

**ЧАСТНОЕ ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«ГАЗПРОМ ТЕХНИКУМ НОВЫЙ УРЕНГОЙ»**

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС

по дисциплине «Общая и неорганическая химия»
программы подготовки специалистов среднего звена
по специальности 18.02.09 Переработка нефти и газа
(для студентов очной формы обучения)

Учебно-методический комплекс по дисциплине (далее УМКД) «Общая и неорганическая химия» входит в математический и естественнонаучный цикл ОПОП и является частью программы подготовки специалистов среднего звена ЧПО ГТНУ по специальности СПО 18.02.09 Переработка нефти и газа, разработанный в соответствии с ФГОС СПО третьего поколения.

Учебно-методический комплекс по дисциплине (УМКД) «Общая и неорганическая химия» адресован студентам очной формы обучения.

УМКД включает теоретический блок, перечень практических и лабораторных работ, задания по самостоятельному изучению тем дисциплины, вопросы для самоконтроля, перечень точек рубежного контроля, а также вопросы и задания по промежуточной аттестации.

РАЗРАБОТАЛА: Елена Эдуардовна Прудникова, преподаватель ЧПОУ «Газпром техникум Новый Уренгой»

Данный учебно-методический комплекс
является собственностью

© ЧПОУ «Газпром техникум Новый Уренгой»

Рассмотрен на заседании кафедры нефтегазовых
специальностей и рекомендован к применению

Протокол № 9 от «10» 03 2017г.

Заведующий  Д.В. Сборщиков

Зарегистрирован в реестре учебно-методической
документации.

Регистрационный номер

242.УМК.ПН.ЕН.02.КНГС.001-17

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	4
1 Образовательный маршрут по дисциплине.....	8
2 Содержание дисциплины	9
3 Контроль и оценка результатов освоения дисциплины	84
4 Информационное обеспечение дисциплины.....	91

ВВЕДЕНИЕ

Уважаемый студент!

Учебно-методический комплекс по дисциплине Общая и неорганическая химия создан Вам в помощь для работы на занятиях, при выполнении домашнего задания и подготовки к текущему и итоговому контролю по дисциплине.

УМК по дисциплине включает теоретический блок, перечень практических занятий и лабораторных работ, задания для самостоятельного изучения тем дисциплины, вопросы для самоконтроля, перечень точек рубежного контроля, а также вопросы и задания по промежуточной аттестации.

Приступая к изучению новой учебной дисциплины, Вы должны внимательно изучить список рекомендованной основной и вспомогательной литературы. Из всего массива рекомендованной литературы следует опираться на литературу, указанную как основную.

По каждой теме в УМК перечислены основные понятия и термины, вопросы, необходимые для изучения (план изучения темы), а также краткая информация по каждому вопросу из подлежащих изучению. Наличие тезисной информации по теме позволит Вам вспомнить ключевые моменты, рассмотренные преподавателем на занятии.

После изучения теоретического блока приведен перечень практических и лабораторных работ, выполнение которых обязательно. Наличие положительной оценки по практическим и лабораторным работам необходимо для допуска к экзамену, поэтому в случае отсутствия на уроке по уважительной или неуважительной причине Вам потребуется найти время и выполнить пропущенную работу.

В процессе изучения дисциплины предусмотрена самостоятельная внеаудиторная работа, включающая самостоятельную работу над отдельными темами учебной дисциплины, подготовку к аудиторным занятиям (лекциям, практическим, лабораторным), подготовку ко всем видам контрольных испытаний, в том числе к экзамену.

Содержание рубежного контроля (точек рубежного контроля) разработано на основе вопросов самоконтроля, приведенных по каждой теме.

По итогам изучения дисциплины проводится **экзамен**.

Экзамен сдается по билетам, вопросы к которому приведены в конце УМКД.

В результате освоения дисциплины Вы должны **уметь**:

- давать характеристику химических элементов в соответствии с их положением в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева;
- использовать лабораторную посуду и оборудование;
- находить молекулярную формулу вещества;
- применять на практике правила безопасной работы в химической лаборатории;
- применять основные законы химии для решения задач в области профессиональной деятельности;
- проводить качественные реакции на неорганические вещества и ионы, отдельные классы органических соединений;
- составлять уравнения реакций, проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакции;
- составлять электронно-ионный баланс окислительно-восстановительных процессов.

В результате освоения дисциплины Вы должны **знать**:

- гидролиз солей, электролиз расплавов и растворов (солей и щелочей);
- диссоциацию электролитов в водных растворах, сильные и слабые электролиты;
- классификацию химических реакций и закономерности их проведения;
- обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия под действием различных факторов;
- общую характеристику химических элементов в связи с их положением в периодической системе;
- окислительно-восстановительные реакции, реакции ионного обмена;

- основные понятия и законы химии;
- основы электрохимии;
- периодический закон и периодическую систему химических элементов Д.И. Менделеева, закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам;
- тепловой эффект химических реакций, термохимические уравнения;
- типы и свойства химических связей (ковалентной, ионной, металлической, водородной);
- формы существования химических элементов, современные представления о строении атомов;
- характерные химические свойства неорганических веществ различных классов.

В результате освоения дисциплины у Вас должны формироваться общие компетенции (ОК):

Название ОК	Результат, который Вы должны получить после изучения содержания дисциплины
ОК 2.	Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.
ОК 3.	Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.
ОК 4.	Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.
ОК 5.	Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.
ОК 6.	Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.
ОК 7.	Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения заданий.
ОК 8.	Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.
ОК 9.	Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

Содержание дисциплины поможет Вам подготовиться к последующему освоению профессиональных компетенций в рамках профессиональных модулей

«ПМ-02 Ведение технологического процесса на установках I и II категорий» и «ПМ-05 Выполнение работ по одной или нескольким профессиям рабочих, должностям служащих».

В таблице приведены профессиональные компетенции, к освоению которых готовит содержание дисциплины Общая и неорганическая химия.

Название ПК	Результат, который Вы должны получить после изучения содержания дисциплины
ПК 1.1.	Контролировать эффективность работы оборудования.
ПК 1.2.	Обеспечивать безопасную эксплуатацию оборудования и коммуникаций при ведении технологического процесса.
ПК 1.3.	Подготавливать оборудование к проведению ремонтных работ различного характера.
ПК 2.1.	Контролировать и регулировать технологический режим с использованием средств автоматизации и результатов анализов.
ПК 2.2.	Контролировать качество сырья, получаемых продуктов.
ПК 2.3.	Контролировать расход сырья, продукции, реагентов, катализаторов, топливно-энергетических ресурсов.
ПК 3.1.	Анализировать причины отказа, повреждения технических устройств и принимать меры по их устранению.
ПК 3.2.	Анализировать причины отклонения от режима технологического процесса и принимать меры по их устранению.
ПК 3.3.	Разрабатывать меры по предупреждению инцидентов на технологическом блоке.
ПК 4.1.	Организовывать работу коллектива и поддерживать профессиональные отношения со смежными подразделениями.
ПК 4.2.	Обеспечивать выполнение производственного задания по объему производства и качеству продукта.
ПК 4.3.	Обеспечивать соблюдение правил охраны труда, промышленной, пожарной и экологической безопасности.

Внимание! Если в ходе изучения дисциплины у Вас возникают трудности, то Вы всегда можете к преподавателю прийти на дополнительные занятия, которые проводятся согласно графику. Время проведения дополнительных занятий Вы сможете узнать у преподавателя, а также ознакомившись с графиком их проведения, размещенном на двери кабинета преподавателя.

В случае, если Вы пропустили занятия, Вы также всегда можете прийти на консультацию к преподавателю в часы дополнительных занятий.

1 Образовательный маршрут по дисциплине

Таблица 1

Формы отчетности, обязательные для сдачи	Количество
лабораторные занятия	26
практические занятия	12
Точки рубежного контроля	2
Итоговая аттестация	экзамен

Желаем Вам удачи!

2 Содержание дисциплины

Раздел 1 ОБЩАЯ ХИМИЯ

Введение.

Предмет неорганической химии, его задачи. Роль неорганической химии в развитии важнейших отраслей промышленности и сельского хозяйства. Охрана окружающей среды.

Тема 1.1

Основные понятия и законы химии.

Основные понятия и термины по теме: *атом, химический элемент, молекула, масса атома, моль, молярная масса, молярный объем, закон постоянства состава веществ, закон сохранения массы веществ, газовые законы.*

План изучения темы:

1. Атом, химический элемент, молекула, масса атома.
2. Простые и сложные вещества, моль, молярная масса, молярный объем, характеристика простых веществ
3. Химические реакции. Классификация реакций.
4. Закон постоянства состава вещества, закон сохранения массы вещества, закон Авогадро.
5. Относительная плотность газов, массовые доли элементов и химических соединений.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Атомно-молекулярное учение дает объяснение основным понятиям и законам химии.

Атом - электронейтральная система, состоящая из элементарных частиц.

Химический элемент – вид атомов, характеризующихся одинаковым зарядом ядра.

Молекула - устойчивая совокупность атомов, удерживаемых силами притяжения (химическими связями).

Масса атома ($m_a(X)$) выражается в килограммах, граммах:

$$m_a(H) = 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг, или } 1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г;}$$

Пользоваться такими числами при расчетах неудобно. Поэтому применяют не абсолютные значения масс атомов, а относительные. За единицу атомной массы в химии и физике принята атомная единица массы.

Атомная единица массы (а. е. м) - $\frac{1}{12}$ массы атома изотопа углерода ^{12}C :

$$1 \text{ а.е.м} = \frac{1}{12} m_a(\text{C}) = \frac{2,0 \cdot 10^{-23}}{12} = 1,667 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Относительная атомная масса (A_r) – величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава ($m_a(X)$) к атомной единицы массы (а.е.м.):

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{\text{а.е.м.}}; \quad A_r(\text{O}) = \frac{2,67 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{1,667 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 16.$$

Относительная молекулярная масса ($M_r(X)$) – величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к атомной единице массы:

$$M_r(X) = \frac{m_M(X)}{\text{а.е.м.}}; \quad M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{3,00 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1,667 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} = 18.$$

Таким образом, относительная атомная и молекулярные массы показывают, во сколько раз масса атома данного элемента и масса молекулы данного вещества больше одной а.е.м.

Моль – количество вещества, содержащее столько структурных частиц атомов, молекул, ионов и других частиц, сколько атомов содержится в углероде ^{12}C массой 0,012 кг.

Количество вещества системы, содержащей $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов или $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (или других структурных частиц), представляет собой моль этой системы. Число частиц в моле любого вещества называется постоянной Авогадро и обозначается N_A : $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярная масса (M) вещества X равна отношению массы (m) вещества к соответствующему количеству вещества (n):

$$M(X) = \frac{m(X)}{n(X)}$$

Молярная масса устанавливает связь между количеством вещества и его массой и обозначается кг/моль или г/моль. Например,

$$M(\text{NaOH}) = \frac{40 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = \frac{20 \text{ г}}{0,5 \text{ моль}} = \frac{4 \text{ г}}{0,1 \text{ моль}} = 40 \text{ г/моль}.$$

Молярная масса численно равна относительной молекулярной массе. Например,

$$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}; M_r(\text{O}_2) = 32.$$

Молярный объем – (V_m) – это отношение объема газообразного вещества к количеству вещества в этом объеме при любых условиях:

$$V_m = \frac{V}{n(X)}$$

При нормальных условиях (н.у.) объем 1 моль любого газа равен 22,4 л. Постоянная V_m^0 равная 22,4 л/моль, называется молярным объемом газа при нормальных условиях.

Относительная плотность газов (D)- это отношение масс равных объемов различных газов при одинаковых условиях (p, T одинаковы для обоих газов):

$$D = m_1/m_2 \text{ при } V_1 = V_2.$$

При этих условиях, согласно закону Авогадро, в данных газах содержится одинаковое число молекул. Но массы взятых газов окажутся неодинаковыми, следовательно они будут относительно друг к другу

как их молярные массы:

$$V_m = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = \frac{M_{r_1}}{M_{r_2}} = D \text{ и } M_1 = M_2 D$$

Если плотность измерена по водороду (D_{H_2}): $M_{r2} = 2$, то $M_{r1} = 2 D_{H_2}$. Если плотность измерена по воздуху ($D_{возд}$): $M_{r2}=29$, то $M_{r1} = 29 D_{возд}$, где 29 – средняя молекулярная масса воздуха.

Практическое занятие

Вычисления по химическим формулам и уравнениям.

Задания для самостоятельного выполнения

1. Вычислите массовую долю серы в серной кислоте.
2. Сколько молей составляет азот массой 14 г.?
3. Определить массу 0,1 моль NaOH.
4. Какое количество вещества содержится в 3,7г. $Ca(OH)_2$?
5. Сколько молекул содержится в NaOH массой 4г.?
6. Относительная плотность газа по кислороду равна двум. Определите плотность этого газа по водороду.
7. Найти массу хлорида серебра, если в реакцию с нитратом серебра вступило 26г соляной кислоты.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача практической работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Атомно-молекулярное учение. Что называется химическим элементом, веществом?
2. Из чего состоит атом?
3. Что такое моль, молекулярная масса, молярная масса?
4. Химические формулы, уравнения, классификация химических реакций.
5. Основные законы химии.
6. Газовые законы.

Тема 1.2

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома.

Основные понятия и термины по теме: *периодический закон, период, группа, электроны, протоны, нейтроны, нуклоны, изотопы, квантовое число, орбиталь, уровень, подуровень, энергетическая ячейка.*

План изучения темы:

1. Материя и вещество. Открытие Д.И. Менделеевым периодического закона. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева.
2. Строение атома. Состав атомных ядер. Изотопы.
3. Современная формулировка периодического закона и физический смысл величин, характеризующих положение атома в периодической системе.
4. Строение электронных оболочек атома, электронные формулы. Понятие о s-, p-, d-, f- семействах. Квантовые числа. Принцип Паули, правило Хунда. Распределение и заполнение орбиталей электронами.
5. Периодичность свойств атомов. Значение периодического закона и теории строения атома.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Периодический закон был оформлен Д.И. Менделеевым в виде периодической системы.

Период - это горизонтальный ряд элементов, в котором свойства изменяются от типичного металла до типичного неметалла и заканчиваются благородным газом (за исключением седьмого периода).

Группа - вертикальная группировка элементов, в которой один под другим размещены сходные между собой элементы.

В современной периодической системе всего восемь групп. Каждая из них делится на главную и побочную подгруппы.

Главные подгруппы образованы вертикальными рядами элементов малых периодов, в которых сверху вниз нарастают металлические свойства.

Побочные подгруппы составляют только элементы больших периодов, все они являются металлами и объединяются по сходным признакам.

Строение атома.

Атомы различных элементов характеризуются определенным зарядом ядра и равным ему числом электронов, которые находятся на определенных энергетических уровнях. Энергетические уровни характеризуются главным квантовым числом n , которое показывает на удаленность электронного слоя от ядра и средний запас энергии электронов в этом слое: чем больше значение n , тем больше электронное облако и энергия электрона.

Энергетические уровни состоят из определенного числа подуровней: первый уровень – из одного подуровня, второй – и двух, третий из трех и т.д. Подуровень характеризует побочное (или орбитальное) квантовое число l . Оно определяет форму электронного облака и показывает запас энергии электрона в подуровне. Подуровни имеют буквенные и числовые обозначения: s p d f (0 1 2 3).

В одном уровне может содержаться несколько электронных облаков (орбиталей) одной и той же формы, но различно расположенных в пространстве. Каждое положение в пространстве электронного облака условно обозначается ячейкой. Число ячеек определяется магнитным квантовым числом m_l :

подуровень s состоит из $1s$ орбитали и 2 электронов (s^2);

подуровень p состоит из $3p$ орбитали и 6 электронов (p^6);

подуровень d состоит из $5d$ орбитали и 10 электронов (d^{10});

подуровень f состоит из $7f$ орбитали и 14 электронов (f^{14}).

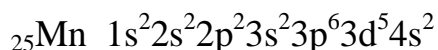
Число электронов на орбитали определяется четвертым квантовым числом – спиновым (обозначается s). Оно показывает собственное вращение электрона. На орбитали (в квантовой ячейке) может находиться не более двух электронов.

Строение электронной оболочки атомов и ионов изображают электронной или электронно-графической формулой.

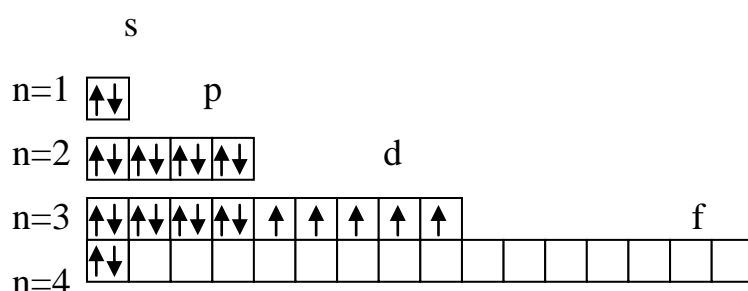
Электронная формула показывает распределение электронов в атомах по энергетическим уровням и подуровням, где уровни обозначаются цифрами 1,2,3,4..., подуровни – буквами s,p,d,f. Верхний правый индекс обозначает число электронов на подуровне.

Электронно- графическая формула изображает атом элемента в в идее совокупности орбиталей или квантовых ячеек.

На примере марганца покажем написание **электронной**



и электронно-графической формул



Распределение электронов в атомах по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям определяется тремя основными положениями:

принципом Паули, который устанавливает, что в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел;

принципом наименьшей энергией. Последовательность заполнения электронами уровней и подуровней должна отвечать наибольшей связи электрона с ядром, т.е. электрон должен обладать наименьшей энергией;

правилом Хунда, согласно которому определяется порядок заполнения орбиталей. Орбитали в пределах энергетического подуровня сначала заполняются все по одному электрону, затем их занимают вторые электроны.

Практическое занятие

Строение электронов в атоме. Характеристика свойств элементов по их положению в периодической системе.

Задания для самостоятельного выполнения

1. Исходя из положения в периодической системе, опишите химические свойства элемента с порядковым номером 23.
2. Назовите элемент по следующим данным: а) элемент четвертого периода, высший оксид X_2O_7 , с элементом образует газообразное соединение HX ; б) элемент пятого периода, высший оксид XO_2 , с водородом газообразных соединений не дает.
3. Составьте электронную формулу, покажите распределение электронов по квантовым орбиталям для элементов с порядковыми номерами 32 и 40.
4. Дайте общую характеристику по положению в периодической системе элементов с порядковыми номерами 3 и 7. Что общего и в чем различия в свойствах элементов и их соединений?

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача практической работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Кто и когда открыл периодический закон?
2. Что такое период, группа? Как изменяются свойства элементов в периодах и группах?
3. Ядерная модель строения атомов, ядерные реакции.
4. Состояние электрона в атоме, электронные формулы.

Тема 1.3

Состав и классификация сложных неорганических веществ.

Основные понятия и термины по теме: *оксиды, основания, кислоты, соли.*

План изучения темы:

1. Состав и классификация сложных органических веществ, составление формул сложных неорганических веществ, номенклатура, свойства.
2. Генетическая связь между классами неорганических соединений. Зависимость свойств веществ от их состава.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Все вещества делятся на две основные группы - простые и сложные. Если вещество образовано одинаковыми атомами, то его называют простым, а если же различными – сложными.

Сложные вещества подразделяются на основные классы химических соединений и на неосновные. К основным классам химических соединений относятся оксиды, основания (гидроксиды), кислоты, соли. К неосновным относятся, например, пероксиды, галогенангидриды и т.д.

Оксиды - это сложные вещества, состоящие из кислорода и какого -нибудь другого элемента.

К оксидам относятся, например, K_2O , CaO , CO_2 и т.д. Оксиды образуют все химические элементы, кроме He, Ne, Ar.

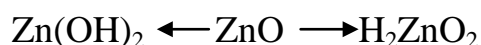
По химическим свойствам оксиды делятся на солеобразующие и несолеобразующие. К последним относятся, например, N_2O , NO , SiO – они не взаимодействуют с основаниями и не образуют солей.

Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды – это оксиды, гидраты которых являются основаниями. Например, Na_2O , CuO являются основными оксидами, так как им соответствуют основания $NaOH$, $Cu(OH)_2$. Как правило, основными оксидами могут быть оксиды металлов с валентностью I и II.

Кислотные оксиды – это оксиды, гидраты которых являются кислотами. К кислотным относятся оксиды неметаллов и металлов. Например, N_2O , P_2O_5 – кислотные оксиды, так как им соответствуют кислоты HNO_2 , H_3PO_4 .

Амфотерные оксиды – это оксиды металлов, которые в зависимости от среды проявляют основные и кислотные свойства, т.е реагируют с кислотами и основаниями. Например



Основания (гидроксиды)- это сложные вещества, которые состоят из атомов металла и одной или нескольких групп $(\text{OH})^-$, называемой гидроксо-группой.

Гидроксиды делятся на гидроксиды, которые растворяются в воде (растворимые), и гидроксиды, которые не растворяются в воде (нерастворимые). Растворимые гидроксиды называются щелочами. Щелочи образуют щелочные и щелочно-земельные металлы.

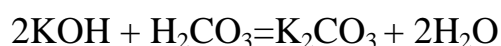
Кислоты – это сложные вещества, содержащие в своем составе водород, способный замещаться металлом и образование соли.

По способностям атомов водорода замещаться на металл кислоты могут быть одноосновные(HI – иодоводородная), двухосновные(H_2SO_3 – сернистая), трехосновные(H_3PO_4) , четырехосновные ($\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$) и т.д.

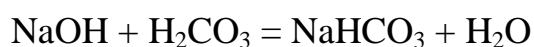
Соли - это продукт полного или частичного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл или же продукт полного или частичного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Классификация солей.

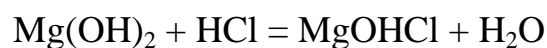
1. Средние (нормальные) соли – это продукт полного замещения водорода в кислоте металлом:



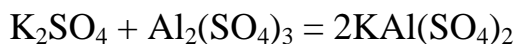
2. Кислые соли – это продукт неполного замещения водорода в кислоте с металлом:



3.Основные соли – это продукт неполного замещения групп $(\text{OH})^-$ основания на кислый остаток:

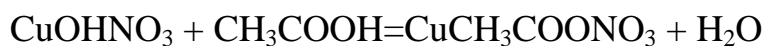


4. Двойные соли – соли, состоящие из различных катионов и общего кислотного остатка:



(калий – алюминий сульфат)

5. Смешанные соли – соли состоящие из общего металла и различных кислотных остатков:



(нитрат – ацетат меди (II))

Практическое занятие

Классификация химических соединений. Генетическая связь неорганических веществ.

Задания для самостоятельного выполнения:

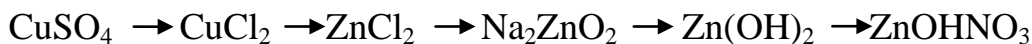
1. Напишите уравнения реакций между следующими оксидами:

- а) оксид кальция и оксид азота(V);
- б) оксид серы(VI) и оксид меди(II);
- в) оксид фосфора(V) и оксид калия;
- г) оксид железа(III) и оксид кремния(IV);

2. Назовите гидроксиды, формулы которых приведены ниже: NaOH , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CsOH , KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$. Какие из них растворимые, какие нет?

3. С какими из перечисленных веществ вступит в реакцию серная кислота: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 ; Al_2O_3 ; Cu ; CO_2 ; Fe ? Напишите уравнения возможных реакций.

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



Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача практической работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Что такое оксиды? На какие типы они делятся? Приведите примеры.
2. Что такое кислоты? На какие типы они делятся? Приведите примеры.
3. Что такое основания? На какие типы они делятся? Приведите примеры.
4. Что такое соли? На какие типы они делятся? Приведите примеры.

Тема 1.4

Химическая связь

Основные понятия и термины по теме: *ковалентная полярная и неполярная связь, ионная, водородная, металлическая, пи-связь, сигма-связь, кристаллическая решетка.*

План изучения темы:

1. Молекулярная форма организации вещества. Механизм образования химических связей.
2. Ковалентная связь. Свойства ковалентной связи.
3. Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь.
4. Типы кристаллических решеток: атомная, молекулярная, ионная, металлическая.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Химическая связь — это взаимодействие атомов, обуславливающее устойчивость молекулы или кристалла как целого. Химическая связь определяется взаимодействием между заряженными частицами (ядрами и электронами).

Ковалентная связь является причиной образования большинства молекул, молекулярных ионов, свободных радикалов и атомных кристаллических решеток.

Ковалентная связь образуется за счёт общих электронных пар, возникающих в оболочках связываемых атомов. Она может быть образована атомами одного и того же элемента и тогда она *неполярная*; например, такая ковалентная связь существует в молекулах одноэлементных газов H_2 , O_2 , N_2 .

Ковалентная связь может быть образована атомами разных элементов, сходных по химическому характеру, и тогда она *полярная*; например, такая ковалентная связь существует в молекулах H_2O , NF_3 , CO_2 . Ковалентная связь образуется между атомами элементов, обладающих электроотрицательным характером.

Если между двумя атомами образуется только одна общая электронная пара, то такая ковалентная связь называется *одинарной (простой)* связью.

Ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится на линии, соединяющей ядра атомов, называются *σ -связями (сигма-связями)*.

π – связи – это ковалентные связи, при образовании которых область перекрывания электронных облаков находится по обе стороны от линии, соединяющей ядра атомов.

Число общих электронных пар между связанными атомами характеризует кратность связи.

Если связь между атомами образована двумя общими электронными парами, то такая связь называется двойной связью: $A=B$. Любая двойная связь состоит из одной σ -связи и π – связи.

Если связь между атомами образована тремя общими электронными парами, то такая связь называется тройной связью: $A\equiv B$. Любая тройная связь состоит из одной σ -связи и двух π – связей.

Ионная связь обуславливает существование молекул ионных соединений и ионных кристаллических решеток.

Металлическая связь существует в простых веществах – металлах.

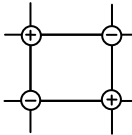
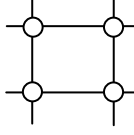
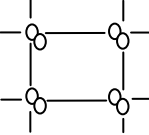
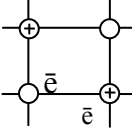
Водородная связь существует внутри молекул отдельных веществ, а так же возникает между молекулами некоторых веществ.

Химическая связь	Связываемые атомы	Характер элементов	Процесс в электронной оболочке	Образующиеся частицы	Кристаллическая решетка	Характер вещества	Примеры
Ионная	Атом металла и атом неметалла	Электроположительный и электроотрицательный	Переход валентных электронов	Положительные и отрицательные ионы	Ионная	Солеобразный	NaCl CaO
Ковалентная	Атомы неметаллов (реже - атомы металлов)	Электроотрицательный реже электроположительный	Образование общих электронных пар, заполнение молекулярных орбиталей	молекулы	Молекулярная	Летучий или нелетучий	Br ₂ CO ₂
				-----	Атомная	Алмазоподобный	Алмаз Si
металлическая	Атомы металлов	электроположительный	Отдача валентных электронов	Положительные ионы и электронный газ	металлическая	металлическая	Металлы и сплавы

Любое химическое вещество образованно большим числом одинаковых частиц, которые связаны между собою. При низких температурах, когда тепловое движение затруднено, частицы строго ориентируются в пространстве и образуют кристаллическую решётку.

Кристаллическая решетка – это структура с геометрически правильным расположением частиц в пространстве.

Типы кристаллических решеток:

	Ионная	Атомная	Молекулярная	Металлическая
Что в узлах кристаллической решетки, структурная единица				
Тип химической связи между частицами	ионная	ковалентная: полярная и неполярная	ковалентная: полярная и неполярная	металлическая

Силы взаимодействия между частицами кристалла	электростатические	ковалентные	межмолекулярные	электростатические
Физические свойства, обусловленные кристаллической решеткой	1)силы притяжения между ионами велики 2) $T_{пл} \uparrow$ 3)легко растворяются в воде 4)не имеют запаха	1)ковалентные связи между атомами велики 2) $T_{пл}$ и $T_{кип} \uparrow$ 3)в воде не растворяются 4)расплав не проводит электрический ток	1)силы притяжения между молекулами невелики 2) $T_{пл} \downarrow$ 3)некоторые растворяются в воде 4)обладают запахом-летучи	1)силы взаимодействия велики 2) $T_{пл} \uparrow$ 3) высокие тепло- и электропроводность
Агрегатное состояние вещества при обычных условиях	твердое	твердое	Твердое, газообразное	Твердое, жидкое (ртуть)
Примеры	большинство солей, щелочей, оксиды типичных металлов	С (алмаз, графит), Si, Ge, В, SiO ₂ , CaC ₂ , SiC (карборунд), BN. Красный и чёрный фосфор. Оксиды некоторых металлов.	все газы, жидкости, большинство неметаллов: инертные газы, галогены, H ₂ , N ₂ , O ₂ . Водородные соединения неметаллов, оксиды неметаллов: H ₂ O, CO ₂ «сухой лёд».	Металлы, сплавы

Практическое занятие

Определение характера химической связи в различных химических соединениях.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Для каких веществ характерна ионная связь: H₂, KCl, KN, CaF₂, CH₄?
Напишите схемы образования этих веществ.
2. Изобразите образование химических связей в молекулах следующих веществ: Cl₂, SiF₄, NCl₃, I₂.
3. Составьте структурные и электронные формулы для следующих соединений: NH₃, O₂, HCl, H₂SO₄, F₂.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача практической работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Что называется ковалентной связью? Для каких веществ она характерна? Механизм ее образования.
2. Что называется ионной связью? Для каких веществ она характерна? Механизм ее образования.
3. Что называется металлической связью? Для каких веществ она характерна?
4. Что называется водородной связью? Для каких веществ она характерна?
5. Структурные формулы. Электронные формулы молекул.
6. Назовите типы кристаллических решеток. Охарактеризуйте отличительные физические свойства веществ, которые имеют различные типы кристаллических решеток.

Тема 1.5

Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз

Основные понятия и термины по теме: *окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления, степень окисления, электролиз, его процесс.*

План изучения темы:

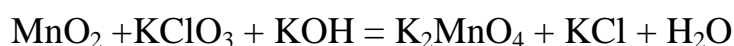
1. Степень окисления. Химические реакции с изменением и без изменения степени окисления.
2. Виды окислительно-восстановительных реакций. Важнейшие окислители и восстановители.
3. Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

4. Сущность электролиза. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Применение электролиза.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов, называются окислительно – восстановительными.

Существует несколько способов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса, основанный на определении общего числа перемещающихся электронов. Например:



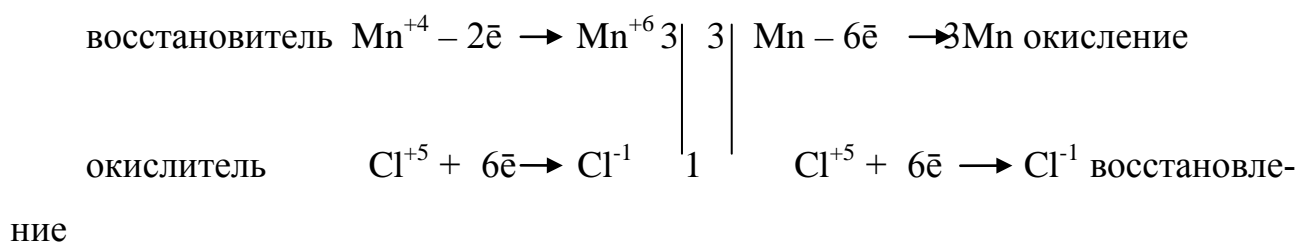
Определяем, атомы каких элементов изменили степень окисления:



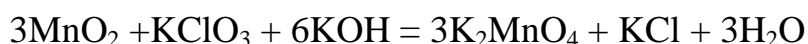
Определяем число потерянных (-) и полученных (+) электронов:



Число потерянных и полученных электронов должно быть одинаковым. Оба процесса полуреакций изобразим следующим образом:



Основные коэффициенты при окислителе и восстановителе переносим в уравнение реакции

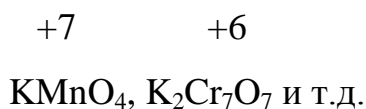


Процесс превращения марганца +4 в марганец +6 есть процесс отдачи (потери) электронов, т.е. окисление; процесс превращения Cl^{+5} в Cl^{-1} есть процесс получения электронов, т.е. процесс восстановления. Вещество MnO_2 при этом является восстановителем, KClO_3 – окислителем.

Основные окислители и восстановители. Окислители.

1. Окислителями являются все атомы неметаллов. Самыми сильными окислителями являются атомы галогенов, так как они способны принять только один электрон. С уменьшением номера группы окислительная способность атомов неметаллов, расположенных в них, падает. Поэтому атомы неметаллов IV группы – самые слабые окислители. В группах сверху вниз окислительные свойства атомов неметаллов также уменьшаются вследствие увеличения радиусов атомов.

2. Окислительные свойства сложных веществ зависят от степени окисления атомов элемента. Атомы в состоянии высокой степени окисления могут быть только окислителями, например



Кроме того, окислителями являются ионы металлов с высокой степенью окисления, Hg^{2+} , Fe^{3+} и т.д.

3. Кислоты HNO_3 и H_2SO_4 (конц.)

Восстановители. Мерой восстановительной способностью атомов или ионов является ионизационный потенциал, т.е. их способность отдавать электроны.

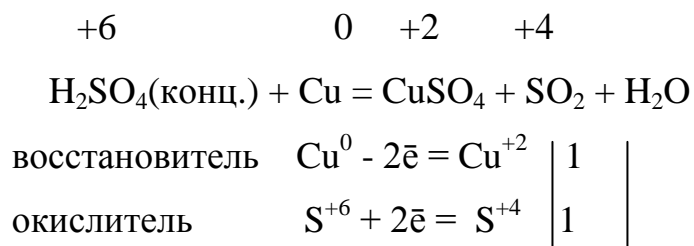
1. Восстановителями могут быть атомы всех элементов, кроме He, Ne, Ar. Наиболее легко теряют электроны атомы тех элементов, которые на последнем слое имеют 1, 2, 3 электрона.

2. Положительно заряженные ионы металлов, находящиеся в низкой степени окисления, например Fe^{2+} , Cr^{3+} .

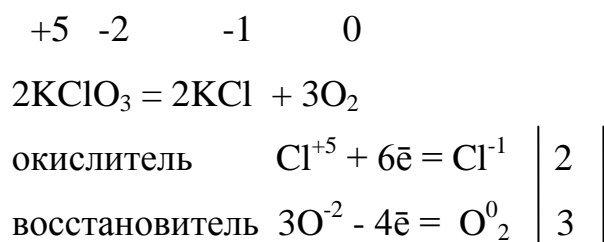
3. Отрицательно заряженные ионы, например Cl^- , Br^- .

Классификация окислительно-восстановительных реакций. В зависимости от того, между атомами каких веществ (одинаковых или различных) происходит переход электронов, все окислительно-восстановительные реакции разделяют на три типа: межмолекулярные, внутримолекулярные, диспропорционирования.

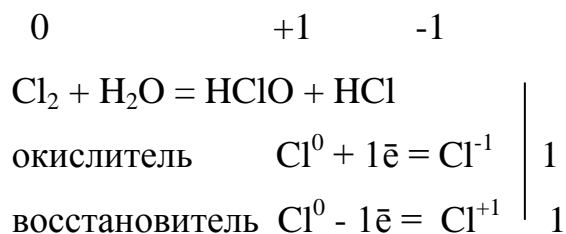
Межмолекулярные – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:



Внутримолекулярные – это реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в одной молекуле (атомы разных элементов):



Диспропорционирование – это реакции, в которых окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента:



Практическое занятие

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса. Определение окислителей и восстановителей.

Задания для самостоятельного выполнения

1. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах, лежащих в основе металлургических процессов:

- а) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Fe}$;
- б) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{Ca} \rightarrow \text{CaO} + \text{V}$;
- в) $\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{Si} \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{Mn}$;
- г) $\text{TiCl}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{Ti}$.

2. Методом электронного баланса составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:
- а) $\text{H}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{C} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{NaI} + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{Mg} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{KMnO}_4 + \text{NH}_3 \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{MnO}_2 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$.
3. Как протекает электролиз раствора нитрата натрия, если катод и анод сделаны из меди?
4. Какие химические процессы происходят у катода и анода при электролизе раствора хлорида никеля(II), если анод: а) угольный; б) никелевый? Напишите уравнения происходящих реакций.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача практической работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Что такое окислительно-восстановительные реакции? Чем обусловлено изменение степеней окисления в ходе окислительно-восстановительных реакций?
2. Как называется: а) процесс отдачи электронов; б) процесс принятия электронов?
Как изменяются степени окисления атомов в этих процессах?
3. Приведите примеры: а) важнейших веществ окислителей; б) важнейших веществ восстановителей.

Тема 1.6

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

Основные понятия и термины по теме: *скорость химической реакции, закон действующих масс, молярная концентрация, правило Вант-Гоффа, катализаторы, ингибиторы, гомогенные и гетерогенные реакции, обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие, константа равновесия, принцип Ле-Шателье.*

План изучения темы:

1. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости химической реакции.
2. Зависимость скорости химической реакции от различных факторов: природы реагирующих веществ, площади поверхности соприкосновения, концентрации, температуры и катализатора.
3. Катализаторы. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции. Катализ в промышленности.
4. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия.
5. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Раздел химии, в котором изучаются скорости и механизмы химических реакций, называется химической кинетикой.

Система в химии – рассматриваемое вещество или совокупность веществ.

Фаза - часть системы, которая отделена от других частей поверхностью раздела.

Системы, которые состоят из одной фазы, называются гомогенными, или однородными. Примерами гомогенных систем являются газовые смеси, растворы. Системы, которые состоят из двух или нескольких фаз, называются гетерогенными, или неоднородными. Гетерогенными системами являются смеси твердых веществ, газ + твердое вещество, жидкость + твердое вещество.

Химические реакции, которые протекают в гомогенных системах, называются гомогенными реакциями. Гетерогенные реакции – это химические реакции в гетерогенных системах. Гомогенные реакции протекают во всем объеме реакционной смеси. Гетерогенные реакции происходят на поверхности раздела фаз.

Скоростью гомогенной реакции $v_{\text{гом}}$ называется количество вещества n , вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени t в единице объема системы V :

$$v_{\text{гом}} = \frac{n_2 - n_1}{V(t_2 - t_1)} = \frac{\Delta n}{V \cdot \Delta t}$$

где n - число молей реагирующего вещества в момент времени t_1 ; n_2 - число молей этого же вещества в момент времени t_2 .

Отношение числа молей вещества к объему реакционной смеси n/V называется мольно-объемной концентрацией, обозначается буквой C и выражается обычно в моль/л. Таким образом:

$$v_{\text{гом}} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1}$$

Следовательно, скорость гомогенной реакции равна изменению концентрации какого-либо из реагирующих веществ в единицу времени и выражается в моль/л*с. Знак «+» в выражении 4.3.2 ставится в том случае, если C - концентрация какого – либо исходного вещества (так как скорость реакции должна быть величиной положительной).

Скоростью гетерогенной реакции $v_{\text{гет}}$ называется количество вещества, которое вступает в реакцию или образуется в результате реакции за единицу времени на единице поверхности раздела фаз S :

$$v_{\text{гет}} = \pm \frac{\Delta n}{S \cdot \Delta t}$$

Скорость любой химической реакции зависит от следующих факторов:

- 1) природа реагирующих веществ;
- 2) концентрация реагирующих веществ;

- 3) температура;
- 4) присутствие катализаторов.

Скорость гетерогенных реакций зависит так же от:

- а) величины поверхности раздела фаз (с увеличением поверхности раздела фаз скорость гетерогенных реакций увеличивается);
- б) скорости подвода реагирующих веществ к поверхности раздела фаз и скорости отвода от нее продуктов реакции.

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ.

Для простейших одностадийных реакции концентрации веществ берутся в степенях, которые равны коэффициентам перед формулами веществ в уравнении реакции.

Например, для реакции $aA + bB = cC + dD$ (где a, b, c, d – коэффициенты перед формулами веществ A, B, C, D) скорость реакции в соответствии с законом действующих масс равна:

$$v = k \cdot [A]^a \cdot [B]^b$$

где $[A]$ и $[B]$ – концентрации исходных веществ; k - константа скорости реакции, которая равна скорости реакции при концентрациях реагирующих веществ $[A] = [B] = 1$ моль/л. Константа скорости реакции зависит от природы реагирующих веществ, температуры, но не зависит от концентрации веществ.

При увеличении температуры скорость большинства химических реакций повышается. Зависимость скорости реакции от температуры подчиняется правилу Вант-Гоффа:

При повышении температуры на 10^0 скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза.

Это правило математически выражается следующей формулой:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{t_2^0 - t_1^0}{10}} = v_1 \cdot \gamma^{\frac{\Delta t}{10}},$$

Где γ – температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на 10^0 ; v_1 – скорость реакций при температуре

v_2 – скорость реакции при температуре t_2^0 .

По правилу Вант-Гоффа можно рассчитывать, как изменяется скорость реакций при изменении температуры.

Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Химическое равновесие является *подвижным*. При изменении внешних условий скорости прямой и обратной реакций могут стать неодинаковыми, что обуславливает *смещение (сдвиг) равновесия*.

Если в результате внешнего воздействия скорость прямой реакции становится больше скорости обратной реакции, то говорят о смещении равновесия *вправо (в сторону прямой реакции)*. Если скорость обратной реакции становится больше скорости прямой реакции, то говорят о смещении равновесия *влево (в сторону обратной реакции)*. Результатом смещения равновесия является переход системы в новое равновесное состояние с другим соотношением концентраций реагирующих веществ.

Направление смещения равновесия определяется принципом, который был сформулирован французским ученым Ле-Шателье (1884г.): *если в равновесную систему оказывается внешнее воздействие, то равновесие смещается в сторону той реакции (прямой или обратной), которая противодействует этому воздействию*.

Практическое занятие

Скорость химических реакций. Зависимость скорости от различных факторов. Химическое равновесие.

Лабораторная работа

Зависимость скорости химических реакций от условий. Смещение химического равновесия.

Задания для самостоятельного выполнения

1. Определите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 15 до 60° C, если температурный коэффициент реакции равен 2.
2. Напишите математические выражения для скоростей реакций, протекающих по уравнениям:
 - а) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
 - б) $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - в) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 \rightarrow 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$
3. Определите исходные концентрации NO и O₂ и константу равновесия обратной реакции вещества $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$, если равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: [NO₂]=0,12 моль/л, [NO]=0,48 моль/л, [O₂]=0,24 моль/л.

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной и практической работ.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Что такое фаза химической системы? Как называются системы, которые состоят: а) из одной фазы; б) из двух и более фаз?
2. Что называется скоростью гомогенной реакции? Чему равна скорость гомогенной реакции?
3. Что называется скоростью гетерогенной реакции? Чему равна скорость гетерогенной реакции?
4. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
5. Что называется химическим равновесием?
6. Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?
7. Как формулируется принцип равновесия Ле-Шателье?

Тема 1.7

Растворы

Основные понятия и термины по теме: *растворы, растворитель, растворяемое вещество, сольваты, гидраты, кристаллогидраты, растворимость, коэффициент растворимости, концентрированный и разбавленный раствор, массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация вещества.*

План изучения темы:

1. Вода как растворитель. Механизм растворения веществ в воде. Понятие о растворах.
2. Концентрация растворов. Численные выражения состава растворов: массовая доля растворенного вещества (в %), молярная концентрация вещества.
3. Тепловые явления при растворении. Гидратная химическая теория растворов Д.И.Менделеева.
4. Растворимость веществ в зависимости от условий. Растворы ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные. Коэффициент растворимости. Кривые растворимости. Кристаллизация веществ. Кристаллогидраты.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Растворы – это гомогенные (однородные) системы, состоящие из двух и более самостоятельных веществ и продуктов их взаимодействия.

Растворение – сложный физико-химический процесс. Разрушение структуры растворяемого вещества и распределение его частиц между молекулами растворителя с частицами растворенного вещества – это физический процесс. Одновременно происходит взаимодействие молекул растворителя с частицами растворенного вещества, т.е. химический процесс. В результате этого взаимодействия образуются сольваты.

Сольваты – продукты переменного состава, которые образуются при химическом взаимодействии частиц растворенного вещества с молекулами растворителя.

Если растворителем является вода, то образующиеся сольваты называются **гидратами**. Процесс образования сольватов называется **сольватацией**. Процесс образования гидратов называется **гидратацией**. Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называются кристаллогидратами. Вода, входящая в их состав, называется **кристаллизационной водой**.

Одни вещества хорошо растворяются, другие – плохо. При растворении веществ образуются насыщенные и ненасыщенные растворы.

Насыщенный раствор – это раствор, который содержит максимальное количество растворяемого вещества при данной температуре.

Ненасыщенный раствор – это раствор, который содержит меньше растворяемого вещества, чем насыщенный при данной температуре.

Вещество, взятое в избытке и служащее средой, в которой идет растворение, называется растворителем. Вещество, которое растворяется, называется растворяемым веществом.

Можно приготовить растворы с различным содержанием растворяемого вещества. Поэтому для каждого раствора необходимо узнать концентрацию.

Концентрацией раствора называется массовое содержание растворенного вещества в определенном массовом количестве или определенном объеме раствора.

Массовая доля растворенного вещества ω – это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора. Ее выражают в долях единицы (или в процентах):

$$\omega = \frac{m}{m_1} \cdot 100\%$$

где m – масса растворенного вещества; m_1 – масса раствора.

Молярная концентрация растворенного вещества.

Для обозначения молярной концентрации используют символ М. Если 1 л раствора содержит 1 моль растворенного вещества, то раствор называют одномолярным и обозначают 1М, если 3 моль – трехмолярным (3М) и т.д. Так одномолярный раствор H_3PO_4 – это такой раствор, в 1 л которого содержится 1 моль H_3PO_4 , т.е. 98 г.

Молярная концентрация C растворенного вещества – это отношение количества вещества (моль), содержащего в растворе, к объему этого раствора. Молярную концентрацию можно рассчитать по формуле:

$$C = \frac{n}{V}$$

где C – молярная концентрация, моль/л; n – количество растворенного вещества, моль; V – объем раствора, л.

Практическое занятие

Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе.

Лабораторная работа

Приготовление растворов. Определение концентрации растворов.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Сколько граммов гидроксида калия содержится в 0,2М растворе объемом 300 мл?
2. К 200 мл раствора H_2SO_4 (пл. 1,066) с массовой долей H_2SO_4 10% прилили 1 л воды. Определите массовую долю (в %) H_2SO_4 в полученном растворе.
3. Сколько граммов гидроксида калия содержится в растворе массой 250 г с массовой долей NaOH 20%?
4. Сколько мл азотной кислоты с массовой долей HNO_3 20% и плотностью 1,115 потребуется для нейтрализации раствора, содержащего KOH массой 5,6 г?

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной и практической работ.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Что такое растворы?
2. Что такое гидраты (сольваты), гидратация (сольватация)?
3. Какие вещества называют кристаллогидратами? Приведите примеры.
4. Что такое насыщенные, ненасыщенные растворы?
5. Как делятся вещества по растворимости?
6. От каких факторов зависит растворимость веществ?
7. Что такое разбавленный раствор; концентрированный раствор?
8. Что называется массовой долей вещества?
9. Что показывает молярная концентрация раствора?

Тема 1.8

Электролитическая диссоциация

Основные понятия и термины по теме: *электролиты, неэлектролиты, электролитическая диссоциация, катионы, анионы, степень диссоциации, сильные и слабые электролиты, константа диссоциации.*

План изучения темы:

1. Характерные особенности электролитов. Электролитическая диссоциация. Положения электролитической диссоциации. Свойства ионов. Гидратированные ионы.
2. Диссоциация кислот, щелочей, солей, ступенчатая диссоциация.
3. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации.
4. Способы получения кислых и основных солей, их номенклатура. Диссоциация кислых и основных солей.
5. Гидролиз солей.

Краткое изложение теоретических вопросов:

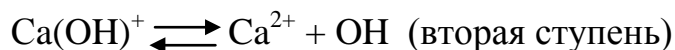
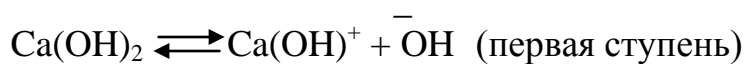
Электролитической диссоциацией называют распад электролита на сольватированные (гидратированные) ионы под действием молекул растворителя.

На основании теории электролитической диссоциации Аррениус дал новые определения основаниям, кислотам, солям.

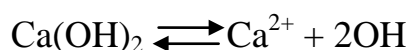
Основания – электролиты, диссоциирующие с образованием гидроксид-ионов OH^- :



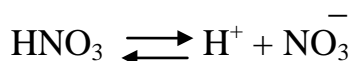
Если основание содержит в молекуле несколько групп OH^- , то может происходить ступенчатая диссоциация:



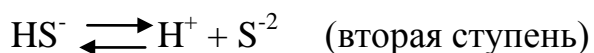
Сначала отщепляется один гидроксид – ион, а последующие ионы OH^- в сильно разбавленных растворах. Уравнение полной диссоциации имеет следующий вид:



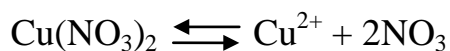
Кислоты – электролиты, диссоциирующие с образованием катионов водорода H^+ :



Многоосновные кислоты средней силы и слабые диссоциируют ступенчато:

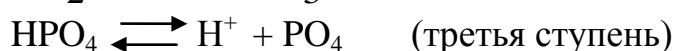
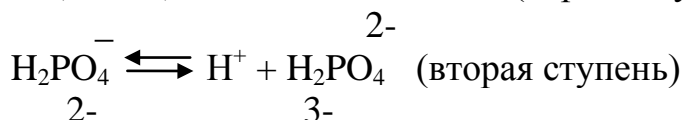
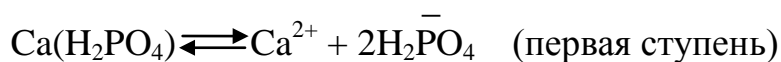


Средние соли, растворимые в воде, являются сильными электролитами и диссоциируют с образованием положительных ионов металла и отрицательных ионов кислотного остатка: —



Кислые соли – электролиты, содержащие в анионе водород, способный отщепляться в виде иона H^+ .

Кислые соли рассматривают как продукт, получающийся из многоосновных кислот, в которых не все атомы водорода замещены на металл. Диссоциация кислых солей происходит по ступеням, например:



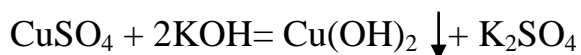
Основные соли- электролиты, содержащие в катионе одну или несколько гидроксигрупп OH^- , способных переходить в состояние ионов OH^- (отщепляться).

Основные соли характерны для многовалентных металлов и диссоциируют с образованием основных и кислотных остатков:

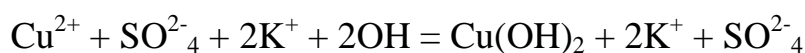


Ионные реакции.

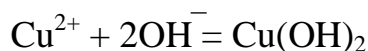
Реакции между ионами называются ионными реакциями, а уравнения этих реакции – ионными уравнениями. Запишем уравнение реакции в молекулярной форме:



В ионной форме это уравнение будет иметь следующий вид:



Сокращенное ионное уравнение в окончательном виде:

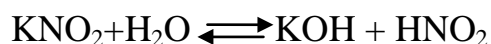


Остальные ионы в реакции участия не принимают.

Гидролиз соли - это реакция обмена ионов соли с ионами воды.

Например, гидролиз соли KNO_2 , образованной катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, протекает следующим образом:

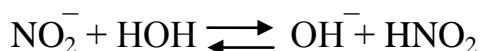
- в молекулярной форме



- в ионной форме



- в краткой ионной форме



Практическое занятие

Составление уравнений реакций в молекулярной и ионной форме, характеристика типов гидролиза.

Лабораторные работы

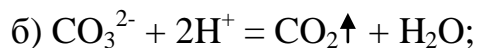
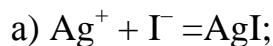
1. Электролитическая диссоциация. Обменные реакции в растворах электролитов.
2. Гидролиз солей. Полный гидролиз.

Контрольная работа №1

Задания для самостоятельного выполнения

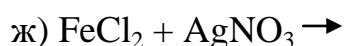
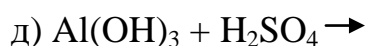
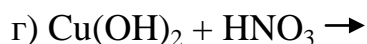
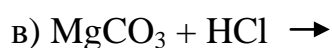
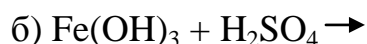
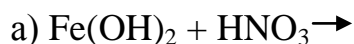
1. Напишите уравнения полной диссоциации в водных растворах следующих электролитов:
 - а) HClO_4 , H_2SeO_4 , HBr ;
 - б) NaOH , NH_4OH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

2. Напишите уравнения следующих реакций в молекулярной форме:



3. Закончите уравнения реакций в молекулярном виде, составьте полные и сокращен-

ные ионные уравнения:



Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторных и практической и контрольной работ.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Какие реакции называют ионными?
2. Что такое кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации?
3. Что такое основания с точки зрения теории электролитической диссоциации?
4. Что такое соли с точки зрения теории электролитической диссоциации?
5. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов являются необратимыми?
6. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов являются обратимыми?

Раздел 2 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Тема 2.1

Водород. Галогены

Основные понятия и термины по теме: *протий, дейтерий, тритий, гидриды, галогены, галогеноводороды.*

План изучения темы:

1. Водород. Получение, свойства, применение. Галогены, распространенность в природе, способы получения, физические и химические свойства, применение.
2. Водородные соединения галогенов, получение, свойства, применение.

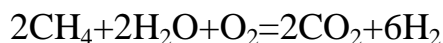
Краткое изложение теоретических вопросов:

Водород – элемент с порядковым номером 1. В своих соединениях водород обычно проявляет степень окисления +1 и реже – 1.

Стабильные изотопы водорода: протий H^1 (легкий водород; 99,985%) и дейтерий H^2 (тяжелый водород; 0,015%); радиоактивный изотоп – тритий H^3 (на Земле его всего около 2 кг)

Получение. В промышленности: а) пропускание водяного пара над раскаленным коксом при температуре $1000^{\circ}C$: $H_2O + C \longrightarrow CO + H_2$

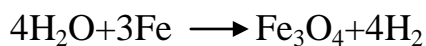
б) взаимодействие метана с водяным паром и с кислородом:



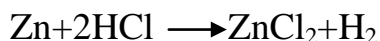
в) электролитическое разложение воды (в качестве электролита используется КОН, NaOH, H_2SO_4 , хлориды щелочных металлов).

г) термическое разложение метана при температуре $1000^{\circ}C$: $CH_4 \longrightarrow C + 2H_2$

д) пропускание водяного пара над раскаленным докрасна железом:



В лаборатории: а) взаимодействие цинка с разбавленной хлороводородной кислотой:



б) растворение алюминия в щелочах: $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$

в) действие воды на щелочные металлы: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$

г) взаимодействие гидрида кальция с водой: $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$

Физические свойства. Водород - бесцветный газ, без запаха. В 14,4 раза легче воздуха, обладает наибольшей диффузионной способностью, а отсюда и высокой теплопроводностью. Плохо растворяется в воде, но может растворяться в некоторых металлах (Ni, Pt, Pd).

Химические свойства. Водород в периодической системе располагают как в первой, так и в седьмой группе. Высшая степень окисления для водорода равна +1. Водород может вытеснять некоторые металлы из солей. Молекулярный водород при обычной температуре химически малоактивен, при повышенной температуре вступает в реакции:

а) отношение к металлам: непосредственно взаимодействует со щелочно-земельными металлами с образованием гидридов: $\text{H}_2 + 2\text{Na} \longrightarrow 2\text{Na}^+\text{H}^-$

б) отношение к неметаллам: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \longrightarrow 2\text{HCl}$; $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \longrightarrow 2\text{NH}_3$; $2\text{H}_2 + \text{C} \longrightarrow \text{CH}_4$

в) отношение к сложным веществам: $\text{CO} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{C} + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CO} + 2\text{H}_2 \longrightarrow \text{CH}_3\text{OH}$

Таким образом, водород проявляет в основном восстановительные свойства, кроме взаимодействия с металлами.

Галогены (солероды) – фтор, хлор, бром, йод и астат расположены в главной подгруппе VII группы периодической системы элементов Д.И. Менделеева. Все галогены кроме астата, встречаются в природе. Молекулы простых веществ – галогенов при обычных условиях имеют состав Г_2 (т.е. F_2, Cl_2). Все галогены имеют характерный запах, ядовиты.

Сверху вниз в подгруппе с ростом порядкового номера закономерно изменяются физические свойства простых веществ-галогенов: температура кипения и плавления, агрегатное состояние.

Галогены являются типичными неметаллами. Среди каждого периода атомы галогенов имеют максимальное сродство к электрону и наибольшее значение электроотрицательности. Поэтому при протекании химических реакций они легко присоединяют один недостающий до октета электрон и проявляют окислительные свойства:

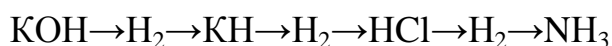


Сходства и различия в строении атомов галогенов.

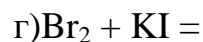
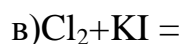
Параметры	F	Cl	Br	I
Порядковый номер	9	17	35	53
Заряд ядра и число электронов в атоме	+9 -9	+17 -17	+35 -35	+53 -53
Число электронных уровней	2	3	4	5
Число электронов на внешнем уровне	7	7	7	7
Радиус атома	0,072	0,099	0,114	0,133
Значение ЭО	4	3	2,8	2,5
Степень окисления	-1	-1+1 +3+5 +7	-1+1 +3+5 +7	-1+1 +3+5 +7

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Даны вещества: H_2 , O_2 , Zn , HCl , CuO . Составьте уравнения пяти реакций возможного взаимодействия этих веществ между собой.
2. Напишите формулы известных оксидов хлора и назовите их. Напишите формулы кислот, соответствующих этим оксидам. Назовите кислоты.
3. Какой объем водорода (н.у.) потребуется для восстановления оксида меди (II), полученного при термическом разложении гидроксида меди (II), массой 19,6 г?
4. Напишите уравнения реакций между водородом и галогенами: а) фтором, б) хлором, в) бромом.
5. Составьте уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



6. Закончите уравнения реакций:



Форма контроля самостоятельной работы:

представление сообщений «Краткие сведения о фторе, броме, йоде»

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Как называются изотопы водорода?
2. Каковы промышленные способы получения водорода?
3. С какими простыми веществами водород взаимодействует как восстановитель?
4. С какими сложными веществами взаимодействует водород?
5. Охарактеризуйте физические свойства простых веществ – галогенов.
6. Какие свойства – окислительные или восстановительные – проявляют галогенид-ионы?

Тема 2.2

Подгруппа кислорода

Основные понятия и термины по теме: *сера, оксид серы (IV), оксид серы (VI), сернистая кислота, серная кислота, сульфиты, сульфаты.*

План изучения темы:

1. Общая характеристика элементов VI группы. Сера в природе, получение, аллотропия, физические и химические свойства, применение.
2. Сероводород, получение, свойства. Сероводородная кислота, ее соли.
3. Оксид серы (IV), сернистая кислота, сульфиты. Получение, свойства, применение.
4. Оксид серы (VI), серная кислота, сульфаты. Свойства, применение. Химические реакции, лежащие в основе производства серной кислоты, зако-

номерности их протекания и управления ими, реализация общих научных принципов.

Краткое изложение теоретических вопросов:

К главной подгруппе VI группы периодической системы относятся кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po. Структура внешнего слоя атомов элементов подгруппы обуславливает их в основном неметаллические свойства (кроме полония) с максимальной степенью окисления -2. Эту степень окисления проявляют в соединениях с водородом и с менее электроотрицательными неметаллами. Максимальную положительную степень окисления следует ожидать равной +6 (Кислород не может проявлять валентность равной IV и VI, так как у атома кислорода в α -слое отсутствуют α -орбитали, которые могли бы принять участие в образовании связей).

Сера. В лаборатории можно получить серу из сульфида и сульфита натрия:

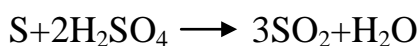


Химические свойства. До завершения октета атому серы не хватает двух электронов, поэтому при взаимодействии с металлами и менее активными неметаллами сера приобретает степень окисления -2, в кислородных соединениях сера может иметь степень окисления +2, +4, +6.

- *Отношение к металлам.* При нагревании реагирует со многими металлами (не реагирует с платиной, золотом, иридием): $\text{S} + \text{Fe} \longrightarrow \text{FeS}$

- *Отношение к неметаллам.* При нагревании реагирует с неметаллами (за исключением азота): $\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$

- *Отношение к сложным веществам.* Сера реагирует с кислотами-окислителями:



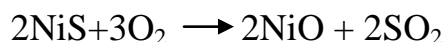
Сероводород бесцветный газ с характерным неприятным запахом, хорошо растворим в воде, очень ядовит. Противоядие - свежий воздух.

Сероводородная кислота. Слабая кислота. При длительном хранении мутнеет, так как окисляется кислородом воздуха с выделением серы. Как кислота двухосновная, образует два ряда солей: нормальные (средние) – сульфиды и кислые-гидросульфиды.

Соли сероводородной кислоты. Все кислые соли легко растворяются в воде, из нормальных легко растворяются сульфиды щелочных металлов. Сульфиды щелочно-земельных металлов в воде не растворяются (кроме BaS), а гидролизуются. Вследствие сильного гидролиза сульфидов трехвалентных металлов их нельзя получить из водных растворов. Так сульфиды Al_2S_3 и Cr_2S_3 полностью гидролизуются с образованием соответствующих гидроксидов и сероводорода: $Al_2S_3 + 6H_2O \rightarrow 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$

Сульфиды остальных металлов в воде нерастворимы, а некоторые не растворяются и в разбавленных кислотах. Такие сульфиды можно получить действием сероводорода на раствор соли соответствующего металла. Сульфид меди(II) CuS, а также SnS, CaS, Bi_2S_3 не растворяются в разбавленной хлороводородной кислоте, но растворяются в азотной.

При нагревании сульфиды взаимодействуют с кислородом:



Оксид серы (IV) SO_2 . Применяется в основном для производства серной кислоты. В качестве обесцвечивающего средства используется в текстильной и сахарной промышленности. SO_2 проявляет свойства окислителя и восстановителя.

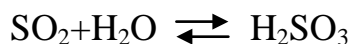
Получение: а) в промышленности:



б) в лаборатории: путем восстановления горячей концентрированной серной кислоты медью, углем или серой: $2H_2SO_{4(конц)} + Cu \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

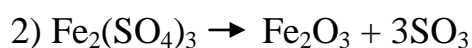
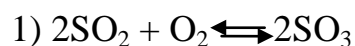
Сернистая кислота H_2SO_3 – кислота средней силы, существует только в водном растворе. При нагревании раствора SO_2 полностью улетучивается. Для сернистой кислоты характерны все свойства кислот. Серная кислота может

быть получена при взаимодействии оксида серы (IV) с водой:



Оксид серы (VI) SO_3 . Бесцветная летучая жидкость, на воздухе "дымит", сильно поглощает влагу (хранят в запаянных сосудах). Твердый SO_3 существует в трех модификациях. SO_3 хорошо растворяется в серной кислоте, этот раствор называется олеумом. Серный ангидрид обладает всеми свойствами кислотного оксида.

Получение



Серная кислота H_2SO_4 . Безводная серная кислота — тяжелая маслянистая бесцветная жидкость. Разбавленная серная кислота проявляет все характерные свойства сильных кислот. Концентрированная серная кислота по химическим свойствам почти не диссоциирует, без нагревания не взаимодействует с железом (пассивирует его). Концентрированная серная кислота очень активно взаимодействует с неметаллами.

Практическое занятие

Взаимодействие металлов с серной кислотой. Решение задач.

Лабораторная работа

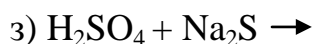
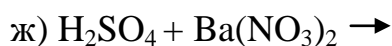
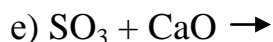
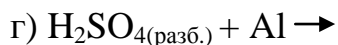
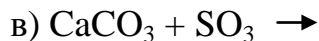
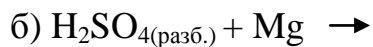
Свойства соединений серы.

Задания для самостоятельного выполнения:

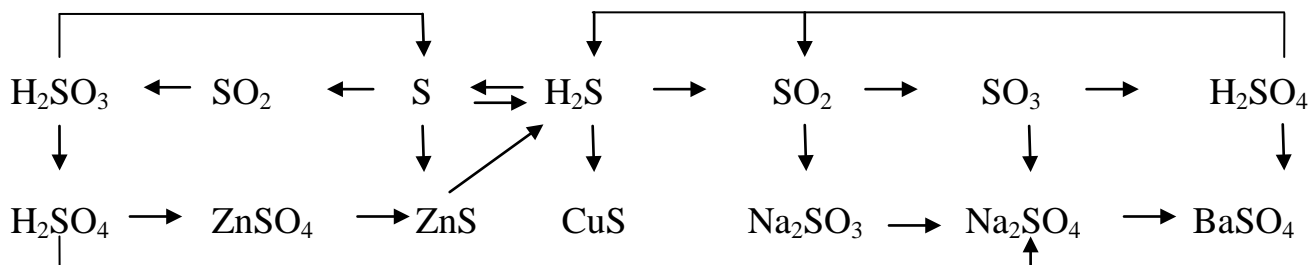
1. Составление конспектов «Сера, сероводород, сульфиды в составе серы», «Производство серной кислоты из отходящих продуктов нефтепереработки. Применение серной кислоты при переработке нефтепродуктов».
2. Подготовка презентации «Охрана атмосферного воздуха от загрязнения вредными соединениями серы».

3. Составление конспекта «Тиосерная кислота. Тиосульфат натрия, его получение, свойства, применение».

4. Закончите уравнения следующих реакций:



5. Составьте уравнения реакций следующих превращений:



Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной и практической работ.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Охарактеризуйте положение серы в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.
2. Какие реакции называются реакциями горения?
3. Какие степени окисления характерны для серы в соединениях?
4. Что является качественной реакцией на сульфат-ион?
5. Чем отличается действие разбавленной и концентрированной серной кислоты на металлы?

Тема 2.3

Подгруппа азота

Основные понятия и термины по теме: *азот, аммиак, азотная кислота, нитраты, фосфор, минеральные удобрения.*

План изучения темы (перечень вопросов, обязательных к изучению):

1. Общая характеристика подгруппы азота. Азот, его значение, получение. Химические и физические свойства.
2. Аммиак, получение, физические и химические свойства, применение. Производные аммиака: гидроксид аммония, соли аммония. Получение, свойства, применение.
3. Азотная кислота. Физические и химические свойства. Взаимодействие с металлами. Нитраты, свойства, применение. Соединения азота как азотные удобрения.
4. Фосфор. Его соединения. Минеральные удобрения.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Главная подгруппа V группы периодической системы содержит 5 элементов – азот, фосфор, мышьяк, сурьму и висмут. Азот и фосфор – неметаллы, мышьяк и сурьма имеют промежуточный характер, а висмут – металлический.

Азот. Газ, без цвета, запаха и вкуса; плохо растворим в воде. Основной компонент воздуха (78% по объему, 75,6% по массе).

Получение:

1. Промышленный способ. Перегонка жидкого воздуха.
2. Лабораторный способ. Разложение нитрита аммония: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Химические свойства:

- *отношение к металлам* $6\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow 2\text{Li}_3\text{N}$ (нитрид лития)

$3\text{Mg} + \text{N}_2 \rightarrow \text{Mg}_3\text{N}_2$ (при высоких температурах)

- *отношение к неметаллам* $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}$ (в природе – во время грозы)

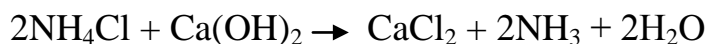
$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$ (в присутствии катализатора с использованием давления и высокой температуры).

Аммиак. NH_3 - бесцветный газ, запах резкий, удушливый, ядовит, легче воздуха.

Получение:

1. Промышленный способ: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightarrow 2\text{NH}_3$

2. Лабораторный способ. Нагревание солей аммония со щелочами.



Химические свойства:

- Разложение при нагревании $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$

- Горение в кислороде

а) без катализатора $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

б) каталитическое окисление $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$

Соли аммония – сложные вещества, в состав которых входят катионы аммония NH_4^+ , связанные с кислотным остатком. Кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде.

Получение:

- взаимодействие с кислотой $\text{NH}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{NO}_3$

Химические свойства:

- взаимодействие со щелочами $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$

- разложение при нагревании:

а) если кислота летучая $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{HCl}$

б) если анион проявляет окислительные свойства $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$

- с кислотами и солями $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

- соли аммония подвергаются гидролизу $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$

Азотная кислота. Бесцветная жидкость, неограниченно растворимая в воде.

Очень сильная кислота. $t^\circ_{\text{пл.}} = -41^\circ\text{C}$; $t^\circ_{\text{кип.}} = 82,6^\circ\text{C}$, $\rho = 1,52 \text{ г/см}^3$ Диссоциирует в водном растворе практически нацело: $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$

Химические свойства:

Реагирует:

- с основными оксидами $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - с основаниями $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - вытесняет слабые кислоты $2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- из их солей

При взаимодействии с *металлами* никогда не выделяется водород

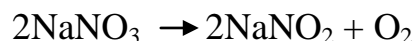


С *неметаллами*: азотная кислота превращается в NO (или в NO₂); неметаллы окисляются до соответствующих кислот: $\text{S} + 6\text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 6\text{O}_4 + 6\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Соли азотной кислоты (нитраты). Для изготовления пороха, получения азотной кислоты, используется как удобрение.

Химические свойства:

- нитраты щелочных металлов разлагаются до нитритов:



- нитраты менее активных металлов (от щелочноземельных до меди) разлагаются до оксидов: $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$

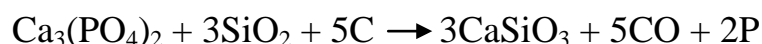
- нитраты наименее активных металлов разлагаются до металлов:



Фосфор. Важнейшие аллотропные модификации: *белый, красный и черный фосфор.*

Получение:

Красный и черный фосфор получают из белого. Белый фосфор получают восстановлением фосфата кальция (сплавление в электрической печи):

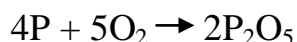


Соединения фосфора: PH₃ фосфин – газ, с неприятным запахом тухлой рыбы, бесцветный, малорастворим в воде, нестойкий, ядовит. *Получение:* фосфиды щелочных и щелочноземельных металлов разлагаются водой и кислотами с образованием фосфина:

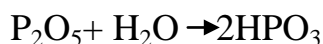


P₂O₃ Фосфористый ангидрид (оксид фосфора (III)) - белые кристаллы. Существует в виде нескольких модификаций. В парах состоит из молекул P₄O₆. P₂O₃ соответствует фосфористая кислота H₃PO₃. *Получение:* окисление фосфора при недостатке кислорода $4P + 3O_2 \rightarrow 2P_2O_3$

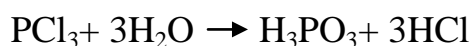
P₂O₅ Фосфорный ангидрид (оксид фосфора (V)) - белые кристаллы. Имеет несколько модификаций. В парах состоит из молекул P₄O₁₀, очень гигроскопичен (используется как осушитель газов и жидкостей). *Получение:*



HPO₃ Метафосфорная кислота. Характерны все свойства кислот. *Получение:*



H₃PO₃ Фосфористая кислота. Бесцветное кристаллическое вещество; t°пл. = 74°C, хорошо растворимое в воде. *Получение:*



H₃PO₄ Ортофосфорная кислота. Белое твердое вещество, гигроскопичное, хорошо растворимое в воде. Ортофосфорная кислота - средней силы, не является окислителем, трехосновная. Она образует средние соли - ортофосфаты (Na₃PO₄) и два типа кислых солей - дигидрофосфаты (NaH₂PO₄) и гидрофосфаты (Na₂HPO₄). *Получение:* $P_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3PO_4$

Практическое занятие

Взаимодействие металлов с азотной кислотой. Решение задач.

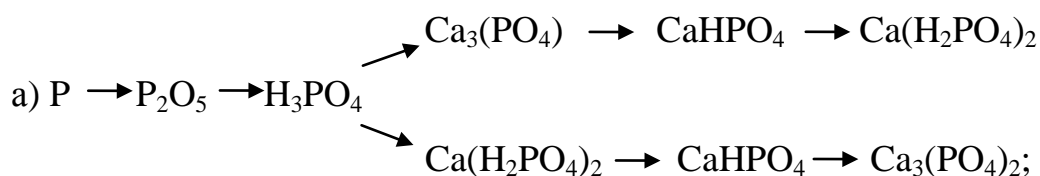
Лабораторная работа

Свойства соединений азота.

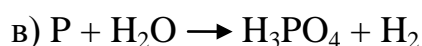
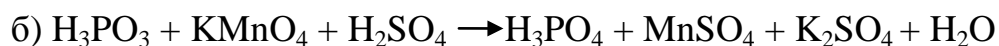
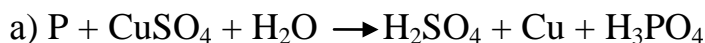
Задания для самостоятельного выполнения:

1. Подготовка презентации «Защита окружающей среды от загрязнений вредными соединениями азота».

2. Составление конспекта «Краткая характеристика свойств фосфора и его важнейших соединений. Фосфорные удобрения».
3. Вычислите объемы (при н.у.) азота и водорода, необходимых для получения 17 т аммиака.
4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



5. Методом электронного баланса составьте уравнения следующих реакций:



Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной и практической работ.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Какие элементы составляют главную подгруппу пятой группы? Каковы закономерности изменения свойств элементов в подгруппе?
2. Каковы кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства аммиака?
3. Какая реакция является качественной на катион аммония?
4. Какие оксиды образует азот? Назовите их.
5. Какие химические свойства азотной кислоты?
6. Как можно получить азотную кислоту в лаборатории?

7. Выразите химическими уравнениями процесс получения азотной кислоты в промышленности.

Тема 2.4

Подгруппа углерода

Основные понятия и термины по теме: *углерод, аллотропия, угарный газ, углекислый газ, угольная кислота, адсорбция, адсорбент, адсорбат, кремний, кремнивая кислота, силикаты.*

План изучения темы:

1. Характеристика углерода и кремния по положению в периодической системе элементов и строение атомов. Углерод в природе. Аллотропия углерода: алмаз, графит, карбин. Химические свойства углерода.
2. Основные виды технического угля: кокс, древесный уголь, костяной уголь и сажа. Их получение и применение. Активированный уголь. Адсорбция, применение в нефтегазопереработке.
3. Оксид углерода (II). Получение, свойства, применение. Оксид углерода (IV). Получение, свойства, применение.
4. Угольная кислота. Свойства карбонатов и гидрокарбонатов, их применение.
5. Кремний, получение, свойства, применение. Оксид кремния (IV). Кремниевые кислоты, силикаты.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Среди элементов IV группы наибольшее значение имеют углерод, входящий в состав всех живых организмов, и кремний - важнейший элемент земной коры.

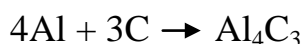
Двухвалентные соединения для кремния менее характерны, чем для углерода. Это связано с меньшим значением энергии возбуждения атомов кремния благо-

даря большей удаленности наружных электронов от ядра. При обычных условиях углерод и кремний очень инертны и практически не взаимодействуют ни с какими простыми и сложными веществами. Исключение составляет аморфный кремний, реагирующий с фтором. При нагревании углерод и кремний взаимодействуют с галогенами, с элементами подгруппы серы, азотом, водородом и многими металлами. В последнем случае образуются соединения, называемые карбидами и силицидами. С углеродом и кремнием взаимодействуют лишь некоторые кислоты, являющиеся сильными окислителями.

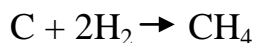
Углерод. Углерод является главной составной частью всех животных и растительных организмов. Входит в состав природных газов. В свободном состоянии С находится в природе в двух кристаллических формах - *алмаза и графита*. Алмаз – бесцветное, прозрачное, самое твердое вещество, имеет большую лучепроницаемость и не проводит электрический ток. *Графит* – серое, незначительно твердое вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь, хорошо проводит теплоту и электрический ток. *Карбин* - чёрный порошок, полупроводник. При нагревании переходит в графит.

Химические свойства:

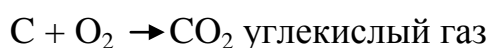
1) с некоторыми металлами образует карбиды



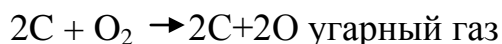
2) с неметаллами: при температуре электрической дуги – с водородом



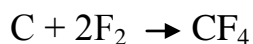
3) взаимодействие с кислородом



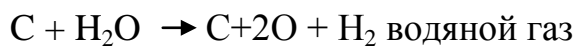
при недостатке кислорода наблюдается неполное сгорание:



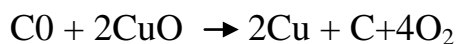
4) взаимодействие со фтором



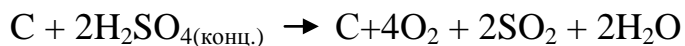
5) взаимодействие со сложными веществами: с водяным паром



б) с оксидами металлов



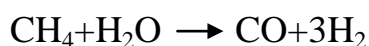
7) с кислотами – окислителями:



Основные виды технического угля: кокс – твердый продукт, остающийся после прокаливания угля при 1000-1200⁰С без доступа воздуха, находит широкое применение в доменных печах при выплавке чугуна; древесный уголь используется как адсорбент для очистки различных веществ от примесей; сажа – продукт неполного сгорания многих органических веществ, она широко используется в резиновой промышленности для изготовления шин.

Оксид углерода(II) CO – ядовитый газ, без цвета и запаха, плохо растворяется в воде. Применяется как восстановитель металлов из их оксидов (например, выплавка чугуна), как составная часть газообразного топлива. Получение:

1) действием водяного пара на метан с образованием водяного пара:



2) пропусканием CO₂ над раскаленным углем: $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow 2\text{CO}$

Оксид углерода(IV) CO₂ – бесцветный, горючий газ, тяжелее воздуха, в воде растворяется незначительно. Применяется для изготовления искусственных минеральных вод и других напитков, для производства соды, мочевины.

Получение:

1) при горении угля в избытке кислорода: $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

2) при разложении карбонатов: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$

3) при окислении оксида углерода(II) $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2$

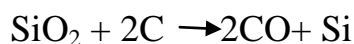
Угольная кислота H₂CO₃. При растворении оксида углерода (IV) в воде образуется слабая угольная кислота, которая изменяет цвет индикаторов. В свободном состоянии не существует: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

Как кислота двухосновная, реагирует с сильными основаниями, при этом образуются кислые средние соли: $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

Кремний – самый распространенный на Земле элемент. В свободном состоянии не существует. В виде SiO₂ входит в состав многих минералов: гранита,

глины и т.д. Часто встречается и свободный оксид кремния (VI) в виде песка, кварца. Получение:

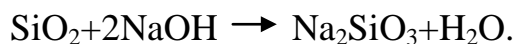
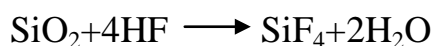
а) восстановлением кварца в электрической печи углем в присутствии железа, образующийся сплав кремния с железом легко плавится и из расплава кремний выкристаллизовывается; затем железо растворяют в кислотах, остается кристаллический кремний:



б) чистый кремний получается при разложении иодида кремния при высокой температуре: $\text{SiI}_4 \rightarrow \text{Si} + 2\text{I}_2$

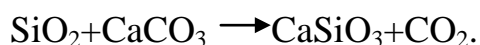
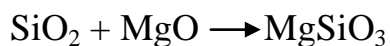
в) в лаборатории получают восстановлением оксида кремния(IV) или галогенидов кремния магнием, алюминием или углем: $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \rightarrow 2\text{MgO} + \text{Si}$

Оксид кремния SiO_2 - твердое, очень тугоплавкое вещество (температура плавления более 1700 °C), широко распространенное в природе, где оно встречается главным образом в виде минерала кварца, а также кристобалита и тридимита. Кристаллическая форма оксида кремния(IV)-кварц реагирует с HF, щелочами:



Кремниевая кислота - очень слабая кислота. Из водных растворов своих солей кремниевая кислота осаждается в виде бесцветного студня-коллоидного раствора. При высушивании такой кислоты образуется пористый продукт – силикагель, который широко используется в качестве осушителя газов и адсорбентов.

Соли кремниевых кислот. В природе больше распространены сложные силикаты, которые можно рассматривать как соли поликремниевых кислот. К природным силикатам относятся: $\text{H}_4\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_9$ (каолин); $\text{H}_4\text{Mg}_3\text{Si}_2\text{O}_9$ (асбест) и др. Силикаты можно получить при сплавлении SiO_2 с основными оксидами или солями летучих кислот:



Лабораторная работа

Свойства углерода и его соединений.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Подготовка презентаций «Загрязнение атмосферного воздуха выбросами CO и CO₂», «Природные и искусственные алюмосиликаты, их применение в качестве адсорбентов и катализаторов в нефтепереработке», «Стекло, цемент, бетон как основные строительные материалы».
2. Составьте уравнения реакций:
 - а) $C + O_{2(изб.)} \rightarrow$
 - б) $C + O_{2(недост.)} \rightarrow$
 - в) $C + S \rightarrow$
 - г) $C + FeO \rightarrow$
 - д) $KHCO_3 + KOH \rightarrow$
 - е) $C + H_2 \rightarrow$
 - ж) $CO_2 + CaO \rightarrow$
 - з) $CO_2 + LiOH_{(изб)} \rightarrow$
 - и) $CO_2 + H_2O \rightarrow$
 - к) $K_2CO_3 + CO_2 + H_2O \rightarrow$
3. Как осуществить следующие превращения:
$$CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2 \longrightarrow CaCO_3 \longrightarrow CaCl_2 \xrightarrow{\text{электролиз}} Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3$$
4. Какой объем оксида углерода (IV) при н.у. потребуется для получения гидрокарбоната кальция из 7,4 г гидроксида кальция?

Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Какие элементы составляют подгруппу углерода? Каков характер оксидов элементов подгруппы углерода и соответствующих им гидроксидов?
2. Охарактеризуйте особенности углерода, обусловленные строением его атома и положением в периодической системе элементов.
3. Каковы аллотропные модификации углерода? Каковы их физические свойства.
4. Какие оксиды образует углерод? Каковы их свойства?

5. Какие реакции являются качественными реакциями на углекислый газ и карбонат-ион?
6. Чем отличается оксид кремния (II) от других кислотных оксидов?
7. К какому по силе относится кремниевая кислота? Как ее получают?

Тема 2.5

Общие свойства металлов

Основные понятия и термины по теме: *ряд напряжения металлов, металло-термия, комплексные соединения.*

План изучения темы:

1. Положение металлов в периодической системе элементов Д.И.Менделеева, строение их атомов. Металлическая связь. Физические и химические свойства.
2. Ряд напряжений металлов. Понятие о комплексных соединениях. Общие способы получения металлов.

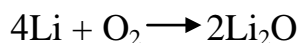
Краткое изложение теоретических вопросов:

Металлы – это химические элементы, атомы которых отдают электроны с внешнего или предвнешнего энергетического уровней, образуя при этом положительно заряженные ионы. Для атомов металлов характерны низкие значения электроотрицательности и восстановительные свойства.

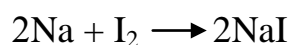
Для атомов металлов характерны низкие значения электроотрицательности и восстановительные свойства. Атомы в кристаллической решетке металлов расположены очень близко друг к другу и их внешние электроны могут перемещаться не только в округ одного атома, а вокруг многих.

Химические свойства: Отношение к неметаллам:

- взаимодействие с кислородом



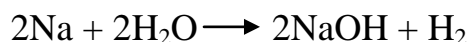
- взаимодействие с галогенами



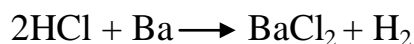
- взаимодействие с азотом (нитрид) $3\text{Ba} + \text{N}_2 \longrightarrow \text{Ba}_3\text{N}_2$
- взаимодействие с серой (сульфид) $\text{Fe} + \text{S} \longrightarrow \text{FeS}$
- взаимодействие с углеродом (карбид) $4\text{Al} + 3\text{C} \longrightarrow \text{Al}_4\text{C}_3$
- взаимодействие с водородом (гидрид) $\text{Ca} + \text{H}_2 \longrightarrow \text{CaH}_2$
- взаимодействие с кремнием (силицид) $2\text{Mg} + \text{Si} \longrightarrow \text{Mg}_2\text{Si}$

Отношение к сложным веществам:

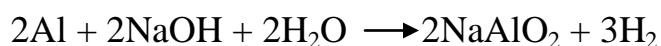
- щелочные и щелочно-земельные металлы реагируют с водой



- металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, реагируют с разбавленными кислотами (кроме азотной), вытесняя из кислоты водород



- способность атомов металлов к отдаче электронов наиболее ярко проявляется в их реакциях с растворами солей



Физические свойства. Все металлы, за исключением ртути, при обычных условиях – твердые вещества. Самыми важными физическими свойствами металлов являются электрическая проводимость и теплопроводность. Эти виды проводимости обусловлены наличием во всех металлах свободных электронов. Из механических свойств для металлов характерны пластичность, ковкость, тягучесть. Наибольшей пластичностью, ковкостью и тягучестью обладает золото. В наименьшей степени этими качествами обладают висмут и марганец.

Ряд напряжений металлов

усиление восстановительной способности



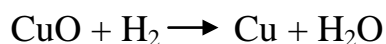
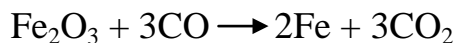
Li, Cs, K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H₂, Cu, Ag, Hg, Au

$\text{Li}^+, \text{Cs}^+, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{S}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{H}_2^+, \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Hg}^{2+}, \text{Au}^{3+}$



усиление окислительной способности

Получение. В свободном состоянии в природе встречаются только некоторые металлы, например золото, платина, палладий, родий, осмий. Большинство металлов встречаются в виде соединений: оксидов, сульфидов, хлоридов, сульфатов и т.д. В качестве восстановителей металлов из их оксидов используют водород, оксид углерода (II), углерод или другой более активный металл:



Процесс восстановления металлов из их оксидов называется *металлотермией*.

Щелочные, щелочно-земельные металлы получают электролизом расплавов их солей или гидроксидов.

Комплексными соединениями (КС) называют соединения, в узлах кристаллических решеток, которых распределяются комплексные ионы, способные к существованию в растворе.

Классификация: по заряду комплекса:

- 1) катионные комплексы ($[(\text{Zn}(\text{NH}_3)_4)]\text{Cl}_2$ — хлорид тетраамминцинка(II));
- 2) анионные комплексы ($\text{K}_2[\text{BeF}_4]$ — тетрафторобериллат(II) калия);
- 3) нейтральные комплексы ($[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ — тетракарбонилникель).

По числу мест, занимаемых лигандами в координационной сфере:

- 1) Монодентатные лиганды (CN^- , F^- ; H_2O);
- 2) Бидентатные лиганды (ион аминокислоты $\text{H}_2\text{N} - \text{CH}_2 - \text{COO}^-$);
- 3) Полидентатные лиганды (органические лиганды, содержащие в своём составе несколько групп $-\text{C}\equiv\text{N}$ или $-\text{COOH}$ (этилендиаминтетрауксусная кислота — ЭДТА)).

По природе лиганда:

- 1) Аммиакаты ($[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$); 2) Аквакомплексы ($[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$); 3) Карбонилы ($[\text{Fe}(\text{CO})_5]$); 4) Ацидокомплексы $\text{H}_2[\text{CoCl}_4]$; 5) Гидроксокомплексы ($\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$).

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Составление конспекта «Коррозия металлов и способы защиты от нее».
2. С растворами каких из указанных солей: CuSO_4 , ZnCl_2 , AgNO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_4 , NiSO_4 , KCl , NaNO_3 , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ – может реагировать железо? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах.
3. Составьте уравнения реакций восстановления:
 - а) меди из оксида меди (II) углеродом и оксидом углерода(II);
 - б) кадмия из оксида кадмия и марганца из оксида марганца (IV) водородом;
 - в) железа из оксида железа (III) и хрома из оксида хрома (III) алюминием.
4. Какой объем (при н.у.) оксида углерода(II) необходим для полного восстановления 320 г оксида железа(III)?
5. Между какими из попарно взятых веществ произойдет химическая реакция? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионном видах:

а) Cu и HCl	а) Cu и $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$
а) Zn и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	а) Cu и Ag_2SO_4

Форма контроля самостоятельной работы:

проверка конспекта «Коррозия металлов и способы защиты от нее»

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Где расположены элементы-металлы в периодической системе? Каковы их физические свойства?
2. Что характеризует электрохимический ряд напряжения металлов?
3. Каковы физические свойства характерны для металлов?
4. Что называется металлической связью?
5. Что такое комплексные соединения? Как их классифицируют?

Тема 2.6

Металлы I и II групп Периодической системы

Основные понятия и термины по теме: *щелочные металлы, щелочноземельные металлы, жесткость воды, временная жесткость, постоянная жесткость.*

План изучения темы (перечень вопросов, обязательных к изучению):

1. Сравнительная характеристика свойств щелочных металлов и металлов подгруппы меди: строение атомов, химические свойства, характеристика соединений, получение, их применение, распространенность в природе.
2. Сравнительная характеристика свойств металлов s- и d- элементов II группы. Строение атомов, химические свойства, характеристика соединений, получение кальция, магния и цинка, их применение, распространенность в природе. Амфотерность оксида и гидроксида цинка.

Краткое изложение теоретических вопросов:

В химии металлы классифицируют по их положению в Периодической системе элементов. *В главной подгруппе первой группы* находятся щелочные металлы - литий, калий, натрий, рубидий и цезий, а в побочной подгруппе первой группы - медь, серебро и золото.

Щелочные металлы. Атомы щелочных металлов на предпоследнем имеет устойчивую конфигурацию благородного газа s^2p^6 (кроме атома Li – s^2). От лития к францию увеличивается радиус атома с увеличением порядкового номера элемента. В этом же направлении возрастает восстановительная активность щелочных металлов. Это мягкие металлы. Температура плавления у них низкая и закономерно уменьшается от лития к цезию.

Вследствие большой химической активности щелочные металлы находятся в природе только в виде соединений. Наиболее распространены соединения натрия и калия, соединения других щелочных металлов встречаются очень редко.

По химическим свойствам щелочные металлы похожи между собой, образуют в основном соединения с ионной связью, так как легко отдают свой s-

электрон с внешней оболочки. На воздухе щелочные металлы быстро окисляются. Для предотвращения окисления их хранят в закрытых сосудах под слоем керосина. При нагревании на воздухе они сгорают с образованием пероксидов (за исключением Li_2O). В ряду напряжений все эти металлы располагаются до водорода. Они легко окисляются водой, образуя гидроксиды, при этом металл вытесняет из воды водород. В водных растворах полностью диссоциируют.

Соли натрия и калия широко применяются в технике, медицине, сельском хозяйстве.

Металлы подгруппы меди. Атомы этих металлов на предпоследнем уровне имеют по 18 электронов. Это их отличает от щелочных металлов, которые на предпоследнем слое имеют по 8 электронов. Этим определяется различие в свойствах элементов главной подгруппы первой группы от побочной. Металлы подгруппы меди могут терять электроны с последнего и предпоследнего уровней, проявляя различные степени окисления: $\text{Cu} +1$ (или $+2$); $\text{Ag} +1$ (реже $+2$); $\text{Au} +1$ (или $+3$).

Металлы подгруппы меди устойчивы, относительно инертны (в ряду напряжений стоят после водорода). Химическая активность их уменьшается от меди к золоту. С кислородом непосредственно взаимодействует только медь. С серой – медь и серебро. Медь и серебро растворяются в разбавленной азотной кислоте и при нагревании в концентрированной серной кислоте. Низкая химическая активность металлов подгруппы обуславливает их существование в природе в свободном состоянии, а так же в виде различных минералов, из которых и получают основную массу меди и серебра. Золото находится в свободном состоянии. Металлы подгруппы, а так же их соединения находят широкое применение. Прежде всего для получения различных сплавов, используемых в производстве ювелирных изделий, электромеханической, электронной промышленности.

Общими свойствами щелочных металлов и металлов подгруппы меди являются их степень окисления ($+I$) во многих соединениях, а также отличная

электропроводность. Правда, иногда медь и серебро могут иметь степень окисления (+II), а золото даже (+III).

В главной подгруппе второй группы находятся **щелочно-земельные металлы** (бериллий, магний, кальций, стронций, барий, радий). Атомы металлов главной подгруппы на внешнем слое имеют по 2 электрона. Предпоследний слой, как и у щелочных металлов, имеет 8 электронов (s^2p^6). Исключение составляет бериллий, у которого на предпоследнем слое 2 электрона на s-подуровне. Металлы главной подгруппы второй группы в свободном состоянии в природе не встречаются. В виде соединений самым распространенным из них является кальций. Кальций является составной частью растительных и животных организмов. Кальций, стронций, барий, радий называются щелочно - земельными металлами, так как оксиды их с водой образуют щелочи.

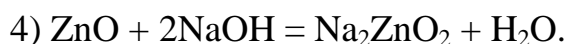
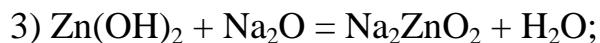
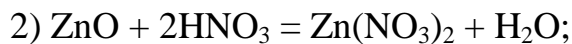
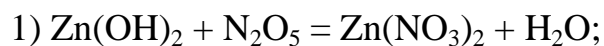
Химические свойства щелочно-земельных металлов определяются легкостью отдачи 2-ух валентных электронов при действии окислителей по схеме: $Me - 2\bar{e} = Me^{2+}$. При нагревании щелочно-земельные металлы энергично реагируют с водородом, галогенами, кислородом, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием. Гидроксиды щелочно-земельных металлов слабее, чем гидроксиды щелочных металлов. Они мало растворимы в воде, а их основной характер усиливается по группе сверху вниз.

Получение щелочно-земельных металлов:



Металлы *побочной подгруппы второй группы*. Атомы этих элементов на внешнем слое имеют по два электрона – s^2 , на предпоследнем $18\bar{e} - s^2p^6d^{10}$, d-подуровень у этих металлов завершен. Во всех соединениях они двухвалентны. Только ртуть может проявлять степень окисления +1. В отличие от элементов главной подгруппы второй группы элементы подгруппы цинка менее реакционно способны.

Цинк при комнатной температуре хрупок, но при нагревании приобретает пластичность, легко прокатывается в листы. Цинк – амфотерный элемент. Химические реакции, доказывающие амфотерность химического элемента:

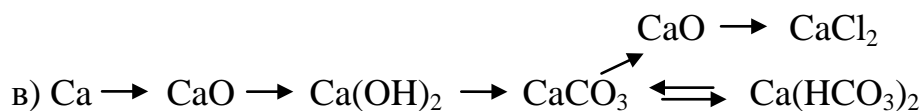
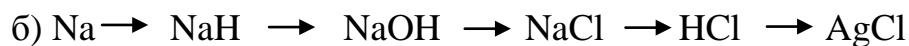
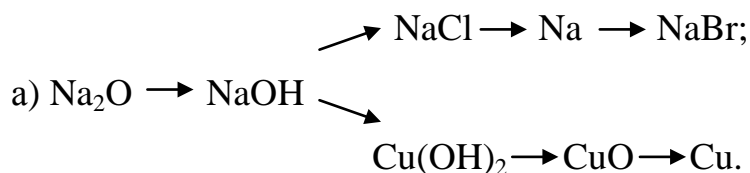


Лабораторная работа

Свойства соединений металлов I и II групп Периодической системы.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Составление конспекта «Жесткость воды и способы ее устранения. Система водоподготовки на предприятиях нефтехимии».
2. Сколько литров водорода (н.у.) образуется при взаимодействии 4,6 г натрия с водой?
3. Какая масса хлорида калия необходима для приготовления 5 л физиологического раствора ($\rho = 1,01 \text{ г/см}^3$)?
4. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Какие элементы относятся к щелочным, щелочноземельным металлам? Их положение в периодической системе.
2. Какое строение имеют атомы щелочных и щелочноземельных металлов?
3. Какие химические свойства характерны для щелочных и щелочноземельных металлов?
4. Какие оксиды образуют щелочные и щелочноземельные металлы, и какие гидроксиды им соответствуют?
5. Какие свойства проявляют оксид и гидроксид цинка?

Тема 2.7

Металлы III и IV групп Периодической системы

Основные понятия и термины по теме: *оксид и гидроксид алюминия, алюмосиликаты, алюминиотермия.*

План изучения темы (перечень вопросов, обязательных к изучению):

1. Сравнительные характеристики свойств металлов III и IV групп периодической системы: строение атомов, химические свойства.
2. Характеристика важнейших соединений, амфотерный характер оксидов и гидроксидов алюминия, свинца, олова.

Краткое изложение теоретических вопросов:

К главной подгруппе III группы периодической системы относятся бор, алюминий, галлий, индий, талий. Все эти элементы, кроме бора, металлы. Характерная степень окисления +3. С химической точки зрения металлы активны. Они взаимодействуют с галогенами, серой, образуя соединения со степенью

окисления +3. По отношению к воде они ведут себя по-разному: алюминий взаимодействует с водой при нагревании, на галлий и индий даже кипящая вода в отсутствии кислорода не действует.

К побочной подгруппе III группы периодической системы относятся: скандий, иттрий, лантан, актиний, лантаноиды или лантаниды, следующий в периодической системе за лантаном; актиноиды и актиниды, следующие в периодической системе за актинием. В химических реакциях атомы скандия, иттрия, лантана, актиния отдают по три электрона, вследствие чего элементы подгруппы скандия имеют ярко выраженный металлический характер и обладают довольно высокой активностью: они окисляются во влажном воздухе, превращаясь в соответствующие гидроксиды. Взаимодействуют с большинством неметаллов: с кислородом образуют основные оксиды Me_2O_3 , плохо растворимые в воде, но легко соединяющиеся с ней с образованием гидроксидов $Me(OH)_3$ белого цвета.

Главную подгруппу IV группы периодической системы элементов составляют углерод, кремний, германий, олово и свинец. Элементы этой подгруппы образуют оксиды с общей формулой RO и водородные соединения с формулой RH_4 . От углерода к свинцу свойства оксидов изменяются от кислотных до амфотерных. PbO и SnO являются основными оксидами. От углерода к свинцу уменьшается прочность водородных соединений. Изменяется и характер гидратов. В подгруппе с ростом порядкового номера уменьшается энергия ионизации и увеличивается атомный радиус, т.е. неметаллические свойства ослабевают, а металлические усиливаются.

К побочной подгруппе IV группы периодической системы относятся переходные или d-элементы: титан, цирконий, гафний. У всех этих элементов имеется 4 валентных электрона - два d-электрона на предпоследней орбитали и два s-электрона на последней. По физическим свойствам все эти элементы являются металлами с высокой плотностью, похожими на сталь с высокой температурой плавления и кипения. При взаимодействии металлов с парами воды выше $800^\circ C$ образуются оксиды типа MeO_2 и выделяется водород, ниже этой темпе-

ратуры образуются оксиды (II) и гидриды. Все эти металлы обладают определенной устойчивостью по отношению к кислотам.

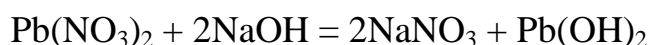
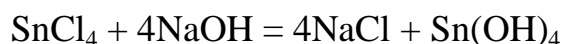
Амфотерные оксиды — солеобразующие оксиды, проявляющие в зависимости от условий либо основные, либо кислотные свойства (то есть проявляющие амфотерность). Образуются амфотерными металлами. Металлы в амфотерных оксидах обычно проявляют степень окисления от III до IV, за исключением ZnO, BeO, SnO, PbO.

Олово и свинец — металлы IV A подгруппы периодической системы Д.И. Менделеева. Свинец при взаимодействии с HCl покрывается слоем PbCl₂, препятствующим дальнейшему взаимодействию Pb с кислотой.

Аналогично происходит взаимодействие свинца с разбавленной серной кислотой, но при концентрации кислоты выше 80% на поверхности металла образуется растворимая кислая соль Pb(HSO₄)₂.

Олово и свинец растворяются в щелочах с выделением водорода и образованием комплексных солей: $\text{Pb} + 4\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{K}_4[\text{Pb}(\text{OH})_6] + \text{H}_2$

Для олова и свинца известны оксиды типов ЭО и ЭО₂. В воде они почти не растворимы, поэтому отвечающие им гидроксиды получают действием щелочей на растворы соответствующих солей:



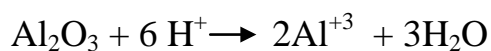
По химическим свойствам все эти гидроксиды — амфотерные соединения.

Гидроксиды H₂SnO₂ и H₂PbO₂ называют оловянистой и свинцовистой кислотами, а их соли — станнитами и плюмбитами. Гидроксиды H₂SnO₃ (H₄SnO₄) и H₂PbO₃ (H₄PbO₄) называют оловянной и свинцовой кислотами, а их соли — станнатами и плюмбатами.

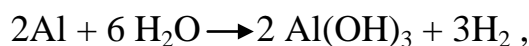
Ввиду слабости основных свойств гидроксидов Э(OH)₄ их соли подвергаются в растворах сильному гидролизу.

Алюминий входит в главную подгруппу III группы периодической системы Д.И. Менделеева. Из-за устойчивой оксидной пленки алюминий не растворяется в воде, несмотря на высокое значение электродного потенциала. Оксид-

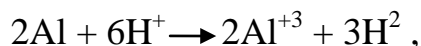
ная пленка растворяется в кислотах (с трудом) и в щелочах. Оксид алюминия амфотерен.



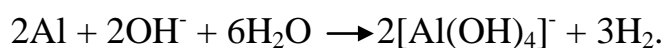
Алюминий, лишенный защитной пленки, взаимодействует с водой:



Алюминий активно реагирует с кислотами



и с водными растворами щелочей



Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ - типичное амфотерное соединение: свеже-приготовленный легко растворяется в кислотах и в щелочах.

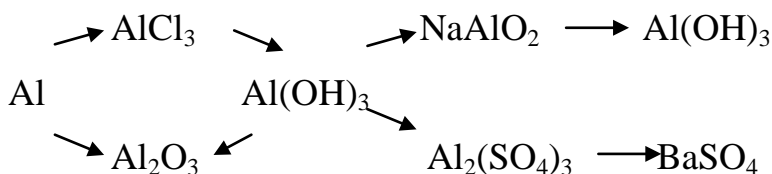
Лабораторная работа

Свойства соединений металлов III и IV групп Периодической системы.

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Подготовка презентации «Применение оксида алюминия, алюмосиликатов, сульфата и хлорида алюминия в нефтепереработке».
2. Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с простыми веществами: хлором, бромом, серой, азотом, углеродом. Составьте окислительно-восстановительные реакции.
3. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия алюминия со сложными веществами: водой, оксидами, разбавленными кислотами HCl , H_2SO_4 , HNO_3 ; с концентрированной H_2SO_4 (t); с гидроксидом натрия.
4. С какими из перечисленных веществ: NaOH , Na_2O , SO_3 , H_2SO_4 , Na_2SO_4 – реагируют Al_2O_3 и $\text{Al}(\text{OH})_3$? Напишите уравнения в молекулярном и ионном виде.

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



Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной работы.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Дайте общую характеристику элементов главной подгруппы III группы.
2. Какие природные соединения образует алюминий?
3. Каким способом получают алюминий?
4. Дайте характеристику свойств алюминия, олова, свинца.
5. Какие оксиды и гидроксиды образуют алюминий, олово, свинец и какие свойства они проявляют?
6. Где применяют алюминий и его сплавы?

Тема 2.8

Металлы VI и VII групп Периодической системы

Основные понятия и термины по теме: оксиды и гидроксиды хрома, хроматы и дихроматы, оксиды и гидроксиды марганца, манганаты и перманганаты.

План изучения темы:

1. Общая характеристика подгруппы хрома. Получение хрома. Характеристика хрома, оксидов, гидроксидов, солей хрома. Амфотерный характер оксида и гидроксида хрома (III). Хроматы и дихроматы

2. Общая характеристика подгруппы марганца. Получение марганца. Характеристика марганца, оксидов, гидроксидов, солей марганца. Манганаты и перманганаты.

Краткое изложение теоретических вопросов:

Элементы подгруппы хрома занимают промежуточное положение в ряду переходных металлов. Степень окисления у элементов подгруппы хрома сильно варьирует. В надлежащих условиях все элементы проявляют положительную степень окисления от 2 до 6, максимальная степень окисления соответствует номеру группы. Не все степени окисления у элементов стабильны, у хрома самая стабильная +3.

При обычных условиях хром устойчив по отношению к кислороду воздуха и воде. Эта, стабильность обусловлена пассивацией за счет образования на поверхности металла тонкой, но плотной оксидной пленки состава Cr_2O_3 . Если эту пленку разрушить химически, термически или иным способом хром довольно легко окисляется.

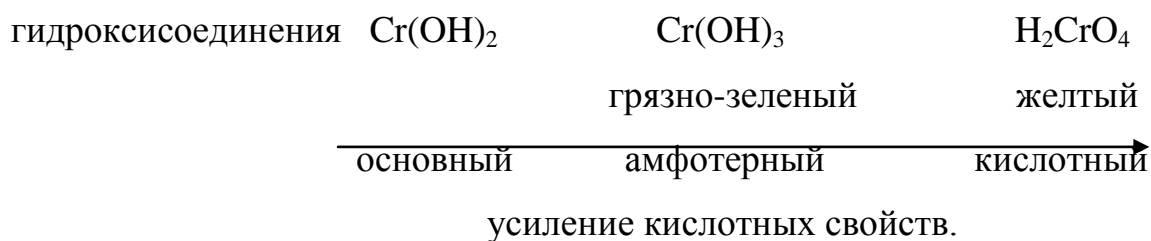
В отличие от компактного металла порошкообразный хром сгорает в кислороде при нагревании: $4\text{Cr} + 3\text{O}_2 = 2\text{Cr}_2\text{O}_3$

При нагревании хром реагирует с галогенами, серой и другими неметаллами, растворяет водород. С большинством металлов образует твердые растворы или интерметаллические соединения.

Он медленно взаимодействует с хлороводородной и разбавленной серной кислотами, с образованием водорода и солей хрома (II), которые далее окисляются до хрома (III): $\text{Cr} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$; $2\text{CrCl}_2 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + \text{H}_2$.

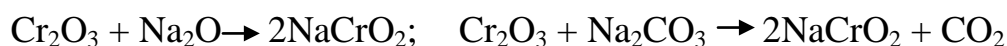
Свойства оксидов и гидроксидов:

	+2	+3	+6
оксиды:	CrO	Cr_2O_3	CrO_3
	черный	темно-зеленый	красный



Оксид и гидроксид хрома (II) обладают только основными свойствами и легко растворяются в кислотах с образованием соответствующих солей хрома (II) (в отсутствии кислорода!). Оксид хрома (II) представляет собой порошок черно-зеленого цвета, практически нерастворимый в воде, кислотах, щелочах.

Амфотерный характер оксида хрома (III) проявляется при сплавлении Cr₂O₃ с оксидами и карбонатами щелочных металлов, при этом образуются метакромиты:



Гидроксид хрома (III) получают действием на раствор соли Cr³⁺ раствором основания например: $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow 2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$

Гидроксид хрома (III) обладает амфотерными свойствами и легко растворяется как в избытке сильной кислоты, так и в избытке раствора щелочи.

Оксид хрома (VI) кристаллизуется в виде ярко – красных кристаллов при действии концентрированной серной кислоты на раствор дихромата калия K₂Cr₂O₇:



CrO₃ – типичный кислотообразующий оксид. Он легко растворяется в воде, образуя хромовую кислоту $\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CrO}_4$

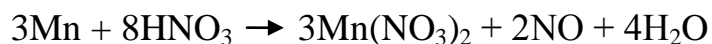
В состав побочной подгруппы VII группы входят марганец Mn, технеций Tc, рений Re. Во внешнем электронном слое атомов этих элементов находятся два электрона.

Марганец – твердый хрупкий неблагородный металл; в компактном состоянии серебристо – белого цвета, на воздухе принимает серую окраску вследствие образования оксидного слоя. При нагревании марганец сгорает на воздухе, образуя оксид состава Mn₃O₄. При нагревании марганец взаимодействует со

всеми остальными неметаллами. Водород хорошо растворим в марганце, но химических соединений не образует.

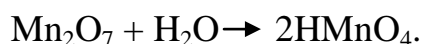
В отсутствие пассивирования в мелкодисперсном состоянии марганец при нагревании разлагает воду с выделением водорода. Как активный металл, энергично взаимодействует с неокисляющими разбавленными кислотами. При этом образуются только производные марганца (II) $\text{Mn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{H}_2$

Подобным образом действует на марганец и разбавленная азотная кислота:



Все оксиды, кроме высшего Mn_2O_7 , являются твердыми ионно-ковалентными соединениями и с водой не взаимодействуют. Поэтому соответствующие гидроксиды получают косвенными путем. Например, $\text{Mn}(\text{OH})_2$ образуется в виде студнеобразного, осадка розового “телесного” цвета действием щелочей на водные растворы солей марганца (II): $\text{MnCl}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$

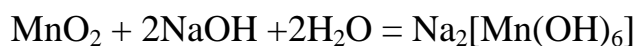
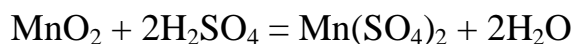
В отличие от других оксидов Mn_2O_7 является жидкостью черно-зеленого цвета, обладает молекулярной структурой и характеризуется постоянством состава. Высший оксид марганца (VII) – Mn_2O_7 – энергично взаимодействует с водой, образуя малоустойчивую марганцевую кислоту – HMnO_4 :



Гидроксиды $\text{Mn}(\text{OH})_2$ и $\text{Mn}(\text{OH})_3$ характеризуются преимущественно основным характером. В кислой среде они легко образуют аквакомплексы и соответствующие соли Mn(II): $\text{Mn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

Оксид и гидроксид марганца (IV) являются амфотерными соединениями. И основная, и кислотная функции выражены у них слабо: в разбавленных растворах кислот или щелочей они практически не растворяются.

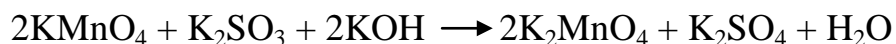
В концентрированных растворах образуются соли марганца (IV):



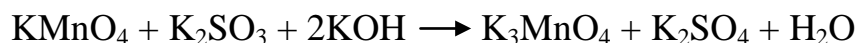
Соли, отвечающие кислотным свойствам $\text{Mn}(\text{OH})_4$, называются манганитами, а гидроксид марганца (IV) в этом случае рассматривается как марганцоватистая кислота.

Оксид Mn_3O_4 , известный в природе как минерал гаусманит, может быть получен искусственным путем при взаимодействии $\text{Mn}(\text{OH})_4$ как кислоты и $\text{Mn}(\text{OH})_2$ как основания: $2\text{Mn}(\text{OH})_2 + \text{Mn}(\text{OH})_4 = \text{Mn}_2\text{MnO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$

Оксиды и гидроксисоединения марганца в степенях окисления +5 и +6 в индивидуальном состоянии или в растворе не выделены. Однако, в сильнощелочной среде косвенным путем могут быть получены соли соответствующих кислот, например:



манганат

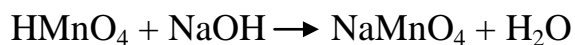
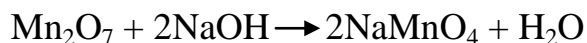


гипоманганат

В нейтральной и кислой средах манганаты и гипоманганаты легко диспропорционируют $2\text{K}_3\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{MnO}_4 + 4\text{NaOH}$

гипоманганат калия

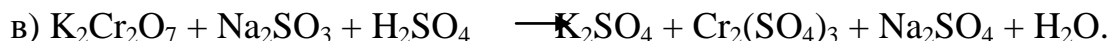
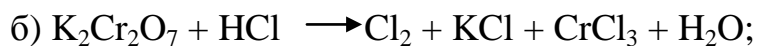
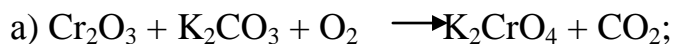
Соединения марганца в высшей степени окисления (+7) – Mn_2O_7 и HMnO_4 проявляют сильнокислотные свойства, по силе сравнимые с соляной кислотой. Они легко реагируют с основаниями, образуя соли – перманганаты.



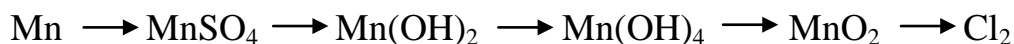
Задания для самостоятельного выполнения:

1. Подготовка презентации «Применение хрома и его соединений», «Применение марганца и его соединений»
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 - а) $\text{K}_2\text{CrO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \longrightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 \longrightarrow \text{BaCrO}_4$;
 - б) $\text{Cr} \longrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 \longrightarrow \text{CrCl}_3 \longrightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$.

3. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций, протекающих по следующим схемам:



4. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



Форма контроля самостоятельной работы:

Представление презентации «Применение хрома и его соединений», «Применение марганца и его соединений»

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Дайте общую характеристику элементов подгруппы хрома.
2. Какие оксиды и гидроксиды образует хром? Каков их характер?
3. В какой среде хроматы переходят в дихроматы, и наоборот?
4. Каковы окислительно-восстановительные свойства соединений хрома?
5. Дайте общую характеристику элементов подгруппы марганца.
6. Какие степени окисления проявляет марганец в своих соединениях?
7. Как изменяется характер оксидов и гидроксидов марганца при увеличении его степени окисления?
8. Охарактеризуйте физические и химические свойства перманганата калия. Каковы продукты восстановления перманганата калия в различных средах?

Тема 2.9

Металлы VIII группы Периодической системы

Основные понятия и термины по теме: оксиды и гидроксиды железа, красная кровяная соль, желтая кровяная соль, берлинская лазурь, турнбулева синь, металлургия, коррозия.

План изучения темы:

1. Общая характеристика подгруппы железа. Характеристика железа, оксидов, гидроксидов, солей железа. Качественные реакции на ионы железа (II) и (III). Применение железа и его соединений.
2. Металлургия. Коррозия металлов.

Краткое изложение теоретических вопросов:

В побочную подгруппу восьмой группы входят три «триады» элементов: первую триаду образуют железо, кобальт, никель; вторую - рутений, родий, палладий; третью триаду образуют осмий, иридий, платина. Все элементы группы 8 содержат 8 электронов на своих валентных оболочках.

Триада железа. Эти элементы имеют два электрона на наружном слое атома, все они являются металлами. По свойствам все три элемента похожи между собой. Для них характерна степень окисления 2, 3, 4. Реже проявляются более высокие степени окисления. Ни один элемент из семейства железа не проявляет максимальной степени окисления +8. Все металлы триады образуют разнообразные соединения, проявляя степени окисления +2 и +3. Проявление высокой степени окисления и амфотерных свойств характерно для железа.

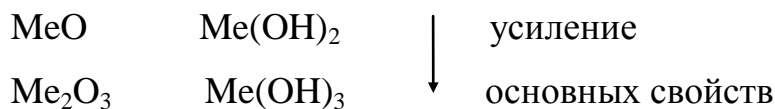
При обыкновенной температуре железо очень медленно окисляется кислородом воздуха. Кобальт и никель более устойчивы, так как покрыты защитными оксидными пленками. В ряду стандартных электродных потенциалов эти металлы стоят левее водорода.

С разбавленными соляной и серной кислотами железо взаимодействует с выделением водорода и образованием солей железа (II) $\text{Fe} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$

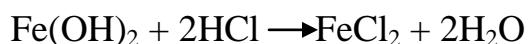
Концентрированные азотная и серная кислоты на холоде пассивируют железо, а при нагревании окисляют его с образованием солей железа (III):



Металлы семейства железа образуют оксиды и гидроксиды состава:

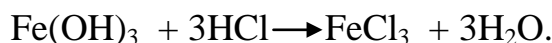


Оксиды и гидроксиды Fe^{2+} проявляют свойства средних оснований и легко взаимодействует с кислотами с образованием соли металла (II):



Гидроксид железа (II) очень быстро окисляется кислородом воздуха до $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

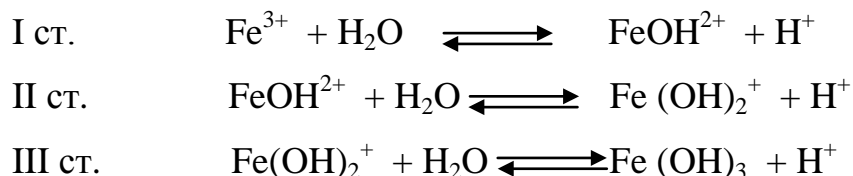
При действии кислоты на $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образуется соль Fe^{3+} и вода, т.е. происходит реакция обмена, в которой гидроксид железа (III) проявляет основные свойства.



Амфотерный характер гидроксида железа (III) чрезвычайно слабо выражен в водных растворах, но при сплавлении с сильными основаниями он образует соли - ферриты: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

феррит натрия

В растворах соли катионов металлов (Me^{n+}) семейства железа подвергаются гидролизу с образованием кислой среды. Особенно сильно гидролизуются Fe^{3+} :



Коррозия металлов. Коррозией называется разрушение металлов под влиянием окружающей среды в результате химического или электрохимического взаимодействия с ней. Различают два типа коррозии: химическую или электрохимическую.

Химическая коррозия обуславливается взаимодействием металлов с сухими газами или жидкостями, не являющимися электролитами.

Электрохимическая коррозия – разрушение металла при контакте двух разнородных металлов в присутствии электролита.

В результате коррозии железо ржавеет. Этот процесс очень сложен и включает несколько стадий. Его можно описать суммарным уравнением:



Многие металлы, в том числе и довольно активные (например, алюминий) при коррозии покрываются плотной, хорошо скрепленной с металлами оксидной пленкой, которая не позволяет окислителям проникнуть в более глубокие слои и потому предохраняет металл от коррозии. При удалении этой пленки металл начинает взаимодействовать с влагой и кислородом воздуха.

Коррозии подвергаются и некоторые довольно малоактивные металлы. Во влажном воздухе поверхность меди покрывается зеленоватым налетом (патиной) в результате образования смеси основных солей.

Иногда при коррозии металлов происходит не окисление, а восстановление некоторых элементов, содержащихся в сплавах. Например, при высоких давлениях и температурах карбиды, содержащиеся в сталях, восстанавливаются водородом.

К коррозии металлов можно отнести также их растворение в жидких расплавленных металлах (натрий, свинец, висмут), которые используются, в частности, в качестве теплоносителей в ядерных реакторах.

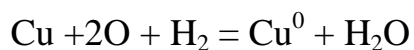
Одним из наиболее эффективных методов борьбы с коррозией является электрохимическая защита. А так же защита одного металла другим, более активным металлом, расположенным в ряду напряжений левее, эффективна и без наложения разности потенциалов. Более активный металл (например, цинк на поверхности железа) защищает от разрушения менее активный металл.

Металлургия – это наука о промышленных способах получения металлов.

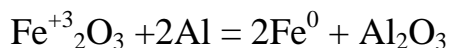
Получение металлов. Большинство металлов встречаются в природе в составе соединений, в которых металлы находятся в положительной степени окисления, значит для того, чтобы их получить, в виде простого вещества, необходимо провести процесс восстановления $\text{Me}^{+n} + n\text{e}^- \rightarrow \text{Me}^0$

I. Пирометаллургический способ. Это восстановление металлов из их руд при высоких температурах с помощью восстановителей неметаллических - кокс, оксид углерода (II), водород; металлических - алюминий, магний, кальций и другие металлы.

1. Получение меди из оксида с помощью водорода – Водородотермия:

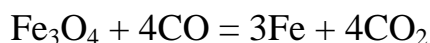
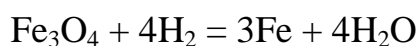


2. Получение железа из оксида с помощью алюминия – Алюмотермия:



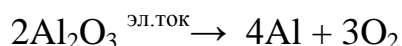
Для получения железа в промышленности железную руду подвергают магнитному обогащению: $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 = 2\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$

А затем в вертикальной печи проходит процесс восстановления:



II. Гидрометаллургический способ. Способ основан на растворении природного соединения с целью получения раствора соли этого металла и вытеснением данного металла более активным. Например, руда содержит оксид меди и ее растворяют в серной кислоте: 1 стадия – $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, 2 стадия – проводят реакцию замещения более активным металлом $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$.

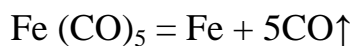
III. Электрометаллургический способ. Это способ получения металлов с помощью электрического тока (электролиза). Этим методом получают алюминий, щелочные металлы, щелочноземельные металлы. При этом подвергают электролизу расплавы оксидов, гидроксидов или хлоридов: $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{эл.ток}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2$



IV. Термическое разложение соединений. Например, получение железа:

Железо взаимодействует с оксидом углерода (II) при повышенном давлении и температуре 100-2000, образуя пентакарбонил: $\text{Fe} + 5\text{CO} = \text{Fe}(\text{CO})_5$

Пентакарбонил железа-жидкость, которую можно легко отделить от примесей перегонкой. При температуре около 2500 карбонил разлагается, образуя порошок железа:



Если полученный порошок подвергнуть спеканию в вакууме или в атмосфере водорода, то получится металл, содержащий 99,98– 99,999% железа.

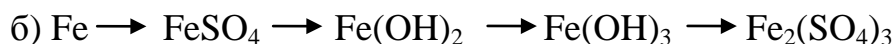
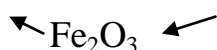
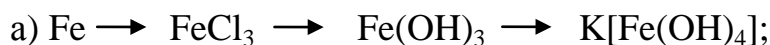
Лабораторная работа

Свойства соединений хрома, марганца и железа.

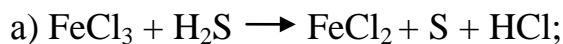
Контрольная работа №2

Задания для самостоятельного выполнения:

1. Подготовка презентаций «Стали и сплавы», «Черная металлургия», «Цветная металлургия».
2. Сколько граммов сульфата железа (III) можно получить при растворении 140 г железа в разбавленной серной кислоте?
3. Сколько граммов гидроксида железа(III) можно получить при взаимодействии 120 г гидроксида натрия с избытком хлорида железа (III)?
4. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций следующих превращений:



5. Методом электронного баланса составьте уравнения реакций, протекающих по следующим схемам:



Форма контроля самостоятельной работы:

выполнение и сдача лабораторной и контрольной работ.

Вопросы для самоконтроля по теме:

1. Какие степени окисления проявляют элементы семейства железа? Какие оксиды и гидроксиды соответствуют этим степеням окисления?
2. Каковы физические и химические свойства железа?
3. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладают соединения железа (II) и (III)?
4. Какие качественные реакции вы знаете на ионы железа (II) и (III)?
5. Что такое металлургия? Какие типы и виды коррозий различают?
6. Какие используют способы защиты металлов от коррозии?

3 Контроль и оценка результатов освоения дисциплины

Текущий контроль

Перечень точек рубежного контроля	Охват тем	Форма контроля
Первая: с 01 по 06 ноября	Тема 1.1 Основные понятия и законы химии	оценка выполнения практической работы
	Тема 1.2 Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Строение атома	оценка выполнения практической работы
	Тема 1.3 Состав и классификация сложных неорганических веществ	оценка выполнения практической работы
	Тема 1.4 Химическая связь	оценка выполнения практической работы
	Тема 1.5 Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	оценка выполнения практической работы
	Тема 1.6 Скорость химических реакций. Химическое равновесие	оценка выполнения практической работы защита лабораторной работы
	Тема 1.7 Растворы	оценка выполнения практической работы защита лабораторной работы Лабораторная работа
	Тема 1.8 Электролитическая диссоциация. Гидролиз	оценка выполнения практической работы защита лабораторных работ
	Раздел I	Контрольная работа
	Тема 2.1 Водород. Галогены	
	Тема 2.2 Подгруппа кислорода	защита лабораторной работы оценка выполнения практической работы
Вторая с 20 по 25 декабря	Тема 2.3 Подгруппа азота	оценка выполнения практической работы защита лабораторной работы
	Тема 2.4 Подгруппа углерода	защита лабораторной работы
	Тема 2.5 Общие свойства металлов	оценка устного ответа
	Тема 2.6 Металлы II и III групп ПС	защита лабораторной работы
	Тема 2.7 Металлы IV и V групп ПС	защита лабораторной работы
	Тема 2.8 Металлы VI и VII групп ПС	оценка устного ответа
	Тема 2.9 Металлы VIII группы ПС	защита лабораторной работы
	Раздел II	оценка контрольной работы

Итоговый контроль по дисциплине

Вопросы к экзамену

1. Предмет и задачи химии. Химия и охрана окружающей среды.
2. Атомно-молекулярное учение; элемент, вещества.
3. Моль, молекулярная и молярная масса.
4. Химические формулы, уравнения, классификация химических реакций.
5. Основные законы химии.
6. Газовые законы.
7. Периодический закон и периодическая система химических элементов.
8. Ядерная модель строения атомов, ядерные реакции.
9. Состояние электрона в атоме, электронные формулы.
10. Периодический закон в свете учения о строение атома и его значение.
11. Ковалентная связь. Водородная связь.
12. Ионная связь. Металлическая связь.
13. Типы кристаллических решеток.
14. Молекулярные, структурные и электронные формулы молекул.
15. Степень окисления, окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления.
16. Скорость химических реакций.
17. Обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие.
18. Численное выражение состава растворов.
19. Растворимость вещества в воде, теория растворов.
20. Электролитическая диссоциация, теория ЭДС. Электролиты, неэлектролиты.
21. Реакции ионного обмена.
22. Оксиды, их классификация, получение и свойства.
23. Кислоты, их классификация, получение и свойства.

24. Основание, их получение и свойства; амфотерные гидроксиды.
25. Соли, их получение и свойства.
26. Гидролиз солей.
27. Генетическая связь между классами неорганических соединений.
28. Окислительно-восстановительные реакции, электронный баланс.
29. Электролиз.
30. Водород, положение в ПС, его свойства. Вода.
31. Общие свойства неметаллов. Инертные газы.
32. Галогены. Соединения хлора. Их свойства.
33. Кислород и его соединения. Их свойства.
34. Сера, оксиды серы и их свойства.
35. Серная кислота и ее свойства.
36. Получение серной кислоты.
37. Азот и его свойства.
38. Аммиак и его свойства.
39. Аммиак и его производство.
40. Оксиды азота и их свойства.
41. Азотная кислота и ее свойства.
42. Фосфор и его свойства.
43. Соединения фосфора и их свойства.
44. Углерод и его свойства.
45. Соединения углерода и их свойства.
46. Кремний, кремниевая кислота и их свойства.
47. Дисперсные системы.
48. Общие свойства металлов.
49. Химические свойства металлов, ряд напряжений.
50. Металлы и сплавы в технике.
51. Способы получения металлов.
52. Коррозия металлов. Защита металлов от коррозии.
53. Щелочные металлы, положение в ПС и их свойства.

54. Соединения щелочных металлов и их свойства.
55. Кальций и его соединения, их свойства.
56. Алюминий и его свойства.
57. Соединения алюминия и их свойства.
58. Хром и его соединения, их свойства.
59. Железо и его свойства.
60. Соединения железа и их свойства.
61. Определите молярную концентрацию раствора H_3PO_4 , в 500мл которого содержится H_3PO_4 массой 9,8г.
62. Сколько воды надо прибавить к раствору массой 3кг с массовой долей соли 20% для получения раствора с массовой долей 15%.
63. Определите исходные концентрации NO и O_2 и константу равновесия обратимой реакции вещества $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если равновесие установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:
 $[\text{NO}_2] = 0,12$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,48$ моль/л, $[\text{O}_2] = 0,24$ моль/л.
64. Во сколько раз увеличиться скорость реакции при повышении температуры от 40 до 70 , если температурный коэффициент реакции равен трем?
65. Как изменить скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO}_2$, если концентрации исходных веществ увеличить в 4 раза?
66. Реакции между веществами А и В протекают по уравнению $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$. Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В – 0,5 моль/л. Константа скорости данной реакции 0,4. Вычислить начальную скорость реакции и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшилась на 0,1 моль/л.
67. Какой объем раствора азотной кислоты (пл. 1,18) с массовой долей HNO_3 30% будет израсходован на растворение сплава массой 10г, состоящего из меди (массовая доля 60%) и серебра (40%)?
68. Определите молярную концентрацию 100г соляной кислоты с массовой долей HCl 38% и плотностью 1,19.

69. Какие из указанных веществ будут реагировать с соляной кислотой: H_2SO_4 , CuO , P_2O_5 , AgNO_3 , $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Mg , K_2SO_4 ? Составьте возможные уравнения реакций.
70. К раствору, содержащему хлорид меди (II) массой 5,4г прибавили раствор, содержащий сероводород массой 1,7г. Раствор выпарили. Определите количество и массу образовавшегося осадка.
71. Напишите уравнение реакций, протекающих на нерастворимых электродах при электролизе растворов: а) сульфата калия; б) сульфида натрия; в) нитрата свинца (II); г) хлорида олова (II).
72. Какая масса 0,1М раствора KOH (пл. 1,2 г/мл) необходима для нейтрализации соляной кислоты объемом 2000мл (пл. 1,05 г/мл.)
73. Сколько граммов калия прореагировало с водой, если при этом образовался газ объемом 4,48л (н.у.)? Сколько граммов гидроксида калия получилось при этом?
74. Измениться ли количество соли при электролизе водных растворов, если анод нерастворимый: а) KCl ; б) Na_2CO_3 ; в) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$? Напишите уравнения реакций.
75. При окислении аммиака массой 17кг получен оксид азота (II) массой 27 кг. Вычислите массовую долю выхода оксида азота (II) по отношению к теоретическому.
76. Осуществите превращения:
 $\text{Ca}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
77. Определите массу нитрата натрия, требуемого для получения раствора азотной кислоты массой 200кг с массовой долей HNO_3 20%.
78. Осуществите превращения:
 $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$
79. Сколько литров кислорода необходимо для полного окисления аммиака объемом 500 л?

80. Сколько и какого газа выделится при растворении 5,4г серебра в 98%-й серной кислоте (плотность 1,84 г/см³)? Сколько миллилитров кислоты при этом израсходуется?
81. Сколько граммов оксида фосфора (V) образуется при сгорании фосфора массой 93г?
82. В какую сторону смещается химическое равновесие при повышении температуры в следующих системах:
- $\text{Cl}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{г}) + Q$;
 - $2\text{HBr}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{H}_2(\text{г}) + \text{Br}_2(\text{г}) - Q$? Поясните ответ.
83. Растворы каких солей подвергаются полному гидролизу: KCN, CH₃COONa, (NH₄)₂SO₃, BaS? Составьте уравнения соответствующих реакций.
84. Какие соли подвергаются гидролизу: хлорид калия, сульфит калия, хлорид цинка, нитрат кальция, нитрит кальция. Составьте уравнения соответствующих реакций.
85. Оксид хрома (III) массой 114кг восстановили алюминием. Определите массу алюминия, необходимую для восстановления оксида Cr(III), и массу получившегося хрома.
86. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса в следующих уравнениях:
- $$\text{ClO}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KClO}_3 + \text{KClO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$$
87. Как зависит скорость химической реакции от концентраций реагирующих веществ? Напишите математические выражения для скоростей реакций, протекающих по уравнению:
- $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$;
 - $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$.
88. Сколько нитрата аммония потребуется для получения 2л газа (н.у.)?
89. В 111,5мл воды растворено 5,6л сероводорода. Какова массовая доля

(в %) сероводорода в полученном растворе?

90. Аммиак, полученный из 14,9г фосфата аммония, растворили в 75мл воды.

Какова массовая доля (в %) вещества в растворе?

4 Информационное обеспечение дисциплины

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

Основные источники (для студентов)

- 1 Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая и неорганическая химия: учебник для СПО. В 2 т. Т. 1. 6-е изд., испр. и доп. М.: Юрайт, 2016. 294 с.
- 2 Суворов А.В., Никольский А.Б. Общая и неорганическая химия: учебник для СПО. В 2 т. Т. 2. 6-е изд., испр. и доп. М.: Юрайт, 2016. 315 с.
- 3 Прудникова Е.Э. Учебно-методический комплекс по дисциплине «Общая и неорганическая химия» для студентов по специальности Переработка нефти и газа 2014, 62 с.

Дополнительные источники (для студентов)

- 4 Еремина Е.А., Рыжова О.Н. Химия. Справочник школьника [Электронный ресурс]: учеб. пособие. М.: Московский государственный ун-т им. М.В. Ломоносова, 2014. 519 с. URL: [http:// www.iprbookshop.ru/54674](http://www.iprbookshop.ru/54674).
- 5 Князев Д.А., Смарыгин С.Н. Неорганическая химия: учебник для СПО. В 2 ч. Ч.1. Теоретические основы. 5-е изд., перераб. и доп. М.: Юрайт, 2016. 253с.
- 6 Князев Д.А., Смарыгин С.Н. Неорганическая химия: учебник для СПО. В 2 ч. Ч.2. Химия элементов. 5-е изд., перераб. и доп. М.: Юрайт, 2016. 357 с.
- 7 Семенов И.Н. Химия [Электронный ресурс]: учебник для вузов. СПб.: ХИМИЗДАТ, 2016. 656 с. URL:<http://www.iprbookshop.ru/49800>.
- 8 Стась Н.Ф. Справочник по общей и неорганической химии [Электронный ресурс]: учебное пособие. Томск: Томский политехнический университет, 2014. 93 с. URL:<http://www.iprbookshop.ru/34718>.
- 9 Технология подготовки сырья для неорганического производства [Электронный ресурс]: лабораторный практикум: учеб. пособие/ С.И. Нифтали-

ев [и др.]. Воронеж: Воронежский государственный ун-т инженерных технологий, 2015. 68 с. URL: <http://www.iprbookshop.ru/50647>.

Интернет-ресурсы:

10 Электронно-библиотечная система издательства «ЛАНЬ». URL: <http://e.lanbook.com/> (договор на предоставление доступа к ЭБС от 28.03.2016 № 6/2016-ГТНУ).

11 Электронно-библиотечная система IPRbooks. URL: <http://www.iprbookshop.ru> (договор на предоставление доступа к ЭБС IPRbooks от 10.03.2016 № 1842/16).