

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«МУРМАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра химии

Методические указания к самостоятельной работе

Дисциплина Б1.О.03.01.01 Неорганическая химия
код и наименование дисциплины

Направление подготовки / специальность 04.03.01 Химия
код и наименование направления подготовки / специальности

Направленность / специализация Неорганическая химия и химия координационных соединений
наименование направленности (профиля) / специализации образовательной программы

Квалификация выпускника Бакалавр
указывается квалификация (степень) выпускника в соответствии с ФГОС ВО

Кафедра-разработчик Химия
название кафедры-разработчика рабочей программы

Мурманск
2019

Составитель – Дякина Татьяна Александровна, к.х.н., доцент, профессор кафедры химии

МУ к СР рассмотрены и одобрены на заседании кафедры-разработчика

Химии

название кафедры

24.06.2019 протокол № 12.

ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Цель изучения дисциплины:

формирование компетенций в соответствии с ФГОС ВО и учебным планом направления подготовки 04.03.01 Химия направленность «Неорганическая химия и химия координационных соединений», в том числе: получение фундаментальных знаний по теоретическим основам неорганической химии; приобретение практических навыков в проведении химического эксперимента; способность анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений; способность проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием.

Задачи дисциплины:

- освоение теоретических основ неорганической химии (состав, строение и химические свойства простых веществ и химических соединений; связь строения вещества и основных закономерностей протекания химических процессов с использованием понятий химической термодинамики, химической кинетики и электрохимии);
- овладение методами и способами синтеза неорганических веществ; формирование навыков проведения химического эксперимента с учетом знаний и соблюдения норм техники безопасности в лабораторных условиях;
- получение навыков описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона и Периодической системы элементов;
- формирование навыков обобщения и применения результатов химического эксперимента.

В результате изучения дисциплины бакалавр должен:

Знать:

- основные положения теории строения атома, теории химической связи, теории кислот и оснований, теории растворов; общую характеристику элементов периодической системы и периодический характер их изменения; общие закономерности химических процессов
- базовые понятия неорганической химии и закономерности химических процессов с участием неорганических веществ
- общие принципы систематизации и представления информации, особенности представления данных химического эксперимента
- стандартные методы получения, идентификации веществ, правила обработки и оформления результатов работы, нормы техники безопасности
- технику безопасности при работе в химической лаборатории
- приемы выполнения стандартных операций получения веществ и изучения свойств и закономерностей по предлагаемым методикам
- основные нормы техники безопасности при работе в лабораторных условиях; способы защиты людей от возможных последствий химических аварий в лабораторных условиях

Уметь:

- определять продукты реакций неорганических веществ по известным исходным веществам; выполнять исходные вычисления, итоговые расчеты; самостоятельно работать с учебной и справочной литературой по неорганической химии
- проводить простые химические опыты по предлагаемым методикам; проводить стандартные измерения, обрабатывать результаты эксперимента; планировать эксперимент на основе анализа литературных данных, анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы
- выполнять стандартные операции получения веществ и изучения свойств и закономерностей

по предлагаемым методикам

– проводить простые операции (анализа и классификации веществ, составления формул, схем процессов, первичного анализа результатов и т.п.), воспроизводить основные понятия неорганической химии и закономерности химических процессов с участием неорганических веществ, решать типовые учебные задачи по неорганической химии

– проводить анализ, мониторинг неорганических веществ различных классов

Владеть:

– навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона

– навыками использования законов и закономерностей химических наук для интерпретации результатов анализа полученных результатов

– базовыми навыками проведения химического эксперимента и методами оформления его результатов; техникой работы с химической посудой, взвешиванием веществ и сбором установок для выполнения опытов

– навыками безопасной работы в химической лаборатории

– базовыми (элементарными) навыками получения и изучения химических свойств соединений различной природы и физико-химических закономерностей по стандартным методикам

– практическими навыками работы на серийном научном оборудовании химических лабораторий (фотометры, ионометры, рН-метры, весы, термостаты, муфельные печи, сушильные шкафы)

– навыками работы с химическими реактивами и физическими установками с соблюдением норм техники безопасности и требований охраны труда в лабораторных условиях; понятийно-терминологическим аппаратом в области безопасности, приемами рационализации профессиональной деятельности с целью обеспечения безопасности

Получить навыки:

– работы с лабораторным оборудованием, измерительной аппаратурой,

– выполнения основных химических анализов,

– в постановке химического эксперимента (с учетом знаний и соблюдения норм техники безопасности в лабораторных условиях) и обработки результатов химического эксперимента, в решении типовых задач неорганической химии;

– обобщения и применения результатов химического эксперимента

Содержание разделов дисциплины:

Основы атомно-молекулярного учения. Строение атома. Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева. Химическая связь и строение молекул. Основные закономерности протекания химических реакций: основы химической термодинамики; кинетика и механизм химических реакций. Общие свойства растворов. Свойства растворов электролитов. Электрохимические свойства растворов. Комплексные (координационные) соединения. Свойства химических элементов периодической системы Д.И. Менделеева и их соединений.

Реализуемые компетенции:

ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений

ОПК-2 Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием

Формы промежуточной аттестации:

Курс 1

Семестр 1 – экзамен

Семестр 2 – экзамен

Планируемые результаты обучения

№ п/п	Код и содержание компетенции	Степень реализации компетенции	Этапы формирования компетенции (Результаты обучения)
1.	ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	Компоненты компетенции частично соотносятся с содержанием дисциплины «неорганическая химия»	<p>знать: – основные положения теории строения атома, теории химической связи, теории кислот и оснований, теории растворов; общую характеристику элементов периодической системы и периодический характер их изменения; общие закономерности химических процессов</p> <p>– базовые понятия неорганической химии и закономерности химических процессов с участием неорганических веществ</p> <p>– общие принципы систематизации и представления информации, особенности представления данных химического эксперимента</p> <p>уметь: – определять продукты реакций неорганических веществ по известным исходным веществам; выполнять исходные вычисления, итоговые расчеты; самостоятельно работать с учебой и справочной литературой по неорганической химии</p> <p>владеть: – навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из периодического закона</p> <p>– навыками использования законов и закономерностей химических наук для интерпретации результатов анализа полученных результатов</p>
2.	ОПК-2 Способен проводить с соблюдением норм техники безопасности химический эксперимент, включая синтез, анализ, изучение структуры и свойств веществ и материалов, исследование процессов с их участием	Компоненты компетенции частично соотносятся с содержанием дисциплины «неорганическая химия»	<p>знать: – стандартные методы получения, идентификации веществ, правила обработки и оформления результатов работы, нормы техники безопасности</p> <p>– технику безопасности при работе в химической лаборатории</p> <p>– приемы выполнения стандартных операций получения веществ и изучения свойств и закономерностей по предлагаемым методикам</p> <p>– основные нормы техники безопасности при работе в лабораторных условиях; способы защиты людей от возможных последствий химических аварий в лабораторных условиях</p> <p>уметь: – проводить простые химические опыты по предлагаемым методикам; проводить стандартные измерения, обрабатывать результаты эксперимента; планировать эксперимент на основе анализа литературных данных, анализировать и обобщать результаты эксперимента, формулировать выводы</p> <p>– выполнять стандартные операции получения веществ и изучения свойств и закономерностей по предлагаемым методикам</p>

			<ul style="list-style-type: none"> – проводить простые операции (анализа и классификации веществ, составления формул, схем процессов, первичного анализа результатов и т.п.), воспроизводить основные понятия неорганической химии и закономерности химических процессов с участием неорганических веществ, решать типовые учебные задачи по неорганической химии – проводить анализ, мониторинг неорганических веществ различных классов владеть: – базовыми навыками проведения химического эксперимента и методами оформления его результатов; техникой работы с химической посудой, взвешиванием веществ и сбором установок для выполнения опытов – навыками безопасной работы в химической лаборатории – базовыми (элементарными) навыками получения и изучения химических свойств соединений различной природы и физико-химических закономерностей по стандартным методикам – практическими навыками работы на серийном научном оборудовании химических лабораторий (фотометры, иономеры, рН-метры, весы, термостаты, муфельные печи, сушильные шкафы) – навыками работы с химическими реактивами и физическими установками с соблюдением норм техники безопасности и требований охраны труда в лабораторных условиях; понятийно-терминологическим аппаратом в области безопасности, приемами рационализации профессиональной деятельности с целью обеспечения безопасности
--	--	--	---

ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН
Самостоятельная работа (СР)

№ п/п	Содержание разделов (модулей), тем дисциплины	Количество часов, выделяемых на СР	
		1 семестр	2 семестр
1.	Введение. Предмет и задачи химии. Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Техника лабораторных работ. Лабораторное оборудование и приемы работы с ним. Сборка приборов. Методы очистки веществ	4	
	РАЗДЕЛ I. ОБЩАЯ ХИМИЯ		
2.	Основы атомно-молекулярного учения	5	
	I. ОСНОВЫ СТРОЕНИЯ ВЕЩЕСТВА		
3.	Строение атома	10	
4.	Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева	5	
5.	Химическая связь	14	

II. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ			
6.	Основы химической термодинамики	14	
7.	Кинетика и механизм химических реакций	10	
III. РАСТВОРЫ			
8.	Общие свойства растворов	14	
9.	Свойства растворов электролитов	14	
10.	Электрохимические свойства растворов		6
IV. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ			
11.	Комплексные (координационные) соединения		4
12.	Реакции ионного обмена. Расчет констант равновесия.		4
РАЗДЕЛ II. СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА			
13.	Особенности химии элементов-металлов		3
14.	Первая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (I А группа). Щелочные элементы (ЩЭ)		3
15.	Вторая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (II А группа) – бериллий, магний, щелочноземельные элементы (кальций, стронций, барий), радий		3
16.	Третья группа Периодической системы Д.И. Менделеева (III Б группа) – редкоземельные элементы (РЗЭ: скандий, иттрий, лантан, лантаниды), актиний и актиниды		4
17.	Четвертая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (IV Б группа) – титан, цирконий, гафний		3
18.	Пятая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (V Б группа) – ванадий, ниобий, тантал		3
19.	Шестая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VI Б группа) – хром, молибден, вольфрам		4
20.	Седьмая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VII Б группа) – марганец, технеций, рений		4
21.	Восьмая, девятая, десятая группы Периодической системы Д.И. Менделеева (VIII Б группы)		4
22.	Одиннадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (I Б группа) – медь, серебро, золото		4
23.	Двенадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (II Б группа) – цинк, кадмий, ртуть		4
24.	Тринадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (III А группа) – бор, алюминий и элементы подгруппы галлия – галлий, индий, таллий		5
25.	Четырнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (IV А группа) – углерод, кремний, элементы подгруппы германия – германий, олово, свинец		5
26.	Пятнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (V А группа) – азот, фосфор, элементы подгруппы мышьяка – мышьяк, сурьма, висмут		5
27.	Шестнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VI А группа) – кислород и элементы подгруппы серы		5
28.	Семнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VII А группа) – галогены – фтор, хлор, бром, иод, астат		5
29.	Водород – первый элемент Периодической системы Д.И. Менделеева		4
30.	Восемнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VIII А группа) – инертные (благородные) газы		4

31.	Особенности химии элементов-неметаллов		4
		Итого:	90
			90

Соответствие компетенций, формируемых при изучении дисциплины «Неорганическая химия», и видов занятий с учетом форм контроля

Перечень компетенций	Виды занятий				Формы контроля
	Л	ЛР	к/р	СР	
ОПК-1	+	+	+	+	отчеты по лабораторным работам, защита лабораторных работ в форме собеседования, выполнение контрольных работ
ОПК-2	+	+	+	+	отчеты по лабораторным работам, защита лабораторных работ в форме собеседования, выполнение контрольных работ

Примечание: Л – лекции, ЛР – лабораторные работы, к/р – контрольная работа, СР – самостоятельная работа

Перечень основной и дополнительной учебной литературы

Основная литература

№ п/п	Библиографическое описание (название литературного источника)	Наличие		
		Электронно-библиотечная система (ЭБС)	Библиотека МГТУ (печатное издание)	Количество экземпляров печатного издания
1.	Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Н. С. Ахметов. - Изд. 7-е, стер. - Москва : Высш. шк., 2008. - 742	–	+	18
2.	Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия : учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. - 3-е изд., стер. - Москва : Химия, 1994.	–	+	17
3.	Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия : учебник для вузов / Я. А. Угай. - 4-е изд., стер. ; 2-е изд., испр. - Москва : Высш. шк., 2004, 2000. - 527 с.	–	+	126
4.	Семенов, И. Н. Химия : учебник для вузов / И. Н. Семенов, И. Л. Перфилова. - Санкт-Петербург : Химиздат, 2000. - 656 с.	–	+	46
5.	Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по общей и неорганической химии : учеб. пособие для вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадьгина. - 3-е изд., перераб. и доп. - Москва : Высш. шк., 1999.	–	+	41
6.	Васильева, З. Г. Лабораторные работы по общей и неорганической химии : учеб. пособие для вузов / З. Г. Васильева, А. А. Грановская, А. А. Таперова. - 2-е изд., испр. - Ленинград : Химия, 1986.	–	+	168
7.	Шибанов, В. Н. Практикум по неорганической химии : учеб. пособие для вузов /	–	+	184

	В. Н. Шибанов; Департамент по рыболовству, МГТУ. - Мурманск, 1999, 1998. - 211 с.			
8.	Практикум по химии : учеб. пособие / С. Р. Деркач, Т. А. Дякина, К. В. Зотова, Л. А. Гусева, Мурман. гос. техн. ун-т. - Мурманск : МГТУ, 2005, 2000. - 156 с.	-	+	771
9.	Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. - Изд. стер. ; Изд. испр. - Москва : Интеграл-Пресс, 2011, 2008, 2003, 2006, 2005, 2004, 2002, 2001. - 240 с.	-	+	575

Дополнительная литература

№ п/п	Библиографическое описание (название литературного источника)	Наличие		
		Электронно-библиотечная система (ЭБС)	Библиотека МГТУ (печатное издание)	Количество экземпляров печатного издания
10.	Неорганическая химия. Химия элементов : учебник для вузов. Кн. 2 / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев, А. Ю. Цивадзе. - Москва : Химия, 2001. - 583 с.	-	+	3
11.	Неорганическая химия. Химия элементов : учебник для вузов. Кн. 1 / Ю. Д. Третьяков, Л. И. Мартыненко, А. Н. Григорьев, А. Ю. Цивадзе. - Москва : Химия, 2001. - 472 с.	-	+	3
12.	Лидин, Р. А. Химические свойства неорганических веществ : учеб. пособие для вузов / Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева; под ред. Р. А. Лидина. - Москва : Химия, 1996.	-	+	8
13.	Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии : учеб. пособие для студентов [вузов] / З. Е. Гольбрайх, Е. И. Маслов. - 6-е изд. - Москва : АСТ : Астрель, [2007]. - 382, [1] с. Москва : Высш. шк., 1976. - 280 с.	-	+	10
14.	Лурье, Ю. Ю. Справочник по аналитической химии / Ю. Ю. Лурье. - 6-е изд., перераб. и доп. - Москва : Химия, 1989.	-	+	15
15.	Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. - 8-е изд., перераб. - Ленинград : Химия, 1983.	-	+	18
16.	Общая химия в формулах, определениях, схемах / под ред. В. Ф. Тикавого. - Минск : Университетское, 1987. - 501 с.	-	+	12

Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

Материалы, находящиеся в свободном доступе на следующих сайтах:

- <http://chemexpress.fatal.ru>
- <http://www.xumuk.ru>
- <http://www.chemport.ru>
- <http://djvu-inf.narod.ru/nclib.htm>
- <http://www.alhimikov.net>
- <http://www.alhimik.ru>
- <http://www.chemistry.narod.ru/>
- <http://www.chem.tut.ru/>
- <http://gen.lib.rus.ec/>

СОДЕРЖАНИЕ И МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ИЗУЧЕНИЮ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ

Порядок и методические указания по изучению темы:

При изучении темы необходимо:

- Изучить материалы учебников (учебных пособий)
- Ответить на вопросы для самоконтроля по теме. Вопросы для самоконтроля могут быть использованы в качестве вопросов для устного собеседования при защите лабораторных работ

Тема: Введение. Предмет и задачи химии. Техника лабораторных работ

Содержание темы: Предмет и задачи химии. Химия как система знаний о веществах и их превращениях. Теория и эксперимент в химии. Различные уровни химической теории. Информационные системы. Система приоритетов в развитии химии. Основные проблемы современной неорганической химии. Химия и экология.

Техника лабораторных работ. Лабораторное оборудование и приемы работы с ним. Сборка приборов. Методы очистки веществ

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Перечислите основные правила работы в химической лаборатории.
2. Какие действия нужно совершить, если в лаборатории возник очаг возгорания?
3. Какие правила необходимо соблюдать при работе с концентрированными, едкими и дурно пахнущими веществами?
4. Какие действия необходимо предпринять при попадании в глаза щелочи, кислоты?
5. Какие меры необходимо предпринять при ожогах кислотами, щелочами, термическими ожогами?
6. Перечислите мероприятия первой помощи при порезах, ушибах и иных травмах.
7. Каковы основные принципы градуировки мерной посуды?
8. Расскажите о принципах очистки от загрязняющих веществ и методах сушки химической посуды.
9. Приведите классификацию химической посуды в зависимости от типа материала, из которого она изготовлена, по назначению.
10. Приведите примеры металлического оборудования, лабораторного инструмента.
11. Объясните необходимость определения погрешности показания термометра.
12. Как измеряют температуры плавления и кипения?
13. Какое лабораторное оборудование используется для измельчения и смешивания?
14. На каком явлении основан метод перекристаллизации?
15. Почему для проведения перекристаллизации многих солей рекомендуется готовить насыщенный раствор при температуре 60 – 70 °С, а не при комнатной температуре или температуре 90 – 95 °С?
16. Для какой цели насыщенный при определенной температуре раствор нагревают почти до кипения и лишь затем фильтруют? Почему при горячем фильтровании рекомендуется использовать складчатый фильтр?

17. Как размер кристаллов влияет на чистоту препарата? До какой температуры следует охлаждать раствор? Что содержится в маточном растворе?
18. На каком явлении основана очистка веществ методом возгонки?
19. Как можно очистить жидкость от растворимых и нерастворимых в ней твердых веществ?
20. Каким образом разделяют смешивающиеся и несмешивающиеся жидкости?
21. Почему очистку воды методом ионного обмена называют экологическим бумерангом?
22. Можно ли получить в лабораторных условиях ультрачистую воду? От каких веществ можно очистить природную воду перегонкой?
23. Что такое фракционная перегонка? Приведите схему установки для ее проведения.
24. При длительной перегонке центры кипения иногда перестают действовать. Как, соблюдая меры безопасности, создать новые центры кипения в колбе?
25. Смесь каких жидкостей нельзя разделить перегонкой?
26. Какими способами можно разделить смеси твердых веществ?

Тема: Основы атомно-молекулярного учения

Содержание темы: Основные химические понятия: атом, молекула, простое вещество, химическое соединение. Химический элемент. Состав атомов. Протоны, нейтроны, электроны. Изотопы. Атомная масса, естественная усредненная атомная масса, молекулярная масса. Моль, молярная масса. Простые и сложные вещества. Химический эквивалент. Число эквивалентности. Молярная масса эквивалента вещества. Закон эквивалентов.

Основные законы атомно-молекулярного учения. Законы: сохранения массы веществ, кратных отношений, постоянства состава, объемных отношений. Закон Авогадро. Соединения постоянного и переменного состава.

Газовые системы. Газовые законы. Идеальный газ. Газовая постоянная. Уравнение Менделеева–Клапейрона. Парциальное давление газа в смеси. Относительная плотность газов.

Жидкие системы. Растворы. Состояние вещества в растворе.

Твердые системы. Кристаллы, аморфные тела и стекла. Понятие о кристаллической решетке. Твердые растворы. Нестехиометрические соединения.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Что такое атом, молекула?
2. Что такое относительная атомная масса, относительная молекулярная масса?
3. Что такое молярная масса вещества? В каких единицах она выражается?
4. Что такое молярный объем газа, и в каких единицах он выражается?
5. Понятие моль вещества.
6. Сформулируйте закон Авогадро и следствия из него. Какие условия газового состояния называются нормальными?
7. Какие соотношения между различными газами можно вывести на основании закона Авогадро?
8. Какова связь между относительной молекулярной массой газа и относительной плотностью? Как находится плотность одного газа по отношению к другому?
9. Сформулируйте закон постоянства состава и закон сохранения массы вещества. Как практически используются эти законы?
10. Что выражает химическая формула? Что выражает химическое уравнение?
11. Дайте определение понятия «эквивалент». Что такое эквивалент вещества? Каковы способы его расчета и определения?
12. Определите, какой металл массой 3,24 г образует оксид массой 3,48 г.
13. Какой объем водорода (н.у.) потребуется для восстановления оксида массой 159 г, содержащего 79,87 % (масс.) металла. Определите молярную массу эквивалента металла, установите металл.
14. Проводят следующую реакцию в водном растворе:



Определите значения количества вещества эквивалентов (моль) и молярной массы эквивалентов (г/моль) для прореагировавшего восстановителя, если формульное количество всту-

пившего в реакцию окислителя равно (моль): а) 0,13; б) 0,55.

15. В газонаполненных лампах содержится смесь газов, имеющая объемный состав: 86 % Ar и 14 % N₂. Рассчитайте парциальное давление каждого из газов, если общее давление равно 39 990 Па.

Тема: Строение атома

Содержание темы: Развитие представлений о строении атома. Масса и энергия в материальном мире. Планетарная модель атома и постулаты Бора, противоречия модели. Дуализм в поведении микрочастиц. Волновая природа элементарных частиц. Уравнение де Бройля, принцип неопределенности Гейзенберга. Принципы описания квантовых систем. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Понятие о квантовых числах. Радиальная и орбитальная составляющие волновой функции; s-, p-, d-, f-орбитали. Энергетические уровни. Порядок заполнения электронами атомных орбиталей. Принцип наименьшей энергии. Принцип Паули. Правило Хунда. Правило Клечковского. Водородоподобный атом. Энергетические диаграммы многоэлектронных атомов. Заряд ядра атома. Экранирование заряда ядра электронами.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Кем и когда были открыты электроны, протоны, нейтроны, какова их масса и заряд? Из каких частиц состоит атомное ядро?
2. Какова сущность теории строения атома Резерфорда и ее недостатки?
3. В чем сущность теории атома Бора и ее недостатки?
4. В чем сущность квантово-механической теории строения атома?
5. Сколько подуровней на втором, третьем, четвертом квантовых уровнях?
6. Почему энергия электрона в атоме всегда принимает отрицательные значения?
7. В чем суть неопределенности? Почему его можно не принимать во внимание в повседневной жизни?
8. Какую роль играют граничные условия при решении волнового уравнения? В чем заключаются их физический смысл? Какие граничные условия накладываются на решения задачи о колебаниях скрипичной струны? Каковы граничные условия, накладываемые на решения уравнения Шредингера для электрона в атоме водорода?
9. В чем состоит принцип запрета Паули и как он позволяет строить модели электронных конфигураций различных атомов?
10. В чем заключается правило Гунда и какую роль оно играет при определении электронных конфигураций атомов? Каково физическое обоснование правила Гунда?
11. Каким образом электроотрицательность связана с первой энергией ионизации и сродством к электрону? Как она связана с энергиями связи молекул?
12. Какое максимальное число электронов может располагаться на s-, p-, d-, f-подуровнях?
13. Какое максимальное количество электронов может находиться на первом, втором, третьем, четвертом энергетических уровнях?
14. Какое состояние атома называют нормальным, и какое – возбужденным?
15. Приведите современную формулировку периодического закона Д.М. Менделеева.
16. Чем обуславливается периодичность свойств простых веществ?
17. Что означают следующие понятия: энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность?
18. Как теория строения атома объясняет усиление неметаллических свойств элементов в пределах периода с увеличением атомного номера?
19. Как с точки зрения теории строения атома объяснить усиление металлических свойств элементов с увеличением атомной массы в пределах группы?
20. Сколько орбиталей в атоме могут характеризоваться значением квантового числа $l = 3$ при фиксированном значении квантового числа n .
21. Охарактеризуйте квантовыми числами d-электроны атома хрома (основное состояние).
22. Приведите график функции радиального распределения вероятности нахождения электрона в атоме водорода для состояний 3p и 2s. Укажите общее число и вид узловых поверхностей для орбиталей 3p и 2s.

23. Скорость движения электрона равна $2 \cdot 10^8$ м/с. Рассчитайте длину волны электрона.
24. Исходя из величин электроотрицательности, укажите, как в приведенном ряду фтор, хлор, бром, иод изменяется способность атомов принимать электроны.

Тема: Периодический закон и Периодическая система Д.И. Менделеева

Содержание темы: Поиски основы классификации химических элементов до открытия периодического закона: триады Деберейнера, закон октав Ньюленда.

Открытие Периодического закона Д.И. Менделеевым (1869). Современная формулировка Периодического закона. Периодичность в изменении электронной конфигурации атомов. Полные и неполные электронные аналоги. Химический элемент как совокупность атомов с данным зарядом ядра, включающая изолированные атомы и атомы в простых и сложных веществах. Короткопериодная и длиннопериодная формы Периодической системы. Типические элементы. Главные и побочные подгруппы. Менделеевский принцип монотонности изменения химических свойств от типических элементов к элементам главной подгруппы. Переходные элементы. Лантаноиды и актиноиды, их размещение в Периодической системе. Сверхтяжелые элементы. Границы Периодической системы. Магические числа протонов и нейтронов.

Периодически изменяющиеся свойства элементов, их связь со строением электронных оболочек атомов. Радиусы атомов, потенциал ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, закономерности в изменении этих величин. Орбитальные и эффективные радиусы. Ковалентные, ван-дер-ваальсовы, металлические и ионные радиусы. Их изменение в группах и периодах. Эффекты d- и f-сжатия. Периодический закон Д.И. Менделеева как основа развития неорганической химии, его философское значение.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Чем обуславливается периодичность свойств простых веществ?
2. Что означают следующие понятия: энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность?
3. Как теория строения атома объясняет усиление неметаллических свойств элементов в пределах периода с увеличением атомного номера?
4. Как с точки зрения теории строения атома объяснить усиление металлических свойств элементов с увеличением атомной массы в пределах группы?
5. s-, p-, d-, f-элементы и их расположение в периодической системе. Особенности заполнения электронами электронных оболочек у атомов данных электронных семейств.
6. Закон Мозли, современная формулировка периодического закона.
7. Структура периодической системы. Свойства атомов химических элементов и периодичность их изменения (атомный радиус, энергия ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность).
8. Значение периодического закона и системы элементов Д.И. Менделеева.
9. На основании значений электроотрицательности укажите, как в ряду F, Cl, Br, I изменяется способность атомов принимать электроны.
10. У какого из элементов четвертого периода – хрома или селена – сильнее выражены металлические свойства? Какой из этих элементов образует газообразное соединение с водородом?
11. Какую низшую степень окисления проявляют хлор, сера, азот и углерод? Почему? Составьте формулы соединений алюминия с данными элементами в этой степени окисления, назовите их.
12. Исходя из положения металлов в периодической системе, ответьте на вопрос, какой из двух гидроксидов – более сильное основание: а) NaOH или CsOH; б) Ca(OH)₂ или Ba(OH)₂; в) Zn(OH)₂ или Cd(OH)₂?
13. Какую низшую и высшую степень окисления проявляют кремний, мышьяк, селен и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим степеням окисления.

14. Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, иодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу.
15. Какое из перечисленных газообразных водородных соединений наиболее прочно и какое наименее прочно: NH_3 , PH_3 , AsH_3 , SbH_3 , BiH_3 ?
16. Как меняются восстановительная способность и сила кислот в ряду HF , HCl , HBr , HI ?
17. Исходя из степени окисления атомов соответствующих элементов дайте мотивированный ответ на вопрос: какой из двух гидроксидов является более сильным основанием: CuOH или $\text{Cu}(\text{OH})_2$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Sn}(\text{OH})_2$ или $\text{Sn}(\text{OH})_4$? Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида олова (II).
18. Какую низшую и высшую степень окисления проявляют углерод, фосфор, сера и иод? Почему? Составьте формулы соединений, отвечающих этим степеням окисления.
19. Марганец образует соединения, в которых он проявляет степень окисления +2, +3, +4, +6, +7. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Напишите уравнения реакций, доказывающих амфотерность гидроксида марганца (IV).
20. Укажите, какая из двух сравниваемых кислот является более сильной: а) H_2SO_3 или H_2SO_4 ; б) H_3PO_4 или H_3VO_4 ; в) H_2SO_3 или H_2SeO_3 .
21. Как изменяется сила кислот в ряду $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SeO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{TeO}_4$?
22. У какого из р-элементов пятой группы периодической системы – фосфора или сурьмы – сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов – более сильный восстановитель?
23. Какие водородные соединения образуют р-элементы третьего периода? Как изменяются прочность и кислотные свойства этих соединений в периоде слева направо?
24. Какой из s-элементов подгруппы II А является более сильным восстановителем по отношению к хлору?
25. Какое строение внешнего электронного слоя имеют элементы подгруппы скандия при степени окисления +3? Как изменяются основные свойства гидроксидов этих металлов по подгруппе сверху вниз?
26. Какую низшую и высшую степень окисления проявляют углерод, фосфор, сера и иод? Почему? Составьте формулы соединений этих элементов, отвечающих данным степеням окисления.

Тема: Химическая связь

Содержание темы: Развитие представлений о валентности и химической связи. Формальная характеристика валентности – степень окисления. Причины образования химической связи. Природа химической связи. Характеристики химической связи – энергия, длина, полярность. Связь, осуществляемая электронной парой. Диаграммы Льюиса. Влияние неподеленных электронных пар на геометрию ковалентных молекул. Метод отталкивания валентных электронных пар (ОВЭП). Модель Гиллеспи.

Ковалентная связь. Основные положения метода валентных связей (МВС). Перекрывание атомных орбиталей. σ -, π - и δ -связи. Относительная устойчивость связей. Понятие о гибридизации орбиталей. Основные типы гибридизации (sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d , sp^3d^2 , dsp^2), пространственная конфигурация молекул и ионов. Направленность и насыщенность ковалентных связей. Одинарные и кратные связи. Координационная и дативная связи как формы ковалентной полярной связи. Основные положения метода молекулярных орбиталей (МО ЛКАО). Связывающие, разрыхляющие и несвязывающие орбитали. σ - и π -связи.

Двухцентровые двухэлектронные МО. Корреляционные диаграммы. Энергетические диаграммы МО двухатомных гомоядерных молекул, образованных элементами первого и второго периодов. Прочность связи, энергия ионизации, магнитные и оптические свойства молекул. Энергетические диаграммы простейших гетероядерных молекул (CO , NO). Полярность связи. Понятие о трехцентровых двух- и четырехэлектронных МО. Электронно-дефицитные связи.

Сравнение МВС и ММО.

Сочетание ковалентного и электростатического взаимодействия атомов в реальных соединениях (полярная связь). Эффективный заряд на атомах в полярных соединениях.

Ионная связь. Размеры положительно и отрицательно заряженных ионов. Понятие о поляризации ионов. Зависимость поляризуемости и поляризующего действия катионов и анионов от размеров, величины заряда иона и строения его электронной оболочки. Ненаправленность и насыщенность ионных связей.

Различия в физических свойствах веществ с ионной и ковалентной связью (температура кипения, плавления, величина растворимости в полярных и неполярных растворителях).

Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь. Донорно-акцепторная связь. Силы Ван-дер-Ваальса: ориентационные, индукционные, дисперсионные.

Химическая связь в кристаллах (атомная, молекулярная, ионная кристаллическая структура). Молекулярные кристаллы с ионным и ковалентным типом внутримолекулярной связи.

Понятие о зонной теории кристаллического состояния. Зона проводимости, валентная зона, запрещенная зона. Зонная структура диэлектриков (алмаз, хлорид натрия, оксид магния), полупроводников (германий), веществ с металлической проводимостью (металлы, оксид титана (II), натрий-вольфрамовые бронзы).

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Дайте определения следующим понятиям: химическая связь, делокализация электронов, ковалентная связь, ковалентная неполярная и ковалентная полярная связи, ионная связь, металлическая связь, энергия связи, обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи, гибридизация атомных орбиталей, метод валентных связей (МВС), метод молекулярных орбиталей (ММО), молекулярная орбиталь (МО), связывающая МО, разрыхляющая МО, σ - и π -связи, порядок связи, диамагнитные и парамагнитные вещества.
2. Что такое химическая связь? Перечислите основные типы химической связи.
3. Что такое ковалентная связь? На какие виды она подразделяется?
4. Между атомами каких элементов возникает ковалентная связь?
5. Каковы механизмы образования ковалентной связи?
6. Перечислите основные положения метода валентных связей.
7. Каковы основные положения метода молекулярных орбиталей? Приведите примеры энергетических диаграмм молекулярных орбиталей двухатомных гомоядерных молекул элементов второго периода.
8. Что такое ионы? Какая химическая связь называется ионной?
9. Между атомами каких элементов возникает ионная связь?
10. Какие молекулы называются полярными, неполярными, ионными?
11. Как образуются молекулы по донорно-акцепторному механизму? Приведите примеры частиц, в которых связь осуществляется по донорно-акцепторному механизму.
12. Как по величине электроотрицательности элементов можно установить характер химической связи в соединении?
13. Как по относительной электроотрицательности элементов судить о полярности химической связи в соединении?
14. Дайте определение понятия валентности.
15. Какие типы гибридизации атомных орбиталей вы знаете? Приведите примеры.
16. Какая химическая связь называется металлической? Назовите особенности этой связи.
17. Какие виды межмолекулярных взаимодействий вы знаете? Какова их природа?
18. Молекулы CO_2 и SO_3 неполярны, тогда как SO_2 и H_2O полярны. Объясните это явление. Укажите наиболее полярную среди указанных связей.
19. Выберите из списка вещества с неполярными ковалентными связями: SiCl_4 , Br_2 , BrCl , P_4 , AlH_3 , SO_2 , C_2N_2 , Te_2 , WBr_5 , S_8 .
20. Выберите из списка вещества с полярными ковалентными связями: O_3 , P_2O_5 , P_4 , SO_3 , HF , Cl_2 , NO_2 , H_2 , SF_6 .
21. Для следующих пар двухатомных молекул укажите молекулу с более полярной связью и определите, какой атом несет отрицательный заряд и какой – положительный: а) FrF и FrAt ; б) HBr и KH ; в) CO и NO .
22. Определите тип связи и укажите направление смещения электронов по связи в следующих молекулах: S_2 , H_2S , NaI , CO_2 , CH_4 , NH_3 , K_2S , N_2 , SF_6 , SO_3 .

23. Из данного перечня выберите соединения с преимущественно ионным характером связи: H_2O , K_2O , HF , F_2O , KF , H_2Se , SnH_4 , KCl , CaF_2 , CsI .
24. Определите, какая из связей в каждой из указанных молекул характеризуется большей степенью ионности: $\text{H}-\text{O}-\text{Cl}$, $\text{N}-\text{O}-\text{Cl}$, $\text{H}-\text{S}-\text{Cl}$, $\text{K}-\text{O}-\text{H}$, $\text{Na}-\text{S}-\text{H}$.
25. Как меняются энергия и длина связи в ряду H_2^+ , H_2 , H_2^- ? Каковы магнитные свойства этих частиц?
26. Каковы углы между связями, образованными sp -, sp^2 - и sp^3 -гибридными орбиталями?
27. Сколько чистых p -орбиталей остается у атома, находящегося в состоянии sp -гибридизации? Сколько π -связей он может образовать?
28. В чем заключается метод ОВЭП? На основании каких правил он позволяет предсказывать молекулярную геометрию?
29. Что называется стерическим числом?
30. Что означают символы σ и π , применяемые для обозначения типа симметрии молекулярных орбиталей?
31. Какие двухатомные молекулы называются гомоядерными и какие гетероядерными?

Тема: Основы химической термодинамики

Содержание темы: Основные понятия химической термодинамики: система, параметры состояния, функция состояния, работа, энергия, теплота.

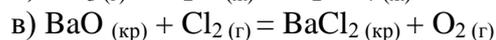
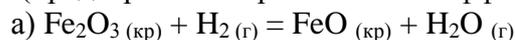
Внутренняя энергия и ее изменение при химических и фазовых превращениях. Первое начало термодинамики. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Стандартные энтальпии образования. Тепловые эффекты химических реакций. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Термохимические циклы. Теплоемкость. Температурная зависимость теплоемкости и энтальпии. Уравнение Кирхгофа. Энергия химической связи. Понятие об использовании химических и фазовых превращений в неорганических системах для регенерирования, хранения и транспортировки энергии. Водородная энергетика.

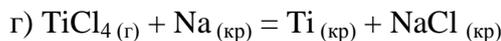
Второй закон термодинамики. Энтропия. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Критерий самопроизвольного протекания процессов. Химический потенциал, зависимость химического потенциала от концентрации, давления реагентов. Условие химического равновесия.

Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Использование значений стандартной энтальпии и энтропии для расчета констант равновесия химических реакций. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Термодинамический вывод закона действующих масс. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Дайте определения следующим понятиям: система, функции состояния, экстенсивные и интенсивные свойства, параметры состояния, стандартное состояние, стандартные условия, термохимия, тепловой эффект химической реакции, термохимическое уравнение, внутренняя энергия, энтальпия, энтропия, энергия Гиббса, стандартная энтальпия образования вещества, стандартная энтропия вещества, стандартная энергия Гиббса образования вещества, обратимые и необратимые реакции; химическое равновесие; константа равновесия; смещение химического равновесия.
2. Дайте формулировки законов: сохранения энергии, второго начала термодинамики, Гесса. Сформулируйте следствия из закона Гесса.
3. Напишите уравнения реакций образования из простых веществ следующих сложных соединений: HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, PCl_5 (кр), H_2O , NO , CO , CO_2 . Укажите стандартные состояния всех участников процесса.
4. Используя справочные данные для $\Delta_f H_{298}^\circ$ участников, рассчитайте тепловые эффекты следующих реакций (предварительно расставьте коэффициенты):

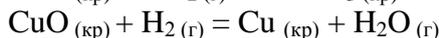
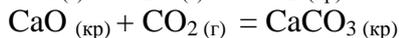
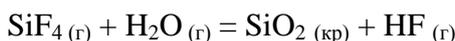




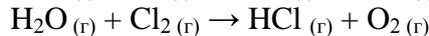
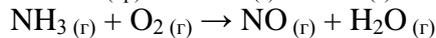
5. Определите $\Delta_r H_{298}^{\circ}$ реакции $\text{COCl}_2 + \frac{1}{2} \text{O}_2 = \text{CO}_2 + \text{Cl}_2$ по следующим данным:



6. Природный газ, который поступает в наши квартиры, - это метан CH_4 . Сжиженный газ в баллонах – пропан C_3H_8 . $\Delta_f H_{298}^{\circ}(\text{CH}_4) = -74,9 \text{ кДж/моль}$, $\Delta_f H_{298}^{\circ}(\text{C}_3\text{H}_8) = -103,8 \text{ кДж/моль}$. Полагая, что вода при реакции получается в виде пара, рассчитайте количество теплоты, которое выделяется при сгорании 1 м^3 каждого из газов, взятого при нормальных условиях.
7. Вычислите количество теплоты, которое выделится при полном сгорании в избытке кислорода 1 л смеси, составленной при стандартных условиях из равных объемов метана, водорода, оксида углерода (II) и аргона.
8. Может ли энтропия вещества быть величиной отрицательной?
9. Может ли изменение энтропии в реакции быть величиной отрицательной?
10. Каков знак ΔS° процесса плавления вещества?
11. Каков знак ΔS° процесса конденсации паров какого-либо вещества?
12. Приведите примеры реакций, для которых: а) ΔS° положительно; б) ΔS° отрицательно; в) ΔS° близко к нулю.
13. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций и вычислите для них $\Delta_r S^{\circ}$ по справочным данным:

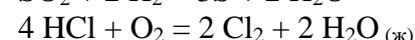
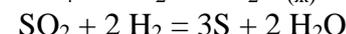
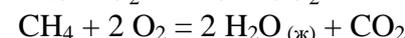
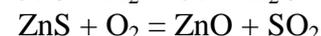
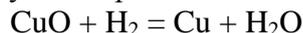


14. Не пользуясь справочными данными, определите знак $\Delta_r S^{\circ}$ в реакциях, идущих по схемам:



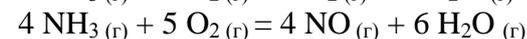
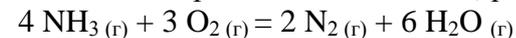
15. Для реакции $\text{A}(\text{кр}) + \text{B}_2(\text{r}) \rightarrow \text{AB}(\text{кр})$ при 1000 К $\Delta_r G^{\circ} = 0$. Определите знак $\Delta_r H_{298}^{\circ}$ этой реакции.

16. Рассчитайте $\Delta_r G_{298}^{\circ}$ следующих реакций:

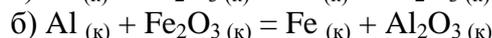
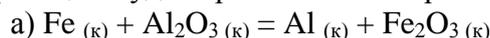


Определите, могут ли эти реакции протекать самопроизвольно при стандартных условиях?

17. Протекание какой из реакций более вероятно? Ответ дайте, рассчитав $\Delta_r G_{298}^{\circ}$ реакций:



18. Укажите, какая из двух реакций будет протекать самопроизвольно:



Значения $\Delta_r H_{298}^{\circ}$ и $\Delta_r S_{298}^{\circ}$, необходимые для расчета величины $\Delta_r G_{298}^{\circ}$ найдите в справочнике.

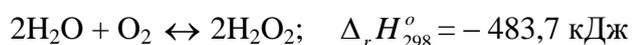
19. Дайте формулировку принципа Ле Шателье,

20. Почему химическое равновесие называется динамическим?

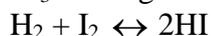
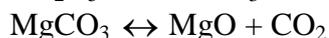
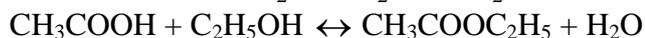
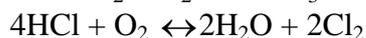
21. Чем отличаются по форме записи выражения для констант гомо- и гетерогенных равновесий?

22. Как сказывается присутствие катализатора на состоянии химического равновесия?

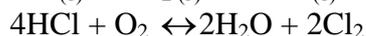
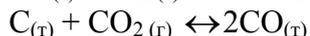
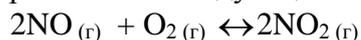
23. Найдите равновесные концентрации хлора и фосгена в реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{COCl}_2$. Исходные концентрации оксида углерода (II) и хлора равны 0,030 и 0,020 моль/л соответственно, а равновесная концентрация COCl_2 равна 0,021 моль/л.
24. В каком направлении будет смещаться равновесие с повышением температуры и давления для следующих обратимых реакций:



25. В каких из нижеприведенных обратимых реакций изменение давления не вызовет нарушения равновесия:



26. Химическое равновесие реакции $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ установилось при следующих концентрациях веществ (моль/л): $[\text{A}] = 18,0$; $[\text{B}] = 16,0$; $[\text{C}] = 12,0$; $[\text{D}] = 24,0$. Концентрацию вещества С понизили на 12 моль/л, в результате чего сместилось равновесие системы. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ.
27. При нагревании диоксида азота в закрытом сосуде до некоторой температуры равновесие реакции $2\text{NO}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$ установилось при концентрации диоксида азота, равной 0,8 моль/л, оксида азота – 2,2 моль/л, кислорода – 1,1 моль/л. Вычислите константу равновесия реакции для этой температуры и исходную концентрацию диоксида азота.
28. При 873 К константа равновесия K_c реакции $\text{CO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{COCl}_2$ равна 12,12. Вычислите K_p реакции при этой температуре.
29. Стандартная энергия Гиббса образования NH_3 при температуре 299 К равна $-16,64$ кДж/моль. Вычислите K_p реакции $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ для данной температуры.
30. Напишите выражения констант равновесия следующих обратимых химических реакций:



Тема: Кинетика и механизм химических реакций

Содержание темы: Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости, ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Энергия активации (действительная и кажущаяся). Понятие о теории активных соударений, активированном комплексе в теории абсолютных скоростей реакции. Механизм и кинетика реакций в гомогенных и гетерогенных системах. Цепные (Н.Н. Семенов) и колебательные (Б.П. Белоусов, А.М. Жаботинский) реакции. Гомогенный и гетерогенный катализ. Аутокатализ. Кинетический вывод закона действующих масс. Формальная кинетика, кинетические уравнения для односторонних реакций I и II порядка.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Дайте определения следующим понятиям: скорость химической реакции; константа скорости химической реакции; порядок и молекулярность реакции; температурный коэффициент скорости реакции; энергия активации; активированный комплекс; катализ, катализаторы.
2. Представьте формулировку правила Вант-Гоффа, запишите уравнение Аррениуса.
3. Какие из следующих факторов влияют на скорость химической реакции:
 - природа реагирующих веществ;
 - масса реагирующих веществ;

- концентрации реагирующих веществ в растворе;
 - масса раствора;
 - объем раствора;
 - природа растворителя;
 - объем газовой смеси;
 - масса газовой смеси;
 - давление газовой смеси;
 - температура;
 - присутствие катализатора.
4. Напишите выражение для скоростей реакций, протекающих по схеме $A + B \rightarrow AB$ если: а) А и В – вещества, находящиеся в растворе; б) А – твердое вещество, В – газ или вещество, находящееся в растворе; в) А и В – газообразные вещества.
 5. От каких факторов зависит константа скорости химической реакции? Почему эту величину называют «константой»?
 6. Какую размерность имеет константа скорости химической реакции?
 7. В чем отличие между общим порядком реакции и порядком реакции по данному веществу?
 8. Могут ли быть реакции нулевого порядка?
 9. В чем различие порядка и молекулярности реакции? Могут ли они быть равны?
 10. Какое общее представление лежит в основе объяснения действия катализатора в гомогенном и гетерогенном катализе?
 11. Определите, как изменится скорость реакции окисления оксида азота (II), имеющая третий порядок, $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightarrow 2NO_{2(г)}$, при уменьшении концентрации оксида азота (II) в 3 раза.
 12. Определите, как изменится скорость бимолекулярной реакции разложения оксида азота (I) $2N_2O_{(г)} \rightarrow 2N_{2(г)} + O_{2(г)}$, при увеличении общего давления в 4 раза.
 13. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 3. Как изменится скорость этой реакции при увеличении температуры ее проведения на 50 градусов?
 14. Начальная скорость некоторой реакции возрастет в 16 раз, если температуру ее проведения повысить на 40 градусов. Найдите температурный коэффициент этой реакции.
 15. При повышении температуры на 50 °С скорость реакции возросла в 1000 раз. Вычислите ее температурный коэффициент скорости.
 16. Бимолекулярная реакция $A + B = C$ при 20 °С заканчивается за 16 мин, а при 70 °С за 0,5 мин. Чему равен температурный коэффициент этой реакции?
 17. Некоторая реакция при 100 °С закончилась за 20 с. Как нужно изменить температуру проведения реакции, чтобы она заканчивалась за 2 мин 40 с, если $\gamma = 2$?
 18. Вычислите энергию активации реакции, для которой константа скорости при 35 °С в два раза больше, чем при 25 °С.

Тема: Общие свойства растворов

Содержание темы: Растворы жидкие (водные и неводные), твердые и газообразные. Способы выражения концентрации растворов: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, моляльная концентрация, молярная доля. Влияние на растворимость энергии структуры кристаллического вещества и энергии сольватации. Растворы насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные, концентрированные и разбавленные. Зависимость растворимости от температуры. Растворы идеальные и реальные.

Раствор как фаза переменного состава. Понятие о фазовых диаграммах, компонентах, фазах, степенях свободы. Правило фаз Гиббса. Фазовые диаграммы однокомпонентных систем на примере диаграммы состояния воды.

Коллигативные свойства растворов неэлектролитов и электролитов. Давление пара бинарных растворов. Законы Рауля. Криоскопия и эбуллиоскопия как методы определения молярных масс. Осмос и осмотическое давление в неорганических и биологических системах. Законы Рауля и Вант-Гоффа для растворов неэлектролитов и электролитов. Изотонический коэффициент.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Дайте определения следующим понятиям: раствор, растворитель, растворенное вещество, насыщенный, ненасыщенный, пересыщенный раствор, растворимость, массовая доля, молярная концентрация, молярная доля, моляльная концентрация, молярная концентрация эквивалентов.
2. Как влияет температура на растворимость твердых веществ?
3. Состав какого раствора – насыщенного, ненасыщенного, пересыщенного устойчив по отношению к небольшому изменению условий?
4. Может ли быть насыщенный раствор разбавленным, а концентрированный – ненасыщенным?
5. При случайно встряхивании сосуда с раствором из него выпало большое количество кристаллов. Каким был этот раствор?
6. Раствор сахара в стакане оставили на некоторое время. Вскоре на дне стакана образовался осадок кристаллов. Что Вы можете сказать о растворе над осадком?
7. Что такое фазовое равновесие? Каковы его условия?
8. Сформулируйте правило фаз Гиббса.
9. Дайте определение понятиям: число степеней свободы, компонент, независимые внешние условия, фаза.
10. Что такое диаграмма состояния? В каких координатах она строится?
11. В стакане воды (250 мл) растворили чайную ложку (9 г) поваренной соли NaCl. Найдите массовую долю хлорида натрия в полученном растворе.
12. В медицинских целях обычно используется 5 %-ная иодная настойка. Рассчитайте, какая масса этилового спирта необходима для приготовления такой настойки из 10 г иода.
13. Вычислите массу хлорида калия, необходимую для приготовления 250 мл 0,1 М раствора KCl.
14. Вычислите массу хлорида алюминия, необходимую для приготовления 500 мл 0,10 н. раствора AlCl₃.
15. Определите молярную долю растворенного вещества, а также молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и моляльную концентрацию следующих растворов: а) 70 %-й серной кислоты ($\rho = 1,62$ г/мл); б) 40 %-го едкого натра ($\rho = 1,43$ г/мл); в) 20 %-й фосфорной кислоты ($\rho = 1,11$ г/мл).
16. Какой объем воды надо выпарить из 500 мл 4 %-го раствора соли ($\rho = 1,04$ г/мл), чтобы получить раствор с массовой долей соли 0,16?
17. Определите, какую массу 11,11 %-го раствора NaOH с плотностью 1,11 г/мл надо взять для приготовления 11,11 л 1,11 н. раствора щелочи?
18. Рассчитайте, какие массы железного купороса FeSO₄·7H₂O и воды надо взять для приготовления 400 г 3 %-го раствора сульфата железа.
19. Дайте определения следующим понятиям: идеальный раствор, раствор электролита, раствор неэлектролита, коллигативные свойства растворов, диффузия, осмос, осмотическое давление, изотонический коэффициент, насыщенный пар, эбуллиоскопия, криоскопия.
20. Сформулируйте законы Вант-Гоффа и Рауля.
21. Чему равно при 0 °С осмотическое давление одномолярного раствора любого неэлектролита?
22. Осмотическое давление раствора неэлектролита при 20 °С равно 432,1 Па. Определите концентрацию этого раствора.
23. Оцените среднюю молекулярную массу полимера, 1,2 %-й водный раствор которого имеет осмотическое давление, равное 1,2 мм. рт. ст.
24. Если массовые доли двух веществ, образующих раствор, равны между собой, то могут ли быть равны при этом и их молярные доли?
25. Давление пара воды при 29,0 °С равно 30,0 мм. рт. ст. Найдите отношение масс воды m_1 и нелетучего глицерина C₃H₈O m_2 , необходимых для приготовления раствора, давление пара над которым 25,0 мм. рт. ст.
26. При некоторой температуре давление пара над раствором, содержащим 62 г фенола C₆H₅OH

- в 60 моль эфира, равно $0,507 \cdot 10^5$ Па. Найдите давление пара эфира при этой температуре.
27. Давление пара воды при 50°C равно 12 334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50 г этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$ в 900 г воды.
 28. Вычислите количество этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$, которое необходимо прибавить к каждому килограмму воды для приготовления антифриза с точкой замерзания -15°C .
 29. Для приготовления антифриза на 30 л взято 9 л глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$. Чему равна температура замерзания приготовленного антифриза? Плотность глицерина 1261 кг/м^3 .
 30. Раствор, состоящий из 9,2 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$ и 400 г ацетона, кипит при $56,38^\circ\text{C}$. Чистый ацетон кипит при $56,0^\circ\text{C}$. Вычислите эбуллиоскопическую константу ацетона.
 31. Как Вы считаете, концентрация солей в океанской воде и во льду, который образовался на ее поверхности, одинаковая или разная?
 32. Раствор мочевины содержит 60 г $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ в 100 г воды. До какой температуры можно оставлять на морозе этот раствор, не опасаясь, что он замерзнет?
 33. Тосол и антифриз – жидкости для систем охлаждения двигателей автомобилей в зимнее время – готовят смешением воды и этиленгликоля $(\text{CH}_2\text{OH})_2$. При какой температуре воздуха еще можно оставлять машину на улице, не боясь «заморозить» двигатель, если система охлаждения заполнена 40 %-ным раствором этиленгликоля?
 34. На вершине горы высотой 3000 м температура кипения воды равна примерно 90°C . Какой должна быть массовая доля глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в растворе, кипящем на этой высоте при 100°C ?
 35. Температура кипения раствора, полученного растворением 6,48 г кристаллической серы в 80 г бензола, оказалась равна $80,91^\circ\text{C}$. Чистый бензол кипит при $80,10^\circ\text{C}$. Найдите формулу молекул серы в растворе.
 36. При какой температуре будет кристаллизоваться водный раствор, в котором массовая доля этилового спирта равна 40 %?
 37. Сироп для варенья приготовили, добавив стакан воды (250 мл) к 1 кг сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. При какой температуре закипит этот сироп?
 38. Объясните, почему осмотическое давление 0,01 М раствора хлорида натрия в два раза больше, чем 0,01 М раствора карбамида $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

Тема: Свойства растворов электролитов

Содержание темы: Электролитическая диссоциация (С. Аррениус). Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Факторы, влияющие на степень электролитической диссоциации. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Диссоциация слабых электролитов. Закон разведения Оствальда.

Вода как важнейший растворитель. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие о кислотно-основных индикаторах.

Гидролиз и сольволиз солей. Ступенчатый характер гидролиза. Обратимый и необратимый гидролиз. Константа равновесия реакции гидролиза. Факторы, влияющие на равновесие реакций гидролиза. Буферные растворы.

Произведение растворимости малорастворимых сильных электролитов. Условия осаждения и растворения осадков.

Теории кислот и оснований. Ранние теории кислот и оснований (кислородная, водородная). Теории Аррениуса, Бренстеда-Лоури, Льюиса. Роль растворителя в кислотно-основном взаимодействии. Сила кислородсодержащих кислот и ее зависимость от их состава и строения. Кислотно-основные взаимодействия как реакции переноса протона. Теория “мягких” и “жестких” кислот и оснований Пирсона.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Дайте определения кислоты и основания сначала по Аррениусу, а затем по Бренстеду-Лоури. Что называется сопряженной кислотой или основанием?
2. В чем отличие между сильными и слабыми кислотами?
3. Дайте определение констант кислотности и основности.
4. При каких условиях следует учитывать влияние диссоциации воды на равновесие слабой кислоты? При каких условиях этим влиянием можно пренебречь?

5. При каких условиях pH буферной смеси равен pK_a буферной кислоты?
6. Что называется гидролизом? Каково выражение для константы гидролиза и как оно связано с константами K_a , K_b и K_{H_2O} ?
7. Почему вода имеет полярные молекулы? Почему благодаря полярности молекул вода является хорошим растворителем? Для веществ какого типа вода служит особенно хорошим растворителем?
8. Почему вода лучше растворяет метанол, чем метан? Почему поваренная соль лучше растворяется в воде, чем в бензоле?
9. Что называется ионным произведением воды? Почему в выражение для этой константы в явном виде не входит концентрация воды?
10. Какие соединения являются в водном растворе кислотами, а какие – основаниями с точки зрения теории Бренстеда-Лоури: $HClO_4$, CO_3^{2-} , NH_3 , HCO_3^- , H_2CO_3 , S^{2-} , NH_4^+ , CH_3COO^- ?
11. Запишите в ионной форме протолитические равновесия в водных растворах: HCl , $NaOH$, NH_3 , $NaHCO_3$. Укажите сопряженные кислотно-основные пары.
12. Дайте определения следующим понятиям: электролит, электролитическая диссоциация, степень электролитической диссоциации, сильные и слабые электролиты, константа электролитической диссоциации, ступенчатая диссоциация электролита, ионное уравнение реакции, ионно-молекулярное уравнение реакции, произведение растворимости, константа диссоциации воды, ионное произведение воды, водородный показатель среды pH, гидролиз солей, степень гидролиза, константа гидролиза.
13. Каковы основные положения теории электролитической диссоциации? Всегда ли ионы в растворе появляются в результате распада молекул?
14. Почему нужно указывать концентрацию электролита, если обсуждается степень его диссоциации?
15. Какие вещества относятся к электролитам?
16. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации Аррениуса.
17. Что называют степенью диссоциации? Как она количественно выражается? От чего зависит?
18. Что такое константа диссоциации? Как она количественно выражается? От чего зависит?
19. Напишите уравнения диссоциации в растворе следующих электролитов: HBr , HNO_3 , $NaOH$, $HClO$, HIO_3 . Напишите выражения констант диссоциации.
20. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации в растворе следующих электролитов: H_2SO_4 , H_2S , $Cu(OH)_2$, H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_3AsO_4 , $Al(OH)_3$. Напишите выражения констант каждой ступени диссоциации.
21. Используя принцип Ле Шателье, покажите, как должны меняться концентрации всех участников равновесия диссоциации слабой кислоты в следующих случаях: а) при добавлении сильной кислоты к раствору слабой кислоты; б) при добавлении соли слабой кислоты к ее раствору.
22. Известно, что электропроводность 1 М раствора фтороводородной кислоты заметно меньше, чем 1 М раствора азотной кислоты. Что Вы можете сказать об относительной силе этих кислот?
23. Если 100 молекул HCl в растворе распадутся на ионы, то сколько штук ионов H^+ и Cl^- получится?
24. Каковы молярные концентрации катионов натрия и бромид-ионов в 0,1 М растворе бромида натрия?
25. Определите степень диссоциации хлорноватистой кислоты $HClO$ в 0,1 н. и 0,001 М растворах. Сделайте вывод о влиянии концентрации на степень диссоциации.
26. Вычислите концентрацию ионов водорода в 0,05 М растворе HNO_2 . Чему равна величина pH этого раствора.
27. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 н. растворе равна 1,34 %. Вычислите концентрацию ионов водорода в этом растворе и K_a уксусной кислоты.
28. Имеются разбавленные растворы с одинаковой концентрацией кислот: уксусной, иоднова-

- той, азотистой и хлорноватистой. На основании величин констант диссоциации определите, какой из растворов имеет максимальную электропроводность?
29. Что такое водородный показатель pH? Каковы значения pH в кислой, щелочной и нейтральных средах?
 30. Что называется гидролизом?
 31. Как протекает гидролиз соли, образованной: а) сильной кислотой и слабым основанием; б) слабой кислотой и сильным основанием; в) слабой кислотой и слабым основанием? Каков характер среды (pH) в этих случаях?
 32. Какие количественные характеристики процесса гидролиза вы знаете? Как они выражаются? От чего зависят?
 33. Какая константа характеризует равновесие в системе, состоящей из осадка труднорастворимого электролита и насыщенного раствора над ним?
 34. Каковы условия выпадения и растворения осадка?
 35. Напишите в общем виде равновесие, константа равновесия которого называется «произведение растворимости».
 36. Можно ли утверждать, что ПР есть характеристика малорастворимых солей? Можно ли использовать ПР при рассмотрении свойств кислот и оснований?
 37. В каких случаях произведение растворимости может быть выражено через концентрацию ионов, а в каких необходимо пользоваться их активностями?
 38. Напишите выражения для произведения растворимости следующих веществ: AgCl , BaSO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, Ag_2S , Bi_2S_3 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.
 39. Произведение растворимости одной соли $1,8 \cdot 10^{-10}$, другой – $1,4 \cdot 10^{-12}$. Можно ли по этим данным утверждать, что растворимость первой соли больше, чем второй?
 40. Изменится ли растворимость AgCl , если к его насыщенному раствору добавить: а) хлорид натрия, б) нитрат натрия, в) нитрат серебра, г) соляную кислоту?
 41. По значениям произведения растворимости хлорида, хромата и ортофосфата серебра вычислите, для какой из солей молярная концентрация ионов серебра в насыщенном растворе наибольшая.
 42. Вычислите массу осадка карбоната кальция, выпавшего после сливания равных объемов 0,001 н. растворов нитрата кальция и карбоната натрия при 298 К.
 43. В растворе содержатся хлориды кальция, стронция и бария в равных молярных долях. Какой из ионов металлов первым начнет переходить в осадок при добавлении к раствору серной кислоты?
 44. В природе встречаются минералы CaCO_3 и PbS . Найдите, какими объемами воды переносятся 1 г CaCO_3 и 1 г PbS .
 45. Объясните, почему молекулярному уравнению строго соответствует однозначно определенное ионное уравнение, тогда как ионному уравнению обычно соответствует некий набор равновероятных молекулярных уравнений.
 46. Закончите уравнения следующих реакций, протекающих в растворах, записав их в молекулярной и ионной формах:

$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow$	$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$
$\text{BaS} + \text{FeSO}_4 \rightarrow$	$\text{AgNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
$\text{CuSO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$	$\text{BiCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
$\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$	$\text{NaClO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
$\text{Ba}(\text{CH}_3\text{COO})_2 + \text{HCl} \rightarrow$	$\text{KOH} + \text{HClO}_3 \rightarrow$
$\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
 47. Составьте молекулярные и ионные уравнения следующих реакций, протекающих в растворах между следующими веществами:
 - а) сульфидом натрия и нитратом меди (II);
 - б) ацетатом калия и серной кислотой;
 - в) серной кислотой и гидроксидом цинка;
 - г) гидроксидом цинка и гидроксидом натрия;
 - д) гидроксидом натрия и гидросульфидом натрия;
 - е) сульфидом железа (II) и соляной кислотой;

- ж) соляной кислотой и карбонатом кальция;
 з) азотной кислотой и гидроксидом калия;
 и) гидроксидом калия и хлоридом аммония.
48. Составьте молекулярные уравнения следующих реакций, протекающих в водных растворах, по их ионным уравнениям:
- а) $S^{2-} + Cu^{2+} = CuS \downarrow$
 б) $2Br^- + Pb^{2+} = PbBr_2 \downarrow$
 в) $H^+ + F^- = HF$
 г) $SO_3^{2-} + 2H^+ = H_2O + SO_2 \uparrow$
 д) $Ba^{2+} + SO_4^{2-} + 2OH^- + Fe^{2+} = BaSO_4 \downarrow + Fe(OH)_2 \downarrow$
49. Расположите в ряд по возрастанию рН растворы от а) до ж), имеющие следующие характеристики: а) рН = 1; б) рОН = 1; в) $[H^+] = 1$ моль/л; г) $[OH^-] = 1$ моль/л; д) $C(HCl) = 0,01$ М; е) $C(NaOH) = 0,01$ н.; ж) $[H^+] = [OH^-]$.
50. Будет ли нейтральным раствор, полученный смешением точно одинаковых объемов растворов уксусной кислоты и едкого натра, имеющих точно одинаковые молярные концентрации?
51. Какой будет реакция среды в растворе, полученном смешением точно одинаковых объемов растворов соляной кислоты и гидроксида калия, имеющих точной одинаковые массовые доли растворенных веществ?
52. В чем различие между гидратацией иона и гидролизом иона?
53. Какие факторы влияют на степень гидролиза?
54. Объясните, почему при ступенчатом гидролизе одного из ионов (или катиона, или аниона) растворенной соли гидролиз в основном ограничивается первой стадией, тогда как при гидролизе обоих ионов (и катиона, и аниона) он доходит практически до конца.
55. Какую среду (нейтральную, кислую, щелочную) создают при растворении в воде следующие вещества:
- а) $HCl, KBr, NH_4Cl, K_2O, KCN, NH_3, Ba(OH)_2, K_2S, NH_4NO_3$;
 б) $AlCl_3, Cs_2CO_3, Zn(NO_3)_2, K_2SO_3, Ca(HCO_3)_2, MnSO_4$.
56. Выберите из перечисленных ниже реакций реакции гидролиза:
- а) $Ca + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
 б) $KCl + (m + n)H_2O \rightarrow K(H_2O)_m^+ + Cl(H_2O)_n^-$
 в) $NH_3 + H_2O \rightarrow NH_4^+ + OH^-$
 г) $Rb_2CO_3 + H_2O \rightarrow RbOH + RbHCO_3$
 д) $KClO_2 + H_2O \rightarrow HClO_2 + KOH$
 е) $Na_2CO_3 + CuSO_4 + H_2O \rightarrow CO_2 + Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$
57. Напишите уравнение реакции, объясняющей, почему при сливании растворов, содержащих эквивалентные количества K_2CO_3 и $AlCl_3$, выпадает белый осадок и выделяется газ.
58. Несмотря на высокую восстановительную активность, металлический магний не реагирует с водой из-за образования на его поверхности защитной пленки плохо растворимого гидроксида. Не реагирует магний и с раствором хлорида натрия, но легко растворяется в растворе хлорида аммония. Чем объяснить это явление? Напишите уравнения реакций.

Тема: Электрохимические свойства растворов

Содержание темы: Окислительно-восстановительные процессы как реакции переноса электрона. Окислители и восстановители. Влияние среды на направление протекания окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Методы расстановки коэффициентов в ОВР.

Сопряженные окислительно-восстановительные пары. Понятие о двойном электрическом слое. Электроды, гальваническая ячейка. Электродный потенциал. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжений. Определение направления окислительно-восстановительных реакций. Уравнение Нернста. Диаграммы Латимера. Понятие о диаграммах окислительных состояний (диаграммы "вольт-эквивалент – степень окисления"). Зависимость электродного потенциала от рН среды. Электролиз, электрохимические источники энергии, коррозия как электрохимический процесс.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Дайте определения следующим понятиям: реакция обмена, окислительно-восстановительная реакция (ОВР), степень окисления, окислитель, восстановитель, методы электронного и электронно-ионного балансов расстановки коэффициентов в ОВР, полуреакция окисления, полуреакция восстановления, гальванический элемент, электродный процесс, стандартный водородный электрод, металлический электрод.

2. Составьте уравнения полуреакций восстановления, соответствующие переходам:

а) в кислой среде: $NO_3^- \rightarrow NO$; $SO_4^{2-} \rightarrow H_2S$; $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr^{3+}$; $ClO_3^- \rightarrow Cl^-$; $Br_2 \rightarrow Br^-$.

б) в щелочной среде: $NO_3^- \rightarrow NH_3$; $ClO^- \rightarrow Cl^-$; $IO_3^- \rightarrow I^-$; $Br_2 \rightarrow Br^-$.

в) в нейтральной среде: $ClO_3^- \rightarrow Cl^-$; $SO_4^{2-} \rightarrow SO_3^{2-}$; $Br_2 \rightarrow Br^-$; $Cr_2O_7^{2-} \rightarrow Cr(OH)_3$.

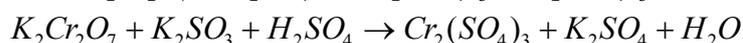
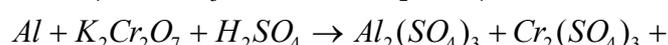
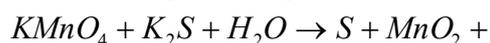
3. Составьте уравнения полуреакций окисления, соответствующие переходам:

а) в кислой среде: $Br^- \rightarrow Br_2$; $H_2S \rightarrow S$; $MnO_2 \rightarrow MnO_4^-$; $I^- \rightarrow IO_3^-$.

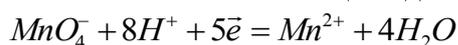
б) в щелочной среде: $MnO_2 \rightarrow MnO_4^{2-}$; $SO_3^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$; $I^- \rightarrow I_2$.

в) в нейтральной среде: $I^- \rightarrow IO_3^-$; $MnO_2 \rightarrow MnO_4^-$; $S^{2-} \rightarrow SO_4^{2-}$; $Br^- \rightarrow Br_2$.

4. Закончите уравнения приведенных схем реакций. Укажите для каждой реакции вещество-окислитель и вещество-восстановитель, какое вещество окисляется и какое – восстанавливается:



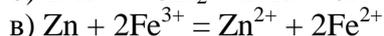
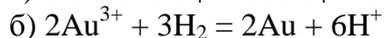
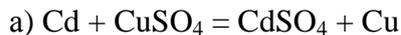
5. Вычислите окислительно-восстановительный потенциал для системы



если $c_{MnO_4^-} = 10^{-5} M$; $c_{Mn^{2+}} = 10^{-2} M$; $pH = 5$.

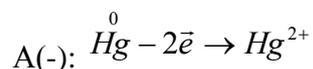
6. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и свинцом, погруженными в 0,005 М растворы их солей. Рассчитайте ЭДС этого элемента и изменение величины энергии Гиббса.

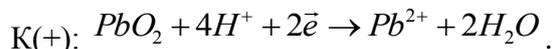
7. Как должны быть составлены гальванические элементы, чтобы в них протекали реакции:



8. Гальваническая цепь составлена магниевыми электродами, погруженными в растворы $MgSO_4$ разной концентрации: $Mg | MgSO_4(2M) || MgSO_4(0,001н.) | Mg$. Рассчитайте ЭДС этого гальванического элемента.

9. Исходя из величин стандартных окислительно-восстановительных потенциалов и значения ΔG_{298}^0 , определите, будет ли работать гальванический элемент, в котором на электродах протекают процессы:





10. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых кадмий является анодом, а в другом – катодом. Напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС каждого элемента.
11. На каком из электродов, аноде или катоде, происходит окисление в любом гальваническом элементе? На каком электроде происходит восстановление?
12. Каково происхождение движущей силы, создающей напряжение в концентрационном элементе?
13. Что произойдет, если заменить полупроницаемую перегородку в концентрационном элементе непроницаемой перегородкой? Что произойдет, если вообще устранить в нем перегородку?
14. Как связано напряжение концентрационного элемента с концентрациями веществ у его электродов?
15. Как устроен элемент Даниэля-Якоби и чем объясняется создаваемое им электрическое напряжение? Почему этот элемент нельзя использовать для питания фотовспышки или электроавтомобиля?
16. Каким образом напряжение гальванического элемента связано со свободной энергией протекающей в нем реакции? Что называется стандартным потенциалом?
17. Как вычислить напряжение гальванического элемента, если известны протекающие в нем электродные полуреакции и их потенциалы? Что можно сказать о реакции, протекающей в гальваническом элементе, если вычисленное по потенциалам полуреакций напряжение этого элемента оказывается положительным?
18. Что представляет собой уравнение Нернста и как оно связывает напряжение гальванического элемента с концентрациями?
19. Почему для концентрационного элемента первый член уравнения Нернста равен нулю?
20. Дайте определения следующим понятиям: электролиз; электроды инертные и растворимые; расплавы и растворы электролитов; гальваностегия; гальванопластика.
21. Сколько литров водорода выделится на катоде, если вести электролиз водного раствора КОН в течение 2,5 ч при силе тока 1,2 А? Запишите процессы, происходящие при электролизе этого раствора на угольных электродах.
22. При какой силе тока можно в течение 15 мин выделить всю медь из 120 мл 0,2 н. раствора $Cu(NO_3)_2$? Запишите процессы, происходящие при электролизе этого раствора на нерастворимых электродах.
23. Составьте уравнения реакций, происходящих на электродах при электролизе: а) раствора KCl; б) расплава KCl. Рассчитайте массу веществ, выделившихся на катоде в случаях а) и б) при прохождении тока 26,8 А в течение 10 ч.
24. В двух электролизерах с графитовыми электродами происходит электролиз: а) раствора гидроксида натрия; б) расплава гидроксида натрия. Напишите уравнения электродных реакций. Рассчитайте массу веществ, выделившихся на катодах, при прохождении 26,8 А ч электричества в электролизерах.
25. Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых электродах при электролизе водного раствора LiOH. Какие вещества и в каком объеме можно получить при н.у., если пропустить ток 13,4 А в течение 2 ч?
26. Электролиз раствора сульфата цинка проводили с нерастворимым анодом 6,7 ч, в результате чего выделился кислород объемом 5,6 л, измеренный при н.у. Вычислите ток и массу осажденного цинка при выходе его по току 70 %.
27. Рассчитайте выход по току кадмия, если при электролизе в течение 1 ч на катоде выделился кадмий массой 5,62 г, а ток был равен 5,36 А.
28. При электролизе сульфата натрия получили при н.у. водород, объемом 448 л. Напишите уравнения реакций, протекающих на нерастворимых электродах и рассчитайте, сколько времени протекал электролиз, если ток был 100 А.
29. $Cr_2O_7^{2-} \xrightarrow{+1,333 B} Cr^{3+} \xrightarrow{-0,409 B} Cr^{2+} \xrightarrow{-0,850 B} Cr^0$

- 1) Определите стандартный окислительно-восстановительный потенциал перехода Cr (VI) → Cr (II);
 - 2) Диспропорционирует ли Cr (II) в водном растворе?
 - 3) Идет ли взаимодействие между Cr (III) и Cr (0) с образованием Cr (II)?
30. Постройте диаграмму Фроста для соединений азота, используя следующие данные (pH = 0):
- $$2NO + 4H^+ + 4e^- \rightarrow N_2 + 2H_2O \quad E^0 = 1,78 \text{ В}$$
- $$2HNO_2 + 6H^+ + 6e^- \rightarrow N_2 + 4H_2O \quad E^0 = 1,52 \text{ В}$$
- $$N_2O_4 + 8H^+ + 8e^- \rightarrow N_2 + 4H_2O \quad E^0 = 1,41 \text{ В}$$
- $$2NO_3^- + 12H^+ + 10e^- \rightarrow N_2 + 6H_2O \quad E^0 = 1,21 \text{ В}$$
- 1) Могут ли оксиды NO и N₂O₄ диспропорционировать при pH = 0. Приведите уравнения реакций. Ответ подтвердите расчетами.
 - 2) Рассчитайте константы равновесия предполагаемых реакций диспропорционирования.
31. Что такое коррозия?
 32. Какова сущность химической и электрохимической видов коррозии металлов?
 33. Приведите классификацию химической коррозии.
 34. Приведите классификацию электрохимической коррозии.
 35. Охарактеризуйте анодный и катодный процессы при электрохимической коррозии. Какое влияние оказывает явление поляризации на процесс коррозии металлов?
 36. Какова роль оксидной пленки в коррозии металлов?
 37. Какова роль примесей металлов в процессах электрохимической коррозии?
 38. Каковы продукты анодного окисления железа в нейтральной среде при электрохимической коррозии пары железо-никель?
 39. Перечислите методы защиты металлов от коррозии. Охарактеризуйте каждый метод.
 40. Какие металлы (Fe, Ag, Ca) будут разрушаться в атмосфере влажного воздуха, насыщенного диоксидом углерода? Ответ дайте на основании вычисления ΔG_{298}^0 соответствующих процессов.
 41. Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эти металлы попадут в кислотную среду? Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.
 42. Железо покрыто никелем. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения поверхности покрытия? Коррозия происходит в кислотной среде. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом.
 43. Железо покрыто хромом. Какой из металлов будет корродировать в случае нарушения поверхностного слоя покрытия в атмосфере промышленного района (влажный воздух содержит CO₂, H₂S, SO₂ и др.)? Составьте схему процессов, происходящих на электродах образующегося гальванического элемента.
 44. Исходя из величин ΔG_{298}^0 , определите, какие из приведенных ниже металлов будут корродировать во влажном воздухе по уравнению

$$Me + H_2O + O_2 \rightarrow Me(OH)_2 \quad (Me - Mg, Cu, Au).$$
 45. Рассмотрите коррозию изделия из алюминиевой бронзы (сплав Cu–Al) в сильнощелочной аэрированной среде. Приведите уравнения электродных процессов. Какие вещества являются продуктами коррозии?
 46. Рассмотрите коррозию изделия из латуни (сплав Cu–Zn) в морской воде. Приведите уравнения электродных процессов и схему коррозионного микрогальванического элемента. Какие вещества являются продуктами коррозии?
 47. Какой металл целесообразнее выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний или хром? Почему? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Какой состава продуктов коррозии?
 48. Какое покрытие металла называется анодным и какое катодным? Назовите металлы, которые можно использовать для анодного и катодного покрытия железа во влажном воздухе и в сильноокислой среде.

49. Как происходит атмосферная коррозия луженого и оцинкованного железа при нарушении сплошности покрытия? Составьте уравнения анодного и катодного процессов.
50. Приведите примеры катодных и анодных покрытий для кобальта. Составьте уравнения катодных и анодных процессов во влажном воздухе и в растворе соляной кислоты при нарушении целостности покрытия.

Тема: Комплексные (координационные) соединения

Содержание темы: Координационная теория Вернера как первая удачная попытка теоретического объяснения строения комплексных соединений (КС). Основные положения координационной теории: центральный атом и лиганды, внешняя и внутренняя сфера, координационное число, ядро комплекса, его заряд, главная и побочная валентности. Дентатность лигандов. Успешное предсказание А. Вернером числа изомеров октаэдрических комплексов кобальта (III). Природа химической связи в КС. Сочетание электростатического и ковалентного взаимодействия центрального атома (или иона) с лигандами.

Вернеровская и современная номенклатура КС.

Строение КС с позиций МВС. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы. Гибридизация орбиталей центрального атома при образовании октаэдрических, тетраэдрических и квадратных комплексов.

Основные положения теории кристаллического поля (ТКП). Расщепление d-орбиталей центрального атома в кристаллическом поле октаэдрического, тетраэдрического и квадратного комплекса. Энергия расщепления и энергия спаривания. Изменение энергии стабилизации кристаллическим полем в ряду переходных элементов для октаэдрических и тетраэдрических комплексов, образованных лигандами сильного и слабого поля. Связь величин расщепления с окраской КС. Использование ТКП для объяснения магнитных свойств КС.

Спектрохимический ряд лигандов. Понятие об эффекте Яна–Теллера.

Представление о теории поля лигандов. Энергетические диаграммы для гексаамминкобальта (III) и гексафторокобальтата (III). σ - и π -донорно-акцепторные связи. Величина расщепления в теории поля лигандов. Несвязывающие орбитали. Возможность π -дативного взаимодействия d-электронов центрального атома со свободными (разрыхляющими) орбиталями лиганда.

Сравнение возможностей метода валентных связей, теории кристаллического поля и теории поля лигандов в описании строения КС.

Константа устойчивости – важнейшая характеристика КС. Зависимость константы устойчивости от величины заряда и радиуса центрального иона, его электронной конфигурации (на примере гексаамминкобальта (II) и гексаамминкобальта (III), а также гексацианоферрата (II) и гексацианоферрата (III)). Представление о кинетически лабильных и инертных комплексах. Геометрическая и оптическая изомерия инертных комплексов. Эффект трансвлияния Черняева.

Роль КС в природе (ферменты, хлорофилл, гемоглобин, комплексные соединения микроэлементов в питании растений, лекарства и яды). Использование КС в технологии, сельском хозяйстве и медицине (разделение и очистка смесей неорганических соединений, борьба с хлорозом растений, противоопухолевое действие комплексов платины и других элементов).

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Дайте определения следующим понятиям: комплексное соединение, донор, акцептор, комплексообразователь, лиганд, внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения, дентатность лиганда, координационное число комплексообразователя.
2. Укажите донор и акцептор в следующих комплексных ионах: $[\text{SiF}_6]^{2-}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.
3. Назовите следующие комплексные соединения: $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{NO}_3)_4\text{Cl}_2]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_3$, $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Br}_3$, $\text{K}_4[\text{CoF}_6]$.
4. Напишите формулы следующих соединений: триоксалаткобальтат (III) натрия, хлорид дибромтетраамминплатины (IV), тетрароданодиаквахромат (III) калия, сульфат пентаамминакваникеля (II), нитрат карбонатотетраамминхрома (III).
5. Приведите примеры катионных и анионных комплексных соединений для иона Cr^{3+} и дайте их название. Координационное число Cr^{3+} равно 6.

6. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций обмена между следующими соединениями: а) $\text{CdSO}_4 \cdot 4\text{NH}_3 + \text{BaCl}_2 \rightarrow$
 б) $\text{PtCl}_4 \cdot 2\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$
 в) $\text{Fe}(\text{CN})_2 \cdot 4\text{KCN} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
7. Вычислите концентрацию ионов кадмия в 0,1 М растворе $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$, содержащем кроме того 0,1 моль KI в 1 л раствора.
8. Какие из перечисленных комплексных соединений окрашены и какие бесцветны: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})_4](\text{NO}_3)_3$, $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_3)_2]$, $\text{Ca}[\text{Al}(\text{OH})_5\text{H}_2\text{O}]$, $\text{Na}_3[\text{V}(\text{SCN})_6]$, $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$?
9. Используя ТКП и МВС, объясните образование комплексного иона $[\text{V}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$. Укажите для него:
 а) тип гибридизации валентных орбиталей центрального атома;
 б) вид координационного многогранника;
 в) спиновое значение эффективного магнитного момента (найдите расчетным способом).
10. Пусть в комплексном ионе $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ лиганды были заменены на группы CN^- при сохранении координационного многогранника. Изменятся ли магнитные свойства полученного (нового) комплексного иона?
11. На основании приведенных ниже данных определите изменение окраски комплексных соединений при последовательной замене лигандов. Рассчитайте ЭСКП.

Комплексообразователь	Энергия спаривания P, кДж/моль	Параметр расщепления Δ , кДж/моль			
		F^-	H_2O	NH_3	CN^-
Октаэдрические комплексы					
Cr^{3+}	–	181,3	207,6	257,7	318,5

Тема: Реакции ионного обмена. Расчет констант равновесия.

Содержание темы: Реакции ионного обмена. Расчет констант равновесия. Определение направления протекания реакций ионного обмена с участием комплексных, малорастворимых, малодиссоциирующих соединений.

Вопросы для самоконтроля и защиты лабораторных работ в форме собеседования:

1. Рассчитайте K_c взаимодействия оксалата кальция с соляной и уксусной кислотами.
2. На основании K_c выясните, может ли фосфат бария растворяться в уксусной кислоте с образованием фосфорной кислоты.
3. Объясните, почему в отличие от сульфида цинка сульфиды марганца и железа (III) растворимы в кислотах H_2SO_4 и CH_3COOH .
4. Объясните, почему сульфид висмута (III) нерастворим не только в уксусной, но и в разбавленной серной и соляной кислотах?
5. Можно ли роданид-ион использовать в качестве маскирующего реагента при определении иона меди (II) в присутствии Hg^{2+} иона с помощью NH_3 .
6. Можно ли в качестве маскирующего реагента для ионов Ag^+ использовать тиосульфат-ион, который мешает обнаружению ионов Sr^{2+} оксалат-ионами.

РАЗДЕЛ: СВОЙСТВА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

План «Общей характеристики элементов и их соединений»:

- ✓ Закономерности изменения в группе элементов физических свойств изолированных атомов (электронная конфигурация, размеры атомов и ионов, потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность)
- ✓ Распространенность в природе элемента или группы элементов.
- ✓ Изменение в группе элементов физических и химических свойств простых веществ.
- ✓ Характерные степени окисления и валентные состояния. Типы химической связи. Основные классы сложных соединений, изменение их состава и свойств в группе элементов.

ПРИМЕРНАЯ СХЕМА ОПИСАНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ

1. Общие сведения о химических элементах (положение в периодической системе, открытие, содержание в земной коре, основные природные соединения).
2. Электронные конфигурации атомов.
3. Характер изменения атомных характеристик элементов по группе (атомная масса, ковалентный, металлический и ионный радиусы, потенциалы ионизации, энергия сродства к электрону, электроотрицательность, степени окисления).
4. Основные физико-химические свойства простых веществ (фазовое состояние, цвет, плотность, температуры плавления и кипения, электропроводность).
5. Способы получения веществ (промышленные и лабораторные).
6. Химические свойства простых веществ:
 - реакции с простыми веществами (водород, кислород, галогены, сера, азот, фосфор, углерод, металлы);
 - реакции с важнейшими реагентами (вода, кислоты, щелочи, оксиды, соли).
7. Получение, строение и химические свойства основных типов соединений:
 - А: Бинарные соединения: а) с водородом;
б) галогениды;
в) оксиды;
г) с другими неметаллами;
д) с металлами.
 - Б: Многокомпонентные соединения: а) гидроксиды (кислоты, основания);
б) соли;
в) комплексные соединения.
8. Взаимосвязь между основными типами соединений.
9. Применение простых веществ и соединений.
10. Биологическая роль элементов и их соединений в организме человека.

Тема: Особенности химии элементов-металлов

Содержание темы: Преобладание свойств элементов-металлов у представителей первой – тринадцатой групп Периодической системы Д.И. Менделеева (металлическое состояние простых веществ, катионная функция в сложных соединениях). Минимальная энергия ионизации атомов элементов-металлов. Классификация простых веществ – металлов по их физическим и химическим свойствам. Металлическая и ковалентная связь в металлах. Основные структурные типы металлов: кубическая (примитивная, объемно- и гранецентрированная), гексагональная структура. Влияние энергии кристаллической структуры на физические (энтальпия атомизации, температура плавления и кипения, электропроводность) и химические (взаимодействие с водой, кислотами, щелочами, неметаллами) свойства металлов.

Сплавы металлов. Использование простейших диаграмм состояний для описания свойств сплавов металлов (температура плавления, растворимость). Интерметаллиды.

Основные принципы переработки руд и способы выделения элементов в металлическом состоянии. Редкие и рассеянные элементы-металлы. Применение металлов в промышленности.

Тема: Первая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (I A группа). Щелочные элементы (ЩЭ)

Содержание темы: Общая характеристика ЩЭ. Нахождение элементов первой группы в природе. Важнейшие минералы: сподумен (литий), каменная соль, альбит, криолит, глауберова соль (натрий), сильвинит, карналлит (калий), лепидолит, карналлит (рубидий), поллуцит (цезий). Франций – радиоактивный ЩЭ.

Получение ЩЭ в металлическом состоянии из природного сырья. Изменение химической активности ЩЭ в металлическом состоянии по ряду литий – цезий (отношение к воде, кислороду, азоту).

Соединения ЩЭ с неметаллами – получение, строение, свойства гидридов, галогенидов, сульфидов, нитридов. Изменение термической устойчивости и состава кислородных соединений в группе ЩЭ. Озонида, их применение.

Гидроксиды ЩЭ. Получение, строение, свойства, применение едкого натра, едкого кали.

Строение, свойства, получение, применение солей ЩЭ – нитратов, сульфатов, галогенидов. Кристаллогидраты наиболее практически важных солей ЩЭ. Изменение степени гидратации катионов ЩЭ в водных растворах их солей по ряду литий – цезий. Получение соды (аммиачный и сульфатный метод) и поташа. Каустификация соды. Калийные удобрения. Малорастворимые соли лития, натрия и калия.

Изменение термической устойчивости карбонатов, нитратов, сульфатов в ряду литий – цезий. Изменение в том же ряду температуры плавления и электропроводности галогенидов ЩЭ. Комплексообразующие свойства катионов ЩЭ. Особые свойства соединений лития.

Применение ЩЭ в промышленности. Использование ЩЭ в металлическом состоянии в качестве теплоносителей в ядерной энергетике. Биологическая роль соединений ЩЭ (калий-натриевый “насос”, препараты лития, калия и цезия в медицине).

Тема: Вторая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (II A группа) – бериллий, магний, щелочноземельные элементы (кальций, стронций, барий), радий

Содержание темы: Общая характеристика элементов второй группы.

Бериллий. Влияние особенностей строения атома бериллия на свойства его соединений. Распространенность бериллия, изотопный состав. Переработка берилла (щелочной, фторидный и сернокислотный способы). Токсичность бериллия и его соединений.

Получение и свойства металлического бериллия, применение в технике бериллия и его сплавов. Гидроксид бериллия, его амфотерность. Соли бериллия и бериллаты, их гидролиз. Основные и комплексные карбонаты бериллия, их свойства. Летучесть оксоацетата бериллия. Галогениды бериллия (фториды и хлориды), особенности их строения.

Магний. Минералы магния (доломит, магнезит, карналлит). Получение магния из минерального сырья. Физические и химические свойства металлического магния. Сплавы магния, их значение для современной техники. Оксид и гидроксид магния. Карбонаты магния. Гидролиз растворимых солей магния. Магнезиальный цемент. Получение безводных галогенидов магния. Применение магния в форме металла и в виде сложных соединений. Диагональное сходство свойств соединений магния и лития.

Щелочноземельные элементы (ЩЗЭ). Минералы кальция (известняк, мел, мрамор, гипс), стронция (целестин, стронцианит), бария (тяжелый шпат, витерит). Получение металлического кальция, стронция, бария, их физические и химические свойства. Оксиды и гидроксиды, гидриды ЩЗЭ. Гашеная и негашеная известь. Галогениды, нитриды. Растворимые (галогениды, нитраты, ацетаты) и нерастворимые (сульфаты, карбонаты, оксалаты) соли. Изменение термической устойчивости карбонатов, сульфатов, нитратов в ряду кальция – бария. Комплексообразующая способность ионов ЩЗЭ.

Жесткость воды (временная, постоянная). Уменьшение жесткости воды с помощью комплексонов. Деминерализованная вода (использование ионообменных материалов для очистки воды).

Переработка и использование природных соединений кальция (известь, мрамор, мел). Гипс, его свойства. Производство цемента, процессы “схватывания” и твердения цемента.

Геохимическая и биологическая роль ЩЗЭ. Токсичность соединений бария. Опасность радиоактивного заражения стронцием-90.

Радий. Закономерное изменение химических свойств простых и сложных соединений в ряду Be – Ra.

Открытие радия М.Склодовской-Кюри. Выделение радия из руд. Радий как член радиоактивного семейства урана – радия. Продукты радиоактивного распада радия.

Тема: Третья группа Периодической системы Д.И. Менделеева (III B группа) – редкоземельные элементы (РЗЭ: скандий, иттрий, лантан, лантаниды), актиний и актиниды

Содержание темы: Различный подход к определению элементов подгрупп скандия или галлия как электронных аналогов бора и алюминия. Альтернативные варианты порядка рассмотрения химии бора и алюминия – типических (по Менделееву) элементов в третьей или в тринадцатой группах Периодической системы.

РЗЭ, актиний и актиниды как элементы начала 3d-, 4d-, 5d-, 6d-рядов переходных элементов. Правомерность отнесения РЗЭ и актиния к f-элементам.

Редкоземельные металлы. Общая характеристика РЗЭ. Открытие РЗЭ. Строение электронных

оболочек атомов, характерные валентные состояния, устойчивые степени окисления. Цериевая и иттриевая подгруппы. “Гадолиниевый излом”. Лантанидное сжатие. Распространенность РЗЭ, изотопный состав, нахождение в природе (монацит, лопарит, ксенотим, гадолинит). Синтез прометия.

Получение, физические и химические свойства РЗЭ в металлическом состоянии, применение РЗЭ в металлургии в качестве “раскислителей”, а также для легирования.

Оксиды, гидроксиды, соли РЗЭ. Двойные соли. Комплексные соединения, изменение их устойчивости в ряду скандий – иттрий – лантан – лютеций. Комплексные соединения с полидентатными лигандами как основа современных методов разделения и очистки РЗЭ – ионообменной хроматографии и экстракции. Разделение смесей РЗЭ дробной кристаллизацией их солей и фракционным осаждением малорастворимых соединений (гидроксидов, оксалатов, двойных сульфатов). Летучие соединения РЗЭ, перспективы их использования для разделения РЗЭ.

Применение соединений РЗЭ (материалы лазерной оптики, магнитные материалы: гранаты, катализаторы, люминофоры, составная часть ВТСП материалов).

Актиний и актиниды. Общая характеристика актиния и актинидов. Проблематичность химической аналогии актинидов и лантанидов.

Минералы тория (монацит), урана (урановая смоляная руда). Валентные состояния тория, урана. Металлические торий, уран. Принципы получения тория и урана из природного сырья.

Оксиды и гидроксиды тория. Безводные и гидратированные соли тория.

Кислородные соединения урана – оксиды урана, уранаты. Соли уранила и четырехвалентного урана. Галогениды урана. Комплексные соединения урана (VI) и (IV).

Получение U-233 из тория. Синтез трансурановых элементов. Принципы разделения смесей урана и плутония. Применение тория, урана и плутония.

Тема: Четвертая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (IV Б группа) – титан, цирконий, гафний

Содержание темы: Общая характеристика элементов четвертой группы. Минералы титана (ильменит, рутил, перовскит), циркония – гафния (циркон). Титан – рассеянный элемент. Валентные состояния элементов четвертой группы.

Металлические титан, цирконий, гафний. Физические и химические свойства, способы получения, очистка методом иодидного рафинирования. Применение металлических титана, циркония, гафния и сплавов на их основе.

Соединения элементов четвертой группы со степенью окисления (IV): оксиды и гидроксиды. Материалы на основе оксидов (IV). Титановые белила. Твердые растворы на основе оксида циркония (IV). Изменение кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов в ряду титан – гафний. Состояние четырехвалентных титана, циркония, гафния в водных растворах, влияние pH среды на равновесие гидролиза.

Полимеризация соединений титана, циркония, гафния за счет гидроксо-(оловых) и оксо-(оксоловых) мостиков. Строение титанил-иона и соответствующих производных циркония и гафния. Титанаты, цирконаты, гафнаты, полученные “сухим” способом и в водных растворах. Пьезоэлектрики на основе титанатов – цирконатов. Безводные и гидратированные соли четырехвалентных титана, циркония, гафния. Галогениды титана и его аналогов, их получение, строение, свойства, применение. Другие бинарные соединения – карбиды, нитриды, сульфиды и материалы на их основе. Пероксосоединения титана (IV). Комплексные соединения четырехвалентных титана, циркония, гафния. Использование фтороцирконатов и фторогафнатов для разделения смесей циркония и гафния. Применение экстракции и ионообменной хроматографии для получения препаратов чистых циркония и гафния.

Сопоставление окислительно-восстановительной устойчивости соединений со степенями окисления (IV), (III), (II) в ряду титан – гафний. Получение и свойства солей титана (III), состояние ионов титана (III) в водных растворах, гидроксид титана (III).

Оксид титана (II) как пример кислородных соединений элементов четвертой группы со степенью окисления (II). Нестехиометрия оксида титана (II).

Применение соединений титана, циркония, гафния.

Целесообразность совместного рассмотрения химии тория и титана, циркония, гафния.

Тема: Пятая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (V Б группа) – ванадий, ниобий, тантал

Содержание темы: Общая характеристика элементов пятой группы. Нахождение в природе. Ванадий – рассеянный элемент. Минералы ниобия и тантала (лопарит, колумбит, танталит). Валентные состояния элементов пятой группы.

Металлические ванадий, ниобий, тантал, их физические и химические свойства, получение, применение. Ванадиевые стали.

Соединения элементов пятой группы со степенью окисления (V). Оксиды ванадия, ниобия, тантала (V), получение, свойства. Ванадий (V), ниобий (V) и тантал (V) в водных растворах. Влияние pH среды на состояние ионов элементов пятой группы в водных растворах. Изополи- и гетерополисоединения ванадия. Ванадаты, ниобаты, танталаты – получение, свойства. Безводные галогениды. Пероксидные соединения ванадия (V). Комплексные соединения ванадия, ниобия, тантала. Использование фторониобатов и фторотанталатов для разделения смесей ниобия и тантала методом дробной кристаллизации. Принципы экстракционного и хроматографического разделения смесей ниобия и тантала.

Изменение устойчивости соединений с высшими и низшими степенями окисления в ряду ванадий – тантал. Получение соединений ванадия (IV), (III), (II) в водных растворах, состояние ионов; гидролиз соединений ванадия с различными степенями окисления. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений ванадия со степенями окисления (V), (IV), (III), (II).

Тема: Шестая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VI Б группа) – хром, молибден, вольфрам

Содержание темы: Общая характеристика элементов шестой группы. Минералы хрома (хромистый железняк), молибдена (молибденит), вольфрама (шеелит, вольфрамит). Валентные состояния элементов шестой группы.

Металлические хром, молибден, вольфрам. Физические и химические свойства, способы получения. Переработка хромистого железняка в дихромат и феррохром. Особенности получения металлических молибдена и вольфрама (порошковая металлургия).

Кислородные соединения хрома, молибдена, вольфрама со степенью окисления (VI). Оксид хрома (VI), получение, свойства. Кислотно-основное равновесие в водных растворах хроматов. Ди-, три- и тетрахроматы.

Оксиды молибдена и вольфрама (VI), получение, свойства. Молибденовая и вольфрамовая кислоты. Полимеризация молибденовой и вольфрамовой кислот в подкисленных растворах их солей. Изополимолибдаты, изополивольфраматы, их получение “сухим” путем и в водных растворах. Гетерополисоединения на основе молибденовой и вольфрамовой кислот, получение, строение, свойства и применение (катализаторы в органическом синтезе, ингибиторы коррозии металлов, реагенты в аналитической химии).

Соединения, содержащие хром, молибден, вольфрам в низших степенях окисления.

Производные хрома (II) – оксид, гидроксид. Получение солей хрома (II) – хлорида, сульфата, ацетата. Восстановительные свойства соединений двухвалентного хрома.

Соединения хрома (III) – оксид, гидроксид. Соли трехвалентного хрома и хромиты. Гидратная изомерия солей хрома (III). Комплексные соединения и двойные соли хрома (III).

Сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений хрома со степенями окисления (II), (III), (VI).

Кислородные соединения молибдена и вольфрама в низших степенях окисления – оксиды, молибденовые и вольфрамовые “сини”, вольфрамовые бронзы.

Серосодержащие соединения хрома, молибдена, вольфрама: сульфиды, оксосульфиды, тиосоли (тиомолибдаты и тиовольфраматы). Материалы на основе оксидов и халькогенидов хрома.

Галогениды хрома, молибдена, вольфрама. Изменения состава высшего галогенида в ряду хром – вольфрам. Оксогалогениды (хлористый хромил).

Пероксидные соединения хрома – надхромовая кислота, надхроматы.

Применение соединений шестой группы.

Целесообразность совместного рассмотрения химии урана и хрома, молибдена, вольфрама.

Тема: Седьмая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VII Б группа)– марганец, технеций, рений

Содержание темы: Общая характеристика элементов седьмой группы. Минералы марганца (пирролюзит, гаусманит). Открытие рения. Синтез технеция (“эка-марганца”). Валентные состояния марганца, технеция, рения.

Получение металлических марганца, технеция, рения. Свойства и применение металлического марганца и его сплавов.

Соединения, содержащие элементы седьмой группы в высших степенях окисления. Марганцовая и марганцовистая кислоты, перманганаты и манганаты – получение, свойства, применение. Окислительно-восстановительные реакции соединений марганца (VII) и (VI). Влияние на окислительно-восстановительный процесс концентрации ионов водорода в водных растворах. Пертехнетаты и перренаты, состав и свойства. Соединения марганца (V).

Соединения марганца (IV). Оксид марганца (IV), строение, свойства. Соли марганца (IV) и манганиты – получение, свойства. Окислительно-восстановительные реакции с участием марганца (IV).

Соединения, содержащие элементы седьмой группы в низших степенях окисления. Марганец (II) и (III). Оксиды, гидроксиды, их получение, свойства. Комплексные соединения марганца (II) и (III). Сопоставление их устойчивости.

Сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений марганца (и его аналогов) в различных степенях окисления. Применение соединений элементов седьмой группы.

Тема: Восьмая, девятая, десятая группы Периодической системы Д.И. Менделеева (VIII Б группы)

Содержание темы: Целесообразность “триадного” рассмотрения свойств элементов восьмой – десятой групп. Триада железа (железо, кобальт, никель). Платиновые элементы (триады рутения и осмия).

Триада железа. Общая характеристика железа, кобальта, никеля. Минералы железа (магнетит, гематит, сидерит, пирит), кобальта (кобальтин), никеля (пентландит).

Получение железа восстановлением железных руд водородом или природным газом. Доменный процесс получения чугуна. “Передел” чугуна на сталь и ковкое железо. Физические и химические свойства металлического железа. Специальные и нержавеющие стали.

Совместное присутствие кобальта и никеля в рудах. Получение кобальта и никеля из сульфидных руд. Свойства и применение металлических кобальта, никеля.

Валентные состояния элементов триады железа. Изменение устойчивости соединений с низшими (II) и высшими (VI, III) степенями окисления в ряду железо – никель.

Соединения железа в различных степенях окисления. Проблема получения железа (VIII). Ферраты как производные железа (VI). Получение и свойства ферратов. Соединения железа (III).

Оксиды, содержащие ионы Fe^{3+} : оксид железа (III), смешанные оксиды. α - и γ - Fe_2O_3 . Соли железа (III), их гидролиз. Гидроксид железа (III). Получение и свойства ферритов, их применение. Соединения железа (II). Оксид, получение и свойства. Нестехиометрия низшего оксида железа. Гидроксид железа (II). Соли железа (II). Соль Мора. Карбонаты железа (II) (средний, кислый, основной).

Сопоставление кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений железа со степенями окисления (II), (III), (VI).

Комплексные соединения железа (II) и (III) с неорганическими и органическими лигандами. Влияние комплексообразования на окислительно-восстановительные процессы в растворах, содержащих железо (II) и железо (III). Комплексные соединения железа с оксидом углерода (II) (карбонилы) и циклопентадиеном (ферроцен). Роль железа в биологических процессах (гемоглобин, питание растений).

Соединения кобальта (II) и (III). Оксиды, гидроксиды. Средние и основные соли кобальта (II). Фторид кобальта (III). Сравнение устойчивости комплексных соединений кобальта (II) и (III). Условия стабилизации кобальта (III) – в комплексных соединениях, оксидах, фторидах. Карбонилы кобальта. Применение соединений кобальта.

Соединения никеля (II). Оксид, гидроксид. Соли никеля (II). Комплексные соединения никеля (II), их строение, проявление эффекта Яна–Теллера. Карбонил никеля. Соединения никеля (III). Применение соединений никеля.

Принципы разделения смесей кобальта и никеля методами фракционного окисления, осаждения, сублимации.

Платиновые элементы. Роль отечественных ученых в изучении химии платиновых элементов (К.К. Клаус, Л.А. Чугаев, И.И. Черняев).

Общая характеристика платиновых элементов. Самородная платина. Извлечение элементов группы платиновых металлов из руд. Физические и химические свойства металлов, их применение.

Закономерности в изменении устойчивости характерных степеней окисления в соединениях платиновых элементов. Соединения рутения и осмия в степени окисления (VIII). Соли родия (III) и иридия (III). Соединения палладия (II), платины (II) и (IV). Гексахлороплатиновая кислота и ее соли. Фториды платины. Значение комплексных соединений в химии платиновых элементов. Строение и свойства комплексов платины (IV) и (II). Инертность комплексов платины, явление изомерии, эффект транс-влияния Черняева. Применение соединений платиновых элементов в химической технологии и медицине.

Тема: Одиннадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (I Б группа) – медь, серебро, золото

Содержание темы: Общая характеристика элементов одиннадцатой группы. Причины нахождения в природе золота, серебра и меди в самородном состоянии. Медные руды (куприт, халькопирит, малахит), принципы переработки сульфидных медных руд и рафинирования меди. Переработка природных соединений серебра. Извлечение серебра из отходов переработки полиметаллических руд. Принципы металлургии золота. Аффинаж золота. Физические и химические свойства металлических меди, серебра, золота. Понятие о пробе. Применение меди, серебра и золота, а также их сплавов.

Соединения меди (II) и (I). Оксиды, гидроксиды. Диспропорционирование меди (I). Соли меди (II) и (I) – получение, свойства, гидролиз. Важнейшие комплексные соединения меди (II) и (I), их состав и строение. Соединения меди (III) – купраты; периодаты и теллулаты меди (III). Применение соединений меди. Медь (II, III) – составная часть материалов со свойствами ВТСП. Медь (II) – важнейший биометалл. Токсичность соединений меди.

Соединения серебра (I) – оксид, гидроксид, растворимые и нерастворимые соли. Галогенидные, аммиачные и тиосульфатные комплексные соединения серебра (I), получение, строение, устойчивость, свойства. Принципы процессов фотографирования и серебрения. Условия стабилизации серебра в степени окисления (II). Серебро (III) и (V). Диспропорционирование серебра в четных степенях окисления.

Оксиды золота (I) и (III), их гидраты. Ауранты. Соли и комплексные соединения золота, их состав, строение, свойства. Тетрахлорозолотая кислота. Причина нестабильности золота (II). Диметилзолото – пример металлоорганических соединений этого элемента. Изменение характерных степеней окисления в ряду медь – золото.

Сравнение химических свойств элементов одиннадцатой и первой групп Периодической системы.

Тема: Двенадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (II Б группа) – цинк, кадмий, ртуть

Содержание темы: Общая характеристика элементов двенадцатой группы. Особенности строения электронных оболочек атомов цинка, кадмия, ртути.

Минералы цинка (цинковая обманка), сульфидные полиметаллические руды кадмия (гринокит), ртути (киноварь). Физические и химические свойства цинка, кадмия, ртути. Получение и применение металлических цинка, кадмия, ртути и их сплавов. Амальгамы.

Изменение типа связи в соединениях двухвалентных цинка, кадмия, ртути. Причины аномального (немонотонного) характера изменения кислотно-основных свойств оксидов, гидроксидов и солей (гидролиз) в ряду цинк (II) – ртуть (II). Амфотерность цинка (II). Комплексные соединения цинка (II), кадмия (II), ртути (II) – получение, состав, устойчивость. Амидные соединения

ртути. Соединения ртути (I) – оксид, гидроксид, получение, строение, свойства. Диспропорционирование ртути (I). Соли ртути (I). Каломель. Применение соединений цинка, кадмия, ртути. Цинксодержащие ферменты (на примере карбоангидразы, карбоксипептидазы), их биологическая роль. Токсичность соединений кадмия и ртути. Способы устранения заражения помещений металлической ртутью.

Сравнение химических свойств элементов двенадцатой и второй групп Периодической системы.

Тема: Тринадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (III A группа) – бор, алюминий и элементы подгруппы галлия – галлий, индий, таллий

Содержание темы: Бор и алюминий как типичные элементы подгрупп галлия и скандия. Выбор альтернативного варианта. Преимущества и недостатки рассмотрения химии бора и алюминия как предшественников элементов подгрупп скандия и галлия.

Бор. Общая характеристика бора. Причина преобладания у бора неметаллических свойств. Минералы бора (тинкал, гидроборацит, колеманит). Изотоп ^{10}B . Использование бора в ядерной энергетике.

Модификации бора – простого вещества. Получение бора, его физические и химические свойства. Соединения бора с металлами и неметаллами. Карбид бора B_4C – конкурент алмаза. Нитрид бора, гексагональный и кубический (боразон). Галогениды бора. Неорганические полимеры на основе соединений бора. Тетрафтороборная кислота, ее соли. Боразол – аналог бензола.

Получение, строение, свойства диборана (трехцентровая двухэлектронная связь). Гомологические ряды гидридов бора: B_nH_{n+4} и B_nH_{n+6} . Гидридобораты и бориды металлов.

Кислородные соединения бора. Оксид бора (III). Борные кислоты, их соли. Получение, строение буры, ее гидролиз. Переработка буры в борную кислоту. Сложные эфиры борной кислоты.

Применение соединений бора.

Алюминий. Общая характеристика алюминия. Минералы алюминия (боксит, нефелин, каолин). Переработка боксита в оксид алюминия. Роль алюмосиликатов в неживой природе (цеолиты, глины).

Производство металлического алюминия. Физические и химические свойства алюминия. Сплавы алюминия, их применение.

Оксид алюминия (III): α - и γ - Al_2O_3 . Искусственные рубины. Гидроксид алюминия, “старение” за счет процессов оляции и оксоляции. Строение и свойства алюминатов, полученных методом твердофазного синтеза и в водных растворах. Полиалюминат натрия, β - Al_2O_3 – суперионный проводник. Гидролиз солей алюминия и алюминатов. Комплексные соединения и двойные соли алюминия. Получение и строение безводных галогенидов алюминия. Диагональное сходство свойств соединений бериллия и алюминия.

Разделение смесей бериллия и алюминия путем осаждения квасцов, получения карбонатных или фторидных комплексов и методом возгонки оксоацетата бериллия.

Гидрид алюминия и гидридоалюминаты щелочных элементов. Применение соединений алюминия.

Элементы подгруппы галлия – галлий, индий, таллий. Общая характеристика элементов подгруппы галлия. Специфика свойств соединений галлия, индия, таллия как постпереходных элементов-металлов. Галлий, индий, таллий – рассеянные элементы. Извлечение галлия, индия, таллия из отходов производства алюминия и цветных металлов. Физические и химические свойства металлических галлия, индия, таллия, их получение и применение.

Валентные состояния элементов подгруппы галлия. Изменение устойчивости соединений, содержащих галлий, индий, таллий в степени окисления (III) и (I). Способы получения одно- и трехвалентных галлия, индия, таллия. Особенности окислительно-восстановительных свойств соединений таллия. Сходство соединений таллия (I) и соединений рубидия (I), с одной стороны, и серебра (I) – с другой.

Амфотерность оксидов и гидроксидов трехвалентных галлия, индия, таллия. Соли и комплексные соединения галлия, индия, таллия. Применение соединений галлия, индия, таллия в полупроводниковой технике. Арсенид галлия как основа нового поколения полупроводников. Токсичность таллия.

Сравнение химических свойств элементов тринадцатой и третьей групп Периодической системы.

Тема: Четырнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (IV A группа) – углерод, кремний, элементы подгруппы германия – германий, олово, свинец

Содержание темы: Углерод и кремний – типические (по Менделееву) элементы четырнадцатой группы. Закономерный переход в группе от неметаллических (углерод, кремний) к металлическим свойствам (германий, олово, свинец).

Углерод. Общая характеристика углерода. Особенности электронного строения атома углерода, обуславливающие уникальную способность этого элемента образовывать связи C–C различной кратности и связи с атомами других элементов-неметаллов. Многообразие органических и неорганических соединений углерода, валентные формы углерода. Распространенность и изотопный состав. Использование изотопа ^{14}C для определения возраста археологических объектов. Формы нахождения углерода в природе.

Кристаллическая структура алмаза и графита. Искусственные алмазы и графит. Карбин. Фуллерены. Применение алмазов, графита, сажи. Активированный уголь как поглотитель газов, паров и растворенных веществ (Н.Д. Зелинский).

Химические свойства углерода. Соединения углерода с металлами и неметаллами. Важнейшие карбиды, их классификация по типу химической связи. Карбиды серы (сероуглерод), азота (дициан), кремния (карборунд), железа, вольфрама, гафния, тория и др. Применение карбидов в технике и химической промышленности в качестве тугоплавких, жаростойких, высокотвердых материалов, составляющих конструкционных материалов, сталей и сплавов, применение в синтезе (карбид кальция и др.)

Синильная кислота, простые и комплексные цианиды. Цианамиды щелочных и щелочноземельных элементов. Роданистоводородная кислота и ее соли.

Галогениды углерода – четыреххлористый углерод, хлороформ, фторпроизводные углерода и их практическое применение (фреоны, фторопласты).

Углеводороды с одинарной, двойной и тройной связью. Изменение прочности связи углерод–углерод в ряду углеводородов с одинарной, двойной и тройной связью. Катенация (образование гомоядерных цепей), ее ослабление в ряду C – Si – Ge.

Примеры металлоорганических соединений – веществ, содержащих связь металл–углерод (метиллитий, тетраэтилсвинец, диметилртуть).

Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II) (угарный газ). Строение молекулы (методы МО и ВС). Получение и свойства оксида углерода (II). Координационные соединения оксида углерода (II) – карбонилы переходных элементов. Фосген как хлорангидрид угольной кислоты. Применение оксида углерода (II) в химической промышленности и в качестве топлива.

Оксид углерода (IV) (углекислый газ), получение, строение молекулы, физические и химические свойства. Применение углекислого газа. Угольная кислота, ее строение и свойства. Карбонаты, гидрокарбонаты, их термическая устойчивость. Получение и применение карбамида (мочевины).

Кремний. Общая характеристика кремния. Роль соединений кремния в построении земной коры. Основные кремнийсодержащие минералы – кварц, силикаты, алюмосиликаты (полевой шпат, слюда, асбест, каолин).

Кристаллическая структура кремния. Получение кремния. Физические и химические свойства кремния – простого вещества. Кремний – полупроводник. Соединения кремния с металлами и неметаллами. Силициды, их классификация по типу химической связи, применение. Соединения кремния с галогенами. Гексафторокремниевая кислота, ее соли. Карбид кремния и материалы на его основе.

Соединения кремния с водородом. Строение силанов. Получение, свойства, применение. Различия в термической устойчивости углеводородов и силанов.

Кислородные соединения кремния. Оксид кремния (IV) – полиморфные модификации. Природные разновидности оксида кремния (IV). Кремниевые кислоты. Силикагель, получение, применение. Золь и гель кремниевой кислоты. Силикаты, их гидролиз. Современные представления о строении силикатов. Основные типы структур силикатов: Островные, цепные, слоистые, трех-

мерные. Искусственные силикаты: стекла, ситаллы, цементы, принципы промышленного получения стекла и цемента. Оксид кремния (II), получение и свойства.

Важнейшие кремнийорганические соединения: силоксан, силиконы, их применение в технике.

Сравнение свойств кислородных соединений и галогенидов углерода и кремния.

Диагональное сходство свойств соединений бора и кремния.

Элементы подгруппы германия – германий, олово, свинец. Общая характеристика элементов подгруппы германия. Распространенность германия, олова, свинца. Аномальный изотопный состав свинца. Германий – рассеянный элемент. Минералы олова (касситерит), свинца (свинцовый блеск).

Получение германия, его физические и химические свойства. Германий как важнейший материал с полупроводниковыми свойствами.

Получение металлического олова из касситерита, рафинирование олова; физические и химические свойства олова. Применение олова и его сплавов. Получение металлического свинца, его рафинирование. Физические и химические свойства, применение свинца и его сплавов.

Изменение окислительно-восстановительной устойчивости соединений, содержащих элементы в степени окисления (IV) и (II), по ряду германий – свинец.

Важнейшие соединения германия (IV): оксид германия, германаты, тетрахлорид германия, гидриды и металлоорганические соединения германия (IV). Соединения германия (II).

Важнейшие соединения олова (IV) и (II): их получение, состав, строение, свойства. Оксид олова (IV), оловянные кислоты, станнаты. Оксид и гидроксид олова (II), станниты. Хлориды олова (IV) и (II). Сульфиды олова (IV) и (II), тиостаннаты. Окислительно-восстановительные свойства соединений олова (IV) и (II). Применение соединений олова. Сенсорные материалы.

Важнейшие соединения свинца (II) и (IV): оксиды свинца (II) и (IV), сурик, плюмбиты, плюмбаты. Растворимые и нерастворимые соли свинца (II) и (IV). Свинцовые белила. Галогениды и сульфиды свинца. Комплексные соединения свинца (II) и (IV). Сравнение окислительно-восстановительных, кислотно-основных и комплексообразующих свойств свинца (II) и (IV). Применение соединений свинца. Свинцовые аккумуляторы. Токсичность свинца и его соединений.

Сравнение химических свойств элементов четырнадцатой и четвертой групп Периодической системы.

Тема: Пятнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (V A группа) – азот, фосфор, элементы подгруппы мышьяка – мышьяк, сурьма, висмут

Содержание темы: Азот и фосфор – типические (по Менделееву) элементы пятнадцатой группы. Закономерное усиление металлических свойств от азота и фосфора к элементам подгруппы мышьяка.

Азот. Общая характеристика азота. Распространенность и нахождение азота в природе (воздух, органические азотсодержащие соединения, селитры, нитриты). Строение молекулы азота (методы МО и ВС). Уникальные физические и химические свойства молекулярного азота. Энергия тройной, двойной и одинарной связи азот – азот. Сопоставление энергетических характеристик связей азот – азот, углерод – азот, углерод – углерод. Получение азота в лаборатории и промышленности. Применение молекулярного азота.

Современные методы связывания атмосферного азота (синтез аммиака, оксида азота (II), цианмида кальция, нитрогенильных комплексов).

Аммиак. Строение, физические и химические свойства. Получение аммиака в лаборатории. Сжижение аммиака. Физико-химические условия промышленного синтеза аммиака. Катализаторы синтеза аммиака. Равновесие взаимодействия аммиака с водой. Гидраты аммиака. Проблема существования гидроксида аммония. Соли аммония, их получение и свойства. Строение иона аммония. Термическая устойчивость солей аммония – производных важнейших минеральных кислот. Гидролиз солей аммония. Применение аммиака и солей аммония. Аммиакаты как пример комплексных азотсодержащих соединений.

Нитриды с ионной, ковалентной связью, металлоподобные нитриды. Гидразин и гидроксилламин, состав и свойства. Сравнение основных и окислительно-восстановительных свойств аммиака, гидразина и гидроксилламина. Азотистоводородная кислота и ее соли (азиды). Галогени-

ды азота, их свойства.

Кислородные соединения азота. Природа связи азот – кислород.

Состав, строение и закономерности в изменении свойств оксидов азота: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_5 (дипольный момент, межмолекулярное взаимодействие, взаимодействие с водой, термическая устойчивость, кислотные свойства). Получение оксидов азота. Схема МО для NO , сопоставление свойств NO и NO^+ . Радикальные реакции NO (взаимодействие с O_2 , Cl_2), NO_2 (реакции нитрования органических веществ). Анионные (NO_2^- , NO_3^-) и катионные (NO^+ , NO_2^+) формы оксидов азота (III), (V). Диспропорционирование оксидов азота (III), (IV) в кислой и щелочной средах, полярных и неполярных растворителях. Синтез безводных нитратов элементов-металлов. Термическое разложение нитратов натрия, серебра, свинца.

Получение, сопоставление строения и свойств азотистой HNO_2 и азотной HNO_3 кислот: устойчивость, кислотные и окислительно-восстановительные свойства водных растворов. Зависимость состава продуктов взаимодействия азотной кислоты с металлами от концентрации кислоты и природы металла. Нитриты и нитраты, получение, свойства, их роль в технике. Гипоазотистая кислота $(HNO)_2$.

Фосфор. Общая характеристика фосфора. Распространенность фосфора и формы его нахождения в природе (фосфаты элементов-металлов – фосфориты, апатиты, монацит; фосфорсодержащие органические соединения – нуклеиновые кислоты и др.). Валентные состояния фосфора. Аллотропные модификации фосфора. Условия стабильности белого и красного фосфора. Строение белого и красного фосфора, физические и химические свойства. Свечение фосфора. Взаимодействие фосфора с металлами и неметаллами. Получение и применение красного и белого фосфора в промышленности.

Водородные соединения фосфора. Способы получения фосфина. Соли фосфония, их термическая и гидролитическая устойчивость.

Фосфиды металлов, получение, свойства. Типы химической связи в фосфидах металлов и неметаллов. Инсектоfungициды и полупроводниковые материалы на основе фосфидов. Галогениды фосфора, оксогалогениды. Особенности строения PCl_5 и PCl_3 , PBr_5 и PBr_3 . Неорганические полимеры на основе галогенидов фосфора (фосфонитрилхлорид).

Кислородные соединения фосфора – оксиды, кислородсодержащие кислоты. Оксид фосфора (III), получение, строение молекулы, свойства. Фосфористая кислота, получение, строение, свойства. Фосфиты. Фосфорноватистая кислота, получение, строение, свойства. Гипофосфиты. Фосфорноватая кислота, ее соли.

Оксид фосфора (V), получение, строение молекулы, свойства. Получение и взаимные переходы орто-, ди(пиро)- и метафосфорной кислот. Строение и свойства фосфорных кислот и их солей. Аналитические методы их идентификации. Гидролиз фосфатов. Полиметафосфаты. Сравнение кислотных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости кислородсодержащих кислот фосфора (I), (III), (V). Фосфорные удобрения и моющие средства на основе фосфатов. Роль производных фосфорной кислоты в биологических процессах. Протонные проводники на основе кислых фосфатов.

Элементы подгруппы мышьяка – мышьяк, сурьма, висмут. Общая характеристика элементов подгруппы мышьяка. Особенности химических свойств мышьяка, сурьмы, висмута как постпереходных элементов. Склонность элементов подгруппы мышьяка к образованию химической связи с серой. Минералы мышьяка (реальгар, аурипигмент), сурьмы (сурьмяный блеск), висмута (висмутовый блеск). Получение мышьяка, сурьмы, висмута из природного сырья. Физические и химические свойства, применение мышьяка, сурьмы, висмута. Сплавы сурьмы и висмута, сплав Вуда.

Валентные состояния мышьяка, сурьмы и висмута. Изменение устойчивости соединений, содержащих элементы подгруппы мышьяка в степени окисления (III) и (V).

Важнейшие соединения мышьяка (V) и (III): оксиды (V) и (III), мышьяковая и мышьяковистая кислоты, арсенаты и арсениты. Сульфиды и тиосоли мышьяка (V) и (III). Проявление амфотерных свойств соединениями мышьяка. Сравнение окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств однотипных соединений мышьяка (V) и (III).

Кислородные соединения сурьмы: оксиды (V) и (III), сурьмяная и сурьмянистая кислоты, антимоанаты и антимониты. Сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных

свойств соединений сурьмы (V) и (III). Состояние сурьмы (V) и (III) в водных растворах. Галогениды сурьмы (V) и (III), их гидролиз. Сульфиды и тиосоли сурьмы (V) и (III).

Важнейшие соединения висмута (III) – оксид и гидроксид, соли и оксосоли, сульфид висмута (III). Состояние висмута (III) в водных растворах. Соединения висмута (V) – висмутаты, их получение и свойства сильнейших окислителей.

Водородные соединения мышьяка, сурьмы и висмута, получение, строение, свойства. Арсениды, антимиониды, висмутиды. Получение, свойства.

Применение соединений элементов подгруппы мышьяка в промышленности. Токсичность соединений мышьяка, сурьмы, висмута.

Сопоставление состава, строения, характера химической связи, кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств, термодинамических характеристик однотипных соединений элементов пятнадцатой группы (простых веществ, гидридов, галогенидов, оксидов, кислородсодержащих кислот).

Сравнение химических свойств элементов пятнадцатой и пятой групп Периодической системы.

Тема: Шестнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VI A группа) – кислород и элементы подгруппы серы

Содержание темы: Общая характеристика кислорода. Роль кислорода как самого распространенного элемента в биологических и минеральных процессах на Земле.

Строение молекулы кислорода с позиций методов ВС и МО. Парамагнетизм молекулярного кислорода, физические и химические свойства молекулярного кислорода. Строение иона O_2^+ (метод МО).

Получение кислорода в лаборатории и промышленности. Жидкий кислород. Применение молекулярного кислорода.

Важнейшие кислородные соединения – оксиды элементов-металлов и элементов-неметаллов, гидроксиды металлов, кислородсодержащие кислоты и их соли. Типы химической связи в оксидах, гидроксидах, кислородсодержащих кислотах различных элементов. Оксиды элементов-металлов с переменной степенью окисления. Нестехиометрические оксиды. Химические и физические свойства оксидов. Оксидные бронзы.

Пероксиды и надпероксиды, их получение, свойства и применение. Строение ионов O_2^- и O_2^{2-} с точки зрения метода МО.

Озон, его свойства, строение, получение. Применение для озонирования воды и воздуха, в качестве окислителя в синтезе. Озоныды, их получение, свойства и применение.

Элементы подгруппы серы – сера, селен, теллур, полоний. Общая характеристика элементов подгруппы серы. Распространенность, формы нахождения в природе элементов подгруппы серы (самородная сера, сульфаты, халькогениды металлов, органические соединения, содержащие серу). Биологическая роль селена. Полоний – радиоактивный элемент-металл. Изменение характерных валентных состояний в ряду кислород – теллур.

Аллотропные и полиморфные модификации серы, диаграмма состояний серы. Соединения серы с металлами и неметаллами. Применение серы.

Водородные соединения серы, селена, теллура, химические и физические свойства, получение и применение. Изменение строения, термической и окислительно-восстановительной устойчивости, термодинамических характеристик в ряду вода – сероводород – селеноводород – теллуrowодород (длина связи, валентный угол, дипольный момент, условия фазовых переходов). Изменение кислотно-основных свойств водных растворов водородных соединений в том же ряду. Многосернистый водород, получение и свойства (полисульфаны). Токсичность водородных соединений серы, селена, теллура. Правила техники безопасности при работе с ними.

Халькогениды металлов (сульфиды, селениды, теллуриды), получение и свойства. Гидросульфиды и полисульфиды металлов. Сульфиды металлов как важнейшее минеральное сырье. Использование халькогенидов металлов в качестве полупроводников.

Кислородные соединения серы, селена, теллура со степенью окисления (IV). Способы получения, строение и свойства оксидов (IV) элементов подгруппы серы. Изменение термической устойчивости и окислительно-восстановительных свойств в ряду оксид серы (IV) (сернистый газ) – оксид селена (IV) – оксид теллура (IV). Сернистая кислота, строение, получение, свойства.

Сульфиты и гидросульфиты, термическая устойчивость, окислительно-восстановительные свойства, гидролиз в водных растворах. Таутомерия гидросульфит-иона. Сравнение свойств сернистой, селенистой и теллуристой кислот и их солей.

Хлористый тионил – галогенангидрид сернистой кислоты, получение, строение, свойства.

Тиосернистая, тиосерная, гидросернистая, политионовые кислоты – состав, свойства. Получение, строение и свойства тиосульфата натрия. Гомоядерные цепи в политионатах.

Кислородные соединения серы, селена, теллура со степенью окисления (VI). Изменение термической устойчивости и термодинамических характеристик оксидов (VI) элементов в ряду сера – теллур. Оксид серы (VI) (серный ангидрид), его строение, физические и химические свойства. Физико-химические параметры процесса получения серного ангидрида окислением сернистого газа кислородом.

Серная кислота – важнейшая из минеральных кислот, ее применение. Строение и свойства серной кислоты. Основные принципы промышленных методов получения серной кислоты – контактного и нитрозного. Нитрозил-серная кислота. Олеум. Сульфаты и гидросульфаты. Влияние природы катиона элемента-металла на термическую устойчивость сульфатов.

Сравнение свойств серной, селеновой и теллуровой кислот и их солей. Особенности состава и строения теллуровой кислоты. Проявление вторичной периодичности в свойствах кислородных соединений элементов подгруппы серы.

Сравнение кислотных, окислительно-восстановительных свойств и термической устойчивости серной и сернистой кислот.

Замещение в H_2SO_4 : конечного атома кислорода на серу (тиосульфаты), пероксогруппу (моно- и диансерная кислоты), гидроксильной группы на мостиковый кислород (пиросульфат и полисульфаты), на галоген (SO_2Cl_2 , HSO_3F).

Сравнение химических свойств элементов шестнадцатой и шестой групп Периодической системы.

Тема: Семнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VII A группа) – галогены – фтор, хлор, бром, иод, астат

Содержание темы: Общая характеристика галогенов. Основные формы химической связи. Преобладание неметаллических свойств. Важнейшие минералы фтора (фторапатит, флюорит, криолит) и хлора (каменная соль, сильвинит). Добыча поваренной соли из морской воды. Получение соединений брома из буровых вод, солей иода из морских водорослей. Астат – радиоактивный член группы галогенов.

Строение двухатомных молекул галогенов. Изменение энергии связи галоген – галоген и химической активности в ряду двухатомных молекул галогенов. Влияние изменения межмолекулярного взаимодействия по ряду фтор – иод на агрегатное состояние галогенов.

Химические свойства галогенов в молекулярном состоянии, взаимодействие с металлами и неметаллами. Солеобразные галогениды, галогенангидриды. Межгалогенные соединения. Аналогия в химических свойствах галогенов и межгалогенных соединений. Полигалогениды. Порядок вытеснения галогенов из растворов их галогенидов, иллюстрация этих процессов величинами окислительно-восстановительных потенциалов.

Получение галогенов в лаборатории и промышленности. Химические и электрохимические методы. Токсичность галогенов. Правила техники безопасности при работе с галогенами. Применение галогенов в промышленности и технике: в металлургии (электролиз безводных галогенидов, иодидное рафинирование), в неорганическом и органическом синтезе.

Галогеноводороды, их физические и химические свойства. Изменение в ряду фтороводород–иодоводород прочности и типа связи водород – галоген, термической устойчивости и восстановительных свойств галогеноводородов. Термодинамические характеристики галогеноводородов. Способы получения галогеноводородов. Цепная реакция синтеза хлороводорода. Получение галогеноводородов из солеобразных галогенидов и из галогенангидридов.

Растворы галогеноводородов в воде, изменение силы галогеноводородных кислот в ряду HF – HI.

Соляная кислота как одна из важнейших минеральных кислот, ее свойства, получение в промышленности и применение. Плавиковая кислота, особенности ее строения, применение. Гид-

рофториды. Травление стекла плавиковой кислотой и газообразным фтороводородом. Техника безопасности при работе с фтороводородом и его растворами.

Кислородные соединения галогенов – оксиды и кислородсодержащие кислоты. Изменение их устойчивости в ряду фтор – иод. Вторичная периодичность в изменении устойчивости кислородных соединений галогенов с точки зрения теории поляризации и с учетом образования кратных связей галоген – кислород.

Взаимодействие галогенов с водой: сольватация и клатратообразование, гетеролитическое разложение. Изменение состава продуктов этого взаимодействия в ряду фтор – иод. Термодинамические и кинетические характеристики процессов взаимодействия галогенов с водой. Влияние концентрации водородных ионов на равновесие реакции галогенов с водой.

Процесс “беления” сухим и влажным хлором. Хлорноватистая кислота, ее соли – гипохлориты. Жавелевая вода. Хлорная известь. Хлористая, хлорноватая, хлорная кислоты и их соли: хлориты, хлораты, перхлораты. Способы получения. Строение и свойства, применение важнейших кислородсодержащих кислот хлора и их солей. Сопоставление термической устойчивости, силы кислот и окислительно-восстановительных свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора.

Оксиды хлора – Cl_2O , ClO_2 , ClO_3 , Cl_2O_7 , их термическая неустойчивость. Оксиды брома и иода. Кислородсодержащие кислоты брома, иода и их соли, состав, свойства. Неустойчивость кислородных кислот и оксидов брома. Получение бромной кислоты с помощью фторидов ксенона и путем облучения нейтронами селенатов щелочных металлов. Амфотерность иодноватистой кислоты. Иодные кислоты, их гидратные формы. Получение иодных кислот и их солей.

Порядок взаимного вытеснения галогенов из кислородсодержащих соединений, иллюстрация наблюдаемой закономерности величинами окислительно-восстановительных потенциалов.

Применение соединений элементов семнадцатой группы.

Сравнение химических свойств элементов семнадцатой и седьмой групп Периодической системы.

Тема: Водород – первый элемент Периодической системы Д.И. Менделеева

Содержание темы: Проблема размещения водорода в Периодической системе.

Свойства водорода, характерные как для элементов–неметаллов (легкий аналог галогенов), так и для элементов–металлов (легкий аналог щелочных элементов). Целесообразность рассмотрения свойств водорода на завершающем этапе изучения Периодической системы.

Особенности строения атома водорода. Изотопы водорода – протий, дейтерий и тритий. Значение изотопов водорода для ядерной техники. Распространенность водорода, формы его нахождения в природе. Валентные состояния водорода. Размеры атома и ионов.

Молекулярный водород, физические и химические свойства. Атомарный водород. Проблема металлоподобного водорода. Лабораторные и промышленные способы получения водорода. Хранение водорода. Техника безопасности при работе с водородом. Применение водорода.

Гидриды – соединения водорода с металлами и неметаллами. Гидриды с ковалентным, ионным и промежуточными типами связей. Водородная связь, ее влияние на строение и свойства водородсодержащих соединений. Гидриды с трехцентровой связью. Растворимость водорода в металлах. Химические аккумуляторы водорода (сплав “лантан–никель–5”). Физические и химические свойства гидридов. Получение и применение гидридов.

Вода как важнейшее соединение водорода. Роль воды в биосфере и геосфере. Строение молекулы воды. Ассоциация молекул воды за счет водородных связей. Цепная реакция синтеза воды. Разложение воды под действием радиации (радиолиз) с образованием радикалов гидроксила, пероксида водорода, молекулярного кислорода, гидратированного электрона. Физические и химические свойства обычной и тяжелой воды. Термическая диссоциация воды.

Проблемы очистки воды. Получение химически чистой воды.

Пероксид водорода. Строение, термическая устойчивость и кислотная диссоциация. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Способы получения и применение пероксида водорода в технике, технологии, медицине.

Надкислоты, соли надкислот. Их строение, свойства и применение на примере надсерных кислот. Пероксиды металлов как производные пероксида водорода.

Тема: Восемнадцатая группа Периодической системы Д.И. Менделеева (VIII А группа) – инертные (благородные) газы

Содержание темы: Особенности электронного строения атомов инертных газов. Неустойчивость двухатомных молекул инертных газов (на примере гелия, метод МО). Физические свойства инертных газов. Нахождение инертных газов в природе, способы разделения их смесей. Основные вехи истории открытия соединений инертных газов (Б.А. Никитин, Н. Бартлетт). Дифторид, тетрафторид, гексафторид ксенона. Триоксид ксенона. Перксенат-ион. Трехцентровая четырехэлектронная связь в соединениях инертных газов. Окислительные свойства фторидных и кислородных соединений ксенона. Положение фторидов ксенона в ряду известных фторокислителей. Фторидные соединения радона и криптона.

Применение инертных газов и их соединений как фторокислителей и в радиохимии для улавливания летучих соединений осколочных элементов.

Тема: Особенности химии элементов-неметаллов

Содержание темы: Признаки простых и сложных веществ, характерные для элементов-неметаллов (тринадцатая – восемнадцатая группы Периодической системы). Особенности строения электронных оболочек атомов, придающие элементам неметаллические свойства. Изменение прочности и кратности связи элемент – элемент в ряду элементов-неметаллов бор – углерод – азот – кислород – фтор – неон, а также сверху вниз в тринадцатой – восемнадцатой группах. Влияние электронного строения и изменения размеров атомов в группах на прочность и тип химической связи в важнейших классах сложных соединений (гидриды, оксиды, галогениды). Изменение в группах и рядах кислотно-основных свойств гидратов окислов (кислотный, амфотерный или основной характер диссоциации).

Влияние специфических свойств элементов-неметаллов на формы их нахождения в природе. Важнейшие биологически активные элементы-неметаллы. Основные биолганды – белки, углеводы, нуклеиновые кислоты. Ферменты – их роль в процессах метаболизма (гидролиз, окисление). Принципы фотосинтеза.

Получение неметаллов. Применение простых веществ и сложных соединений, образованных неметаллами, в промышленности и сельском хозяйстве.