическое применение электролиза: рафинирование, гальванопластика, Гальваностегия. | -Защита рефератов;  Презентаций; |  |
| 18 | 2 | **Подготовка к практическим занятиям;** | - Вопросы по теме;  -Выполнение домашней самостоятельной работы;  - Работа с алгоритмами;  -Работа с конспектами лекций; | с.158 |
| 19 | 1 | **Работа с источниками информации;** | -Вопросы по теме; выполнение домашних самостоятельных работ;  -Работа с конспектами лекций; | с.154-157 |
| 20 | 2 | **Подготовка к проведению теста по теме «Химические реакции»;** | -Выполнение домашних самостоятельных работ;  -Работа с конспектами лекций; | с.154-158 |
| **Тема 1.7.** Металлы и неметаллы | | | | |
| 21 | 1 | **Подготовка рефератов и презентаций по предложенной тематике:**  • Роль металлов в истории человеческой цивилизации;  • Роль металлов и сплавов в научно-техническом прогрессе;  • Коррозия металлов и способы защиты от коррозии;  • Химия металлов в моей профессиональной деятельности;  • Устранение жесткости воды на промышленных предприятиях;  • История отечественной черной металлургии;  • История отечественной цветной металлургии;  • Химия неметаллов в моей профессиональной деятельности; | -Защита рефератов, докладов; презентаций; |  |
| 22 | 2 | **Подготовка к практическим занятиям.** | - Вопросы по теме;  - Работа с таблицами  ( ряд активности металлов; табл. растворимости; табл. Д.И. Менделеева; качественные реакции) |  |
| 23 | 1 | Работа с источниками информации | Вопросы по теме; |  |
| 24 | 2 | Выполнение индивидуальных и групповых заданий, направленных на развитие у студентов самостоятельности и инициативы; | Выполнение домашних самостоятельных работ; | с.159-161; |
| **Тема 1.8.** Обобщение знаний по общей и неорганической химии | | | | |
| 25 | 2 | **Обобщение и систематизация знаний по общей и неорганической химии – подготовка к контрольной работе.** | -Выполнение домашней контрольной работы;  - Вопросы на повторение;  - Работа с конспектами лекций; | с.162 |

**7.2.ПРИМЕРНЫЕ ТЕМЫ РЕФЕРАТОВ И ПРЕЗЕНТАЦИЙ**:

* Биотехнология и генная инженерия — технологии XXI века.
* Нанотехнология как приоритетное направление развития науки и производства в
* Российской Федерации.
* Современные методы обеззараживания воды.
* Аллотропия металлов.
* Жизнь и деятельность Д.И.Менделеева.
* «Периодическому закону будущее не грозит разрушением…»
* Синтез 114-го элемента — триумф российских физиков-ядерщиков.
* Изотопы водорода.
* Использование радиоактивных изотопов в технических целях.
* Рентгеновское излучение и его использование в технике и медицине.
* Плазма — четвертое состояние вещества.
* Аморфные вещества в природе, технике, быту.
* Охрана окружающей среды от химического загрязнения. Количественные характеристики загрязнения окружающей среды.
* Применение твердого и газообразного оксида углерода (IV).
* Защита озонового экрана от химического загрязнения.
* Грубодисперсные системы, их классификация и использование в профессиональной
* деятельности.
* Косметические гели.
* Применение суспензий и эмульсий в строительстве.
* Минералы и горные породы как основа литосферы.
* Растворы вокруг нас. Типы растворов.
* Вода как реагент и среда для химического процесса.
* Жизнь и деятельность С.Аррениуса.
* Вклад отечественных ученых в развитие теории электролитической диссоциации.
* Устранение жесткости воды на промышленных предприятиях.
* Серная кислота — «хлеб химической промышленности».
* Использование минеральных кислот на предприятиях различного профиля.
* Оксиды и соли как строительные материалы.
* История гипса.
* Поваренная соль как химическое сырье.
* Многоликий карбонат кальция: в природе, в промышленности, в быту.
* Реакции горения на производстве и в быту.
* Виртуальное моделирование химических процессов.
* Электролиз растворов электролитов.
* Электролиз расплавов электролитов.
* Практическое применение электролиза: рафинирование, гальванопластика,
* Гальваностегия.
* История получения и производства алюминия.
* Электролитическое получение и рафинирование меди.
* Жизнь и деятельность Г.Дэви.
* Роль металлов в истории человеческой цивилизации. История отечественной черной
  + металлургии. Современное металлургическое производство.
* История отечественной цветной металлургии. Роль металлов и сплавов в научно-
* техническом прогрессе.
* Коррозия металлов и способы защиты от коррозии.
* Инертные или благородные газы.
* Рождающие соли — галогены.
* История шведской спички.
* История возникновения и развития органической химии.
* Жизнь и деятельность А.М.Бутлерова.
* Витализм и его крах.
* Роль отечественных ученых в становлении и развитии мировой органической химии.
* Современные представления о теории химического строения.
* Экологические аспекты использования углеводородного сырья.
* Экономические аспекты международного сотрудничества по использованию
  + углеводородного сырья.
* История открытия и разработки газовых и нефтяных месторождений в Российской
* Федерации.
* Химия углеводородного сырья и моя будущая профессия.
* Углеводородное топливо, его виды и назначение.
* Синтетические каучуки: история, многообразие и перспективы.
* Резинотехническое производство и его роль в научно-техническом прогрессе.
* Сварочное производство и роль химии углеводородов в нем.
* Нефть и ее транспортировка как основа взаимовыгодного международного
  + сотрудничества.

**7.3 ПРИМЕРНЫЕ ЗАДАНИЯ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ САМОСТОЯТЕЛЬНЫХ РАБОТ.**

**ТЕМА:** ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ

1. **вариант**
2. Наибольшая относительная молекулярная масса у вещества, формула которого:

Б) SO2; А) Н2S;

В) K2S;

Г) MgS;

2. Масса 3,01 ∙1023 молекул кислорода равна, г:

А) 32;

Б) 48;

В) 16;

Г) 64;

3.Число молекул в 102г сероводорода H2S равно:

А) 18, 06 ∙1023;

Б) 24, 08 ∙1023;

В) 6,02 ∙ 1023;

Г) 12,04 ∙ 1023;

1. Укажите, какой объем (н.у.) занимают 140г азота N2:

А) 10 л;

Б) 112 л;

В) 22,4м3;

Г) 1,12 м3;

1. Укажите, какой объем (н.у.) занимают 3,01 ∙1023 молекул сероводорода H2S, л:

А) 0,5;

Б) 22,4;

В) 11,2;

Г) 3,0;

1. Относительная плотность СН4 по водороду равна:

А) 16;

Б) 8;

В) 6,5;

Г) 4;

1. Сумма коэффициентов в уравнении реакции магния с соляной кислотой равна:

А) 6;

Б) 5;

В) 4;

Г) 3;

1. При взаимодействии 8 г серы с железом образуется сульфид железа FeS массой, г:

А) 36;

Б) 20;

В) 22;

Г) 18;

1. **вариант**
2. Наименьшая молекулярная масса у вещества, формула которого:

А) CO2;

Б) СН4;

В) СS2;

Г) СН3Сl;

1. Масса 1,5 молей оксида серы (IV) равна, г:

А) 18;

Б) 54;

В) 96;

Г) 27;

1. Число молекул в 54г воды равно:

А) 6,02 ∙ 1023;

Б) 3,01 ∙ 1023;

В) 12,04 ∙ 1023;

Г) 18,06 ∙ 1023;

1. Какой объем (н.у.) занимают 32г оксида серы (IV) SO2, л:

А) 22,4;

Б) 44,8;

В) 33,6;

Г) 11,2;

5. Укажите, какой объем (н.у.) занимают 15,05∙ 1023 молекул кислорода, л:

А) 22,4;

Б) 56;

В) 44,8;

Г) 33,6;

6. Относительная плотность углекислого газа по воздуху:

А) 1,52;

Б) 1,0;

В) 22;

Г) 1,38;

7. Сумма коэффициентов в уравнениии реакции алюминия с кислородом равна:

А) 9;

Б) 7;

В) 5;

Г) 4;

1. Для получения 194г сульфида цинка ZnS необходимо взять цинка:

А) 100г;

Б) 97г;

В) 130г;

Г) 65г;

**ТЕМА: ЧИСТЫЕ ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ**

**1 вариант**

1. Масса растворенного вещества в 200 г раствора с массовой долей 10% равна, г:

А) 10;

Б) 20;

В) 30;

Г) 40.

2. К 150 г5% раствора соли добавили еще 15 г соли. Массовая доля соли в полученном растворе составляет, %:

А) 13,3;

Б) 13,6;

В) 12,1;

Г) 15;

3. К 50 г 4% раствора сахара добавили 30 мл воды. Массовая доля сахара в полученном растворе составляет, %

А) 2,5;

Б) 5;

В) 2,8;

Г) 1,5;

4. Укажите формулу оксида железа с массовой долей железа 70%:

А) FeO;

Б) Fe2O3;

В) Fe3O4;

Г) FeO3;

5. Массовая доля азота в аммиаке составляет, %:

А) 17,5;

Б) 43;

В) 57;

Г) 82,5;

* 1. **вариант**

1. Масса растворенного вещества в 30 г раствора с массовой долей 20% равна, г:

А) 0,6;

Б) 3;

В) 6;

Г) 60.

2. К 90 г 5% раствора соли добавили еще 10 г соли. Массовая доля соли в полученном растворе составляет, %:

А) 4,5;

Б) 16,1;

В) 14,5;

Г) 12,3;

3. К 60 г 10% раствора сахара добавили 40 мл воды. Массовая доля сахара в полученном растворе составляет, %

А) 4;

Б) 6;

В) 80;

Г) 11;

4. Укажите формулу оксида соединений меди с массовой долей меди 88,8%:

А) Сu2O;

Б) CuO;

В) Cu(OH)2;

Г) CuSO4;

5. Массовая доля cеры в оксиде серы (VI) составляет, %:

А) 28;

Б) 40;

В) 60;

Г) 82;

**ТЕМА: СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ**

**СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.**

**1 вариант**

1. Атом хлора содержит:

А) 17 протонов и 35 электронов;

Б) 35 протонов и 7 электронов;

В) 7 протонов и 7 электронов;

Г) 17 протонов и 17 электронов;

1. Число электронов на внешнем энергетическом уровне атома углерода равно:

А) 2;

Б) 4;

В) 6;

Г)12;

1. Электронную конфигурацию внешнего электронного слоя 2s22р5 имеет атом:

А) азота;

Б) хора;

В) фтора;

Г) неона;

1. Неметаллические свойства элементов в ряду Si – P – S – Cl:

А) остаются неизменными;

Б) усиливаются;

В) ослабляются;

Г) определенной закономерности нет;

1. Самым активным неметаллом среди элементов F, Cl, Br, I является:

А) фтор;

Б) хлор;

В) бром;

Г) йод;

1. В ряду гидроксидов Be(OH)2 → Mg (OH)2 → Ca (OH)2 свойства изменяются:

А) от кислотных к амфотерным;

Б) от основных к кислотным;

В) от амфотерных к основным;

Г) от кислотных к основным;

1. **вариант**
2. Атом фтора содержит:

А) 9 протонов и 19 электронов;

Б) 9 протонов и 9 электронов;

В) 19 протонов и 19 электронов;

Г) 19 протонов и 9 электронов;

1. Число электронов на внешнем энергетическом уровне атома кислорода равно:

А) 2;

Б) 4;

В) 6;

Г) 8;

1. Электронную конфигурацию внешнего слоя 2s22р3 имеет атом:

А) углерода;

Б) азота;

В) кислорода;

Г) фтора;

1. Металлические свойства элементов в ряду Be – Ca – Sr – Ba:

А) остаются неизменными;

Б) усиливаются;

В) ослабевают;

Г) определенной закономерности нет;

1. Самым активным неметаллом среди элементов Ge, As, Se, Br является:

А) германий;

Б) мышьяк;

В) селен;

Г) бром;

1. В ряду гидроксидов NaOH → Mg(OH)2 → Al (OH)3свойства изменяются:

А) от кислотных к амфотерным;

Б) от основных к кислотным;

В) от основных к амфотерным;

Г) от кислотных к основным;

**ТЕМА:** СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

**1 вариант.**

1. Формулы веществ с ионной и ковалентной связью соответственно:

А) CaO и PCl5;

Б) NaCl и СН4;

В) СО2 и Н2;

Г) КBr и S8;

1. Водородная связь образуется между молекулами вещества, формула которого:

А) НF;

Б) СН4;

В) H2SiO3;

Г)Н2;

1. Кристаллическая решетка кремния:

А) атомная;

Б) молекулярная;

В) ионная;

Г) металлическая;

4. По донорно – акцепторному механизму образована ковалентная связь в соединении,

формула которого:

А) KCl;

Б) СО2;

В) NH4Br;

Г) Al(OH)3;

**2 вариант**

1. Формулы веществ с ионной и ковалентной полярной связью соответственно:

А) Cl2 и KBr;

Б) H2SO4 и КОН;

В) LiH и О2;

Г) СО2 и Н2О;

1. Водородная связь не образуется между молекулами:

А) воды;

Б) аммиака;

В) метана;

Г) фтороводорода;

1. Хлорид бария имеет кристаллическую решетку:

А) атомную;

Б) металлическую;

В) ионную;

Г) молекулярную;

1. По донорно – акцепторному механизму образована ковалентная связь в соединении, формула которого:

А) Н2SO4;

Б) NH3;

В) NH4NO3;

Г) К3PO4;

**ТЕМА:** ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ **-** ТЕСТ;

**1 вариант:**

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| №  п\п | Вопрос | Варианты ответов |
| 1 | К газообразным дисперсным системам относится атмосферный туман. Туман представляет из себя распределение мельчайших частиц: | а) твердого вещества в газе;  б) жидкости в газе;  в) газа в газе;  г) жидкости в жидкости. |
| 2 | Эмульсиями называются дисперсные системы, в которых: | а) газообразные частицы распределены в жидкости;  б) газообразные частицы распределены в газе;  в) одна жидкость раздроблена в другой, не растворяющей её жидкости;  г) твердые частицы распределены в жидкости. |
| 3 | Примерами этой эмульсии являются молоко и нефть. Что это за эмульсия? | а) гомогенная  б) природная  в) грубодисперсная  г) природные |
| 4 | Примерами этой эмульсии являются капельки жира в лимфе. Что это за эмульсия? | а) природная  б) тонкодисперсная  в) гетерогенная  г) биологическая |
| 5 | Суспензиями называются такие дисперсные системы, в которых: | а) газообразные частицы распределены в жидкости;  б) газообразные системы распределены в газе;  в) жидкость раздроблена в другой жидкости не растворяющей её жидкости;  г) твердые частицы распределены в жидкости. |
| 6 | Суспензии, в которых седиментация идет очень медленно из-за малой разности в плотности дисперсной фазы и дисперсионной среды, также называют | а) взвеси  б) эмульсии  в) пены  г) растворы |
| 7 | Подгруппа коллоидных систем, представляющие собой студенистые осадки, образующиеся при коагуляции золей. | А) взвеси  б) эмульсии  в) золи  г) гели |
| 8 | Явление слипания коллоидных частиц и выпадения их в осадок | а) седиментация  б) коагуляция  в) синерезис  г) отстаивание |

**II вариант** (проведение теста по вариантам)

**ТЕСТ** «ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ»

**Вариант 1**

1. Диспергирование значит:

А объединение Б дробление

В укрупнение Г разрушение

2. Эмульсия – это:

А жидкость + твердое вещество Б жидкость + жидкость

В жидкость + газ Г газ + твердое вещество

3. Суспензия – это:

А жидкость + твердое вещество Б жидкость + жидкость

В жидкость + газ Г газ + твердое вещество

4. Выберите название коллоидного раствора:

А гель Б желе

В паста Г золь

5. Установите соответствие:

1. Суспензия А молоко

2. Эмульсия Б яичный белок

3. Коллоид В взвесь ила

Г раствор сахара

6. Установите соответствие:

1. Суспензия А частицы более 100нм

2. Золь Б частицы от 1 до 100нм

3. Эмульсия

**ТЕСТ «**ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ»

**Вариант 2**

1. К газообразным дисперсным системам относится атмосферный туман. Туман представляет из себя распределение мельчайших частиц:

А) твердого вещества в газе

Б) жидкости в газе

В) газа в газе

Г) жидкости в жидкости

2. Эмульсия – это:

А жидкость + твердое вещество Б жидкость + жидкость

В жидкость + газ Г газ + твердое вещество

3. Суспензия – это:

А жидкость + газ Б газ + твердое вещество

В жидкость + твердое вещество Г жидкость + жидкость

4. Диспергирование значит:

А объединение В укрупнение

Г разрушение Б дробление

5. Синерезис – это:

А Старение геля

Б Испарение геля

В Образование геля

6. Установите соответствие между видом дисперсной системы и ее свойствами:

1.Золь А рассслаивается

2. Гель Б синерезис

3. Эмульсия В коагуляция

**ТЕМА** КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

«СВОЙСТВА КИСЛОТ».

**1 вариант.**

Закончить реакцию, уравнять методом электронного баланса:

Cu + HNO3 (k) →

Na + H2SO4 (k) →

**2 вариант**

Закончить реакцию, уравнять методом электронного баланса:

Cа + HNO3 (p) →

Cu+ H2SO4 (k) →

**3 вариант**

Закончить реакцию, уравнять методом электронного баланса:

Sn + HNO3 (k) →

Mg + H2SO4 (k) →

**4 вариант**

Закончить реакцию, уравнять методом электронного баланса:

Pb + HNO3 (p) →

Sn + H2SO4 (k) →

**ТЕМА** ВОДА. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.

**1 вариант**

1. Составить уравнения диссоциации электролитов:

А) Н2SO4;

Б) Ba(HCO3)2;

3. Наибольшее количество ионов образуется при диссоциации 1 моля:

А) сульфата алюминия;

Б) хлорида алюминия;

В) сероводородной кислоты;

Г) гидроксида натрия;

1. Выберите формулы сильных электролитов:

А) Н2SO3;

Б) Вa(OH)2

В) Н2S;

Г) Na2SiO3;

**2 вариант**

1. Составить уравнения диссоциации электролитов:

А) Ba(OH)2;

Б) AlOHCl2

2. Выберите формулы слабых электролитов:

А) Н2СO3;

Б) Sr(OH)2;

В) НNO2;

Г) HNO3;

3. Наибольшее количество ионов образуется при диссоциации 1 моля:

А) сульфата натрия;

Б) нитрата алюминия;

В) хлорида кальция;

Г) гидроксида калия;

**ТЕМА** КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

КИСЛОТЫ, ОСНОВАНИЯ, СОЛИ

**1 вариант**

1. Все основания реагируют:

А) с кислотами;

Б) основными оксидами;

В) щелочами;

Г) солями;

1. Соляная кислота реагирует с веществом, формула которого:

А) Fe;

Б) Ag;

В) S;

Г) KNO3;

1. Реакция протекает до конца в случае образования газа при взаимодействии:

А) хлорида железа (III) и серной кислоты;

Б) гидроксида бария и сульфата натрия;

В) карбоната калия и азотной кислоты;

Г) сульфата калия и хлорида натрия;

1. Реакция обмена с образованрем воды протекает между водными растворами:

А) хлорида калия и гидроксида натрия;

Б) азотной кислотой и гидроксида калия;

В) хлорида кальция и нитрата серебра;

Г) нитрата меди (II)и соляной кислоты;

1. Фосфат кальция можно получить в результате взаимодействия веществ, формулы которых:

А) CaO и Li3PO4;

Б) СaСl2 и H3PO4;

В) КNO3 и Н3РО4;

Г) Са и Р2О5;

**ТЕМА** КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

КИСЛОТЫ, ОСНОВАНИЯ, СОЛИ

**2 вариант**

1. Все кислоты способны:

А) реагировать с основаниями;

Б) разлагаться при нагревании;

В) взаимодействовать с основными оксидами;

Г) изменять окраску фенолфталеина;

1. Гидроксид кальция реагирует с веществом, формула которого:

А) Н2SO4;

Б) К2О;

В) NaCl;

Г) NaOH;

1. Реакция протекает до конца в случае образования осадка при вхаимодействии водных растворов:

А) хлорида алюминия и сульфата натрия;

Б) гидроксидабария и соляной кислоты;

В) карбоната калия и азотной кислоты;

Г) сульфата калия и хлорида бария;

1. Сокращенное ионное уравнение 2Н+  + SO32- = SO2 + H2O соответсвует реакции:

А) между серной кислотой и карбонатом натрия;

Б) соляной кислотой и сернистым газом;

В) азотной кислотой и сульфитом калия;

Г) водой и сульфитом натрия;

1. Карбонат кальция можно получить в результате взаимодействия веществ, формулы которых:

А) Na2CO3  и Са(ОН)2;

Б) СаSO4 и CO2;

В) ВаСО3 и СаСl2;

Г) Са и СО2;

**ТЕМА** КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И ИХ СВОЙСТВА

ОКСИДЫ.

**1 вариант.**

1. Выберите формулу кислотного оксида:

А) Р2О5;

Б) NO;

В) СuO;

Г) СО;

1. Выберите формулу основания, соответствующего оксиду меди (II):

А) Сu(OH)2;

Б) СuOH;

В) Са(OH)2;

Г) СuO;

3. Выберите оксид, взаимодействующий со щелочью:

А) оксид бария;

Б) оксид азота (V);

В) оксид железа (II);

Г) оксид калия;

4. Оксид фосфора не взаимодействует:

А) с водой;

Б) оксидом калия;

В) гидроксидом натрия;

Г) серной кислотой;

**2 вариант.**

1. Выберите формулу основного оксида:

А) N2O3;

Б) SO2;

В) Li2O;

Г) Al2O3;

1. С соляной кислотой не взаимодействует оксид, формула которого:

А) K2O;

Б) ВаО;

В) FeO;

Г) Р2О5;

1. Выберите оксид, взаимодействующий и с кислотой и со щелочью:

А) оксид цинка;

Б) оксид бария;

В) оксид углерода (IV);

Г) оксид серы (VI);

1. Оксид углерода (IV) взаимодействует с каждым веществом пары:

А) соляная кислота и оксид магния;

Б) оксид серы (IV) и вода;

В) вода и гидроксид натрия;

Г) оксид натрия и хлорид калия.

**ТЕМА** ВОДА. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ.

РЕАКЦИИ ОБМЕНА В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.

1.Составить полные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения реакций:

**1 вариант:** K2SO3 +ZnCl2 → …;

MgCO3 + HBr →…;

ZnS + HCl → ….

**2 вариант**:

AlCl3 + KOH → …

HСl + Na2SO3 →….

HNO3 + Ba(OH)2 → ….

**ТЕМА:** ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ.

КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ.

**1 вариант**

1. Реакция, уравнение которой 3Н2 + N2 = 2NH3, является реакцией:

А) обмена;

Б) замещения;

В) соединения;

Г) разложения;

2. Реакция, уравнение которой Fe(OH)2 = FeO + H2O, является:

А) обратимой, разложения;

Б) необратимой, замещения;

В) экзотермической, разложения;

Г) эндотермической, разложения;

3.Не является окислительно – восстановительной реакция, уравнение которой:

А) 2Н2S + SO2 = 3S + 2H2O;

Б) CaCO3 = CaO + CO2;

В) 2NaNO3 = 2NaNO2 + O2;

Г) H2 + Cl2 = 2HCl;

**2 вариант**

1. Выбирите уравнение реакции разложения:

А) Са(NO3)2 + K2SO4 = CaSO4 + 2KNO3;

Б) Mg + H2SO4 = MgSO4 + H2;

В) 2NO2 + H2O = HNO2 + HNO3;

Г) 2Cu(NO3)2 = 2CuO + 4NO2 + O2;

2. Реакция, уравнение которой NaOH + HCl = NaCl + H2O, является реакцией:

А) обратимой, обмена;

Б) обратимой, замещения,

В) необратимой, обмена;

Г) необратимой, разложения;

3. К окислительно – восстановительным реакциям относятся реакция, уравнение которой:

А) H2 + CuO = Cu + H2O;

Б) HCl + NaOH = NaCl + H2O;

В) СaO + CO2 = CaCO3;

Г) MgO + H2SO4 = H2O + MgSO4

**ТЕМА:** ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ПРОТЕКАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

(**СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ**)

**1 вариант**

1.В ходе химической реакции катализаторы

A) ускоряют реакцию B) не влияют на скорость реакции

C) замедляют реакцию D) прекращают реакцию

E) расходуется в ходе реакции

2.Единица измерения скорости химический реакции

A) моль/ с B) моль/л C) моль/л\*с D) г/моль E) кДж/моль

3.Реакция, идущая с уменьшением объема это..

A) N2+ O2= 2NO B) 2HI= H2+I2 C) 2NO+O2=2NO D) 2NH3= N2+3H2 E) 2HBr=H2+ Br2

4. Увеличение концентрации кислорода в 3 раза в реакции

2 CuS+ 3O2= 2CuO +2SO2 приводит к….

A) увеличению скорости реакции в 9 раз B) уменьшению скорости реакции в 27 раз

C) увеличению скорости реакции в 3 раза D) уменьшению скорости реакции в 9 раз

E) увеличению скорости реакции в 27 раз.

5. Чему равен температурный коэффициент реакции, если при повышении температуры на 300С скорость реакции возрастет в 64 раза? A) 2 B) 3 C) 4 D) 5 E) 6?

**2 вариант**

1.На скорость химической реакции не влияет

A) концентрация реагирующих веществ B) форма сосуда C) повышение давление

D) присутствие катализатора E) повышение температуры

2.По правилу Вант - Гоффа скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза при…

A) наличие катализатора B) повышение температуры

C) повышение давления D) понижение давления

E) понижение температуры

3.Катализаторы – вещества, которые:

A) смещают химическое равновесие

B) увеличивают скорость реакции, участвуя в ней, но не расходуясь

C) увеличивают скорость реакции, участвуют в ней и раcходуются

D) уменьшают скорость реакции E) не влияют на скорость реакции

4.Увеличение концентрации аммиака в 3 раза в реакции

4 NH3 + O2= 4 NO + 6H2O приводит к…

A) увеличению скорости реакции в 3 раза B) увеличению скорости реакции в 81 раз

C) увеличению скорости реакции в 12 раз D) увеличению скорости реакции в 60 раз

E) увеличению скорости реакции в 27 раз

5.Если температура возросло на 400С и скорость реакции увеличилась в 16 раз, то температурный коэффициент равен A) 4 B) 2 C) 3 D) 5 E) 6

**ТЕМА:** ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ПРОТЕКАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

(**ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ**)

**1 вариант**

1. Увеличение концентрации продукта реакции в равновесной системе приводит к смещению равновесия в сторону…

A) реакции образования исходных веществ B) реакции расходования исходных веществ

C) эндотермической реакции D) реакции, идущей с уменьшением числа молекул газов

E) реакции, идущей к увеличением числа молекул газов;

2.Для процесса CO + 2H2 = CH3OH + Q сместят равновесие вправо факторы

1) понижение температуры

2) повышении концентрации СО

3) понижение давления

4) повышение давления

5) введение катализатора

6) повышение температуры

3. Для обоих процессов, химическое равновесие сместит влево

N2+ O2=2NO-Q 2NH3+Q= N2+ 3H2

A) увеличение давление  B) уменьшение давление

C) уменьшение концентрации N2 D) увеличение концентрации N2

E) понижение температуры;

4. Какое условие будет способствовать увеличению выхода аммиака по реакции

N2 + 3H2= 2 NH3 +Q

A) увеличение давления B) повышение температуры

C) понижение концентрации водорода D) понижение давления

E) понижение концентрации азота.

**2 вариант**

1.Увеличение температуры смещает равновесие влево в системе

A) N2+ O2= 2NO-Q B) 2H2+ O2=2H2O+Q

C) 2SO3=2SO2+O2-Q D) 2HCl= H2+ Cl2-Q E) I2+ H2+Q=2HI;

2. Сместит равновесие вправо 2HgO= 2Hg+ O2-Q

A) введение катализатора

B) понижение температуры

C) повышение давления

D) повышение концентрации кислорода

E) понижение давления;

3.Сместит равновесие реакции CO2+ 2SO2= CS+ O2+Q вправо можно

A) уменьшит концентрацию SO2 B) уменьшит давление

C) увеличить давление D) увеличить концентрацию О2 E) увеличить температуру;

4.На смещение химического равновесия реакции 2SO2+ O2=2SO3+Q не влияет:

A) применение катализатора B) повышении концентрации кислорода

C) увеличении давление D) понижение температуры

E) повышение температуры.

**ТЕМА:** ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ПРОТЕКАНИЕ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

(**ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ**)

**1 вариант**

При образовании 840 мл (н.у.) газообразного аммиака согласно термохимическому уравнению N2(г) + 3Н2(г) = 2NH3(г) + 92кДж должно выделиться теплоты

3,45кДж; 2) 92кДж; 3)345кДж; 4)1,725кДж;

В результате реакции, термохимическое уравнение которой

NH4NO2(ТВ) = N2(г) + 2H2O(ж) + 316кДж выделилось 94,8 кДж теплоты. Масса разложившейся соли равна 1) 38,4г; 2) 1,92г; 3) 19,2г; 4) 3,84г

**2 вариант**

В соответствии с термохимическим уравнением реакции

2Cl2O7 = 2Cl2 + 7O2 + 570кДж при разложении 36, 6г оксида хлора (VII) выделится теплота в количестве

570кДж 2) 5114кДж 3) 11400кДж 4) 57кДж

При образовании аммиака согласно термохимическому уравнению

N2(г) + 3Н2(г) = 2NH3(г) + 92кДж выделилось 23кДж теплоты. При этом объем (н.у.) вступившего в реакцию водорода составил

4,48л; 2) 5,6л; 3) 11,2л; 4) 16,8л

**3 вариант**

При окислении 9,6г угля до оксида углерода (II) согласно уравнению

2С(г) + О2(г) = 2СО(г) + 220кДж выделится теплота количеством

1)44кДж 2) 88кДж 3) 176кДж 4) 440кДж;

2. В результате реакции, термохимическое уравнение которой

2С2Н2 + 5О2 = 4СО2 + 2Н2О + 2610кДж

Выделилось 6525кДж теплоты. Объем сгоревшего ацетилена равен

11,2л 2) 22,4л 3)112л 4) 224л

**ТЕМА:** ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ. ОКИСЛИТЕЛЬНО – ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.

**1 вариант**

1. Формула вещества, в котором фосфор проявляет степень окисления +5:

А) Р4;

Б) РН3;

В) Р2О5;

Г) РСl3;

1. Степень окисления азота в нитрате калия равна:

А) +2;

Б) +3;

В) + 5;

Г) -3;

1. Сера в степени оксиления + 6 модет проявлять:

А) только восстановительные свойства;

Б) только окислительные свойства;

В) и окислительные и восстановительные свойства;

Г) не проявляет оксилительно – восстановительные свойства.

1. Окислителем в химической реакции, протекающей в водном растворе согласно уравнению Fe + CuCl = Cu + FeCl2, является:

А) Cu0;

Б) Сu+2;

В) Fe0;

Г) Fe+2;

1. В окислительно –восстановительной реакции, схема которой:

NH3 + O2 → NO + Н2О, сумма всех коэффициентов равна:

А) 9;

Б) 11;

В) 16;

Г) 19.

1. **вариант**
2. Формула вещества, в котором сера проявляет степень окисления +4:

А) H2S;

Б) SO3;

В) Н2SO3;

Г) Н2SO4;

1. Степень окисления углерода в карбонате кальция:

А) +4;

Б) +2;

В) - 4;

Г) – 2;

1. Фосфор в степени окисления 0 может проявлять:

А) только восстановительные свойства;

Б) только окислительные свойства;

В) и окислительные и восстановительные свойства;

Г) не проявляет окислительно – восстановительных свойств;

1. Восстановителем в химической реакции, схема которой: S + HNO3 → NO2 + SO2 + H2O,

является:

А) S2+4;

Б) N+4;

В) N+5;

Г) S0

1. В окислительно – восстановительной реакции, схема которой:

MnO2 + HCl → MnCl2 + Cl2 + H2O, сумма коэффициентов перед формулами продуктов реакции равна:

А) 5;

Б) 6;

В) 4;

Г) 9.

**ТЕМА:** МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.

**1 вариант**

1. Укажите группу элементов, содержащие только металлы:

А) литий, бериллий, бор;

Б) калий, кальций, стронций;

В) водород, натрий, медь;

Г) селен, теллур, полоний;

1. Укажите электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня атома алюминия:

А) 3s23p1;

Б) 3s13p2;

В) 3s24p1;

Г) 4p3;

3. Выберите физическое свойство, не характерное для всех металлов:

А) тугоплавкость;

Б) пластичность;

В) электропроводность;

Г) блеск;

4. Натрий получают из хлорида натрия:

А) электролизом его расплава;

Б) электролизом его раствора;

В) восстановлением его с помощью магния;

Г) восстановление его с помощью водорода;

1. **Вариант**
2. Укажите группу элементов, содержащие только металлы:

А) бор, углерод, азот;

Б) железо, кобальт, хлор;

В) натрий, магний, алюминий;

Г) вольфрам, цинк, селен;

1. Металл, имеющий электронную конфигурацию валентных электронов 3d104s2, -это

А) титан;

Б) стронций;

В) цинк;

Г) кальций;

1. Самый легкий и самый тяжелый металл приведены в паре:

А) алюминий и железо;

Б) натрий и платина;

В) литий и осмий;

Г) магний и свинец;

4. Алюминий в промышленности получают:

А) гидрометаллургией;

Б) электролизом расплава оксида алюминия;

В) пирометаллургией;

Г) электролизом хлорида алюминия;

**ТЕМА:** МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ.

**1 вариант**

1. Составить возможные молекулярные и ионно - молекулярные уравнения реакций взаимодействия:

А) кобальт с азотной разбавленной кислотой;

Б) алюминий с гидроксидом калия;

В) ртуть с серной разбавленной кислотой;

Г) железо с сульфатом магния;

Д) кальций с водой;

1. Закончить уравнение реакции. Рассмотреть с точки зрения окислительно – восстановительных процессов:

Na + H2SO4 (конц) →

**2 вариант**

1. Составить возможные молекулярные и ионно - молекулярные уравнения реакций взаимодействия:

А) железо с оксидом алюминия;

Б) цинк с гидроксидом натрия;

В) медь с разбавленной азотной кислотой;

Г) серебро с разбавленной серной кислотой;

Д) натрий с кислородом;

1. Закончить уравнение реакции. Рассмотреть с точки зрения окислительно – восстановительных процессов:

Na + HNO3 (конц) →

**ТЕМА:** МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ.

НЕМЕТАЛЛЫ – ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА.

**1 вариант**

1. Укажите неметалл:

А) таллий;

Б) тантал;

В) хром;

Г) хлор;

1. При комнатных условиях находится в твердом состоянии:

А) сера;

Б) кислород;

В) хлор;

Г) озон;

1. Азот проявляет восстановительные свойства при взаимодействии:

А) с магнием;

Б) с водородом;

В) серой:

Г) правильного ответа нет;

**2 вариант**

1. Укажите неметалл:

А) бериллий;

Б) бром;

В) кобальт;

Г) молибден;

1. При комнатных условиях находится в жидком состоянии:

А) кремний;

Б) фосфор;

В) бром;

Г) сера;

1. Водород проявляет окислительные свойства при взаимодействии:

А) с хлором;

Б) фосфором;

В) азотом;

Г) кальцием;

**ТЕМА** ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

1. **Вариант**
2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно – молекулярной формах, при помощи которых можно осуществить превращения:

Fe → Fe (SO4)3 → FeCl3 → Fe (NO3)3 → Fe2O3

Для окислительно – восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

1. Какие из солей, формулы которых приведены, подвергаются гидролизу: Ca(NO3); K2SO3; Na3PO4? Напишите полные и сокращенные ионно – молекулярные уравнения.
2. Сколько мл воды нужно прибавить к раствору кислоты (плотность раствора 1,14 г/см3) объемом 300 мл с массовой долей 20 %, чтобы получить раствор с массовой долей 15%?
3. Составьте уравнение окислительно – восстановительной реакции:

K + HNO3 → KNO3+ NH4NO3 + H2O, укажите окислитель и восстановитель.

1. **вариант**
2. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно – молекулярной формах, при помощи которых можно осуществить превращения:

Cu → CuSO4 → Cu (OH)2 → Cu(NO3)2 → NO2

Для окислительно – восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

1. Какие из солей, формулы которых приведены, подвергаются гидролизу: Na2SO4; CuCl2; K2S? Напишите полные и сокращенные ионно – молекулярные уравнения.
2. При упаривании 200г раствора хлорида меди (II) с массовой долей хлорида меди 20% получен раствор массой 120г. Какова массовая доля соли (в%) в растворе?
3. Составьте уравнение окислительно – восстановительной реакции:

KClO3 + HCl → Cl2 + KCl + H2O, укажите окислитель и восстановитель.

**3 вариант**

1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно – молекулярной формах, при помощи которых можно осуществить превращения:

Са→ Ca(OH)2 → Са(NO3)2 → CaCO3→ CO2

Для окислительно – восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель.

1. Какие из солей, формулы которых приведены, подвергаются гидролизу: KNO3; NaNO2; Fe2(SO4)3? Напишите полные и сокращенные ионно – молекулярные уравнения.
2. Какой объем раствора серной кислоты (плотность раствора 1,2г/см3) с массовой долей серной кислоты 30% нуждно взять, чтобы приготовить раствор (плотность раствора 1,04г/см3) объемом 500мл с массовой долей серной кислоты 10%.
3. Составьте уравнение окислительно – восстановительной реакции:

K2Cr2O7 + HCl → CrCl3 + KCl + H2O, укажите окислитель и восстановитель.

**8. ГЛОССАРИЙ**

**ТЕРМИНЫ И ИХ ТОЛКОВАНИЕ**

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | **ТЕРМИНЫ** | **ТОЛКОВАНИЕ** | |
|  | **Анионы** | отрицательно заряженные ионы;при электролизе растворов, содержащих ионы, анион движется к положительному электроду — аноду. | |
| А | **Аллотропия** | Существование одного и того же элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и формам | |
|  | **Алмаз** | Аллоторопная модификация углерода | |
|  | **Алюминаты** | Соли образующиеся при действии щелочи на свежеосажденный гидроксид алюминия, или при растворении металлического алюминия или его оксида в щелочах | |
|  | **Аммоний ион** | Ион NH4+ | |
|  | **Анод** | Электрод, присоедененный к положительному полюсу источника  постоянного тока | |
|  | **Атом** | Наименьшая частица химического элемента, сохраняющая все его свойства | |
|  | **Атомная относительная масса** | Число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса данного химического элемента больше 1\12части абсолютной массы атома глерода, т.е. атомной единицы массы | |
|  | **Атомный радиус** | Радиус, характеризующий приблизительный размер атома. С увеличением атомного номера элемента в пределах периода периодической системы уменьшается, так как возрастает заряд ядра. | |
| Б | **Благородные металлы** | Золото, серебро и металлы платиновой группы (платина, палладий, иридий, осмий, родий, рутений. Характеризуются высоким сопротивлением к коррозии, тугоплавкостью, устойчивостью к окислению при высоких температурах. | |
|  | **Бокситы** | Al2O3∙ nH2O – минералы, содержащие гидроксид алюминия и примеси (соединения железа ,титана) | |
|  | **Бориды** | Соединения бора с металлами | |
|  | **Бромиды** | Соединения брома с металлами, соли бромоводородной кислоты | |
|  | **Бронзы** | Сплавы на основе меди | |
| В | **Валентность** | Способность атомов химических элементов образовывать химические связи с атомами других элементов | |
|  | Водородный  показатель (рН) | *рН= -* lg*C* . В кислой среде рН<7, в щелочной рН>7, в нейтральной рН=7 | |
|  | Водород пероксид | Н2О2 | |
|  | Водные растворы | растворы, в которых растворителем является вода. | |
|  | Восстановление | Процесс присоединение электронов в окислительно – восстановительных процессах. При этом происходит понижение степени окисления. | |
|  | Восстановитель | Частицы, которые отдают электроны, повышают степень окисления | |
|  | Высокомолекулярные соединения | Химические соединения, молекулярная масса которых от несколько тысяч до нескольких миллионов. Высокомолекулярные соединения, состоящие из большого числа повторяющихся звеньев называются полимерами. | |
| Г | Галогены | Химические элементы 7 группы главной подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева | |
|  | Гальванопластика | Способ улучшения металлических копий электролизом | |
|  | Гальваностегия | Способ покрытия предметов слоем металла электролизом, для предотвращения коррозии, с декоративно – защитной целью, для придания деталям особых свойств. | |
|  | Гели | Дисперсные системы, характеризующиеся структурой, придающей им механические свойства твердых тел | |
|  | Гетерогенные  дисперсные  системы | Состоят из непрерывной дисперсионной среды и различной степени раздробленности дисперсной фазы | |
|  | Гидраты | Твердые или жидкие вещества, образующиеся при присоединении воды (гидратации), простых веществ, кислот, солей, оснований и органических веществ. | |
|  | Гипс | Минерал, водный сульфат кальция СaSO4∙ 2H2O, при т – 1070С частично теряет воду и переходит в алебастр 2СaSO4∙ 2H2O | |
|  | Гидролиз солей | Взаимодействие ионов соли с водой, сопровождающееся образованием слабодиссоциирующих (слабых) электролитов и изменением рН среды | |
|  | влияние на гидролиз:  - концентрации соли в  растворе  - температуры раствора | - Разбавление раствора, т.е. уменьшение концентрации соли, усиливает гидролиз  - Реакция гидролиза является эндотермической, поэтому, в соответствии с **принципом** **Ле Шателье**, степень гидролиза возрастает с увеличением температуры |
|  | - гидролизующиеся и  негидролизующиеся  соли  - гидролизующиеся по  катиону  - гидролизующиеся по  аниону  -гидролизующиеся по  катиону и по аниону | -Соли, образованные слабыми эектролитами,  подвергаются гидролизу, образованные сильной кислотой и сильным основанием не гидролизуются;  - Образованы слабым основанием и сильной кислотой, например: ZnCl2, MnSO4, FeCl3.  Реакция среды в растворах таких солей кислая, рН<7. Гидролиз протекает вследствие образования слабого основания или слабодиссоциирующего катиона;  - Образованы сильным основанием и слабой кислотой, например: Na2CO3, K2SO3, Na2SiO3. Реакция среды в растворах таких солей щелочная, рН>7. Гидролиз протекает вследствие образования слабой кислоты или слабодиссоциирующего аниона;  - Образованы слабым основанием и слабой кислотой, например: (NH4)2SiO3, (CH3COO)2Mg.  Реакция среды зависит от величины константы диссоциации кислоты и основания. |
|  | степень гидролиза | Отношение числа прогидролизовавшихся  частиц к общему числу растворённых частиц, обычно невелика (3-4 %). Соли, образованные слабыми кислотами и основаниями гидролизуются значительно, вплоть до полного разложения. |
|  | константа гидролиза | Равна отношению ионного произведения  воды (10‾14) к константе диссоциации слабого электролита, образовавшегося в результате гидролиза. |
|  | Главное квантовое число | Характеризует энергетический уровень (n) |
|  | Глауберова соль | Na2SO4∙10H2O природный сульфат натрия |
|  | Горение | Быстро протекающее химическое превращение, сопровождающееся выделением теплоты и света |
|  | Графит | Минерал, кристаллическая модификация углерода, в отличии от алмаза с низкой твердостью. |
| Д | Диполь | Полярная (заряженная) молекула, или всякая электронейтральная система, состоящая из положительных и отрицательно заряженных зарядов. |
|  | Дисперсность | Характеристика размеров частиц в дисперсных системах |
|  | Диссоциация  (электролитическая) в  растворах | Разложение молекул кислот, оснований, солей на положительно заряженные (катионы) и отрицательно заряженные (анионы) под  действием полярных молекул растворителя |
|  | А)Степень диссоциации | Отношение числа молекул, которые продиссоциировали на ионы, к общему числу молекул электролита:    Для сильных электролитов степень диссоциации равна единице, для слабых она значительно меньше единицы. Отсюда следует, что врастворах сильных электролитов вещество находится в виде ионов, в растворах слабых – в виде молекул и небольшого числа ионов, в неэлектролитах – в виде молекул. |
|  | Б)Константа диссоциации | Применима для количественной характеристики электролитической диссоциации слабых электролитов. Чем меньше величина константы диссоциации, тем более слабым является электролит. Например, диссоциация слабой азотистой кислоты характеризуется равновесием:  HNO2 ↔H+ + NO2‾ и константой равновесия.  Чем меньше величина константы диссоциации, тем более слабым является электролит |
|  | Доля вещества массовая | см. Концентрация вещества в растворе |
|  | Дисперсные системы | системы, в которых одно вещество, находясь в мелкораздробленном состоянии (дисперсная фаза), равномерно распределено в другом (дисперсная среда). |
|  | Декантация | сливание жидкости с отстоявшегося осадка |
|  | Донор | Атом или группа атомов образующих химическую связь за счет неподеленной пары электронов и заполнения свободной орбитали акцептора. |
|  | Донорно – акцепторная связь | Химическая связь между двумя атомами или группой атомов за счет неподеленной пары электронов одного атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора) |
| Ж | Жесткость воды | Свойство природной воды, обусловленное присутствием в ней растворенных солей кальция и магния |
| З | Золи | Коллоидные растворы, состоящие из частиц очень малого размера (10-5-7), равномерно распределенных в какой – либо среде. |
| И | Известковая вода | Насыщенный водный раствор гидроксида кальция Са(ОН)2. |
|  | Известковое молоко | Взвесь частиц Са(ОН)2 в известковой воде. |
|  | Известь гашеная (пушонка) | Гидроксид кальция Са(ОН)2. |
|  | Изотопы | Атомы одного элемента, которые имеют разные массовые числа. |
|  | Индикаторы  кислотно-  основные | Специальные вещества, окраска которых меняется в зависимости от рН среды |
|  | Ингибиторы | Вещества, замедляющие или предотвращающие течение различных химических процессов. |
|  | Иодиды | Соли иодоводородной кислоты НI |
|  | Ионная химическая связь | Связь между положительно и отрицательно заряженными ионами металлов и неметаллов в результате электростатического взаимодействия |
|  | Ионное  произведение  воды | Произведение концентрации ионов водорода и гидроскид-ионов для воды и водных растворов при 22 0С:  К = [Н+] · [OH─] =10–14 |
|  | Ионные реакции | Реакции между ионами в растворе |
|  | Ионы | Частицы, представляющие собой атомы или группы химически связанных атомов , положительно или отрицательно заряженных |
|  | Истинные растворы | гомогенные (однородные) системы переменного состава, которые содержат два или несколько компонентов. |
|  | Инертные (благородные газы) | Элементы 8 группы главной подгруппы. Имеют устойчивые внешние электронные орбиты. |
|  | Ионно-  молекулярные  уравнения  - правила  написания | Отражают равновесия в растворах электролитов. Обменные реакции в растворах электролитов идут в сторону образования  малорастворимых веществ или слабых электролитов, которые записываются в виде молекул, хорошо растворимые вещества  и растворимые сильные электролиты – в виде ионов, например:  NH4Cl + KOH → NH4OH + KCl,  NH4+ + Cl‾+K+ + OH‾→NH4OH+ K+ + Cl‾,  NH4+ + OH‾ → NH4OH  слабый электролит  1. Составляется молекулярное уравнение реакции. Формулы веществ записываются в соответствии с правилом валентности. Рассчитываются (если необходимо) коэффициенты в соответствии с законом сохранения массы веществ.  2. Составляется полное ионно-молекулярное уравнение. В молекулярной форме следует записывать малорастворимые и газообразные вещества, а также слабые электролиты. Все эти вещества или не образуют в растворах ионов, или образуют их очень мало. В виде ионов записывают сильные кислоты и основания, а также растворимые соли. Эти электролиты суще-ствуют в растворе в виде ионов, но не молекул.  3. Составляется сокращённое ионно-молекулярное уравнение. Ионы, которые в ходе реакции не изменяются, сокращаются.  Полученное уравнение показывает суть реакции. |
| К | Карбонаты | Соли угольной кислоты Н2СО3 |
|  | Катион | положительно заряженный ион; в электрическом поле (напр., при электролизе) движется к отрицательному электроду (катоду). |
|  | Катализаторы | Вещества, изменяющие скорость химических реакций |
|  | Каустическая сода | Техническое название едкого натра (гидроксида натрия) |
|  | Кинетика | Учение о скорости химических реакций |
|  | Ковалентная связь | Связь между атомами неметаллов, за счет образования общих электронных пар |
|  | Комплексные соединения | Соединения, или ионы, образующиеся в результате присоединения к данному иону (атому) – комплексообразователю, нейтральных молекул или других ионов – лигандов |
|  | Координационное число | Общее число нейтральных молекул и ионов, связанных с центральным ионом в комплексе. |
|  | Коллоидная система | неоднородная (гетерогенная) система, состоящая из  двух фаз с сильно развитой поверхностью раздела между ними. Отличаются от истинных растворов тем, что рассеивают свет (эффект Тиндаля). |
|  | Коррозия металлов | Разрушение металла под воздействием среды |
|  | Криолит | Na3AlF6 – минерал серо – белого цвета, применяется при производстве алюминия электролизом |
|  | Кристаллическая решетка | Правильное расположение частиц (атомов, ионов, молекул) в кристалле. |
|  | Коэффициент  растворимости | количественная характеристика растворимости, которая показывает, какая максимальная масса вещества может раствориться в 1000 мл растворителя при данной температуре. |
|  | Кривые растворимости – | показывают зависимость растворимости твердых веществ от температуры. |
|  | Кристаллогидраты – | кристаллические вещества, содержащие молекулы воды. |
|  | Классы  неорганических  соединений | Сложные вещества неорганической природы |
|  | оксиды | Оксиды – сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых – кислород.  Общая формула оксидов: *ЭХОУ,* где *х* – число атомов элемента, *у* – число атомов кислорода; |
|  | гидроксиды | Продукты прямого или косвенного взаимодействия оксидов с водой |
|  | кислоты | Сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.  Например: НCl, H2SO4, H2CO3. Существуют также бескислородные кислоты, которые не являютя гидратами оксидов, например: HCl, HBr, H2S. |
|  | основания | Сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металлов и одной или нескольких гидроксильных групп OН‾. Например: NaOH, Ca(OH)2, Fe(OH)2. |
|  | щёлочи | Хорошо растворимые в воде основания, создающие в водном растворе большую концентрацию ионов ОН-. К щелочам относятся гидроксиды металлов подгрупп Iа и IIа периодической системы [напр., NaOH, Ba(OH)2]. Широко применяются в промышленности. |
|  | соли  - кислые  - основные | Сложные вещества, состоящие из кислотного и основного остатков. Например: NaCl, CaSO4, FeCO3. Кислотный остаток – группа атомов, которая получается, если от кислоты мысленно  отнять один или несколько атомов водорода  Оснóвный остаток – часть молекулы основания, которая остаётся при мысленном отрыве от неё одной или нескольких гидроксильных групп  - Образуются при неполном замещении водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла, т.е. в избытке кислоты  - Образуются при неполном замещении гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками, т.е. в избытке основания |
| Л | Лакмус | Красящее вещество. Добываемое из некоторых лишайников, применяют как индикатор для определения среды; в кислой среде - красная окраска; в щелочной- синяя |
|  | Латуни | Сплавы меди с цинком (60-90% Cu; 10-40% Zn) Легирующие компоненты: Al, Si, Pb, Mn, Sn, Fe и др. |
|  | Ле – Шателье принцип (1884г) | Если на систему, находящуюся в равновесии, воздействовать извне, изменяя какое- либо из условий (температуру, давление, концентрацию), то равновесие сместится таким образом, чтобы уменьшить изменение. |
|  | Лиганды | Молекулы или ионы, связанные с центральным ионом в комплексном соединении |
| М | Магнезит | Минерал, карбонат магния MgCO3 |
|  | Магнитное квантовое число | Характеризует направление орбиталей (электронных облаков) в пространстве (mi) |
|  | Мартеновский процесс | Переработка чугунов разных составов в сталь. Предложен французским металлургом Мартеном П. в 1864г. |
|  | Массовое число А | Число нуклонов (протонов и нейтронов) в атомном ядре. |
|  | Молекула | Наименьшая частица простого или сложного вещества, обладающая его основными химическими свойствами. |
|  | Молекулярная относительная масса | Это число, которое показывает, во сколько раз абсолютная масса молекулы данного вещества больше 1/12 части абсолютной массы атома углерода. |
|  | Молярная масса | Масса 1 моля вещества; выражается г/моль, численно равна относительной молекулярной массе |
|  | Молярный объем | Объем, занимаемый 1 моль газа при нормальных условиях (22,4л) |
|  | Моль | Количество вещества, содержащее столько молекул (атомов) этого вещества, сколько атомов содержится в 12г (0,12 кг) углерода. |
|  | Мономеры | Исходные вещества для синтеза высокомолекулярных соединений (полимеров) |
|  | Мрамор | Карбонатные породы, состоящие в основном из минералов СаСО3 или доломита СаMg(СО3)2 |
|  | Молярная концентрация | **C = υ/V**, где C – молярная концентрация,  υ – число моль вещества, V – объем раствора в литрах.  показывает число молей растворенного вещества в одном литре раствора. |
|  | Массовая доля | отношение массы растворенного вещества к массе раствора**ω =** m(в – ва) / m(р– ра)\*100%. |
| Н | Насыщенный раствор | раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется (т. е. раствор, находящийся в равновесии с растворяемым веществом) |
|  | Нашатырь | Хлорид аммония |
|  | Нашатырный спирт | Водный раствор аммиака |
|  | Неводные растворы | растворы, в которых растворителями являются другие жидкости (бензол, спирт, эфир и т. д.). |
|  | Нейтрализация реакция | Взаимодействие кислот с основаниями, в результате которого образуется соль и вода |
|  | Ненасыщенный раствор | Раствор, в котором еще можно растворить добавочное количество данного вещества |
|  | Нержавеющая сталь | Сталь , содержащая выше 12% хрома, с высокой коррозионной стойкостью. |
|  | Нитраты | Соли азотной кислоты |
|  | Нитриды | Соединения азота с металлами |
|  | Неэлектролиты | Вещества непроводящие электрический ток |
| О | Озон | Аллотропная модификация кислорода – О3 |
|  | Окисление | Процесс отдачи электронов, при этом степень окисления повышается |
|  | Окислитель | Частица, которая присоединяет электрон понижающий степень окисления |
|  | Орбитальное квантовое число | Характеризует форму орбиталей и облаков |
| П | Перекристаллизация | процесс выделения вещества путем испарения или охлаждения его насыщенного раствора |
|  | Пересыщенный раствор | Раствор, содержащий растворенного вещества больше, чем его должно быть в данных условиях в насыщенном растворе. |
|  | Принцип  кислотно-основного  взаимодействия | Состоит в том, что химическое взаимодействие возможно между соединениями, проявляющими кислотные свойства с соединениями оснóвного характера, т.е. реакция между основным и кислотным оксидом:  СаО + СО2 → СаСО3 возможна, а реакция между основным  оксидом и основанием: СаО + NaOH ≠ невозможна |
| Р | Растворы | Однородные системы из двух или более компонентов |
|  | Растворимость | Способность вещества растворяться в том или ином растворителе |
|  | Растворитель | Компонент раствора, который взят в большем количестве и имеет то же агрегатное состояние, что и у раствора в целом. |
| С | Силикаты | Соли кремниевой кислоты Н2SiO3 |
|  | Силициды | Соединения кремния с металлами |
|  | Сольваты | Продукты переменного состава, которые образуются при химическом взаимодействии частиц растворенного вещества с молекулами растворителя. |
|  | Сплавы | Системы, состоящие из одного или более металлов, могут иногда содержать некоторые неметаллы. |
|  | Сталь | Сплав железа с углеродом, где С<2,14%, содержащая примеси марганца, кремния, серы, фосфора и др. |
|  | Сульфаты | Соли серной кислоты H2SO4 |
|  | Cульфиты | Соли сернистой кислоты H2SO3 |
|  | Сульфиды | Соли сероводородной кислоты Н2S |
|  | Суспензия | Неоднородная (гетерогенная) система, состоящая из твердых частиц, распределенных между молекулами жидкости. |
| Х | Химические реакции:  -гомогенные  -гетерогенные  -необратимые  - Обратимые  -Практически  необратимые  ионного обмена | - Протекают в гомогенной системе, состоящей из одной фазы: газовая, раствор нескольких веществ в одном растворителе;  - протекают на границе раздела фаз  -Протекают только в одном направлении до  конца, до полного израсходования одного из реагирующих веществ  - Протекают как в прямом, так и в обратном направлении отмечаются значком ↔  - Сопровождаются образованием лабого электролита, образованием осадка, или газа. В обратном направлении  протекают очень незначительно, например:  CaCl2 + Na2SO4 → CaSO4↓ + 2NaCl |
|  | Химическое уравнение | Выражение химической реакции, в котором записаны формулы исходных веществ (реагентов) и продуктов реакции, а также коэффициенты, показывающие число молекул каждого вещества. |
|  | Хлориды | Соединения хлора с металлами, соли хлороводородной кислоты |
|  | Хлораты | Соли хлорноватой кислоты HClO3 |
|  | Хлорная кислота | HClO4- самая сильная одноосновная кислота (водный раствор), сильный окислитель (безводный раствор) |
|  | Хлорноватая кислота | HClO3 - сильная одноосновная кислота |
|  | Хлорноватистая кислота | НСlO – слабая одноосновная кислота |
| Ц | Царская водка | Смесь концентрированных кислот: 1 объем азотной и 3 объема соляной, сильный окислитель. |
| Ч | Чугун | Сплав железа с углеродом, с содержанием углерода >2,14%, содержащий примеси – кремний, марганец, фосфор, серу. |
| Щ | Щелочные металлы | Металлы 1 группы главной подгруппы |
|  | Щелочноземельные металлы | Металлы 2 группы, главной подгруппы |
| Э | Экзотермические реакции | Химические реакции, сопровождающиеся выделением теплоты |
|  | Электронная оболочка атомов | Совокупность всех электронов в данном атоме |
|  | Электронный слой | Совокупность электронов, находящихся на одном энергетическом уровне |
|  | Эндотермические реакции | Химические реакции, протекающие с поглощением теплоты |
|  | Энергетический уровень | Совокупность орбиталей, которые имеют одинаковое значение главного квантового числа |
|  | Электролиз | Окислительно – восстановительный процесс, протекающий на электродах, при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита. |
|  | Электроотрицатель-ность | способность атома притягивать электроны при образовании химической связи. |
|  | Электролиты  - слабые  - сильные | вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток. К электролитам относятся кислоты, основания, соли.  -Полностью диссоциируют на ионы, степень диссоциации α=1;  - Диссоциируют на ионы частично, степень диссоциации α<<1. В процессе диссоциации устанавливается равновесие, которое  характеризуется соответствующей константой диссоциации |
|  | Эмульсия | неоднородная (гетерогенная) система, состоящая из капель жидкости, распределенных между молекулами другой жидкости. |

**9. ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ**

**РЕКОМЕНДУЕМАЯ УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ.**

**ДЛЯ СТУДЕНТОВ**

1. *Габриелян О.С.*, *Остроумов И.Г.* Химия для профессий и специальностей

техническогопрофиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.

1. *Габриелян О.С.*, *Остроумов И.Г.*, *Остроумова Е.Е. и др.* Химия для профессий и специальностей естественно-научного профиля: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
2. *Габриелян О.С.*, *Остроумов И.Г.* Химия для профессий и специальностей социально-экономического и гуманитарного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. об-разования. — М., 2014.
3. *Габриелян О.С.*, *Остроумов И.Г., Сладков С.А.*, *Дорофеева Н.М*.Практикум:учеб.пособиедля студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
4. *Габриелян О.С.*, *Остроумов И.Г.*, *Сладков С.А.* Химия:пособие для подготовки к ЕГЭ: учеб. пособие для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
5. *Габриелян О.С.*, *Лысова Г.Г.* Химия.Тесты,задачи и упражнения:учеб.пособие для студ.учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
6. *Ерохин Ю.М.*, *Ковалева И.Б.* Химия для профессий и специальностей технического иестественно-научного профилей: учебник для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.
7. *Ерохин Ю.М.* Химия:Задачи и упражнения:учеб.пособие для студ.учреждений сред.проф. образования. — М., 2014.
8. *Ерохин Ю.М*.Сборник тестовых заданий по химии:учеб.пособие для студ.учрежденийсред. проф. образования. — М., 2014.
9. *Ерохин Ю.М.*, *Ковалева И.Б*.Химия для профессий и специальностей технического про-филя. Электронный учебно-методический комплекс. — М., 2014.
10. *Сладков С. А.*, *Остроумов И.Г.*, *Габриелян О.С.*, *Лукьянова Н.Н.* Химия для профессийи специальностей технического профиля. Электронное приложение (электронное учебное из-дание) для студ. учреждений сред. проф. образования. — М., 2014.

**ДЛЯ ПРЕПОДАВАТЕЛЯ**

1. Федеральный закон от 29.11.2012 № 273-ФЗ «Об образовании в Российской

Федерации». Приказ Министерства образования и науки РФ от 17.05.2012 №

413 «Об утверждении федерального государственного образовательногостандарта среднего (полного) общего образования».

1. Приказ Министерства образования и науки РФ от 29.12.2014 № 1645 «О внесении изме-нений в Приказ Министерства образования и науки РФ от 17.05.2012 № 413 “Об утвержде-нии федерального государственного образовательного стандарта среднего (полного) общего образования”».
2. Письмо Департамента государственной политики в сфере подготовки рабочих кадров и ДПО Минобрнауки России от 17.03.2015 № 06-259 «Рекомендации по организации получе-ния среднего общего образования в пределах освоения образовательных программ среднего профессионального образования на базе основного общего образования с учетом требований федеральных государственных образовательных стандартов и получаемой профессии или специальности среднего профессионального образования».
3. *Габриелян О.С*., *Лысова Г.Г.* Химия:книга для преподавателя:учеб.-метод.пособие. — М., 2012.
4. *Габриелян О.С. и др*.Химия для профессий и специальностей технического профиля(электронное приложение).

**ИНТЕРНЕТ-РЕСУРСЫ**

1. www.pvg.mk.ru (олимпиада «Покори Воробьевы горы»).

1. www.hemi.wallst.ru (Образовательный сайт для школьников Химия»).

3. www www.chem.msu.su (Электронная библиотека по химии).

4. www.enauki.ru (интернет-издание для учителей «Естественные науки»)

5. www.1september.ru (методическая газета «Первое сентября»).

6. www.hvsh.ru (журнал «Химия в школе»). www.hij.ru (журнал «Химия и жизнь»).

7. www.chemistry-chemists.com (электронный журнал «Химики и химия»).

8. alhimikov.net (Образовательный сайт для школьников).

**10.ПРИЛОЖЕНИЕ**

**ПРИЛОЖЕНИЕ № 1**

**ТАБЛИЦЫ**

**ТАБЛИЦА 1**



**ТАБЛИЦА 2**



**ТАБЛИЦА 3** СИЛЬНЫЕ И СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ

|  |  |
| --- | --- |
| сильные электролиты - вещества, которые при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы | слабые электролиты - вещества, частично диссоциирующие на ионы |
| 1. все хорошо растворимые соли | 1. почти все органические кислоты:  CH3COOH, C2H5COOH и др. |
| 2. сильные кислоты:  HCl, HBr, HI, HClO4, H2SO4, HNO3, НМnО4, НСlО3; | 2.некоторые неорганические кислоты:  H2S, НNO2, HClO, H2SiO3;Н2SО3; Н3РО4  (Н2СО3 → СО2↑+ Н2О)  (Н2SО3 → SО2↑ + Н2О) |
| 3. сильные основания:  LiOH, NaOH, KOH, RbOH, CsOH, Ba(OH)2,Sr(OH)2,Ca(OH)2. | 3. почти все малорастворимые в воде соли, основания и гидроксид аммония:  Ca3 (PO4)2; Cu(OH)2; Al(OH)3; NH4OH;  (NH4OH → NH3↑ + Н2О) |
|  | 4. вода Н2О |
|  | 5. газообразные вещества:  СО2; SО2; О2**;** NН3; H2S и др. |
|  | 6. оксиды металлов и неметаллов:  Nа2O; СаО; Р2О5 и др. |

**ТАБЛИЦА 4** НАЗВАНИЕ КИСЛОТ И СОЛЕЙ.

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Формулы кислот | Названия кислот | Названия солей | Примеры |
| НF | фтороводородная | - фториды | КF |
| НСl | соляная | - хлориды | КСl |
| НBr | бромоводородная | - бромиды | КBr |
| НI | йодоводородная | - йодиды | КI |
| НNO2 | азотистая | - нитриты | К NO2 |
| НNO3 | азотная | - нитраты | К NO3 |
| Н2S | сероводородная | - сульфиды | К2S |
| Н2 SO4 | серная | - сульфаты | К2SO4 |
| Н2SO3 | сернистая | - сульфиты | К2SO3 |
| Н2СO3 | угольная | - карбонаты | К2СO3 |
| Н2SiO3 | кремниевая | - силикаты | К2SiO3 |
| Н3РO4 | ортофосфорная | - ортофосфаты | К3РO4 |
| Н2CrO4 | хромовая | - хроматы | К2CrO4 |
| Н2Cr2O7 | дихромовая | - дихроматы | К2Cr2O7 |
| НMnO4 | марганцевая | - перманганаты | КMnO4 |
| Н2MnO4 | марганцовистая | - манганаты | К2MnO4 |
| НСlO4 | хлорная | - перхлораты | НСlO4 |
| СН3СООН | уксусная | - ацетаты | СН3СООК |

**ТАБЛИЦА 5**

ВАЖНЕЙШИЕ ВОССТАНОВИТЕЛИ И ОКИСЛИТЕЛИ

|  |  |
| --- | --- |
| Восстановители | Окислители |
| Н2, металлы,  C(уголь), СО – оксид углерода(II)  **Соединения серы**:H2S, SO2, H2SO3 и её соли  Соединения галогенов: HI, HBr,HCl  **Соли**: SnCl2 ,FeSO4 ,MnSO4, Cr2(SO4)3  Соединения азота:  HNO2-азотистая кислота  NH3 –аммиак  NO- оксид азота (II)  Альдегиды, спирты, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза  Катод при электролизе | **Галогены**:F2, Cl2, Br2, I2,  O2, озон, H2SO4 – конц, HNO3  Соединения марганца:  KMnO4, K2MnO4, MnO2  Соединения хрома:  K2Cr2O7, K2CrO4  Гирохлориты, хлораты и перхлораты: NaClO.  **Оксиды:** CuO, Ag2O, PbO2  Ионы благородных металлов (Ag+,Au3+ )  FeCl3, H2SеO4  «Царская водка»  Анод при электролизе |

**ТАБЛИЦА 6.** ОСНОВНЫЕ ФИЗИЧЕСКИЕ И ХИМИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ.

ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| № | Наименование величины | обозначения | значение |
| 1 | Число Авогадро | Na | 6,02 ∙1023 моль -1 |
| 2 | Молярный объем | Vm | 22,4 л/моль |
| 3 | Масса воздуха | Мв | 29г/моль |
| 4 | Нормальные условия | Р  Т | 105 Па  00 С |
| 5 | Универсальная газовая постоянная | R | 8,31 ∙10 Дж∙моль/ К |

ПРИСТАВКИ ДЛЯ ОБРАЗРВАНИЯ ЕДИНИЦ ФИЗИЧЕСКИХ ВЕЛИЧИН

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Приставка | Множитель | Приставка | Множитель |
| Гига, Г  Мега, М  Кило, к  Гекто, г  Дека, дп | 109  106  103  102  101 | Деци, д  Санти, с  Милли, м  Микро, мк  Нано, н | 10-1  10-2  10-3  10-6  10-9 |

СООТНОШЕНИЕ МЕЖДУ ЕДИНИЦАМИ

|  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- |
| Объема:  1 см3 =1 мл  1дм3 = 1л  1м3 = 103л | Времени:  1ч = 60 мин  1мин = 60с  1ч = 3600с | Температуры:  **-**2730С = 0К  273К = 00С  Т0К = t0С +273 | Энергии:  1Дж = 4,184**кал** | давления:  1 Па = 1,01325∙105 атм  1Па = 133,322 мм.рт.ст |
| длины  1А = 10-10 м | Массы:  1а.е.м. = 1,66 ∙ 10-27кг | |

**ТАБЛИЦА 7** КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ

На катионы

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Определяемый ион | Реагент | Уравнение реакции | Наблюдаемые явления |
| 1 | 2 | 3 | 4 |
| Ag+ | Cl- | Ag++ Cl-→ AgCl | Белый осадок |
| Ba2+ | SO42- | Ba2+ + SO42-→ BaSO4 | Белый осадок |
| пламя | Изменение окраски пламени | Жёлто – зелёное пламя |
| Ca2+ | пламя | Изменение окраски пламени | Кирпично – красное пламя |
| Fe2+ | [Fe(CN)6]3-  (K 3[Fe(CN)6]) | 3Fe2+ + 2[Fe(CN)6]3-→Fe3[Fe(CN)6]2↓  Турнбулева синь | Тёмно- синий осадок |
| OH- (взаимодействие с растворами щелочей) | Fe2+ + 2OH- = Fe(OH)2↓ | Осадок белого (светло –зелёного) цвета |
| Fe3+ | [Fe(CN)6]4-  (K 4[Fe(CN)6]) | 4Fe3+ + 3[Fe(CN)6]4-→Fe4[Fe(CN)3]2↓  Берлинская лазурь | Тёмно- синий осадок |
| SCN-  (NH4SCN) | Fe3+ + 3SCN-→ Fe(SCN)3  Роданид железа | Кроваво – красное окрашивание |
| OH- (взаимодействие с растворами щелочей) | Fe3+ + 3OH- = Fe(OH)3↓ | Осадок бурого цвета |
| H+(избыток) | Метилоранж | Изменение цвета индикатора | Оранжевая окраска переходит в красную |
| лакмус | Изменение цвета индикатора | Фиолетовое окрашивание переходит в красное |
| K+ | пламя | Изменение окраски пламени | фиолетовое |
| Li+ | пламя | Изменение окраски пламени | Ярко - красное |
| Na+ | пламя | Изменение окраски пламени | Жёлтое |
| NH4+ |  | NH4++ OH- → NH3↑ + H2O | Запах аммиака или посинение влажной лакмусовой бумаги |
| Sr2+ | пламя | Изменение окраски пламени | Карминово – красное |
| Cu2+ | OH- (взаимодействие с растворами щелочей) | Cu2+ + 2OH- = Cu(OH)2↓ | Осадок голубого (синего) цвета |
| Al3+; Zn2+ | OH- (взаимодействие с растворами щелочей); | Al3+  + 2OH- = Al (OH)3↓  Zn2++ 2OH- = Zn (OH)2↓  Al (OH)3↓+ 2OH- = [Al (OH)4]-  Zn (OH)2↓+ 2OH- =[Zn (OH)4]- | Осадок белого цвета  Растворение осадка в избытке щёлочи |
|  | На анионы | |  |
| Cl- | Ag+ (AgNO3) | Ag+ + Cl- = AgCl↓ | Белый осадок |
| Br- | Ag+(AgNO3) | Ag+ + Br- = Ag Br↓ | Осадок кремового цвета, нерастворимый в HNO3 |
| I- | Ag+(AgNO3) | Ag+ + I- = AgI↓ | Осадок жёлтого цвета, нерастворимый в в HNO3 |
| CO32- | H+(кислоты) | CO32- + 2 H+ = H2O + CO2↑ | Выделяется газ (см. качественную реакцию на СО2) |
| НCO3- | H+(кислоты) | НCO3- + H+ = H2O + CO2↑ | Выделяется газ (см. качественную реакцию на СО2) |
| ОН-  (избыток) | метилоранж | Изменение цвета индикатора | Оранжевый, окраска переходит в жёлтую |
| лакмус | Изменение цвета индикатора | Фиолетовая окраска переходит в синюю |
| фенолфталеин | Изменение цвета индикатора | Появляется малиновое окрашивание |
| S2-  (с растворимыми сульфидами) | Pb2+  Fe2+; Ni2+; Cu2+; Ag+; Hg2+ и некоторые другие | S2-+ Pb2+ = PbS↓ | Чёрный осадок |
| SO42- | Ba2+ (BaCl2) | SO42- + Ba2+ = BaSO4↓ | Белый осадок, нерастворимый в кислотах |
| PO4- | Ag+ (AgNO3) | Ag+ + PO43- = Ag3PO4↓ | Осадок жёлтого цвета, растворимый в кислотах |
| На неорганические вещества | | | |
| СO2 | Насыщенный раствор Са(ОН)2 (известковая вода) | Са(ОН)2 + СО2 = СаСО3↓ + H2O  При дальнейшем пропускании СО2  СаСО3↓+ СО2+ H2O = Са(НСО3)2 | Белый осадок (раствор мутнеет)  Осадок растворяется |
| NH3 | HCl  Образуется при  - синтезе аммиака  - взаимодействии солей аммония со щелочами | NH3 + HCl = NH4Cl  N2 + H2 = NH3  NH4Cl + NaOH = NaCl + NH3+ H2O | Белый дым  Появление запаха аммиака или изменение цвета влажной индикаторной бумаги (посинение лакмусовой бумажки) при взаимодействии вещества со щелочами |
| NO2 – оксид азота (IV) | Выделяется при окислении - NO до NO2  - при взаимодействии тяжёлых металлов с HNO3 (к)  - и разложении нитратов металлов в ряду напряжений после Mg | 2 NO + О2 = 2NO2  Cu+HNO3(к) =Cu(NO3)2+2NO2+2H2O  AgNO3 = 2Ag + NO2+H2O | Бурый газ |
| Н2S | - Выделяется при взаимодействии сульфидов металлов с кислотами  - и очень активных металлов с H2SO4 (k) | FeS + 2HCl = FtCl2 + H2S↑  4Mg+5H2SO4k=4MgSO4+H2S↑+4H2O | Газ с запахом тухлых яиц – сероводород |
| SO2  Качественная реакция на SO2  и сульфиты | - образуется при обжиге серосодержащих веществ  -взаимодействии тяжёлых металлов с (к) H2SO4  Известковая вода – Са(ОН)2  Н+ | S + O2 = SO2  2H2S + 3O2 = 2SO2 + 2H2O  2ZnS +3O2 = 2SO2 + 2ZnO  Cu +2H2SO4k=CuSO4+ SO2↑+2H2O  SO2 + Са(ОН)2 = СаSO3↓+ H2O  SO32- + 2H+ = SO2↑ + H2O  СаSO3↓+ SO2 + H2O = Ca(HSO3)2  СаSO3↓+2H+ = Ca2+ + SO2↑+H2O | Газ с резким характерным запахом, растворимый в воде  Осадок белого цвета, растворяющийся при пропускании избытка газа или в кислотах |
| N2 | Горение и окисление (некаталитическое) азотосодержащих веществ,  - синтез аммиака  - разложение нитрита аммония | 4NH3 + 3O2 = 2N2 +6H2O  2NH3 + 3CuO = N2 +3Cu + 3H2O  NH4NO2= N2↑ + 2H2O | Газ не поддерживающий горение, не ядовитый, малорастворимый в воде |
| О2 |  | C + O2 = CO2 | Газ, поддерживающий горение (вспыхивает тлеющая лучинка) |
| Условия и признаки осуществления некоторых органических процессов | | | |
| Cl2 | Взаимодействие хлороводорода с окислителями (MnO2; KMnO4 и др.)  Электролиз растворов и расплавов хлоридов | 4НСl + MnO2 = Cl2 + MnCl2 + 2H2O  2NaCl + 2H2O = 2NaOH + H2↑+ Cl2↑ | Ядовитый газ жёлто – зелёного цвета |
| Pt | Катализатор окисления NH3 до NO при получении HNO3 | 4 NH3 + 5О2 = 4NO + 6H2O |  |
| MnO2 | Получение хлора из хлороводорода (соляной кислоты) | 4НСl + MnO2 = Cl2 + MnCl2 + 2H2O |  |
| Катализатор окисления Н2О2 и КСlO3 c выделением водорода | 2 Н2О2 = 2H2O + О2↑  2КСlO3 = 2 КСl + 3О2↑ |  |
| V2O5 | Катализатор окисления SO2 в SO3 при получении серной кислоты | 2SO2 + O2 ↔2SO3 |  |
| Железо (Fe) | Катализатор синтеза аммиака из азота и водорода | N2 + H2 ↔ NH3 |  |

**ПРИЛОЖЕНИЕ № 2.**

**АЛГОРИТМЫ**

**СОСТАВЛЕНИЯ ФОРМУЛ ПО ВАЛЕНТНОСТИ.**

**1.Запишите** элементы, или группы элементов (кислотные остатки) в одну формулу

К SO4

**2.Расставьте** над элементами, кислотными остатками их валентности (см. табл. растворимости)

I II

КSO4

**3.Найдите общее кратное** этих валентностей (наименьшее число, которое делится на одно и другое число значений валентностей)

I II

КSO4

Общее кратное чисел I и II = 2

**4.Раздели**в общее кратное на величины валентностей находим число элементов (индексы)

2

I II

К2SO4

- общее кратное 2 делим на валентность калия – I,

получаем 2 атома К

- общее кратное 2 делим на валентность кислотного остатка– II,

получаем 1 группу SO4

**СОСТАВЛЕНИЯ ИОННОГО УРАВНЕНИЯ.**

**1 Шаг**. Записывают молекулярное уравнение реакции правильно составив формулы образовавшихся веществ по валентности, уравнивают его.

**2 Шаг**. Записывают полное ионное уравнение реакции. Необходимо пользоваться таблицей растворимости солей и оснований.

Формулы сильных электролитов записывают в ионном виде. (помни о том, что заряд иона численно совпадает с валентностью атома или группы атомов, а также о том, что ионы водорода и металлов положительные, а гидроксид-ионы и ионы кислотных остатков - отрицательные):

**3 Шаг**. В левой и правой частях ионного уравнения ищем одинаковые ионы. Эти ионы в реакции не принимают участия, их можно удалить из левой и правой частей ионного уравнения, их удаляем. Получаем краткое ионное уравнение:

В кратком ионном уравнении записаны только те частицы, которые реально взаимодействуют в растворе с образованием осадка, газа, слабого электролита, воды. Их формулы всегда представляют в молекулярном виде.

**АЛГОРИТМ СОСТАВЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ**.

1.Определите степень окисления каждого атома, запишите значение над каждым химическим знаком (сначала знак, затем число).

Fe+3Cl3-+ H+J- → Fe+2Cl2- + H+Cl- + J20

2.Подчеркните одной чертой знак атома-восстановителя (Степень окисления повышает).

Fe+3Cl3-+ H+**J-** → Fe+2Cl2- + H+Cl- + J20

3.Запишите схему процесса окисления.

Восстановитель **2 J- - 2е- → J20**процесс окисление

4.Подчеркните двумя чертами знак атома-окислителя (Ст.О. понижает).

**Fe+3**Cl3-+ H+J- → Fe+2Cl2- + H+Cl- + J20

5.Запишите схему процесса восстановления.

Окислитель **Fe+3 +1е- → Fe+2**процесс восстановление

6. а вертикальной чертой напишите коэффициенты так, чтобы число «отданных» и «принятых» электронов было одинаково.

Fe+3 -1е- → Fe+2 1 2

2

J- +2е- → J20  2 1

7.Перенесите коэффициенты в схему реакции.

**2**FeCl3 + **2**HJ = **2**FeCl2 + HCl + J2

8.Расставьте остальные коэффициенты не изменяя основных.

2FeCl3 + 2HJ = 2FeCl2 + **2**HCl + J2

9.Напишите вместо стрелки знак равенства.

2FeCl3 + 2HJ = 2FeCl2 + 2HCl + J2

или кратко:

Fe+3Cl3-+ H+J- → Fe+2Cl2- + H+Cl- + J20

Восстановитель Fe+3 -1е- → Fe+2 1 2 процесс окисление

2

Окислитель 2 J- +2е- → J20  2 1 процесс восстановление

2FeCl3 + 2HJ = 2FeCl2 + 2HCl + J2

ТАБЛИЦА ПОСТОЯННЫХ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ ДЛЯ НАИБОЛЕЕ ЧАСТО ИСПОЛЬЗУЕМЫХ ЭЛЕМЕНТОВ:

|  |  |
| --- | --- |
| Степени  окисления | Элементы |
| +1 | Li, Na, K, Rb, Cs, Ag, H (кроме гидридов) |
| +2 | Be, Mg, Ca, Sr, Zn, Cd, Ba |
| +3 | Al, B |
| -1 | F,{ Cl, Br, I-если соединены с водородом или металлами} |
| -2 | O,{ S, Se, Te-в соединениях с водородом и металлами} |
| -3 | {N, P, As}-в соединениях с водородом и металлами |

**АЛГОРИТМ**

**ОПРЕДЕЛЕНИЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА В БИНАРНЫХ СОЕДИНЕНИЯХ**

* Находим, какой из двух элементов в соединении является более

электроотрицательным.

* Над символом более электроотрицательного элемента ставим знак

«минус» (-).

* Над символом менее электроотрицательного элемента ставим знак

«плюс» (+)

* Определяем числовое значение степени окисления для более электроотрицательного элемента. *(См. правила)*
* (степень окисления элемента определяем по правилу: номер группы в которой находится элемент, минус восемь.
* Определяем общее число отрицательных зарядов в соединении*.*
* При этом степень окисления более электроотрицательного

элемента умножаем на его индекс

* **Находим степень окисления менее электроотрицательного элемента** (степень окисления элемента определяем по правилу: элемент, отдает электроны, его степень окисления положительна и численно равна номеру группы элемент).
* Определяем числовое значение степени окисления для менее
* электроотрицательного элемента
* При этом его степень окисления умножаем на его индекс.
* **Помним, что** алгебраическая сумма степеней окисления химических элементов в соединении должна быть равна =0.
* **При обозначении степени окисления знак (+ -) ставится обычно перед числом,** тогда как при обозначении заряда иона его знак (+ -) ставится после численного значения.

**ПРИЛОЖЕНИЕ № 3**

**ФОРМУЛЫ ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ ПРИ РЕШЕНИИ ЗАДАЧ**

**К ТЕМЕ «РАСТВОРЫ»**

1.;

2.;

3.;

4.

5  или

m=C ρ 10;

6.;

7. ;

8.Расчет концентрации раствора при добавлении к раствору воды:

C=; W% = ;

9.Расчет концентрации раствора при добавлении к раствору вещества:

10.;

11. .

**К ТЕМЕ «ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ"**

|  |  |
| --- | --- |
| масса (m) | m = n ∙ М  m = V ∙ ρ |
| количество вещества (n – моль) | n = m (г) / M (г/моль)  n = N / Na = N / 6, 02 ∙ 1023 (моль-1)  n = V / Vm = V(л) / 22,4 (л/моль) |
| объём (V – л, мл) | V = m (г) / ρ  V = n ∙ Vm  V = Vm ∙  m (г) / M (г/моль)  V = Vm ∙  N / Na |
| Число структурных единиц (N) | N = n ∙ Na  N = Na ∙ m (г) / M (г/моль)  N = Na ∙ V / Vm |
| Относительная плотность (Д) | Д (х) у = М(х) / М (у)  Д – безразмерная величина  Д (Н2) = М / М (Н2) = М / 2  Д (возд) = М / М (возд) = М (г/моль) / 29(г/моль)  Д (О2) = М / М (О2) = М(г/моль) / 32(г/моль)  Д (N2) = М / М (N2) = М (г/моль) / 28(г/моль) |
| Массовая доля растворённого вещества (%) | % W = m (вещества) / m (раствора) ∙ 100%  **m (**вещества) = **% W ∙ m** (раствора) **/ 100%**  **m** (раствора) = **m (**вещества) ∙ 100% / **% W**  **ρ = m** (раствора) (г) / **V**(раствора) (л, мл, см3)  **m** (раствора) = **m (**вещества) + **m (**воды)  % W = m (вещества) / ρ∙ V |
| Массовая доля элемента в веществе (W) | W = m (элемента) ∙ n / m (вещества) ∙100%  W = n ∙ Аr / Мr  n = W ∙ Мr / Аr  n – число атомов элемента |

**ПРИЛОЖЕНИЕ № 4.**

**САМОСТОЯТЕЛЬНАЯ РАБОТА СТУДЕНТОВ:**

**ТВОРЧЕСКОЕ ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ «ХИМИЧЕСКОЕ ДОМИНО»**

Данная игра и ее проведение проводится в целях повышения качества усвоения базового понятия «валентность», нацелена на развитие интереса к предмету, формирования и развития умения составления формул по валентности.

В игре могут принимать участие команды студентов из 2-4 человек, на уроке или перемене. Учитывается быстрое и правильное составление формул различных классов неорганических соединений по валентности.

1. **Оксиды**

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | II  Ca |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O5 | II  Ba |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | II  Sb2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O3 | I  H2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | III  Co |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | III  Fe2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O3 | II  Ca |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O2 | IV  Se |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O5 | IV  Mn |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | V  P2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O2 | II  Ni |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O3 | IV  Si |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O7 | III  Cr2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | VII  Br2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O7 | II  Mg |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O3 | VII  Mn2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | VII  Cl2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | III  Al2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | II  Fe |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O7 | I  Na2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O3 | I  K2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O5 | VI  S |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O3 | V  N2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O7 | VII  Mn |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O | VII  Cl2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O7 | I  Ag2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O2 | II  Mn |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O3 | IV  C |

|  |  |
| --- | --- |
| II  O5 | VII  Cl2 |

1. **Кислоты**

|  |  |
| --- | --- |
| I  H2 | III  PO4 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H | II  SO4 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H | II  CO3 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H2 | I  Cl |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H2 | I  NO3 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H | III  BO3 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H3 | I  PO3 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H | II  SiO3 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H3 | I  ClO |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H | I  MnO4 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H2 | I  Br |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H | I  NO2 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H | I  ClO3 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H2 | I  I |

|  |  |
| --- | --- |
| I  H | II  CrO4 |

1. **Соли**

|  |  |
| --- | --- |
| I  NO3 | I  K |

|  |  |
| --- | --- |
| II  SO4 | I  Na |

|  |  |
| --- | --- |
| III  PO4 | II  Ca |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (NO3)2 | II  Zn |

|  |  |
| --- | --- |
| I  Cl | III  Fe2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  SO4 | II  Ba |

|  |  |
| --- | --- |
| I  Cl2 | I  K |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (NO3)2 | I  K2 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  Cl2 | I  Na2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  (SO4)3 | I  Na2 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  CO3 | II  Ca3 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  SO4 | III  Al |

|  |  |
| --- | --- |
| III  (PO4)2 | II  Zn |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (NO3)3 | II  Fe |

|  |  |
| --- | --- |
| II  SiO3 | II  Mg |

|  |  |
| --- | --- |
| III  (PO4)2 | III  Al |

|  |  |
| --- | --- |
| II  CO3 | II  Mg3 |

|  |  |
| --- | --- |
| II  (SO4)3 | I  Na |

|  |  |
| --- | --- |
| II  SiO3 | II  Ba |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (NO3)2 | II  Sn |

|  |  |
| --- | --- |
| I  PO3 | II  Ca |

|  |  |
| --- | --- |
| I  Cl | II  Pb |

|  |  |
| --- | --- |
| I  NO3 | II  Hg |

|  |  |
| --- | --- |
| I  PO3 | II  Cu |

|  |  |
| --- | --- |
| I  Cl3 | I  K2 |

|  |  |
| --- | --- |
| I  PO3 | I  Na3 |

|  |  |
| --- | --- |
| III  PO4 | II  Mg |

|  |  |
| --- | --- |
| I  NO3 | III  Cr2 |

1. **Основания**

|  |  |
| --- | --- |
| I  OH | III  Fe |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | I  Rb |

|  |  |
| --- | --- |
| I  OH | I  K |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)3 | I  Hg |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | II  Be |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | III  Cr |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)3 | II Pb |

|  |  |
| --- | --- |
| I  OH | III  Cr |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | III  Cr |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | II  Ra |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | I  Na |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | II  Cu |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | II  Ca |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)3 | II  Co |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)3 | II  Sn |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | II  Mg |

|  |  |
| --- | --- |
| I  OH | II  Ni |

|  |  |
| --- | --- |
| I  OH | II  Fe |

|  |  |
| --- | --- |
| I  OH | I  Cs |

|  |  |
| --- | --- |
| I  OH | I  Au |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | III  Cr |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)3 | II  Mn |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | III  Al |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | I  Li |

|  |  |
| --- | --- |
| I  OH | II  Ba |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | I  Ag |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)2 | I  Ag |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)3 | II  Cu |

|  |  |
| --- | --- |
| I  (OH)3 | I  Au |

**ПРИЛОЖЕНИЕ 5** 

При выполнении лабораторных работ, соблюдайте основные правила техники безопасности:

