

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
образования «Тамбовский государственный университет имени Г.Р. Державина»
Институт естествознания
Кафедра химии

УТВЕРЖДАЮ:
Директор института



Е. В. Скрипникова
«05» июля 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по дисциплине Б1.О.10 Неорганическая химия

Направление подготовки/специальность: 04.03.01 - Химия

Профиль/направленность/специализация: Химия твёрдого тела и химия материалов

Уровень высшего образования: бакалавриат

Квалификация: Бакалавр

год набора: 2021

Автор программы:

Кандидат химических наук, Алехина Ольга Владимировна

Рабочая программа составлена в соответствии с ФГОС ВО по направлению подготовки 04.03.01 - Химия (уровень бакалавриата) (приказ Министерства образования и науки РФ от «17» июля 2017 г. № 671).

Рабочая программа принята на заседании Кафедры химии «17» июня 2021 г. Протокол № 8

Рассмотрена и одобрена на заседании Ученого совета Института естествознания, Протокол от «05» июля 2021 г. № 10.

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цели и задачи дисциплины.....	4
2. Место дисциплины в структуре ОП бакалавра.....	5
3. Объем и содержание дисциплины.....	5
4. Контроль знаний обучающихся и типовые оценочные средства.....	47
5. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля).....	78
6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины.....	79
7. Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы.....	80

1. Цели и задачи дисциплины

1.1 Цель дисциплины – формирование компетенций:

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

1.2 Типы задач профессиональной деятельности, к которым готовятся обучающиеся в рамках освоения дисциплины:

- организационно-управленческий
- технологический

1.3 Дисциплина ориентирована на подготовку обучающихся к профессиональной деятельности в сферах: 26 Химическое, химико-технологическое производство (в сфере оптимизации существующих и разработки новых технологий, методов и методик получения и анализа продукции, в сфере контроля качества сырья, полуфабрикатов и готовой продукции, в сфере паспортизации и сертификации продукции), 40 Сквозные виды профессиональной деятельности в промышленности (в сфере научнотехнических, опытно-конструкторских разработок и внедрения химической продукции различного назначения, в сфере метрологии сертификации и технического контроля качества продукции)

1.4 В результате освоения дисциплины у обучающихся должны быть сформированы:

Обобщенные трудовые функции / трудовые функции / трудовые или профессиональные действия (при наличии профстандарта)	Код и наименование компетенции ФГОС ВО, необходимой для формирования трудового или профессионального действия	Индикаторы достижения компетенций
	ОПК-1 Способен анализировать и интерпретировать результаты химических экспериментов, наблюдений и измерений	Анализирует результаты экспериментов, наблюдений, измерений и формулирует обоснованные выводы
	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	Осуществляет химический эксперимент по изучению химических явлений и процессов, состава и свойств неорганических веществ

1.5 Согласование междисциплинарных связей дисциплин, обеспечивающих освоение компетенций:

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

№ п/п	Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарность	Форма обучения
		Очная (семестр)

	междисциплинарные связи	2	3	4	5	6
1	Аналитическая химия		+	+		
2	Биохимия	+				
3	Физическая химия			+	+	+
4	Физические методы исследования				+	

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

№ п/п	Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарные связи	Форма обучения			
		Очная (семестр)			
		3	4	5	6
1	Аналитическая химия	+	+		
2	Ознакомительная практика		+		
3	Органическая химия		+	+	
4	Технологическая практика				+
5	Химический анализ природных объектов			+	

2. Место дисциплины в структуре ОП бакалавриата:

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к обязательной части учебного плана ОП по направлению подготовки 04.03.01 - Химия.

Дисциплина «Неорганическая химия» изучается в 1, 2 семестрах.

3. Объем и содержание дисциплины

3.1. Объем дисциплины: 11 з.е.

Очная: 11 з.е.

Вид учебной работы	Очная (всего часов)
Общая трудоёмкость дисциплины	396
Контактная работа	240
Лекции (Лекции)	80
Лабораторные (Лаб. раб.)	80
Практические (Практ. раб.)	80
Самостоятельная работа (СР)	84
Экзамен	72

3.2. Содержание курса:

№ темы	Название раздела/темы	Вид учебной работы, час.				Формы текущего контроля
		Лекции	Лаб. раб.	Практ. раб.	СР	

		О	О	О	О	
1 семестр						
1	Основные химические понятия и стехиометрические законы	2	8	2	4	Выполнение и защита лабораторных работ.
2	Строение атома	4	-	4	6	Работа на семинаре
3	Периодический закон. Периодические функции	4	-	4	6	Работа на семинаре; Коллоквиум (тема 2-3)
4	Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие	6	-	6	6	работа на семинаре
5	Комплексные соединения	4	4	4	4	Выполнение и защита лабораторных работ; Коллоквиум (тема 4-5)
6	Энергетика химических реакций	2	2	2	4	Выполнение и защита лабораторных работ
7	Скорость реакций. Химическое равновесие	2	4	2	6	Выполнение и защита лабораторных работ
8	Растворы. Теория электролитической диссоциации	4	8	4	6	Выполнение и защита лабораторных работ; Решение задач
9	Окислительно-восстановительные процессы	4	6	4	6	Выполнение и защита лабораторных работ
2 семестр						
10	Водород. p-элементы VII-IVA групп. Элементы VIIA группы.	16	16	16	12	Выполнение и защита лабораторных работ; Контрольный срез - коллоквиум водород. Элементы 7A и 6A, 4A и 5A подгрупп и их соединения

11	p-Элементы III-группы. s-Элементы I-II групп.	16	16	16	12	Выполнение и защита лабораторных работ; Решение задач
12	d-Элементы I-VIII групп. f-Элементы	16	16	16	12	Выполнение и защита лабораторных работ; Контрольный срез-коллоквиум «Элементы побочных подгрупп»

Тема 1. Основные химические понятия и стехиометрические законы (ОПК-1)

Лекция.

Основные понятия химии. Атом. Молекула. Химический элемент. Изотопный состав химических элементов. Простое и сложное вещество. Химический эквивалент.

Основные типы структур неорганических соединений. Основные стехиометрические законы. Нестехиометрические соединения

Практическое занятие.

Решение задач и упражнений.

Содержание:

1. Моль. Эквивалент, эквивалентные массы.
2. Газовые законы.
3. Определение атомных и молекулярных масс
4. Химические формулы, расчет по химическим формулам и уравнениям

Типовые задания:

1. Определить число моль эквивалентов металла, содержащегося в 40 г Са.
2. Трехвалентный элемент образует оксид, содержащий 68,90 % мас. кислорода. Вычислить молярную массу эквивалента элемента и назвать элемент.
4. На восстановление 7,2 г оксида потребовалось 2,24 л водорода, измеренного при н.у. Рассчитать молярные массы эквивалентов оксида и металла.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа 1.1. «Приемы и методы работы в химической лаборатории»

Цель работы – освоение простейших способов очистки веществ: фильтрования, перегонки, возгонки и перекристаллизации.

Содержание.

- Опыт 1. Установление содержания кристаллизационной воды в кристаллогидратах и их формул
Опыт 2. Определение массовой доли хлорида натрия в его смеси с песком.

Лабораторная работа 1.2. Очистка растворимых солей методом перекристаллизации

Опыт. Очистка хлорида калия от примеси хлорида железа (III).

Лабораторная работа 1.3. Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения.

Цель работы – знакомство с простейшим экспериментальным методом определения эквивалентной и атомной массы элемента.

Лабораторная работа 1.4. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV).

Цель работы – освоение методов определения молярной массы газообразного вещества на примере углекислого газа (оксида углерода (IV)).

Задания для самостоятельной работы.

- 1) Подготовка к текущему контролю, проработать теоретический материал: конспекты лекций, рекомендуемую литературу.
- 2) подготовить доклад (презентацию) от лица выдающихся ученых-химиков о содержания их экспериментов и важнейших открытий
- 3) тест для самоконтроля типовые вопросы теста:
 1. Какие значения температуры и давления соответствуют нормальным условиям для газов
 - (а) $t = 25^{\circ}\text{C}$, $P = 760$ мм.рт.ст;
 - (б) $t = 0^{\circ}\text{C}$, $P = 1,013 \cdot 10^5$ Па;
 - (в) $t = 0^{\circ}\text{C}$, $P = 760$ мм.рт.ст;
 - (г) $t = 25^{\circ}\text{C}$, $P = 1,013 \cdot 10^5$ Па
 2. Массовое число атома показывает...
 - (а) массу атома в а.е.м; (б) заряд ядра; (в) число протонов и нейтронов; (г) относительную атомную массу.
 3. Изотопы отличаются по:
 - (а) числу нейтронов;
 - (б) заряду ядра;
 - (в) числу электронов;
 - (г) ничем не отличаются друг от друга.

Тема 2. Строение атома (ОПК-1)

Лекция.

Состав ядра атома. Изотопы и изобары. Радиоактивные элементы и их распад. Искусственная радиоактивность. Понятие о ядерных реакциях. Энергия атомного ядра и ее использование. Понятие о радиационно-химических реакциях. Особенности химии радиоактивных элементов. Реакции с участием меченых атомов.

История развития представлений о строении атома. Теория Бора.

Волновая теория строения атома. Двойственная природа электрона. Принцип неопределенности.

Понятие об электронном облаке. Электронная плотность. Радиальное распределение электронной плотности около ядра атома водорода в основном и возбужденном состояниях. Понятие о радиусе атома. Квантовые числа как характеристики состояния электрона в атоме. s-, p-, d-, f-электроны. Понятия: энергетический уровень, подуровень, электронный слой, электронная оболочка, атомная орбиталь (АО). Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда и порядок заполнения атомных орбиталей. Строение электронных оболочек атомов элементов.

Понятие об эффективном заряде ядра атома. Экранирование заряда электронами.

Практическое занятие.

1. Решение задач и упражнений

Примеры типовых заданий:

1. Напишите электронную формулу атома технеция. Сколько электронов находится на d-подуровне предпоследнего электронного слоя? К какому электронному семейству относится элемент?
2. Структуры последнего слоя каких элементов изображены: а) $2s^2 2p^3$; б) $3s^2 3p^1$; в) $3d^5 4s^2$; г) $5s^2$?
3. Найти число орбиталей, определенное следующим энергетическим состоянием: $5f, 2s, 3d, 4p$. Определить максимальное число электронов, характеризующихся этими энергетическими состояниями.

2. Семинар «Строение атома»

1. Изобразить электронное строение атома с порядковым номером № ____ (вопрос для каждого студента по заданию преподавателя).
2. Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе:
 - а) открытие электрона (заряд масса электрона);
 - б) радиоактивность. Основные характеристики α -, β -, γ - излучения;
 - в) ученые первооткрыватели электрона, радиоактивности.
3. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома, ее развитие. Изобразить модель атома по Резерфорду с порядковым номером № ____ (по заданию преподавателя).
4. Теория света и планетарная модель атома:
 - а) уравнение М. Планка, кванты.
 - б) явление фотоэффекта, объяснение его Эйнштейном;
 - в) корпускулярно-волновой дуализм излучения; экспериментальное подтверждение (фотоэффект, дифракция, интерференция). Корпускулярно-волновой дуализм фотонов.
5. Теория атома водорода по Н. Бору:
 - а) исходные представления;
 - б) постулаты Н. Бора;
 - в) объяснение противоречий теории Резерфорда Н. Бором об устойчивости атома, линейчатости спектра.
6. Спектральные серии атома водорода. Их расчет и экспериментальное подтверждение. Формулы для расчета радиуса орбиты, энергии электрона, частоты излучения.
7. Достоинства и недостатки Н. Бора. Развитие теории Зоммерфельдом и Зееманом.
8. Первоначальные представления квантовой механики:
 - а) уравнение де Бройля;
 - б) корпускулярно-волновой дуализм электрона;
 - в) принцип неопределенности В. Гейзенберга.
9. Уравнение Э. Шредингера. Анализ уравнения. Волновая функция. Понятие об электронной облаке и граничной поверхности.
10. Квантовые числа. Главное и орбитальное квантовое число.
11. Магнитное квантовое число. Спин электрона. Физический смысл квантовых чисел.
12. Атомные орбитали. Вид атомных орбиталей: s, p_x, p_y, p_z, d_{xy}, d_{xz}, d_{x²-y²}, d_{z²}. Радиальное распределение электронной плотности.
13. Многоэлектронные атомы. Современная модель электронного строения атома (три принципа заселения электронами орбиталей: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, Правило Гунда). Правила Клечковского, объяснить на примерах.
6. Строение ядра атома. Протоны, нейтроны. Протонно-нейтронная модель строения атома.
7. Радиоактивный распад. Период полураспада. α - распад, β - распад, электронный захват, спонтанное деление ядра. Правила смещения.
8. Ядерные реакции. Искусственная радиоактивность. Меченые атомы, их применение. Изотопы, изобары.

Лабораторные работы.

Не предусмотрена

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к коллоквиуму №1 «Строение атома. ПЗ и ПС»
2. Подготовить ответы на вопросы:
 - 2.1. Что такое атом? Из чего он состоит? Что такое массовое число? Что такое радиоактивность и период полураспада? Приведите пример реакции радиоактивного распада.
 - 2.2. Что такое квантовые числа, какие значения они принимают и какие свойства определяют?
 - 2.3. Дайте определение понятию «орбиталь». Какими квантовыми числами полностью определяется орбиталь и электроны на ней?

2.4. Как изменяется относительная энергия орбиталей, в чем смысл правила Клечковского?

2.5. Что определяется принципом Паули и правилами Хунда? Приведите электронную конфигурацию S, Cr, Ge, Br, Rb, Ti^{3+} , Fe^{3+} , P^{3+} , начиная от предшествующего благородного газа.

3. Тест для самоконтроля.

Типовые вопросы теста:

1) Какое максимальное число электронов может содержать атом в электронном слое с главным квантовым числом $n = 4$

- (a) 16
- (б) 8
- (в) 32
- (г) 4

2). Какой подуровень заполняется в атомах после подуровня 5s

- (a) 5p
- (б) 4d
- (в) 5f
- (г) 3p

3. В каком из случаев орбитали перечислены в порядке уменьшения их энергии?

- (a) 3s, 3p, 3d
- (б) 2s, 2p, 2d
- (в) 4d, 4p, 4s
- (г) 5s, 5p, 5d

Тема 3. Периодический закон. Периодические функции (ОПК-1)

Лекция.

Периодический закон. Периодическая система. Особенности заполнения электронами атомных орбиталей и формирование периодов. s-, p-, d-, f-элементы и их расположение в периодической системе. Группы. Периоды. Главные и побочные подгруппы. Границы периодической системы. Различные формы таблиц периодической системы.

Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Ионизационные потенциалы. Сродство к электрону. Понятие об электроотрицательности элементов. Периодичность химических свойств элементов, простых веществ и химических соединений.

Практическое занятие.

1. Решение задач и упражнений.

Пример типовых заданий.

1. В соответствии с вариантом задания для элемента (по заданию преподавателя):

- определите место элемента в периодической системе Д. И. Менделеева и назовите элемент;
- запишите полную электронную формулу атома и определите электронное семейство элемента;
- изобразите энергетическую диаграмму расположения электронов по уровням и подуровням и определите все возможные степени окисления элемента;
- напишите формулы оксидов и гидроксидов элемента и охарактеризуйте их кислотно-основные свойства;
- дайте сравнительную характеристику физических и химических свойств простых веществ.

2. Укажите, как в заданном ряду элементов в соответствии с вариантом задания изменяются (увеличиваются, уменьшаются или не изменяются):

- заряд ядра атома;
- число валентных электронов, в том числе неспаренных электронов;
- число энергетических уровней;
- радиус атома;
- энергия ионизации и энергия сродства к электрону;
- ОЭО (относительная электроотрицательность) и способность принимать электроны;

- металлические и неметаллические свойства;
- окислительно-восстановительные свойства;
- высшая положительная степень окисления;
- формулы оксидов и их кислотно-основной характер;
- формулы соответствующих гидроксидов и их кислотно-основной характер.

2. Семинар «Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева».

Вопросы к семинару.

1. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома. Объяснение сущности периодичности на примерах.
2. Развитие и обоснование периодического закона Д.И. Менделеева. Рентгеновские спектры. Закон Мозли, его значение. Современная формулировка периодического закона.
3. Периодические функции. Потенциал ионизации, электронное строение атома, периодический закон.
4. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная электроотрицательность.
5. Радиусы атомов и ионов (эффективные и орбитальные), периодическая система и электронное строение атома.

Лабораторные работы.

Не предусмотрена

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к коллоквиуму №. 1 «Строение атома. ПЗ и ПС»
2. Тест для самоконтроля.

Типовые вопросы:

- 1) Укажите физический смысл номера группы
 - (а) он равен числу энергетических уровней в атоме
 - (б) указывает общее число электронов в атоме
 - (в) указывает число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей
 - (г) характеризует способность отдавать и принимать электроны
- 2) Как радиус атома влияет на связь внешних электронов с ядром?
 - (а) не влияет
 - (б) чем больше радиус атома, тем слабее удерживаются внешние электроны
 - (в) чем больше радиус атома, тем сильнее удерживаются внешние электроны
 - (г) радиус атома влияет на связь внешних электронов с ядром только у d – элементов
- 3) В одном периоде находятся элементы...
 - (а) со сходными химическими свойствами
 - (б) с одинаковой энергией ионизации
 - (в) с одинаковым сродством к электрону
 - (г) с одинаковым числом энергетических уровней

Тема 4. Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие (ОПК-1)

Лекция.

Основные особенности химического взаимодействия и механизм образования химической связи. Насыщаемость и направленность химической связи. Квантовомеханическая трактовка механизма образования связи в молекуле водорода.

Основные типы химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Основные положения теории валентных связей (ВС). Особенности образования связей по донорно-акцепторному механизму. Многоцентровая связь.

Валентность химических элементов. Координационное число химически связанного атома как характеристика, дополняющая валентность. Одиночные и кратные связи. σ - и π -связи - разновидности ковалентных и полярных связей. Количественные характеристики химических связей (порядок, энергия, длина, валентный угол, степень ионности). Эффективные заряды химически связанных атомов и степень ионности связи. Дипольный момент связи. Концепция гибридизации атомных орбиталей и пространственное строение молекул и ионов. Влияние отталкивания электронных пар на пространственную конфигурацию молекул.

Локализованные и делокализованные связи. Делокализация π -электронной плотности в молекуле бензола, графите, ионах кислородсодержащих неорганических кислот.

Теория молекулярных орбиталей (МО). Основные положения теории МО. Энергетическая диаграмма. Связывающие и разрыхляющие МО. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул элементов 2-го периода. σ - и π -МО. Относительная устойчивость двухатомных молекул и соответствующих ионов. Сравнение теорий ВС и МО.

Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействия. Водородная связь.

Кристаллическое состояние вещества. Факторы, определяющие температуру плавления ионных, атомных и молекулярных кристаллов.

Зависимость физических свойств веществ с молекулярной структурой от характера межмолекулярного взаимодействия. Температуры плавления и кипения в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной подгруппы. Теплоты фазовых переходов. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой. Общие особенности физических свойств молекулярных кристаллов в сравнении с ионными и атомными кристаллами.

Практическое занятие.

Семинар «Химическая связь. Валентность».

1. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность, полярность и поляризуемость. Типы химической связи, их краткая характеристика.
2. Основные положения метода валентных связей (ВС). Изменение энергии при образовании связи.
3. Объяснение насыщенности ковалентной связи. Кратность связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
4. Направленность ковалентной связи. s-, p- и d-симметрия перекрывания.
5. Гибридизация атомных орбиталей. Связь между структурой молекул и типом гибридизации.
6. Валентность химических элементов. Развитие понятия валентности. Различные трактовки валентности. Валентность с позиций теории ВС. Валентность s, p, d, f-элементов. Постоянная и переменная валентность. Понятие о валентной и координационной насыщенности. Валентность и степень окисления.
7. Недостатки метода ВС и основные положения метода МО.
8. Типы МО. Последовательность увеличения энергии молекулярных орбиталей. Кратность связи с позиций метода МО.
9. Объяснение свойств молекул H_2^+ , H_2 , He_2^+ и He_2 .
10. Свойства молекул Li_2 , Be_2 , N_2 , N_2^+ , O_2^+ , O_2 и F_2 на основе их электронного строения.
11. Свойства молекул CO (в сравнении с N_2), NO (в сравнении с NO^+ и NO^-) и CN^- (в сравнении с CN).
12. Полярность и поляризуемость связи. Дипольный момент связи и молекулы в целом. Электроотрицательность элементов.
13. Локализованные и делокализованные связи. Трех- и многоцентровые связи. Делокализация электронной плотности в молекуле бензола, графите, ионах кислородсодержащих неорганических кислот (КНК). Пространственная конфигурация молекул и ионов кислородсодержащих молекул и ионов КНК.
14. Ионная связь. Строение и свойства ионных соединений. Степень ионности связи как функция разности электроотрицательностей. Эффективные заряды атомов и степень ионности связи.
15. Водородная связь. Межмолекулярные силы Ван-дер-Ваальса. Зависимость физических свойств веществ от характера межмолекулярного взаимодействия.

Лабораторные работы.

Не предусмотрена

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к коллоквиуму «Химическая связь. Валентность», используя лекции, рекомендуемую литературу.
2. Подготовка конспекта по теме: Металлическая связь.
3. Тест для самоконтроля. Типовые вопросы
 - 1) Ковалентная связь может образовываться за счет...
 - (а) электростатического притяжения различно заряженных частиц
 - (б) общих электронных пар атомов
 - (в) взаимодействия положительно и отрицательно заряженных частиц
 - (г) взаимодействия неподеленной пары одного атома и свободной орбитали другого атома
 - 2) При образовании химической связи электронная плотность между взаимодействующими атомами...
 - (а) уменьшается
 - (б) исчезает
 - (в) увеличивается
 - (г) не изменяется
 - 3) Среди перечисленных ниже химических связей наиболее слабой является
 - (а) металлическая
 - (б) ионная
 - (в) ковалентная
 - (г) ванн – дер – ваальсова

Тема 5. Комплексные соединения (ОПК-2)

Лекция.

Координационная ненасыщенность атомов и возможность образования комплексных (координационных) соединений. Состав комплексных соединений. Внешняя и внутренняя координационные сферы. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений.

Типичные комплексообразователи. Факторы, определяющие способность атомов и ионов выступать в качестве комплексообразователя. Координационное число комплексообразователя. Изменение координационных чисел атомов элементов по группам периодической системы. Положение элементов - типичных комплексообразователей в периодической системе.

Типичные лиганды. Факторы, определяющие способность молекул и ионов выступать в качестве лигандов. Моно- и полидентатные лиганды.

Химическая связь в комплексных соединениях и особенности их строения. Пространственная конфигурация комплексных ионов. Гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя и пространственная конфигурация комплексного иона. Применение комплексных соединений.

Практическое занятие.

Решение задач и упражнений.

Содержание:

1. Номенклатура и классификация КС.
2. Равновесие в растворах комплексных соединений. Устойчивость КС.
3. Рассмотрите с помощью теории ВС, ТКП и ММО комплексы (по заданию преподавателя), сравните их свойства.

Типовые задания:

- 1) Определите, чему равен заряд комплексного иона и степень окисления комплексообразователя в следующих соединениях:
 а) $\text{Mg}[\text{CuI}_4]$, б) $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, в) $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Br}_2$.

2. Напишите формулы следующих комплексных соединений:

а) тетрацианоdiamминплатинат (II) калия, б) динитротетраакваалюминия (III) бромид. В ответе укажите заряд комплексного иона и координационное число комплексообразователя.

3. Составьте координационную формулу соединения $\text{NiBr}_2 \cdot 5\text{NH}_3$, если координационное число комплексообразователя равно 6. В ответе укажите заряд комплексного иона.

4) По методу валентных связей предскажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя и геометрическую форму следующих диамагнитных комплексов:

а) катион диамминсеребра(I), тетрацианоникколат(II)-ион

б) катион тетрабромфосфора(V), трииодомеркурат(II)-ион

Лабораторные работы.

Лабораторная работа. «Комплексные соединения»

Приборы и посуда. 1) Мерный цилиндр емкостью 10 мл. 2) Штатив с пробирками. 3) Горелка.

Реактивы. 1) Цинк. 2) Хлорид хрома (III) $\text{CrCl}_3 \times 6\text{H}_2\text{O}$ (кристаллы).

Растворы. 1) Гидроксид натрия NaOH (2 н.). 2) Аммиак водный (2 н.). 3) Азотная кислота HNO_3 (2 н.). 4) Сульфид аммония или натрия $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (Na_2S) (2 н.). 5) Хлорид бария BaCl_2 (1 н.). 6) Нитрат висмута (III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 н.). 7) Сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 н.). 8) Хлорид железа (III) FeCl_3 (0,5 н.). 9) Железоаммонийные квасцы $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ (0,5 н.). 10) Иодид калия KI (насыщ. и 0,1 н.). 11) Гексацианоферрат (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 н.). 12) Роданид калия KSCN (насыщ. и 0,5 н.). 13) Хлорид кобальта (II) CoCl_2 (0,5 н.). 14) Хлорид натрия NaCl (2 н.). 15) Тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1 н.). 16) Хлорид меди (II) CuCl_2 (0,5 н.). 18) Нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.).

Содержание

1. Образование и диссоциация соединений с комплексным катионом
2. Образование и диссоциация соединения с комплексным анионом.
3. Различие между простыми и комплексными ионами железа III.
4. Прочность и разрушение комплексных ионов.
5. Диссоциация двойной соли.
6. Влияние концентрации раствора на комплексообразование.

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к коллоквиуму по вопросам
 1. Основные положения координационной теории. Характеристика основных классов комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.
 2. Изомерия комплексных соединений.
 3. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексов. Причины образования и разрушения комплексных соединений.
 4. Химическая связь в комплексных соединениях. Основные теории (метод ВС, ТКП, ММО).
 5. Гибридизация атомных орбиталей в комплексных соединениях. Пространственная конфигурация комплексных ионов.
2. Тест для самоконтроля. Типовые вопросы:
 1. Чему равно координационное число комплексообразователя в соединении $\text{K}_4[\text{Zn}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$?
 - а) 6;
 - б) 4;
 - в) 2;
 - г) 3;
 - д) 7
 2. Какова степень окисления комплексообразователя в соли $\text{K}_3[\text{Cu}(\text{CN})_4]$?
 - а) 0;
 - б) +1;
 - в) +2;
 - г) -1;
 - д) +3

3. Как называется комплексное соединение $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_4$

- а) тетрахлоротетрааминноплатина;
- б) хлорид гексааминноплатины(IV);
- в) тетрахлорогексааминно(IV) платины;
- г) тетрахлорид гексааминноплатины(IV);

Тема 6. Энергетика химических реакций (ОПК-2)

Лекция.

Химическая система. Внутренняя энергия системы. Изменение внутренней энергии в ходе химических превращений.

Понятие об энтальпии. Соотношение энтальпии и внутренней энергии системы. Изменение энтальпии в ходе химического превращения веществ. Закон Гесса. Влияние температуры на величину изменения энтальпии реакции.

Понятие об энтропии. Стандартная энтропия вещества. Влияние температуры на величину энтропии. Изменение энтропии системы при фазовых превращениях и при протекании химических реакций. Изменение энтропии и направление протекания реакции. Понятие об энергии Гиббса. Соотношение изменения энергии Гиббса и изменений энтальпии и энтропии системы. Стандартная энергия Гиббса образования вещества. Изменение энергии Гиббса химической реакции. Соотношение величин изменения энергии Гиббса и константы равновесия.

Практическое занятие.

Решение задач и упражнений.

Содержание:

1. Термохимические расчеты. Закон Гесса и его следствия
2. Направление химических реакций. Энтропия
3. Энтальпийный и энтропийный факторы. Энергия Гиббса
4. Свободная энергия и константа равновесия.

Типовые задания:

1. Рассчитайте ΔH_{298} химической реакции $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$

по значениям стандартных теплот образования веществ. Укажите тип реакции (экзо- или эндотермическая).

2. Определите, возможно ли при 95°C самопроизвольное протекание процесса $\text{Na}_2\text{O}(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \rightarrow 2\text{NaOH}(\text{т})$. Ответ обоснуйте, рассчитав величину изменения энергии Гиббса при данной температуре.
3. Учитывая, что $\text{NO}_2(\text{г})$ окрашен, а $\text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$ бесцветен, и исходя из знака изменения энтропии в реакции $2\text{NO}_2(\text{г}) = \text{N}_2\text{O}_4(\text{г})$, предсказать как изменится окраска в системе а $\text{NO}_2 - \text{N}_2\text{O}_4$ с ростом температуры: а) усилится; б) ослабеет

Лабораторные работы.

Лабораторная работа. «Тепловые эффекты химических реакций»

Определение тепловой эффект реакции нейтрализации.

Реактивы: 1 М кислоты - соляная или азотная и 1 М щелочи - NaOH или KOH.

Приборы: упрощенный калориметр.

Ход работы

1. Упрощенный калориметр, состоит из двух стаканов: внешнего емкостью 250 – 300 мл и внутреннего емкостью 100 мл, корковой пробки и термометра с делениями на $0,1^\circ$. Внутренний стакан для уменьшения теплоотдачи помещен на корковую пробку.

Взвесить внутренний стакан калориметра с точностью до 0,1 г (m1), затем налить в него из бюретки 25 мл 1 М раствора кислоты и поместить стакан обратно в калориметр. В другой сухой стакан налить из бюретки 25 мл 1 М раствора щелочи.

2. Измерить температуру раствора кислоты с точностью до $0,1^{\circ}$. Температуру раствора щелочи можно не измерять, т.к. оба раствора хранятся в одной комнате и имеют одну и ту же температуру. Не вынимая из раствора кислоты термометр, быстро вылить раствор щелочи в кислоту. Осторожно перемешать раствор термометром, наблюдая за изменением температуры. Когда повышение температуры прекратится, отметить максимальную температуру раствора.

3. Когда раствор охладится до комнатной температуры, взвесить внутренний стакан калориметра с раствором с точностью до $0,1$ г (m_2).

Форма записи наблюдений и обработка результатов

Масса внутреннего стакана - m_1 (г); объем раствора кислоты - V_k (мл); объем раствора щелочи - $V_{щ}$ (мл); концентрация кислоты - C_k (моль/л); концентрация щелочи - $C_{щ}$ (моль/л); начальная температура - t_1 ($^{\circ}\text{C}$); конечная температура - t_2 ($^{\circ}\text{C}$); масса внутреннего стакана с раствором - m_2 (г).

1. Теплота, выделенная при реакции нейтрализации, расходуется на нагревание раствора: $q = m(t_2 - t_1)$. Теплоемкость раствора принять равной теплоемкости воды, т.е. единице. Теплотой, расходуемой на нагревание калориметра, пренебречь.

2. Массу раствора найти по разности $m = m_2 - m_1$. Количество выделившейся теплоты в калориях при нейтрализации 25 мл 1 М раствора - 0,025 моль. Тепловой эффект реакции относится к 1 моль и выражается в ккал или кДж ($1 \text{ ккал} = 4,184 \text{ кДж}$). Следовательно, $Q = q/0,025$ (ккал/моль).

3. Рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации одноосновной кислоты и определить процент ошибки, если теоретическое значение эффекта равно 13,7 ккал.

Задания для самостоятельной работы.

1. Вопросы для самоконтроля

1. Система, представляющая собой надутый водородом воздушный шарик, является открытой, закрытой или изолированной? Приведите пример системы другого типа.
2. Сформулируйте первый закон термодинамики. Запишите выражение I-го начала термодинамики.
3. Сформулируйте закон Гесса.
4. Какие условия в термодинамике называют стандартными? Можно ли сказать, что значение ΔH_{400} относится к стандартным величинам?
5. Дайте определение термину «энтальпия образования».
6. Почему, в отличие от энтальпии, для энтропии возможно определение абсолютного значения?
7. Какие факторы надо учитывать, чтобы судить о самопроизвольности процесса в неизолированных системах? Какая термодинамическая функция связывает энтальпию и энтропию системы?

2. Тест для самоконтроля. Типовые вопросы:

1. Если химическая реакция сопровождается поглощением энергии, то она называется...
 - (а) эндотермической.
 - (б) экзотермической.
 - (в) реакцией диспропорционирования.
 - (г) окислительно – восстановительной.
2. Согласно закону Гесса, тепловой эффект химической реакции не зависит от...
 - (а) природы реагирующих веществ.
 - (б) агрегатного состояния исходных веществ.
 - (в) природы и состояния конечных продуктов реакции.
 - (г) числа и характера промежуточных стадий реакций.
3. При экзотермической реакции энтальпия системы...
 - (а) уменьшается.
 - (б) увеличивается.
 - (в) не изменяется.
 - (г) равна нулю.

Тема 7. Скорость реакций. Химическое равновесие (ОПК-1)

Лекция.

Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие о скорости химической реакции. Закон действия масс. Факторы, определяющие скорость химической реакции. Константа скорости химической реакции. Многостадийные реакции. Порядок и молекулярность реакций. Многостадийные процессы и закон действия масс.

Влияние температуры на скорость химической реакции. Уравнение Аррениуса.

Влияние катализаторов на скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические реакции.

Цепные химические реакции. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Практическое занятие.

Решение задач и упражнений.

Содержание типовых заданий:

1. Дайте кинетическую характеристику реакции (по заданию преподавателя), используя данные термодинамической характеристики (результаты выполнения задания).

1.1. Определите тип прямой и обратной реакции по фазовому состоянию реагирующих веществ (гомогенная или гетерогенная).

1.2. Напишите выражения для скорости прямой реакции и обратной, (если реакция обратима), в соответствии с законом действующих масс (кинетические уравнения реакций).

1.3. Рассчитайте, как изменится (во сколько раз увеличится, уменьшится или не изменится) скорость прямой реакции (или обратной, если реакция необратима и протекает только в обратном направлении) при увеличении:

- концентрации первого из реагирующих веществ А (или D) в три раза;
- давления в системе в два раза;
- температуры на ΔT К при заданном γ (задание преподавателя).

2. Для обратимой химической реакции охарактеризуйте состояние химического равновесия и возможность его смещения (используйте результаты выполнения 1).

2.1. Напишите выражение для константы химического равновесия.

2.2. Укажите, как следует изменить: температуру; давление; концентрацию исходных веществ; концентрацию продуктов реакции, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции (повысить выход продуктов реакции).

Лабораторные работы.

Лабораторная работа. Скорость химической реакции. Химическое равновесие.

Приборы и посуда: весы с разновесом; штатив с лапкой и кольцом; метроном или секундомер; термометр на $100\text{ }^{\circ}\text{C}$; штатив с пробирками; пробирки емкостью 50 мл с номерами (3 шт.); мерный цилиндр для воды на 25 мл; мерные цилиндры емкостью 25 мл для растворов тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и серной кислоты H_2SO_4 ; химические стаканы емкостью 200 мл (2 шт.) и 25 мл (1 шт.); пипетка; шпатель; лучина.

Реактивы: серная кислота H_2SO_4 (2 н и 1:200); 2) тиосульфат натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (1 н и 1:200); перекись водорода (3 %); оксид марганца (IV), нитрат свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, йодид калия KI.

Содержание:

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

2. Зависимость скорости реакции от температуры

3. Скорость гетерогенных химических реакций

4. Влияние катализаторов на скорость реакции

4.1. Гомогенный катализ.

4.2. Гетерогенный катализ.

3 Химическое равновесие

Опыт.1 Смещение химического равновесия при изменении концентраций реагирующих веществ.

Опыт 2. Влияние кислотности среды раствора на положение гомогенного химического равновесия

Опыт 3. Смещение равновесия при диссоциации слабых кислот

Задания для самостоятельной работы.

1. Вопросы для самоконтроля

1. Объясните, чем определяется скорость химических реакций? В каких единицах она измеряется?
2. Объясните, почему не каждое столкновение между частицами приводит к осуществлению химических реакций?
3. Как вы определяете понятие энергии активации? От каких факторов она зависит?
4. Что характеризует константа равновесия? Какой вывод можно сделать, если для некоторой реакции K намного меньше 1?
5. Почему катализатор не смещает химическое равновесие?

2. Тест для самоконтроля. Типовые вопросы.

1. Скорость химической реакции – это...
 - (а) время, за которое заканчивается реакция.
 - (б) время, за которое расходуются исходные вещества.
 - (в) изменение количества вещества реагентов или продуктов реакции в единицу времени в единице объема.
 - (г) изменение количества вещества реагентов или продуктов реакции в единицу времени на единицу поверхности.
2. Укажите, какие реакции из приведенных ниже являются гетерогенными
 - (а) растворение цинка в соляной кислоте.
 - (б) горение ацетилена на воздухе.
 - (в) горение магния в струе кислорода.
 - (г) реакция электролитической диссоциации хлорида калия.
3. Порядок реакции – это...
 - (а) число молекул, взаимодействующих друг с другом.
 - (б) количество молекул, образующихся в результате реакции.
 - (в) сумма показателей степеней в кинетическом уравнении.
 - (г) число ионов, участвующих в реакции.

Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации (ОПК-2)

Лекция.

Дисперсные системы. Истинные растворы. Твердые растворы. Грубодисперсные системы. Суспензии. Эмульсии. Коллоидные растворы.

Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении веществ. Сольватация. Сольваты. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты.

Растворимость веществ. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температуры, давления и природы веществ на их взаимную растворимость.

Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, молярная доля.

Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Основания и кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации электролитов. Факторы, определяющие степень диссоциации. Основные представления теории сильных электролитов. Истинная и кажущаяся степени диссоциации в растворах сильных электролитов. Концентрация ионов в растворе и активность. Равновесие в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации. Связь константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Ее основные положения.

Диссоциация воды. Ионное произведение. Водородный показатель.

Труднорастворимые электролиты. Произведение растворимости. Обменные реакции между ионами в растворе. Общие условия протекания реакции обмена в растворах электролитов. Ионные уравнения. Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Влияние концентрации раствора, температуры, pH среды на степень гидролиза. Гидролиз кислых солей. Гидролиз труднорастворимых солей. Совместный гидролиз солей.

Практическое занятие.

Решение задач и упражнений.

Содержание:

Типовые задания

I. Электролитическая диссоциация. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

1. Определите, возможно ли протекание до конца реакций между:

а) гидроксидом аммония и хлороводородной (соляной) кислотой

б) сульфатом калия и нитратом натрия

в) хлоридом меди и гидроксидом калия

Ответы подтвердите записью уравнений реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме и сравнением $K_{дис}$, если это необходимо.

2. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций, с помощью которых можно доказать амфотерные свойства гидроксидов хрома (III), олова (II).

3. Рассчитайте степень диссоциации (ионизации) в растворе с массовой долей аммиака 10%. Плотность раствора 0,96 г/мл; $K_b = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

4. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна $1,32 \cdot 10^{-2}$. Найти константу диссоциации кислоты и значение pK_a .

5. Рассчитайте ионную силу водных растворов в 1 л: а) 0,01 моль хлорида калия KCl; б) 0,01 моль хлорида железа (III) $FeCl_3$; в) 0,01 моль сульфата алюминия $Al_2(SO_4)_3$.

6. Водородный показатель одного раствора 2,3, другого 3,2. Какой раствор более кислый? Во сколько раз в нем больше концентрация ионов водорода?

II. Способы выражения концентрации

1. К 15%-ному раствору серной кислоты ($\rho = 1,1$ г/мл) объемом 800 мл прилили воду объемом 120 мл. Рассчитайте массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

2. В дистиллированной воде растворили питьевую соду ($NaHCO_3$) массой 4,2 г. Вычислите молярную концентрацию и титр вещества в полученном растворе, если его объем равен 200 мл.

3. Плотность 26%-ного раствора KOH равна 1,246 г/мл. Сколько моль KOH содержится в 2 л такого раствора?

4. Рассчитать, сколько миллилитров 30 %- ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,15$ г/мл) необходимо для приготовления 2 л 0,5 М раствора.

5. Чему равен титр раствора серной кислоты, если для получения 2 л этого раствора взяли 25 мл серной кислоты с массовой долей 61,54% и плотностью 1,1515?

III. Гидролиз

1. Напишите по три формулы солей, растворимых в воде и состоящих из катиона сильного основания и аниона слабой кислоты, катиона слабого основания и аниона сильной кислоты, катиона сильного основания и аниона сильной кислоты, а также три формулы солей, не существующих в водных растворах.

2. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза карбоната натрия и нитрата меди по первой и второй ступени. Почему гидролиз солей, образованных катионом многоатомного слабого основания и анионом сильной кислоты или катионом сильного основания и анионом многоосновной слабой кислоты, идет в обычных условиях (без нагревания и не в сильно разбавленных растворах) только по первой ступени?

3. Вычислите $K_{гидр}$, степень гидролиза (h) и pH 10-3М растворов фосфата калия и хлорида меди (для иона $CuOH^+$ $K_{дис} = 1 \cdot 10^{-7}$). Активную концентрацию фосфат- иона и иона меди считать равной молярной концентрации.

4. Как влияет повышение температуры на степень гидролиза?

5. Что получится при сливании одинаковых объёмов растворов сульфата алюминия и сульфида натрия одинаковой нормальной концентрации? Какая при этом получится среда: нейтральная, слабокислая или слабощелочная? Напишите уравнения реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

IV. Произведение растворимости. Растворимость.

1. В каком из указанных вариантов раствор малорастворимого электролита типа АВ ненасыщен? 1. $[A^+][B^-] < \text{ПР}$; 2. $[A^+][B^-] = \text{ПР}$; 3. $[A^+][B^-] > \text{ПР}$.
2. Как изменится растворимость малорастворимого электролита при повышении ионной силы раствора? Ответ обоснуйте. Как изменится растворимость $\text{Zn}(\text{OH})_2$ при добавлении в раствор хлорида натрия: а) возрастет; б) уменьшится; в) останется неизменной?
3. Произведение растворимости PbSO_4 равно $2,2 \cdot 10^{-8}$. Вычислите: а) активную концентрацию ионов Pb^{2+} и SO_4^{2-} , б) растворимость PbSO_4 в г/л.
4. Растворимость $\text{Mg}(\text{OH})_2$ при некоторой температуре равна 0,012 г/л. Определите $L_p \text{Mg}(\text{OH})_2$.
5. Смешали 2%-ный раствор сульфида калия ($\rho = 1,02$ г/мл) объемом 100 мл и 5%-ный раствор нитрата свинца (II) ($\rho = 1,02$ г/мл) объемом 150 мл. Выпадет ли осадок?

Лабораторные работы.

Лабораторная работа «Растворы. Приготовление растворов».

Содержание.

I. Свойства растворов. Растворимость веществ.

Приборы и посуда: термометры (на 150°C и комнатный), штатив с кольцом и лапкой, спиртовка, стаканы емкостью 100, 250 мл, пробирки.

Реактивы и материалы: нитрат аммония NH_4NO_3 , этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, нитрат натрия NaNO_3 , ацетат натрия CH_3COONa , Сульфат меди $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, гидроксид натрия (гранулы)

I. Свойства растворов. Растворимость веществ.

1. Явления, наблюдаемые при растворении веществ.
 - а) изменение температуры
 - б) изменение объема
2. Зависимость растворимости солей от температуры.
3. Пересыщенные растворы.
4. Свойства кристаллогидратов.

II. Приготовление растворов. Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества.

Приборы и посуда: весы с разновесом, набор ареометров, термометр на 100°C , мерная колба емкостью 250 мл, мерные цилиндры емкостью 50 и 250 мл, стаканы емкостью 100 мл, 300 мл, воронка, стеклянная палочка.

Реактивы и материалы: хлорид бария $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, карбонат натрия кристаллический $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, серная кислота $\text{H}_2\text{SO}_4[1]$ ($\rho = 1,84$ г/мл), соляная кислота $\text{HCl}[2]$ ($\rho = 1,19$ г/мл).

1. Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества.

- а) Из твердого вещества и воды

Приготовить ____ г ____ %-ного раствора (по заданию преподавателя) карбоната натрия из кристаллической соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды.

Вычислить, какая масса $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления ____ г ____ %-ного раствора в расчете на безводную соль Na_2CO_3 .

Отвесить эту массу измельченной соды в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью до 0,01 г.

Рассчитать, какой объем воды необходим для растворения взятой навески. Отмерить мерным цилиндром этот объем воды. Вылить воду в стакан и растворить в ней отвешенную соль.

Измерить температуру приготовленного раствора и, если она не равна температуре, указанной в таблице «Процентное содержание и плотность растворов солей» справочника, довести ее до указанной величины, нагревая или охлаждая раствор.

Вылить раствор в сухой (или ополоснутый этим раствором) высокий узкий цилиндр и определить с помощью ареометра его плотность. Ареометр промыть водой, вытереть досуха и сдать лаборанту. Раствор вылить в приготовленную склянку.

По найденной плотности, пользуясь справочником, определить ω (%) Na_2CO_3 в растворе. Если в таблице нет этой величины плотности, а есть немного меньшая или большая, то использовать метод интерполяции.

Рассчитать молярную и нормальную концентрации приготовленного раствора.

б) Из концентрированного раствора и воды

1. Приготовить _____ г _____ %-ного раствора (по заданию преподавателя) кислоты из имеющегося в лаборатории раствора.

Определить ареометром плотность раствора серной (или соляной) кислоты, имеющейся в лаборатории.

Найти в таблице (см. справочник) «Процентное содержание и плотность растворов кислот» ω (%) раствора кислоты, отвечающую найденной плотности.

Рассчитать, какую массу этого раствора кислоты нужно взять для приготовления _____ г _____ %-ного раствора, и затем пересчитать полученную величину навески на объем.

Рассчитать нужный объем воды, отмерить его мерным цилиндром и влить в стакан.

Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора кислоты, влить его в воду (в случае серной кислоты выливать тонкой струей при перемешивании) и тщательно перемешать раствор.

Охладив его до нужной температуры (см. справочные данные) перелить в сухой высокий цилиндр и определить плотность ареометром.

Слить полученный раствор кислоты в приготовленную склянку.

Пользуясь справочником определить ω (%) полученного раствора и проверить таким образом точность выполнения опыта.

Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора.

2. Приготовление растворов определенной молярной и нормальной концентрации

а) Из твердого вещества и воды

Приготовить 250 мл 0,5 н. раствора хлорида бария BaCl_2 из $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и воды.

Рассчитать, какая масса $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 250 мл 0,5 н. раствора хлорида бария.

Отвесить в предварительно взвешенном стаканчике эту массу соли на весах с точностью до 0,01 г. Взятую навеску всыпать через воронку в мерную колбу емкостью 250 мл и тщательно смыть дистиллированной водой с воронки оставшуюся на ней соль. Навеску в колбе растворить в малом объеме воды, долить в колбу воду до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Перелить полученный раствор в сухой высокий цилиндр и определить ареометром его плотность и ω (%) с помощью справочника. Затем раствор вылить в склянку. Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора. Установить расхождение концентрации полученного раствора с заданной.

б) Из концентрированного раствора и воды

Приготовить 250 мл 0,1 М (0,1 н по заданию преподавателя) раствора соляной (или серной) кислоты из раствора, имеющегося в лаборатории.

Определить ареометром плотность раствора кислоты, имеющегося в лаборатории. Найти его ω (%) с помощью справочника. Вычислить навеску, а затем объем этого раствора, необходимый для приготовления заданного раствора. Отмерить мерным цилиндром рассчитанный объем раствора кислоты.

Налить в мерную колбу емкостью 250 мл около половины ее объема воды и влить в нее (в случае серной кислоты тонкой струей) через воронку раствор кислоты, отмеренный мерным цилиндром.

Смыть кислоту с воронки водой, взболтать раствор и охладить его до комнатной температуры. Долить колбу водой до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Вылить полученный раствор в сухой высокий цилиндр, определить ареометром его плотность и затем вылить в приготовленную склянку. Найти ω (%), молярную и нормальную концентрации раствора. Сравнив вычисленную молярную концентрацию с заданной, установить точность выполнения опыта.

3. Определение концентрации растворов методом кислотно-основного титрования.

В данном опыте предлагается методом титрования определить точные концентрации, приготовленной в предыдущем опыте 0,1 н раствора кислоты.

В качестве стандартного раствора используют раствор щелочи с известной концентрацией (например, 0,1 н NaOH), установленной по первичному стандарту 0,1 н HCl.

Для этого к аликвоте исследуемого раствора, взятой пипеткой Мора, добавляют из бюретки стандартный раствор, по которому определяется концентрация исследуемого раствора. Момент нейтрализации устанавливают по изменению окраски индикатора (фенолфталеин, метилоранж).

Для увеличения точности определения концентрации растворов титрование необходимо провести не менее трёх раз и взять средний результат.

Из экспериментальных данных рассчитать нормальную концентрацию кислоты. Напишите уравнение реакции нейтрализации в молекулярной и сокращенной ионной формах.

Лабораторная работа «Электролитическая диссоциация»

Приборы и посуда: 1) мерные цилиндры емкостью 10 мл (2шт) и емкостью 100 мл (2 шт); 2) стаканы емкостью 200 мл (6 шт); 3) штатив с пробирками;

Реактивы: 1) цинк (гран); 2) хлорид кальция CaCl_2 ; 3) этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$; 4) хлорид меди

Растворы: 1) соляная кислота HCl (1 н., 0,1 н. и конц[3.]); 2) серная кислота H_2SO_4 (1 н.); 3) уксусная кислота CH_3COOH (2 н., 1 н., 0,1 н.); 4) гидроксид калия KOH (2 н.); 5) гидроксид натрия NaOH (2 н.); 6) Аммиак водный (2 н., 1 н.); 7) хлорид натрия NaCl (2 н.), хлорид калия KCl (1 н.); 8) хлорид меди CuCl_2 (0,5 н.); 9) хлорид железа FeCl_3 (0,5 н.); 10) хлорид кобальта CoCl_2 (насыщ.); 11) нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.); 12) Сульфат натрия Na_2SO_4 (1 н.); 14) ацетат натрия CH_3COONa (1 н.); 15) лакмус; 16) метиловый оранжевый; 17) фенолфталеин.

Содержание

Опыт 1. Электропроводность кислот, щелочей и солей.

Опыт 2. Диссоциация солей

Опыт 3. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов

Опыт 4. Окраска индикаторов

Опыт 5. Химическое равновесие в растворах электролитов.

Опыт 6. Зависимость pH раствора сильного электролита от концентрации

Опыт 7. Зависимость pH растворов слабых кислот от концентрации.

Лабораторная работа «Реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости»

Реактивы и материалы: цинк, гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Растворы: соляная кислота HCl (2 н.), серная кислота H_2SO_4 (2 н.), уксусная кислота CH_3COOH (2 н.), гидроксид натрия NaOH (2 н.), гидроксид калия KOH (2 н.), ацетат натрия CH_3COONa (2 н. и 0,5 н.), сульфат натрия Na_2SO_4 (2 н.), сульфид натрия Na_2S (1 н.), хлорид бария BaCl_2 (0,5 н. и насыщ.), хлорид стронция SrCl_2 (0,5 н.), сульфат стронция SrSO_4 (насыщ.), хлорид кальция CaCl_2 (0,5 н.), хлорид меди (II) CuCl_2 (0,5 н.), сульфат цинка ZnSO_4 (0,5 н.), сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 н.), сульфат алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (0,5 н.), хлорид хрома (III) CrCl_3 (0,5 н.), нитрат висмута $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 н.), хлорид аммония (0,5 н.), хлорид калия KCl (0,5 н.), йодид калия (0,5 н.), хромат калия (0,5 н.), нитрат серебра (0,1 н.), нитрат свинца (0,5 н.).

Содержание

1. Реакция нейтрализации.

а) Взаимодействие сильной кислоты и сильного основания

б) Взаимодействие слабой кислоты и сильного основания

2. Выделение теплоты при нейтрализации

3. Получение малорастворимых оснований

4. Действие на соль слабой кислоты сильной кислотой.

5. Образование труднорастворимых солей.

6. Растворение осадка электролита при уменьшении концентрации одного из его ионов.

7. Зависимость растворимости осадков труднорастворимых электролитов от величины их произведения растворимости.
8. Реакции, идущие с образованием летучего соединения.
9. Дробное осаждение.
10. Переосаждение малорастворимых веществ.
- а) Получение сульфида свинца (II) из сульфата свинца (II).
- б) Получение хромата свинца (II) из сульфата свинца (II).
- в) Получение йодида серебра из хромата серебра и сульфида серебра из йодида серебра.

Лабораторная работа Гидролиз солей

Реактивы и материалы: магний (порошок), фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага, фильтровальная бумага.

Растворы: соляная кислота HCl (2 н.), ацетат натрия CH_3COONa (2 н.), сульфат меди (II) (0,5 н.), хлорид алюминия (III) AlCl_3 (2 н.), хлорид железа (III) FeCl_3 (2 н.), карбонат натрия Na_2CO_3 (2 н.), хлорид натрия NaCl (2 н.), хлорид сурьмы (III) SbCl (0,5 н.).

Содержание:

1. Реакция среды растворов солей при гидролизе.
2. Исследование продуктов гидролиза
3. Влияние температуры на степень гидролиза.
4. Влияние разбавления на степень гидролиза
5. Обратимость гидролиза.
6. Полный гидролиз.

Задания для самостоятельной работы.

1. Вопросы для самоконтроля

1. Дайте определению понятию раствор, рассмотрите классификацию растворов.
2. Какие факторы влияют на растворимость веществ?
3. Назовите наиболее распространенные способы выражения концентрации растворов. В чем отличие молярной концентрации и молярной концентрации эквивалентов?
4. Объясните отличие электролитов от неэлектролитов. Приведите примеры веществ.
5. Объясните, почему растворы и расплавы электролитов называют проводниками II рода?
6. Объясните сущность процесса диссоциации.
7. Какая характеристика электролита. Не зависящая от концентрации, позволит определить его силу?
8. Укажите значения pH кислого, щелочного и нейтрального растворов. Укажите изменение цвета лакмуса, фенолфталеина, метилоранжа в кислой и нейтральной среде.
9. Объясните понятие «кислота» и «основание» с точки зрения теории Аррениуса, Бренстеда – Лоури и Льюиса. Приведите примеры.
10. Объясните сущность процесса гидролиза солей. Приведите примеры.

2. Тест для самоконтроля. Типовые вопросы.

1. На растворимость веществ оказывают влияние...
 - (а) степени окисления элементов растворителя, атмосферное давление, валентность элементов растворяемого вещества.
 - (б) температура, наличие катализатора, низкое значение теплового эффекта растворения.
 - (в) природа растворяемого вещества, природа растворителя, температура, давление.
 - (г) низкое значение энергии активации, наличие катализатора, температура.
2. Какие утверждения справедливы для насыщенных растворов?
 - (а) они всегда являются концентрированными.
 - (б) могут быть разбавленными.
 - (в) не всегда являются концентрированными.
 - (г) не могут быть разбавленными.
3. К слабым электролитам относятся...

- (а) раствор уксусной кислоты.
- (б) раствор гидроксида калия.
- (в) раствор поваренной соли.
- (г) раствор серной кислоты.

Тема 9. Окислительно-восстановительные процессы (ОПК-1)

Лекция.

Окислительно-восстановительные реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса, ионно-электронный метод.

Окислительно-восстановительные системы. Изображение окислительно-восстановительных (редокс-) систем методом полуреакций. Окислительно-восстановительный (редокс-) потенциал как количественная характеристика редокс-системы. Стандартные редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд напряжений металлов. ЭДС гальванического элемента. Химические источники электрического тока. Электрохимическая коррозия металлов. Зависимость величины редокс-потенциала системы от концентрации ионов, температуры, рН, комплексобразования в растворе.

Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость окислительно-восстановительных систем в водных растворах.

Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций. Зависимость между величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Подбор окислителей и восстановителей с учетом стандартных редокс-потенциалов.

Окислительно-восстановительные процессы с участием электрического тока. Электрический ток как сильнейший окисляющий и восстанавливающий агент. Инертные и активные электроды. Схемы процессов на электродах при электролизе расплавов и водных растворов.

Практическое занятие.

1. Решение задач и упражнений.

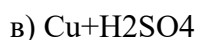
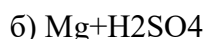
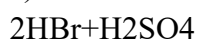
Содержание:

1. Составление ОВР, используя метод эл. баланса и метод полуреакций.
2. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных реакций.
3. Расчет ЭДС гальванического элемента
4. Электролиз. Законы электролиза.

Примеры типовых заданий.

1. Для приведенных реакций определите, какие вещества являются окислителями, а какие восстановителями; укажите тип окислительно-восстановительной реакции; составьте уравнения электронного

баланса и подберите коэффициенты:



2. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца,

погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислить ЭДС элемента. Написать уравнения электродных процессов, составить схему

элемента.

3. Укажите номера под которыми расположены названия веществ,

при электролизе водных растворов которых на катоде выделяется

только водород. 1) хлорид калия, 2) хлорид никеля (II), 3) бромид

кальция, 4) нитрат серебра, 5) иодид натрия.

Лабораторные работы.

Лабораторная работа Окислительно-восстановительные реакции.

Растворы, реактивы: перманганат калия KMnO_4 (0,1 н.), дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н.), сульфит натрия Na_2SO_3 (0,5 н.), нитрит натрия NaNO_2 (0,5 н.), гидроксид калия KOH (0,1 н.), серная кислота H_2SO_4 (2 н.), сульфат железа FeSO_4 (0,5 н.), хлорид железа(III) FeCl_3 (0,5 н.), роданид аммония NH_4CNS (0,5 н.), бромид калия KBr (0,1 н.), йодид калия KI (0,1 н.), хлорид хрома (III) CrCl_3 (0,5 н.), хлорид олова (II) SnCl_2 (0,5 н.), нитрат висмута(III) $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ (0,5 н.), пероксид водорода H_2O_2 (3%), хлорная вода, диоксид марганца MnO_2 (тв.), дихромат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (тв.).

Содержание:

1. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия
2. Восстановительные свойства нитрита натрия
3. Окислительные свойства дихромата калия
4. Окислительная активность галогенов
5. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода
6. Окислительные свойства ионов металлов
7. Термическое разложение дихромата аммония

Лабораторная работа Гальванические элементы. Электролиз.

Приборы, посуда: штатив с пробирками, химические стаканы емкостью 250 мл, вольтметр, электролитический мостик, медный электрод, цинковый электрод, электролизер, электроды графитовые, источник постоянного тока.

Растворы, реактивы: хлорид никеля NiCl_2 (0,5 н.), сульфат меди CuSO_4 (0,5 н.), йодид калия KI (0,5 н.), сульфат натрия Na_2SO_4 (0,5 н.), фенолфталеин, лакмус, раствор крахмала. хлорид никеля NiCl_2 (0,5 н.), сульфат меди CuSO_4 (0,5 н.), йодид калия KI (0,5 н.), сульфат натрия Na_2SO_4 (0,5 н.), фенолфталеин, лакмус, раствор крахмала, железо (опилки), магний (стружка), цинк (гранулы), медь (стружка), свинец (гранулы), фильтровальная бумага, хлорид магния (0,5 н.), хлорид цинка (0,5 н., 1 н.), сульфат железа (II) (0,5 н.), хлорид олова (II), нитрат свинца (0,5 н), сульфат меди (0,5 н., 1 н.)

Содержание:

1. Исследование электрохимической активности металлов
2. Сборка гальванического элемента и измерение его ЭДС

Электролиз

1. Электролиз хлорида никеля (II) с инертными электродами
2. Электролиз сульфата натрия с инертными электродами.
3. Электролиз йодида калия
4. Электролиз сульфата меди (II) с активным анодом.

Лабораторная работа Коррозия и защита металлов

Реактивы и материалы: цинк (гранулы), медь (проволока), алюминий (стружка), железо (проволока), олово (гранулы), уротропин, стальные пластинки, уротропин, фильтровальная бумага.

Растворы: серная кислота H_2SO_4 (2 н., 0,2 н.), азотная кислота HNO_3 (конц. $\rho = 1,52 \text{ г/мл}$), соляная кислота HCl (1:1), гидроксид натрия NaOH (2 н.), хлорид натрия NaCl (3%), сульфат меди CuSO_4 (0,5 н.), хлорид меди CuCl_2 (0,5 н.), гексацианоферрат(III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (0,5 н.).

Содержание

1. Химическая и электрохимическая коррозия цинка
2. Влияние концентрации окислителя на скорость коррозии
3. Коррозия как результат различного доступа кислорода
4. Действие стимулятора коррозии.
5. Коррозия алюминия при удалении защитной оксидной пленки.
6. Пассивация металлической поверхности.
7. Защита металла от коррозии пленкой оксида, полученной при термообработке
8. Контактная коррозия.
9. Влияние ингибитора на коррозию металла.

Задания для самостоятельной работы.

1 Вопросы для самоконтроля.

1. Дайте определения понятиям: степень окисления, окислитель и процесс окисления; восстановитель и процесс восстановления.
2. Как связаны электронное строение атомов и ионов с их окислительно-восстановительными свойствами. Рассмотрите на примерах серы, азота, галогенов.
3. Классификация окислительно - восстановительных процессов. Роль среды в протекании ОВ реакций. Важнейшие окислители и восстановители.
4. Возникновение скачка потенциала на электроде.
5. Нормальные электродные потенциалы.
6. Процессы в гальваническом элементе. Элемент Даниэля- Якоби.
7. Электролиз как ОВ процесс. Электролиз расплавов и водных растворов кислот, щелочей и солей.
8. Практическое значение электролиза.
9. Кратко сформулируйте отличие электрохимической защиты от химической.
10. Чем вызвана электрохимическая неоднородность поверхности металла?
11. Каковы причины возникновения микрогальванопар?
12. Какие вы знаете методы защиты от коррозии?

2. Тест для самоконтроля. Типовые вопросы теста.

1. Какие из перечисленных веществ могут проявлять в растворе как окислительные, так и восстановительные свойства?
 - (а) перманганат калия
 - (б) серная кислота
 - (в) сероводород
 - (г) диоксид марганца
2. Какие из перечисленных веществ могут проявлять только восстановительные свойства?
 - (а) перекись водорода
 - (б) цинк
 - (в) аммиак
 - (?) хлор
3. Перманганат калия в кислой среде восстанавливается до...
 - (а) MnO
 - (б) MnO_2
 - (в) MnO_4^{2-}
 - (г) Mn^{2+}

Лекция.

Лекция. Водород. Гидриды . Вода

Общая характеристика водорода. Положение водорода в периодической системе. Строение атома. Физические и химические свойства водорода. Водород как восстановитель. Восстановительная способность атомного и молекулярного водорода. Взаимодействие водорода с металлами и неметаллами. Формы нахождения водорода в природе. Способы получения свободного водорода. Применение водорода. Водород как перспективное горючее.

Гидриды. Типы гидридов: ионные, ковалентные, полимерные, нестехиометрические.

Вода: характеристика химических и межмолекулярных связей, особенности физических свойств воды по сравнению с водородными соединениями S, Se и Te, химические свойства. Тяжелая вода. Методы очистки природной воды.

Лекция. Элементы VIIA-группы.

Гелий и р -элементы восьмой группы. Положение в периодической системе. Строение атомов. Валентность и степени окисления атомов. Физические свойства. Характер межмолекулярного взаимодействия. Изменение температур плавления и кипения в ряду гелий - радон.

Химические соединения. Фториды ксенона и криптона. Принципы их получения. Гидролиз фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона.

Клатратные соединения аргона и его аналогов.

Лекция. Элементы VIIA группы.

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Особенности фтора. Физические свойства простых веществ. Химические свойства простых веществ. Формы нахождения галогенов в природе. Общий принцип получения свободных галогенов. Применение.

Галогеноводороды. Устойчивость молекул. Характер химических связей в молекулах. Химические свойства. Реакционная способность. Восстановительные и кислотные свойства. Особенности фтороводородной кислоты. Промышленное получение соляной кислоты. Применение соляной и плавиковой кислот.

Галогениды. Галогениды основные, амфотерные, кислотные. Полимерные галогениды. Свойства. Особенности гидролиза галогенидов разных типов. Гидрофториды. Оксиды фтора, хлора (I, IV, VII), брома (I), иода (V).

Кислородсодержащие кислоты хлора, брома, иода. Строение молекул. Окислительные и кислотные свойства. Общие принципы получения. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Окислительные свойства. Сравнительная устойчивость солей и кислот. Применение гипохлоритов, хлоратов, перхлоратов. Окисляющие, горючие и взрывчатые смеси на основе хлората и перхлората калия.

Лекция. Элементы VIA группы.

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Особенности кислорода. Простые вещества. Строение молекулы озона. Полиморфные модификации серы. Химические свойства простых веществ. Окислительно-восстановительные свойства. Отношение простых веществ к металлам и неметаллам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения кислорода и озона. Применение простых веществ.

Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Устойчивость. Окислительно-восстановительные свойства. Применение

Гидриды типа H_2E . Строение молекул. Термическая устойчивость. Физические свойства. Изменение температур плавления и кипения в ряду вода-теллуридоводород. Химические свойства. Восстановительные и кислотные свойства в ряду вода - теллуридоводород. Сероводород. Свойства. Токсичность халькогеноводородов. Общие принципы их получения. Халькогениды. Средние и кислые халькогениды. Гидролиз. Общие принципы получения. Применение.

Гидриды серы H_2Sn . Строение молекул. Устойчивость. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Полисульфиды.

Оксиды. Оксиды элементов (IV, VI). Отношение оксидов к воде, кислотам и щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Применение сернистого газа и его влияние на окружающую среду. Сернистая, селенистая и теллуристая кислоты. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства в ряду сернистая - теллуристая кислоты. Соли. Сульфиты средние и кислые. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные свойства. Получение.

Серная, селеновая и теллуровая кислоты. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Гидраты серной кислоты. Полисерные кислоты. Олеум. Промышленные методы получения серной кислоты. Сульфаты. Гидросульфаты. Дисульфаты. Селенаты. Теллулаты.

Тиокислоты и их соли. Тиосульфаты. Политионовые кислоты и их соли. Пероксокислоты серы и их соли Их окислительно-восстановительные свойства. Галогениды серы. Сравнительная устойчивость. Свойства. Оксохлориды серы. Оксохлорид серы. Диоксодихлорид серы.

Лекция. Элементы VA- группы.

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Особенности азота. Простые вещества. Особенности строения. Аллотропные модификации. Химические свойства простых веществ. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения и применения простых веществ.

Гидриды ЭНЗ. Строение молекул. Образование и устойчивость ионов аммония и фосфония. Принципы получения гидридов ЭНЗ. Аммиак. Получение. Химические свойства аммиака. Аминокислоты. Соли аммония. Амиды, имида, нитриды. Реакции окисления аммиака. Применение аммиака.

Гидразин. Строение молекулы. Свойства. Соли гидразония. Гидразин как топливо. Гидроксиламин. Строение молекулы. Соли гидроксиламмония. Азотистоводородная кислота и ее соли. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Азиды. Применение азидов.

Оксиды азота (I, II, III, IV, V). Строение молекул. Отношение к воде, щелочам. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Азотистая кислота. Нитриты. Окислительно-восстановительные свойства кислоты и нитритов. Азотная кислота. Окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Лабораторные и промышленные методы получения азотной кислоты. Царская водка. Применение азотной кислоты. Соли азотной кислоты, продукты их термического разложения. Применение солей. Азотные удобрения.

Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Особенности строения. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Принципы получения. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипохлориты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета-, ди(пиро-) и полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота и ее соли. Строение молекул кислот фосфора, их основность и окислительно-восстановительные свойства. Получение ортофосфорной кислоты. Ее применение. Фосфорные удобрения.

Гидроксиды мышьяка, сурьмы (III, V) и висмута (III). Мета- и ортоформы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Общие принципы получения. Соли. Арсенаты (III, V). Стибаты (III, V). Висмутаты (V). Оксосоединения висмута и сурьмы. Особенности гидролиза солей сурьмы и висмута.

Галогениды элементов (III, V). Их сравнительная устойчивость. Типы галогенидов. Особенности их гидролиза. Галогениды азота. Хлориды фосфора (III, V). Галогенокомплексы.

Лекция. Элементы IVA группы.

Общая характеристика. Углерод и его соединения. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Особенности углерода. Простые вещества. Аллотропные модификации углерода. Химические свойства простых веществ. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения простых веществ. Применение. Уголь как топливо и адсорбент. Соединения с металлами. Карбиды металлов. Карборунд.

Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Получение. Восстановительные свойства. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Фосген. Области практического применения. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. Получение. Применение. Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы угольной кислоты и карбонат-иона. Кабонаты, гидрокарбонаты, основные карбонаты. Применение. Соединения углерода с азотом. Циановодород. Циановодородная кислота. Цианиды. Цианид-ионы как лиганды в комплексных соединениях. Гидролиз цианидов. Токсичность циановодорода и цианидов. Родановодород и роданиды.

Лекция. Кремний.

Химические свойства. Силициды. Диоксид кремния, особенности его строения, аморфная и кристаллическая формы. Кварц. Кварцевое стекло. Перевод в растворимые соединения. Кремниевые кислоты. Ортокремниевая кислота. Поликремниевые кислоты. Особенности их строения. Получение. Золи и гели кремниевых кислот. Силикагель. Соли кремниевых кислот. Орто-, мета-, полисиликаты. Алумосиликаты. Искусственные силикаты. Стекла. Цеолиты. Цемент. Вяжущие вещества. Тугоплавкие керамики. Кремнийорганические соединения. Силиконы и силоксаны. Особенности их строения. Свойства.

Лекция. Подгруппа германия. Химические свойства простых веществ. Аллотропные модификации олова. Соединения германия, олова, свинца (II, IV). Их сравнительная устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Общие принципы получения. Гидролиз.

Лекция. Элементы VIIIA-подгруппы. Гелий и p-элементы восьмой группы. Положение в периодической системе. Строение атомов. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и электроотрицательности по периодам и группам. Валентность и степени окисления атомов. Физические свойства. Характер межмолекулярного взаимодействия. Изменение температур плавления и кипения в ряду гелий - радон.

Химические соединения. Фториды ксенона и криптона. Принципы их получения. Гидролиз фторидов. Кислородсодержащие соединения ксенона.

Клатратные соединения аргона и его аналогов.

Практическое занятие.

Решение задач и упражнений.

Содержание:

1. Цепочки превращений (задание на основные химические свойства)
2. Расчетные задачи по теме с применением основных законов химии.

Типовые задания:

Водород. Вода. Гидриды.

1. Из представленных веществ выпишите те, которые соответствуют гидридам. Сделанный выбор мотивируйте.

CH_4 ; SnH_4 ; NH_3 ; NaNH_2 ; HBr ; B_2H_6 ; AlH_3 ; H_2S ; H_2 ; H_2O ; TiH_4 ; H_2O_2 ; HF .

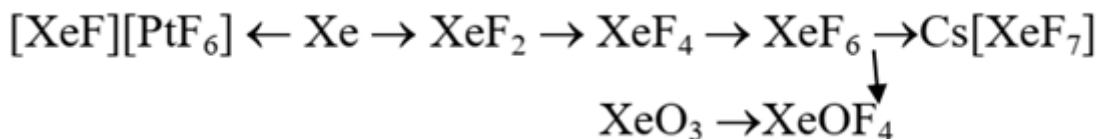
2. Укажите, какую роль в окислительно-восстановительных реакциях могут выполнять:

а) молекулы H_2 ; б) ионы H^+ (H_3O^+); в) ионы H^- . Напишите уравнения соответствующих реакций.

3. Хватит ли водорода, полученного взаимодействием 56 г алюминиевых стружек с избытком щелочи, чтобы восстановить до свободного металла 36 г Cu_2O ? Сколько чистой меди при этом получится, если выход составляет 95% от теоретически возможного?

Элементы VIIIA-группы.

1. Кем впервые было синтезировано соединение ксенона со фтором ионного характера?
2. Какие степени окисления проявляет ксенон в синтезированных фторидах ксенона?
3. Какие типы реакций характерны для фторидов ксенона?
4. Написать уравнения реакций согласно схеме превращений:



Элементы VIIA группы.

1. Можно ли применять для осушения Cl_2 и HCl концентрированную H_2SO_4 и твердый NaOH ?
2. Написать уравнения реакций гидролиза ZnCl_2 и SiCl_4 .
3. Написать уравнение реакции гидролиза Cl_2 в молекулярной и ионной форме. Как влияет на равновесие гидролиза добавление к хлорной воде: а) раствора кислоты; б) раствора щелочи; в) раствора хлорида натрия?
4. Сколько литров Cl_2 (при н. у.) образуется при взаимодействии 100 мл 36%-ной ($\rho = 1,18$ г/мл) соляной кислоты с 50 г KMnO_4 ?

Элементы VIA группы.

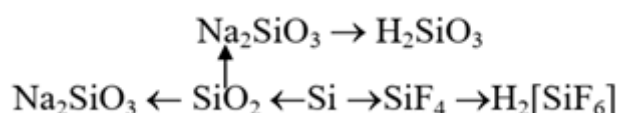
1. Почему при производстве H_2SO_4 контактным способом оксид серы (VI) растворяют не в воде, а в концентрированной H_2SO_4 ?
2. Какую массу высокопроцентного олеума с содержанием 60% свободного SO_3 можно получить из 5 т пиритного концентрата, содержащего 45% серы?
3. Рассчитать, какой объем займет при 20 °С и 95 кПа оксид серы (IV), полученный действием кислоты на 0,6 моль сульфита натрия.

Элементы VA- группы.

1. Осуществить превращения:
а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
2. Привести данные, указывающие на более ярко выраженный металлический характер висмута по сравнению с сурьмой.
3. Написать уравнения реакций гидролиза хлорида висмута (III) и указать, как можно сместить равновесие гидролиза.

Элементы IVA-группы

1. Почему опасность отравления угарным газом при закрывании печей во время топки понижается по мере уменьшения накала углей? Для объяснения использовать тепловой эффект реакции образования CO .
2. Написать уравнения реакций, протекающих при прокаливании:
а) оксида кремния (IV) с карбонатом натрия;
б) оксида кремния (IV) с гидроксидом натрия;
в) карбоната калия с кремниевой кислотой;
г) оксида кремния (IV) с гидроксидом кальция.
3. Состав оконного стекла приблизительно выражается формулой $\text{Na}_2\text{O} \times \text{CaO} \times 6\text{SiO}_2$. Вычислить теоретический расход сырья — соды, известняка и кремнезема - для получения 1 т такого стекла. Написать уравнение реакции взаимодействия этих веществ при сплавлении.
4. Написать уравнения реакций в соответствии со схемой превращений



Лабораторные работы.

Лабораторная работа «Водород»

Опыты:

1. Получение водорода действием металла на кислоту.
2. Получение водорода действием металла на щелочь.
3. Восстановление Перманганата калия атомарным водородом.

Лабораторная работа «Галогены»

Опыты:

1. «Хлор и хлороводород»

1. Получение хлора.
2. Взаимодействие хлора с металлами.
3. Хлорная вода и ее свойства.
4. Получение хлороводорода и его свойства.

II. «Кислородные соединения хлора»

1. Получение жавелевой воды.
2. Окислительные свойства жавелевой воды.

III «Бром, иод и их соединения»

1. Получение брома и йода.
2. Свойства брома.
3. Свойства йода
4. Действие хлорной воды на смесь растворов йодида калия и бромида калия.
5. Водородные соединения брома и йода.
6. Восстановительные свойства галогеноводородов.
8. Соли бромноватистой кислоты.
7. Реакции на ионы Br⁻ и I⁻.

Лабораторная работа «Кислород. Оксиды. Пероксиды»

I. Кислород. Оксиды.

Опыты:

1. Получение кислорода.
2. Окислительные свойства кислорода.
3. Каталитическое разложение пероксида водорода.

II. Пероксиды.

1. Обнаружение пероксида водорода.
2. Получение пероксида водорода.
3. Окислительные свойства пероксида водорода.
4. Восстановительные свойства пероксида водорода.
5. Окислительные и восстановительные свойства пероксида натрия.

Лабораторная работа «Сера. Сероводород. Сульфиды.»

Опыты:

1. Получение моноклинной серы.
2. Получение пластической серы.
3. Взаимодействие серы с металлами.
- а) Взаимодействие серы с железом.
4. Восстановительные свойства сероводорода.
5. Гидролиз сульфидов.

Лабораторная работа «Кислородные соединения серы»

Опыты:

1. Получение оксида серы (IV).
2. Свойства оксида серы (IV)
- а) Затухание горящей лучинки в оксиде серы (IV).
- б) Растворимость оксида серы (IV) в воде.
3. Окислительные и восстановительные свойства оксида серы (IV) и сернистой кислоты.
4. Обесцвечивание фуксина сернистой кислотой
5. Реакция на H₂SO₃ и ее соли.

6. Свойства серной кислоты.

- а) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с неметаллами
- б) Действие разбавленной H_2SO_4 на металлы.
- в) Действие концентрированной серной кислоты на металлы.
- г) Дегидратирующие свойства серной кислоты.
- д) Взаимодействие серной кислоты с солями других кислот.

7. Реакция на сульфат-ион

8. Свойства тиосульфата натрия.

- а) Восстановительные свойства тиосульфата натрия.

Лабораторная работа «Азот и его водородные соединения»

Опыты

1. Получение азота
2. Свойства аммиака.
- а) Растворение аммиака в воде.
3. Реакция на ион аммония.
4. Термическое разложение солей аммония.
5. Возгонка хлорида аммония.

Лабораторная работа «Кислородные соединения азота»

Опыты:

1. Получение и свойства оксида азота (II).
2. Получение оксида азота (IV)
3. Образование и распад азотистой кислоты.
4. Свойства азотной кислоты.
- а) Разложение при нагревании.
- б) Действие концентрированной азотной кислоты на металлы.
- в) Действие разбавленной азотной кислоты на металлы.
- г) Пассивирование алюминия «дымящей» азотной кислотой.
- д) Действие концентрированной азотной кислоты на неметаллы.
- ж) Разрушение органических веществ азотной кислотой.
5. Разложение нитратов при нагревании.

Лабораторная работа «Фосфор и его соединения»

Опыты

1. Реакции на ионы фосфорных кислот.
2. Получение фосфорных кислот.
Получение ортофосфорной кислоты из костяной золы или фосфорита
3. Соли ортофосфорной кислоты.
- а) Фосфаты натрия и их гидролиз.
- б) Получение фосфатов кальция.
- в) Получение фосфатов железа и алюминия.

Лабораторная работа «Сурьма, висмут и их соединения»

Опыты:

1. Взаимодействие сурьмы с концентрированным раствором серной кислоты.
2. Получение и свойства гидроксида сурьмы (III).
3. Восстановительные свойства тетрагидроксостибата (III) натрия.
4. Гидролиз солей сурьмы (III).

Соединения висмута

1. Получение оксида висмута(III).

2. Получение и свойства гидроксида висмута (III).

3. Гидролиз солей висмута (III).

Лабораторная работа. Углерод и его соединения.

Опыты:

1. Адсорбционная способность древесного угля.

2. Получение и свойства оксида углерода (II).

3. Получение и свойства оксида углерода (IV)

4. Образование солей угольной кислоты.

5. Гидролиз солей угольной кислоты.

6. Свойства солей угольной кислоты.

Лабораторная работа «Кремний и его соединения»

Опыты:

1. Получение кремниевой кислоты.

а) Получение гидрогеля кремниевой кислоты.

б) Получение гидрозоля кремниевой кислоты.

в) Вытеснение кремниевой кислоты из ее солей.

2. Гидролиз солей кремниевой кислоты.

3. Выщелачивание стекла.

Лабораторная работа «Олово, свинец и их соединения»

Опыты:

Олово

1. Получение олова.

2. Окисление олова кислородом воздуха.

3. Взаимодействие олова с кислотами.

4. Взаимодействие олова со щелочами.

5. Получение и свойства гидроксида олова(II)

6. Гидролиз хлорида олова(III).

7. Получение сульфидов олова.

Свинец.

8. Получение свинца.

9. Окисление свинца кислородом воздуха.

10. Взаимодействие свинца с кислотами.

11. Получение и свойства гидроксида свинца (II)

12. Обнаружение ионов Pb^{2+} в растворе.

13. Степень окисления свинца в сурике.

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к коллоквиуму "Водород. Элементы 7А и 6А, 4А и 5А подгрупп и их соединения"

2 Тест для самоконтроля. Типовые вопросы

«Водород. Гидриды. Вода»

1. Восстановительные свойства водород проявляет при: а) растворении в воде
б) взаимодействии с металлами
в) взаимодействии с кислородом +
г) при взаимодействии с металлами
2. Присоединяя электроны, водород приобретает электронную конфигурацию
а) иона фтора
б) иона лития
в) атома гелия
г) иона натрия
3. Для получения водорода в промышленности в качестве сырья используют
а) соляную кислоту
б) сероводород
в) природный газ
г) гидриды

Элементы VIII А группы

1. Укажите, какие из благородных газов не вступают в химическое взаимодействие даже со фтором:
1) He, Ne, Ar;
2) He, Rn;
3) Rn, Ar;
4) Rn, Kr, He.
2. Выберите, какие из благородных газов применяют для создания сверх- низких температур в химических экспериментах:
1) He, Rn; 2) He; 3) Rn, Ar; 4) Rn, Kr, He.
3. Укажите, у какого из элементов благородных газов самый высокий потенциал ионизации:
1) Rn; 2) Ar; 3) Kr; 4) He.

«Элементы VIIA Группы»

1. Укажите галоген, который в соединениях не проявляет положительную степень окисления
а) I
б) Br
в) Cl
г) F
2. Какой из ионов является наиболее сильным восстановителем?
а) Br-
б) F-
в) Cl-
г) I-
3. Для галогенов характерны...
а) высокая реакционная способность, причем для иода она максимальна, а для хлора минимальна
б) восстановительная активность
в) окислительная активность, максимальная для фтора и минимальная для иода
г) газообразное состояние при обычных условиях

Элементы VIA-группы

1. В ряду O – S – Se – Te – Po окислительные свойства элементов...

- а) усиливаются
- б) ослабевают
- в) не меняются
- г) для этих элементов характерны только восстановительные свойства

2. Кислотные свойства наиболее выражены для...

- а) H₂O
- б) H₂S
- в) H₂Se
- г) H₂Te

3. Какие валентности проявляют кислород и сера в своих соединениях?

- а) 2 (кислород); 1, 2, 4 (сера)
- б) 1 (кислород); 2, 4, 6 (сера)
- в) 2 (кислород); 2, 4, 6 (сера)
- г) 1, 2 (кислород); 6 (сера)

Элементы VA-группы

1. В ряду N – P – As – Sb – Bi металлические свойства...

- (а) усиливаются
- (б) ослабевают
- (в) не меняются
- (г) все элементы этой подгруппы – неметаллы

2. В молекуле азота атомы связаны...

- (а) двумя s- и одной p - связью
- (б) двумя p- и одной s - связью
- (в) ковалентной полярной связью
- (г) ковалентной связью, образованной по донорно – акцепторному механизму

3. Какая из аллотропных модификаций фосфора является наиболее реакционноспособной?

- (1) белый фосфор
- (2) красный фосфор
- (3) серый фосфор
- (4) черный фосфор

4. Фосфор намного реакционноспособнее азота, потому что...

- (а) азот является газом, а фосфор – твердым веществом
- (б) фосфор имеет больший радиус атома
- (в) значение энергии связи в молекуле азота намного выше, чем значение энергии в любой аллотропной модификации фосфора
- (г) атом фосфора имеет вакантную d – орбиталь

Элементы IVA-группы

1. В ряду C – Si – Ge – Sn – Pb электроотрицательность

- а) уменьшается
- б) не меняется
- в) увеличивается
- г) эти элементы не различаются по химической природе

2. Среди элементов IV группы главной подгруппы ионные соединения образуют

- а) углерод
- б) кремний
- в) олово
- г) свинец

3. В отличие от углерода кремний
 - а) является твердым веществом
 - б) имеет аллотропные модификации
 - в) проявляет свойства восстановителя
 - г) не встречается в свободном состоянии
4. От углерода к свинцу прочность водородных соединений
 - а) уменьшается
 - б) уменьшается незначительно
 - в) увеличивается
 - г) не изменяется

Тема 11. p-Элементы III-группы. s-Элементы I-II групп. (ОПК-2)

Лекция.

Лекция. Общая характеристика p-элементов III группы. Бор. Алюминий. Подгруппа галлия.

Строение атомов. Особые свойства бора. Химические свойства бора. Гидриды бора. Оксид бора. Орто-, мета-, полиборные кислоты. Их состав и строение. Сила кислот. Орто-, мета- и полибораты. Бура. Галогениды бора.

Физические и химические свойства металлов ряда алюминий - таллий. Нахождение в природе. Принципы получения металлов. Получение и применение алюминия. Гидрид алюминия. Оксиды, гидроксиды и соли элементов(III). Их сравнительная устойчивость. Химические свойства. Принципы получения. Гидролиз. Особенности соединений таллия (I).

Лекция. Особенности строения атомов s-элементов. s-элементы IA-подгруппы. Валентность и степени окисления. Ионизационные потенциалы. Характер химических связей и склонность к образованию соединений в катионной форме, комплексообразованию. Свойства простых веществ. Свойства оксидов, пероксидов, гидроксидов. Характер изменения свойств по группе.

Строение атомов. Особенности лития. Химическая активность металлов. Ее изменение в ряду литий-цезий. Отношение щелочных металлов к неметаллам, воде, кислотам. Гидриды, оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды, гидроксиды. Свойства. Изменение силы оснований в ряду гидроксидов лития-цезия. Соли. Возможность образования двойных солей и кристаллогидратов. Хлориды натрия и калия. Карбонаты. Сода кальцинированная, кристаллическая, питьевая. Поташ. Глауберова соль. Применение солей.

Лекция. Химия элементов IIA-подгруппы. Строение атомов. Возможность образования координационных соединений. Особенности бериллия.

Физические и химические свойства металлов. Отношение к неметаллам, воде, кислотам. Отношения бериллия к щелочам. Применение магния.

Гидриды, оксиды, пероксиды, гидроксиды. Их структура. Кислотно-основные свойства. Амфотерность гидроксида бериллия. Принципы получения. Гидроксид кальция (гашеная известь). Соли. Кристаллогидраты. Комплексные соединения бериллия. Гидролиз солей бериллия и магния. Карбонаты. Сульфаты. Жесткость воды и методы ее устранения.

Практическое занятие.

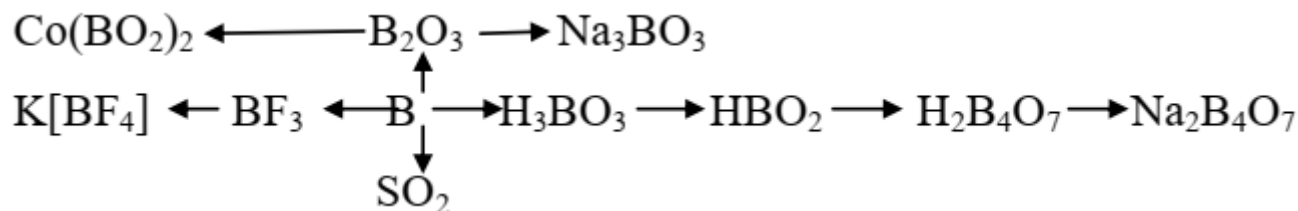
Решение задач и упражнений.

Содержание:

1. Цепочки превращений (задание на основные химические свойства)
2. Расчетные задачи по теме с применением основных законов химии.

Типовые задания:

1. Что такое перлы буры, как их получают? Привести примеры.
2. Записать уравнения реакции нейтрализации борной кислоты едким натром.
3. Сколько кг ортоборной кислоты H_3BO_3 и какой объем 23%-ного раствора Na_2CO_3 ($\rho = 1,25$ г/мл) необходимо затратить для получения 1 т буры $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$?
4. Выполните превращения:



Лабораторные работы.

Лабораторная работа «Бор, алюминий и их соединения»

- Опыт 1. Получение ортоборной кислоты и ее свойства.
- Опыт 2. Свойства солей борных кислот.
- Опыт 3. Взаимодействие алюминия со щелочами.
- Опыт 4. Взаимодействие алюминия с водой.
- Опыт 5. Взаимодействие алюминия с кислотами
- Опыт 6. Получение гидроксида алюминия, исследование его свойств
- Опыт 7. Гидролиз солей алюминия

Лабораторная работа «Щелочные металлы и их соединения»

- Опыт 1. Взаимодействие щелочных металлов с водой.
- Опыт 2. Взаимодействие пероксида натрия с водой
- Опыт 3. Гидролиз солей щелочных металлов.
- Опыт 4. Окрашивание пламени солями щелочных металлов.

Лабораторная работа «Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения»

Соединения бериллия

- Опыт 1. Получение и свойства гидроксида бериллия.
- Опыт 2. Сравнение кислотных и основных свойств гидроксида бериллия.

Магний и его соединения

- Опыт 1. Восстановительные свойства металлического магния.
- Опыт 2. Получение и свойства оксида и гидроксида магния.
- Опыт 3. Свойства солей магния.

Щелочноземельные металлы и их соединения.

- Опыт 1. Восстановительные свойства кальция. Взаимодействие кальция с водой.
- Опыт 2. Получение гидроксидов щелочноземельных металлов
- Опыт 3. Получение и свойства солей щелочноземельных металлов
 - а) Получение и свойства карбонатов щелочноземельных металлов
 - в) Получение сульфатов щелочноземельных металлов
 - г) Сравнительная растворимость сульфатов щелочноземельных металлов
- Опыт 4. Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к защите лабораторных работ.
2. Подготовка к контрольной работе.
3. Тест для самоконтроля

Типовые вопросы:

тема р-элементы III группы

1. Укажите электронную формулу бора в степени окисления +3:
 - 1) $1s^2 2s^2 2p^1$; 2) $1s^2 2s^2 0 2p^0$; 3) $1s^2 2s^2 2p^0$; 4) $1s^2 2s^2 2p^4$.
2. Укажите, какую степень окисления проявляет алюминий в соединении (алюминиевые квасцы):
 - 1) +4; 2) +6; 3) +3; 4) +1.
3. Укажите, какие продукты образуются при растворении оксида бора(III) в воде:
 - 1) B(OH)_4 ; 2) $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$; 3) H_3BO_3 ; 4) HBO_2 .
4. Укажите, какую окраску имеет индикатор в растворе тетрабората натрия

Na₂B₄O₇ :

- 1) лакмус — красную;
 - 2) метилоранж — красную;
 - 3) фенолфталеин — малиновую;
 - 4) фенолфталеин — бесцветную.
5. Укажите, какие вещества образуются при взаимодействии растворов хлорида алюминия и карбоната натрия:

- 1) $\text{AlOHCO}_3 + \text{NaCl}$;
- 2) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{CO}_2 + \text{NaCl}$;
- 3) $\text{Al}(\text{HCO}_3)_3 + \text{NaCl}$;
- 4) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3 + \text{NaCl}$.

6. Укажите, какую окраску имеет индикатор в растворе TlNO_3 :

- 1) лакмус — красную;
- 2) метилоранж — красную;
- 3) фенолфталеин — малиновую;
- 4) фенолфталеин — бесцветную.

7. Укажите, какие продукты образуются при взаимодействии оксида галлия(III) с раствором едкого натра:

- 1) $\text{Ga}(\text{OH})_3$; 2) $\text{Na}_3[\text{Ga}(\text{OH})_6]$;
- 3) $\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4]$;
- 4) NaGaO_2 .

8. Укажите продукты сплавления оксида индия(III) с гидроксидом калия:

- 1) $\text{In}(\text{OH})_3$; 2) $\text{K}_3[\text{In}(\text{OH})_6]$; 3) $\text{K}[\text{In}(\text{OH})_4]$; 4) KInO_2 .

9. Укажите, какие свойства проявляют соединения таллия(I) в окислительно-восстановительных реакциях:

- 1) окислительные;
- 2) восстановительные;
- 3) окислительно-восстановительную двойственность;
- 4) не участвуют в ОВР.

10. Укажите соединение таллия, образующееся при взаимодействии Tl_2O_3 с HCl :

- 1) TlCl_2 ; 2) TlCl ; 3) TlCl_3 ; 4) TlH_3 .

тема s-элементы I-II группы

1. Натрий можно получить

- 1) при взаимодействии гидроксида натрия с водой
- 2) электролизом раствора хлорида натрия
- 3) электролиза расплава хлорида натрия
- 4) электролизом расплава гидроксида натрия

2. Укажите продукты взаимодействия натрия с кислородом воздуха:

- 1) Na_2O ; 2) Na_2O_2 ; 3) NaO_2 ; 4) NaO_3 .

3. Укажите продукты взаимодействия карбида лития с водой:

- 1) $\text{LiOH} + \text{CH}_4 \uparrow$;
- 2) $\text{Li}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$;
- 3) $\text{LiOH} + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$;
- 4) $\text{Li}_2\text{O}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$.

4. Укажите ион, который окрашивает пламя в желтый цвет:

- 1) Li^+ ; 2) Na^+ ; 3) K^+ ; 4) Rb^+ .

5. Укажите ион, окрашивающий пламя в темно-красный цвет:

- 1) Mg^{2+} ; 2) Ra^{2+} ; 3) Ba^{2+} ; 4) Sr^{2+} .

6. Укажите продукты взаимодействия карбида кальция с водой:

- 1) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2 \uparrow$;
- 2) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$;
- 3) $\text{CaH}_2 + \text{CO}_2 \uparrow$;
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CH}_4 \uparrow$.

7. Укажите продукты гидролиза нитрата бария:

- 1) $\text{BaO} + \text{HNO}_3$;
- 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$;
- 3) $\text{Ba}(\text{OH})\text{NO}_3 + \text{HNO}_3$;
- 4) не гидролизуются.

8. Укажите, в растворе какого вещества лакмус приобретает красную окраску:

- 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
- 2) MgSO_4 ;
- 3) BeCl_2 ;
- 4) $\text{Sr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

9. Укажите, при растворении какого вещества в воде выделяется аммиак:

- 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
- 2) $\text{Mg}(\text{NO}_2)_2$;
- 3) Ba_3N_2 ;
- 4) N_2 .

Тема 12. d-Элементы I-VIII групп. f-Элементы (ОПК-1)

Лекция.

Лекция. Общая характеристика d-элементов. Характеристика элементов IIIB-подгруппы. Строение атомов d-элементов. Изменение атомных радиусов, ионизационных потенциалов, валентность и степени окисления по группам и периодам. Сходство химических свойств элементов по периодам и по группам. Особенности свойств d-элементов III группы. Склонность к образованию катионных и анионных форм, комплексообразованию, образованию соединений со связями Э-О-Э, кластерных соединений.

Физические свойства d-элементов. Химическая активность и ее изменение по группам, периодам. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов d-элементов. Комплексные соединения d-элементов.

Строение атомов элементов IIIB-подгруппы. Характер химических связей в соединениях. Химические свойства простых веществ. Изменение по группе химической активности. Отношение к кислороду, воде, кислотам.

Оксиды и гидроксиды элементов IIIB-подгруппы. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов в ряду скандий-актиний. Соли. Склонность к образованию солей в катионной и анионной формах. Двойные соли. Комплексные соединения.

Лекция. d-Элементы IV группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение химических свойств по группе.

Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. Коррозионная устойчивость. Механизм растворения металлов в смеси азотной и плавиковой кислот. Применение титана.

Оксиды и гидроксиды титана, циркония, гафния (IV). Свойства. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Принципы получения. Оксиды и гидроксиды титана (II, III). Свойства. Титанаты. Цирконаты. Гафнаты.

Галогениды элементов (IV). Галогениды титана (II, III). Гидролиз галогенидов. Оксогоалогениды. Галогенокомплексы.

Лекция. d-Элементы V группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение химических свойств по группе.

Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Отношение к царской водке, смеси азотной и плавиковой кислот. Применение ванадия.

Оксиды и гидроксиды ванадия, ниобия, тантала (V). Ванадаты. Оксиды и гидроксиды ванадия (II, III, IV). Свойства. Галогениды элементов (V). Галогениды ванадия (II, III, IV). Гидролиз галогенидов. Оксогалогениды. Галогенокомплексы.

Лекция. d-Элементы VI группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение химических свойств по группе.

Физические и химические свойства простых веществ. Химическая активность при обычной и высокой температурах. Отношение к кислороду, галогенам, воде, кислотам, щелочам. Применение хрома.

Оксиды хрома (II, III, VI), молибдена и вольфрама (VI). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Гидроксиды хрома (II, III, VI). Изополикислоты хрома.

Соли хрома (II) и (III) в катионной и анионной формах. Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Двойные соли. Гидролиз. Соли хрома (VI). Хроматы, полихроматы. Соли молибдена и вольфрама (VI). Молибдаты и вольфраматы. Окислительные свойства в ряду хроматы - вольфраматы. Пероксосоединения хрома. Пероксид хрома. Молибденовая и вольфрамовая кислоты.

Лекция. d-Элементы VII группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение химических свойств по группе.

Физические и химические свойства простых веществ. Химическая активность. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Применение марганца.

Оксиды и гидроксиды марганца (II, III, IV, VII). Устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Оксиды и гидроксиды технеция и рения (VII). Кислотно-основные свойства.

Соли марганца (II). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Свойства. Соли марганца (III, IV). Соли марганца (VI). Манганаты. Гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Соли марганца (VII). Перманганаты. Окислительные свойства перманганатов в кислой, щелочной и нейтральной средах. Принципы получения. Применение. Соли технеция и рения (VII). Пертехнаты. Перренаты.

Лекция. d-Элементы VIII группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Физические и химические свойства железа, кобальта, никеля. Ферромагнетизм. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Коррозия железа. Нахождение железа в природе. Промышленные методы получения железа. Применение железа. Чугун. Стали.

Оксиды и гидроксиды железа, кобальта, никеля (II, III). Смешанные оксиды. Свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Состав и особенности строения гидроксида железа (III). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства гидроксидов (II, III).

Соли железа, кобальта, никеля (II). Двойные соли. Соли железа, кобальта, никеля (III) в катионной и анионной формах. Структура безводных хлоридов. Двойные соли. Основные соли. Свойства. Ферраты (III) и их ферромагнитные свойства. Ферраты (VI). Устойчивость. Гидролиз. Окислительные свойства. Принципы получения. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Аква-, аммин-, гидроксо-, циано-, оксалато-комплексы. Карбонилы. Ферроцен. Характер химических связей в молекуле ферроцена. Многоядерные комплексы.

Физические и химические свойства платиновых металлов. Химическая активность. Отношение к кислороду, водороду, воде, кислотам, щелочам, царской водке. Применение платины. Соединения элементов семейства платиновых. Оксиды рутения (IV, VI). Рутенаты. Оксиды осмия (VI, VIII). Осматы. Оксиды и гидроксиды родия и иридия (III). Оксид и гидроксид палладия (II). Соли палладия (II). Оксиды и гидроксиды платины (II, IV). Комплексные соединения платины. Катионные, анионные и нейтральный комплексы платины (II, IV). Аммино- и цианокомплексы. Гексахлороплатиновая кислота и ее соли.

Лекция. d-Элементы I группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Растворение золота в царской водке. Способы добычи золота. Применение металлов.

Оксиды меди (I, II), серебра (I, II), золота (I, III). Свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Гидроксиды меди (II), золота (III). Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения.

Соли меди, серебра, золота (I). Фотографические процессы на основе галогенидов серебра. Аммино- и цианоккомплексы. Соли меди (II). Комплексные соединения меди(II). Соли золота (III) в катионной и анионной формах. Аква-, циано-, галогенокомплексы. Тетрахлорозолотая кислота и ее соли.

Лекция d-Элементы II группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Характер химических связей в соединениях. Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Амальгамы. Применение металлов.

Оксиды и гидроксиды цинка и кадмия. Оксиды ртути (I, II). Свойства. Отношение оксидов к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения.

Соли цинка в катионной и анионной формах. Соли ртути (I, II). Ион Hg^{22+} . Окислительно-восстановительные свойства солей ртути. Гидролиз солей цинка, кадмия, ртути. Цинкаты. Комплексные соединения. Аммино-, циано-, галогенокомплексы. Их устойчивость в ряду цинк-ртуть.

Лекция f-Элементы. Общая характеристика элементов. Положение в периодической системе. Строение атомов 4f- и 5f-элементов. Внутренняя периодичность свойств. Сходство и различие в свойствах 4f- и 5f-элементов.

Лантаноиды (4f-элементы). Валентность, характер химических связей и формы соединений. Химические свойства металлов. Отношение к кислороду, воде, кислотам. Оксиды. Гидроксиды. Изменение их кислотно-основных свойств по периоду. Соли. Двойные соли. Соединения церия (IV): оксид, гидроксид, цераты.

Актиноиды (5f-элементы). Валентность элементов, характер химических связей и формы соединений в рядах торий-кюри и берклий-лоуренсий. Химические свойства металлов. Их отношение к кислороду, воде, кислотам. Соединения тория (IV), урана (VI), нептуния и плутония (VI, VII). Радиоактивность 5f-элементов. Типы реакций радиоактивного распада. Реакции, лежащие в основе методов синтеза трансурановых элементов.

Практическое занятие.

Решение задач и упражнений.

Содержание:

1. Цепочки превращений (задание на основные химические свойства)
2. Расчетные задачи по теме с применением основных законов химии.

Типовые задания:

1. Написать электронные формулы атомов меди, серебра и золота.
2. Какую степень окисления проявляют атомы меди, серебра и золота в соединениях? Дать объяснение. Привести примеры.
3. В чем заключается сходство и отличие электронных структур и химических свойств металлов подгруппы меди и щелочных металлов? Дать объяснение. Сравнить изменение восстановительной активности металлов в главной и побочной подгруппах I группы периодической системы Д. И. Менделеева с увеличением зарядов ядер атомов.
4. Каково отношение меди и серебра к соляной, серной и азотной кислотам различной концентрации на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.
5. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов меди (I и II), серебра (I) и золота (I и III). Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
6. Какие координационные числа характерны для меди, серебра и золота в комплексных соединениях? Привести примеры. Написать уравнения реакций получения комплексных соединений меди и серебра.
7. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди (I и II), серебра (I) и золота (I и III). Привести примеры.
8. Объяснить, в каком случае будет быстрее разрушаться железный образец: а) он не соприкасается с медной пластинкой; б) находится с ней в контакте. Написать уравнения реакций. Дать схему коррозии железа в контакте с медью, учитывая положение Fe, H₂ и Cu в электрохимическом ряду напряжений металлов.
9. Как относятся железо, кобальт и никель к разбавленным и концентрированным растворам HCl, H₂SO₄ и HNO₃ на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.

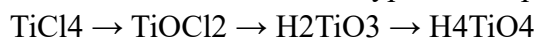
10. Как действуют на марганец разбавленные и концентрированные растворы HCl , H_2SO_4 и HNO_3 на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.

11. Какие хлориды получаются в результате взаимодействия ванадия, ниобия и тантала с газообразным хлором? Напишите уравнения реакций.

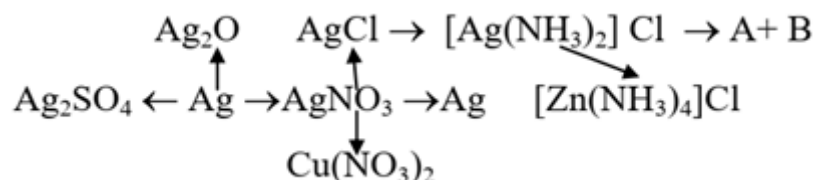
12. Как реагирует уран с кислотами? Напишите уравнения реакций в виде полуреакций и в молекулярном виде.

13. Как реагирует торий с кислотами? Напишите уравнения реакций в виде полуреакций и в молекулярном виде.

14. Составьте и напишите уравнения реакций превращений, назовите соединения:



15. Осуществите превращения



Лабораторные работы.

Лабораторная работа «Хром и его соединения»

Опыты:

1. Получение и свойства оксида хрома (III).
2. Получение и свойства гидроксида хрома(III).
3. Гидролиз солей хрома
4. Окисление и восстановление солей хрома (III).
5. Условия существования в растворе хроматов и дихроматов.
6. Получений солей хромовых кислот.
7. Окислительные свойства соединений хрома (VI)

Лабораторная работа "Марганец и его соединения"

Опыты:

1. Получение гидроксида марганца (II) и его свойства.
2. Свойства солей марганца (II)
3. Взаимодействие оксида марганца (IV) с серной кислотой
4. Свойства перманганата калия
 - а) Разложение при нагревании
 - б) Окислительные свойства перманганата калия
 - в) Влияние pH среды на скорость окисления.

Лабораторная работа "Железо, кобальт, никеля и их соединения"

Опыты:

1. Коррозия железа при контакте его с цинком и оловом.
2. Взаимодействие железа с кислотами.
3. Пассивирование и оксидирование железа.
4. Получение гидроксида железа (II) и его свойства.
5. Гидролиз солей железа(III).
6. Получение солей железа (II).
7. Реакция на ион Fe^{2+}
8. Получение и свойства гидроксида железа (III)
9. Гидролиз солей железа (III).

10. Получение сульфида железа (III).
11. Реакция на ион Fe^{3+}
12. Окисление соединений железа (II).
13. Восстановление соединений железа (III).
14. Получение гидроксида кобальта (II) и его свойства.
15. Получение комплексных соединений кобальта.
16. Получение гидроксида никеля (II) и его свойства.
17. Получение аммиака никеля (II).

Лабораторная работа "Медь , серебро и их соединения"

Опыты:

1. Получение меди.
- б) Восстановление ионов меди из растворов ее солей более активным металлом
2. Свойства меди
 - а) взаимодействие меди с кислотами
 - б) взаимодействие меди с ионами менее активных металлов
3. Получение и свойства гидроксида меди (II)
4. Гидролиз солей меди (II)
5. Получение и свойства комплексной соли меди (II).
6. Получение гидроксида и оксида меди (I)
7. Получение йодида меди (I)
8. Получение серебра
 - а) восстановление ионов серебра из растворов его солей более активными металлами
9. Получение серебряного зеркала
10. Получение оксида серебра.
11. Галогениды серебра.
12. Реакция раствора нитрата серебра.

Лабораторная работа "Цинк, кадмий и их соединения"

Опыты:

1. Взаимодействие цинка с кислотами.
2. Взаимодействие цинка со щелочами.
3. Получение гидроксида цинка и его свойства.
4. Получение сульфида цинка.
5. Комплексные соединения цинка.
6. Гидролиз солей цинка.
7. Получение кадмия восстановление его ионов из раствора.
8. Получение и свойства гидроксида кадмия
9. Получение и свойства сульфида кадмия.
10. Комплексные соединения кадмия.
11. Гидролиз солей кадмия.
12. Разделение ионов цинка (II) и кадмия(II)

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к коллоквиуму «Элементы побочных подгрупп»
2. Тестирование. Типовые задания:

Тест «элементы 3Б группы. Лантаниды. Actиниды»

1. Укажите электронную формулу атома скандия (окончание формулы):

- 1) ...3 s 2 3 p 6 4 s 2 3 d 1 ; 2) ...3 s 2 3 p 6 4 s 1 3 d 1 ;
- 3) ...3 s 2 3 p 6 4 s 2 4 p 1 ; 4) ...3 s 2 3 p 6 3 s 1 3 d 2.

2. Выберите, каким способом можно получить оксид лантана La_2O_3 :

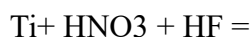
- 1) разложением нитрата лантана $\text{La}(\text{NO}_3)_3$;
- 2) взаимодействием La с H_2O_2 ;
- 3) кипячением $\text{La}(\text{OH})_3$;
- 4) термическим разложением $\text{La}_2(\text{SO}_4)_3$.
3. Укажите, какими свойствами обладает гидроксид лантана $\text{La}(\text{OH})_3$:
1) основными; 2) кислотными; 3) безразличными; 4) амфотерными.
4. Укажите, какую окраску имеют соли иттрия:
1) бледно-розовую; 2) бесцветную; 3) голубую; 4) желтую.
5. Укажите продукты реакции растворения скандия в разбавленной HNO_3 :
1) $\text{Sc}(\text{NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{Sc}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
3) $\text{Sc}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
4) не растворяется
6. Укажите, в чем легко растворяется $\text{La}(\text{OH})_3$:
1) в кислотах;
2) в щелочах;
3) в органических растворителях;
4) в воде.

d-элементы IV-группы

1. Какие значения степеней окисления характерны для атома циркония в соединениях:

а) +1; б) +2; в) +3; г) +4; д) +5

2. Какие соединения образуются в результате реакции:



а) H_2TiF_6 б) NO_2 в) NO г) H_2O д) $\text{Ti}(\text{NO}_3)_4$

1) а,г; 2) а, в, г 3) а,г,д 4) б,г 5) а,в,д.

d-элементы V-группы

Выберите один правильный ответ из предложенных.

1. В каких из перечисленных ниже кислотах на холоду растворяется ванадий:

а) HCl ; б) в разбавленной HNO_3 ; в) в разбавленной H_2SO_4 ; г) в концентрированной HNO_3 ; д) в концентрированной H_2SO_4 ?

2. В какой из перечисленных ниже кислот на холоде растворяются ниобий и тантал?

1) HCl ; 2) концентрированной HNO_3 ; 3) концентрированной H_2SO_4 ; 4) в царской водке (смесь $\text{HNO}_3 + \text{HCl}$); 5) в смеси $\text{HNO}_3 + \text{HF}$.

3. При каких условиях химические элементы группы 5Б реагируют с сильными гидроксидами?

- 1) в разбавленных растворах;
- 2) в концентрированных растворах;
- 3) при сплавлении;
- 4) при сплавлении в присутствии сильных окислителей;
- 5) при сплавлении в присутствии сильных восстановителей.

4. Какие степени окисления проявляет тантал в своих соединениях:

а) +1; б) +2; в) +3; г) +4; д) +5?

5. Какие соединения образуются при взаимодействии оксида ванадия(V) V_2O_5 с кальцием:

а) CaO ; б) V_2O_3 ; в) VO_2 ; г) VO ; д) V ?

1) а, д; 2) а, г; 3) в, г; 4) б, в; 5) г, д."

d-элементы VI группы

1. Какие металлы VI Б группы не взаимодействуют при комнатной температуре с разб. серной и соляной кислотой:

- а) только хром
- б) только молибден

в) хром, молибден, вольфрам

г) только вольфрам

д) молибден и вольфрам

2. Раствор какого соединения хрома имеет синевато-зеленую окраску?

а) хромит натрия

б) хромат аммония

в) бихромат калия

г) сульфат хрома (III)

3. Укажите действие, оказываемое конц. азотной кислотой на металлический хром

а) пассивирует

б) не реагирует

в) выделяется аммиак

г) выделяется NO_2

d-элементы VIII группы

1. Какие металлы группы 6 не реагируют при комнатной температуре с разбавленными серной H_2SO_4 и хлороводородной кислотами?

1) Только хром; 2) только молибден; 3) только вольфрам; 4) хром, молибден и вольфрам; 5) молибден и вольфрам.

2. Какие соединения образуются в результате реакции растворения молибдена в смеси азотной HNO_3 и фтороводородной (плавиковой) HF кислот:

а) MoF_4 ; б) $\text{H}_2[\text{MoF}_8]$; в) NO ; г) NO_2 ; д) H_2O ?

3. Какое из перечисленных ниже соединений не образуется в результате окислительно-восстановительной реакции между дихроматом калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и сульфатом железа(II) FeSO_4 в кислой среде (H_2SO_4)?

1) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$; 2) K_2SO_4 ; 3) CrSO_4 ; 4) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; 5) H_2O .

4. Укажите координационное число комплексообразователя в соединении $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4 \text{OH}]\text{Br}_2$:

1) 3; 2) 6; 3) 4; 4) 5; 5) 2.

5. Раствор какого соединения хрома имеет синевато-зеленую окраску?

1) хромит натрия;

2) хромат аммония;

3) бихромат калия;

4) сульфат хрома(III).

6. Укажите действие, оказываемое холодной концентрированной азотной кислотой на металлический хром:

1) не реагирует;

2) выделяется аммиак;

3) пассивирует;

4) выделяется оксид азота(IV);

5) выделяется азот.

d-Элементы VII группы

1. Какое соединение марганца образуется при действии на него разбавленной азотной кислоты HNO_3 ?

1) MnO ; 2) MnO_2 ; 3) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$; 4) H_2MnO_4 ; 5) Mn_2O_7 .

2. Какие соединения образуются в результате взаимодействия нитрата марганца(II) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$ с оксидом свинца(IV) PbO_2 в кислой среде (HNO_3):

а) MnO ; б) H_2O ; в) HMnO_4 ; г) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; д) PbO ?

1) а, г, д; 2) б, в, г; 3) а, б, д; 4) б, г; 5) в, д.

3. Какое из перечисленных ниже соединений не образуется в реакции взаимодействия нитрата марганца(II) $Mn(NO_3)_2$ с гипобромитом калия $KBrO$ в щелочной среде (KOH)?

1) MnO_2 ; 2) KNO_3 ; 3) KBr ; 4) $KMnO_4$; 5) H_2O .

4. Какие соединения образуются в результате взаимодействия оксида марганца(IV) MnO_2 с хлором Cl_2 в щелочной среде (KOH):

а) $KMnO_4$; б) H_2O ; в) MnO ; г) KCl ; д) $MnCl_2$?

1) а, в, г; 2) б, в, д; 3) а, б, д; 4) а, б, г; 5) а, в, д.

5. Какие соединения образуются при диспропорционировании манганата калия K_2MnO_4 в водной среде:

а) MnO_2 ; б) $KMnO_4$; в) MnO ; г) KOH ; д) O_2 ?

1) а, в, г; 2) б, в, д; 3) а, б, д; 4) а, б, г; 5) а, в, д.

d-Элементы VIII группы

1. Какие соединения образуются при действии на железо 2%-ного раствора азотной кислоты HNO_3 :

а) $Fe(NO_3)_2$; б) $Fe(NO_3)_3$; в) NO ; г) NH_4NO_3 ; д) H_2O ?

1) а, г, д; 2) б, в, г; 3) а, б, д; 4) б, г; 5) в, д.

2. Какие соединения образуются при сплавлении оксида железа(III) Fe_2O_3 с карбонатом натрия Na_2CO_3 :

а) $Fe_2(CO_3)_3$; б) Na_3FeO_3 ; в) CO_2 ; г) $NaFeO_2$; д) Na_2FeO_4 ?

1) а, г, д; 2) в, г; 3) а, в, д; 4) б, г; 5) в, д."

3. Какие продукты получают при термическом разложении нитрата кобальта(III) $Co(NO_3)_3$: а) Co_2O_3 ; б) NO_2 ; в) O_2 ; г) CoO ; д) NO ?

1) а, д; 2) а, г; 3) в, г, д; 4) а, б, в; 5) б, в, д.

4. Какие соединения образуются в результате взаимодействия гидроксида никеля(II) $Ni(OH)_2$ с бромом Br_2 в щелочной среде (NaOH):

а) $NaBr$; б) NiO ; в) H_2O ; г) $NiBr_2$; д) $Ni(OH)_3$?

1) а, г, д; 2) а, в, г; 3) а, д; 4) б, г; 5) в, д.

5. Растворы каких реактивов являются реагентами для качественных реакций на ион Fe^{3+} : а) $K_3[Fe(CN)_6]$; б) $K_4[Fe(CN)_6]$; в) KCN ; г) $KCNS$; д) $KMnO_4$?

1) а, г, д; 2) б, в, г; 3) а, б, д; 4) б, г; 5) в, д.

d-Элементы II группы

1. Растворы металлов в каких элементах называются амальгамами?

1) В галлии; 2) в ртути; 3) в кадмии; 4) в свинце; 5) в олове.

2. Гидроксиды каких из приведенных ниже металлов группы 12 неустойчивы при комнатной температуре?

1) Только цинка; 2) только кадмия; 3) только ртути; 4) цинка и кадмия; 5) ртути и кадмия.

3. Какие из перечисленных ниже металлов группы 12 образуют соединения со степенью окисления +1?

1) Только ртуть; 2) только кадмий; 3) только цинк; 4) цинк и кадмий; 5) ртуть и кадмий.

4. Какие из перечисленных ниже сульфидов металлов группы 2Б растворяются в разбавленных кислотах?

1) Только цинка ZnS ; 2) только кадмия CdS ; 3) только ртути HgS ; 4) цинка ZnS и кадмия CdS ; 5) кадмия CdS и ртути HgS .

5. Какие соединения образуются при растворении цинка в очень разбавленной азотной кислоте HNO_3 : а) $Zn(NO_3)_2$; б) H_2O ; в) ZnO ; г) NO ; д) NH_4NO_3 ?

1) а, г, д; 2) б, в, г; 3) а, б, д; 4) б, г; 5) в, д.

6. Какие соединения образуются при взаимодействии цинка с избытком концентрированного раствора гидроксида калия KOH :

а) K_2ZnO_2 ; б) $Zn(OH)_2$; в) H_2 ; г) $K_2[Zn(OH)_4]$; д) O_2 ?

1) в, г; 2) б, в; 3) а, б; 4) а, б, г; 5) а, в.

d-Элементы I группы

1. Какие из элементов группы 1Б растворяются в концентрированной азотной кислоте HNO_3 ?

1) Только медь; 2) только серебро;
3) только золото; 4) медь и серебро; 5) медь, серебро и золото.

2. Какие из элементов группы 1Б непосредственно реагируют с кислородом?

1) Только медь; 2) только серебро; 3) только золото; 4) медь и серебро; 5) медь, серебро и золото.

3. Какое соединение выпадает в осадок при действии на раствор нитрата серебра AgNO_3 щелочей?

1) Гидроксид серебра AgOH ; 2) оксид серебра Ag_2O ; 3) пероксид серебра Ag_2O_2 ;
4) основной нитрат серебра $\text{Ag}(\text{OH})\text{NO}_3$; 5) серебро.

4. Каким металлом в промышленном способе производства восстанавливается золото из его цианидного комплекса?

1) Медью; 2) цинком; 3) кальцием; 4) натрием; 5) железом.

5. Какие соединения образуются в результате воздействия сероводорода H_2S на серебро на открытом воздухе:

а) Ag_2S ; б) H_2O ; в) S ; г) H_2 ;д) SO_2 ?

1) а, г, д; 2) б, в, г; 3) а, б; 4) б, г; 5) в, д.

4. Контроль знаний обучающихся и типовые оценочные средства

4.1. Распределение баллов:

1 семестр

- текущий контроль – 50 баллов
- контрольные срезы – 2 среза по 10 баллов каждый
- премиальные баллы – 10 баллов
- ответ на экзамене: не более 30 баллов

Распределение баллов по заданиям:

№ те мы	Название темы / вид учебной работы	Формы текущего контроля / срезы	Мах. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
1.	Основные химические понятия и стехиометрические законы	Выполнение и защита лабораторных работ.	12	Тема включает 4 лаб. 1 лабораторная работа оценивается в 3 балла: 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, расчетов)
2.	Строение атома	Работа на семинаре	2	Участие в семинаре (ответы на вопросы)
3.	Периодический закон.	Работа на семинаре	2	Участие в семинаре (ответы на вопросы)

	Периодические функции	Коллоквиум (тема 2-3)(контрольный срез)	10	<p>Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов: 9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу.</p> <p>8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений</p> <p>5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания</p> <p>0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом</p>
4.	Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие	работа на семинаре	2	Участие в семинаре (ответы на вопросы)

5.	Комплексные соединения	Выполнение и защита лабораторных работ	3	1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)
		Коллоквиум (тема 4-5)(контрольный срез)	10	<p>Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов: 9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу.</p> <p>8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений</p> <p>5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания</p> <p>0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом</p>

6.	Энергетика химических реакций	Выполнение и защита лабораторных работ	3	1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)
7.	Скорость реакций. Химическое равновесие	Выполнение и защита лабораторных работ	3	1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)
8.	Растворы. Теория электролитической диссоциации	Выполнение и защита лабораторных работ	12	Тема включает 4 лаб. 1 лабораторная работа оценивается в 3 балла: 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, расчетов, уравнений реакций)
		Решение задач	2	Решение задач и упражнений по теме. Критерии: 2 задачи, за каждую правильно выполненную 1 балл
9.	Окислительно-восстановительные процессы	Выполнение и защита лабораторных работ	9	Тема включает 3 лаб. 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)
10.	Премияльные баллы		10	Дополнительные премиальные баллы могут быть начислены за выполнение творческих заданий на выбор студента в зависимости от темы.
11.	Ответ на экзамене		30	10-17 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «удовлетворительно» 18-24 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «хорошо», 25-30 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «отлично».
12.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы		50	выполнение блока заданий, включающим все темы дисциплины в виде вопросов и решение практических задач.(5 заданий по 5 баллов), тест, включающий вопросы по всем темам дисциплины 25 вопросов по 1 баллу за каждое
13.	Итого за семестр		100	

2 семестр

- текущий контроль – 50 баллов
- контрольные срезы – 2 среза по 10 баллов каждый
- премиальные баллы – 10 баллов
- ответ на экзамене: не более 30 баллов

Распределение баллов по заданиям:

№ темы	Название темы / вид учебной работы	Формы текущего контроля / срезы	Мах. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
1.	Водород. р-элементы VII-IVA групп. Элементы VIIIA группы.	Выполнение и защита лабораторных работ	27	3 балла за каждую лабораторную работу: 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)

		Контрольный срез - коллоквиум водород. Элементы 7А и 6А, 4А и 5А подгрупп и их соединения(контрольный срез)	10	<p>Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов: 9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу.</p> <p>8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений</p> <p>5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания</p> <p>0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом</p>
2.	р-Элементы III-группы. s-Элементы I-II групп.	Выполнение и защита лабораторных работ	9	1) 3 балла за каждую лабораторную работу: 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций);

		Решение задач	5	Решение расчетных заданий. 5 баллов, если выполнено верно - 90-100% заданий, 4 балла – 75 - 90%, 3 балла – 60 - 75%, 2 балла 50 - 60%, 1 балл менее 50% заданий.
3.	d-Элементы I-VIII групп. f-Элементы	Выполнение и защита лабораторных работ	9	3 балла за каждую лабораторную работу: 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)

		<p>Контрольный срез-коллоквиум «Элементы побочных групп» (контрольный срез)</p>	10	<p>Коллоквиум сдается в устной форме по предварительно обозначенным теоретическим вопросам и максимально оценивается в 10 баллов: 9-10 баллов выставляется, если студент обнаружил всестороннее, систематическое и глубокое знание программного материала, умение свободно выполнять задания, предусмотренные программой, освоивший основную, и знакомый с дополнительной литературой. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано, уместно используется информационный и иллюстративный материал (примеры из практики, таблицы, графики и т.д.). На вопросы отвечает кратко, аргументировано, уверенно, по существу.</p> <p>8-7 баллов выставляется, если студент обнаружил достаточно глубокие знания программного материала, умение использовать ранее полученные знания с вновь приобретенными, применять их на практике. Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком, привлекается информативный и иллюстрированный материал, но при ответе допускает некоторые погрешности. Вопросы, задаваемые преподавателем, не вызывают существенных затруднений</p> <p>5-6 баллов: студент показывает не достаточный уровень знаний учебного и лекционного материала, не в полном объеме владеет практическими навыками, чувствует себя неуверенно при ответе на вопросы. В ответе не всегда присутствует логика, аргументы привлекаются недостаточно веские. На поставленные вопросы затрудняется с ответами, показывает недостаточно глубокие знания</p> <p>0-4 баллов: студент показывает слабый уровень профессиональных знаний, затрудняется при анализе практических ситуаций. Не может привести примеры из реальной практики. Неуверенно и логически непоследовательно излагает материал. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом</p>
4.	Премиальные баллы		10	Дополнительные премиальные баллы могут быть начислены за выполнение творческих заданий на выбор студента в зависимости от темы.
5.	Ответ на экзамене		30	25-30 баллов – студент раскрыл основные вопросы и задания билета на оценку «отлично».

6.	Индивидуальные задания, с помощью которых можно набрать дополнительные баллы	50	выполнение блока заданий, включающим все темы дисциплины в виде вопросов и решение практических задач.(5 заданий по 5 баллов), тест, включающий вопросы по всем темам дисциплины 25 вопросов по 1 баллу за каждое
7.	Итого за семестр	100	

Итоговая оценка по экзамену выставляется в 100-балльной шкале и в традиционной четырехбалльной шкале. Перевод 100-балльной рейтинговой оценки по дисциплине в традиционную четырехбалльную осуществляется следующим образом:

100-балльная система	Традиционная система
85 - 100 баллов	Отлично
70 - 84 баллов	Хорошо
50 - 69 баллов	Удовлетворительно
Менее 50	Неудовлетворительно

4.2 Типовые оценочные средства текущего контроля

Выполнение и защита лабораторных работ

Тема 5. Комплексные соединения

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, выводы) и ответить на контрольные вопросы

Контрольные вопросы для защиты

1. Какие соединения являются соединениями первого порядка, а какие – второго?
2. На примере $\text{Co}(\text{NH}_3)_6\text{Cl}_3$ расскажите о структуре комплексных соединений
3. Какое основание является более сильным $\text{Cu}(\text{OH})_2$ или $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$? Почему?
4. Определите степень окисления и координационное число комплексообразователя в следующих комплексах: $\text{K}[\text{AuBr}_4]$, $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$, $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{SCN})(\text{CN})_3]$
5. Напишите выражение константы нестойкости комплексного иона (по заданию преподавателя). Что она показывает?

Тема 6. Энергетика химических реакций

Лабораторная работа

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, выводы) и ответить на контрольные вопросы

Контрольные вопросы

1. Как называются реакции, идущие с выделением тепла, с поглощением? Какой знак имеют значения их энтальпий?
2. Почему энтальпия взаимодействия гидроксида натрия с различными сильными кислотами имеет одинаковое значение?
4. Почему процесс нейтрализации всегда происходит с выделением тепла, а растворение твердых солей не всегда?
6. Экспериментально установлено, что при взаимодействии 2,3 г натрия с водой выделяется 14,0 кДж теплоты. Вычислите энтальпию реакции.

Тема 7. Скорость реакций. Химическое равновесие

Лабораторная работа

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, выводы) и ответить на контрольные вопросы

Контрольные вопросы

1. Что называют скоростью химической реакции? Какова ее размерность? Как и почему скорость химической реакции зависит от концентрации реагирующих веществ и температуры?
2. Чему равна константа скорости химической реакции? Каков физический смысл этой величины?
3. Что такое энергия активации? Каковы ее порядок и размерность?
4. Что такое катализ? Какие две основные его разновидности известны?
5. Может ли катализатор влиять на состояние химического равновесия в соответствии с принципом Ле Шателье?
6. Какие реакции называют обратимыми и необратимыми?
7. Что называют химическим равновесием? Почему оно называется динамическим? Какие концентрации реагирующих веществ называют равновесными?
8. Что называют константой химического равновесия? От каких факторов она зависит?
9. Как можно управлять химическим равновесием? Какие факторы влияют на смещение химического равновесия?

Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации

Лабораторная работа «Свойства растворов. Растворимость веществ. Приготовление растворов и определение их концентрации»

Контрольные вопросы для защиты

1. Дайте определение раствору, растворителю, растворенному веществу?
2. Дайте определение насыщенному, пересыщенному растворам. Как можно приготовить пересыщенный раствор?
3. Объясните, как происходит процесс растворения.
4. Какие способы выражения концентрации растворов вы знаете?
5. Что собой представляет ареометр? Как с его помощью определить плотность раствора?
6. В чем заключается принцип титрования? Напишите выражение основной расчетной формулы определения концентрации методом титрования.
7. Как можно определить нейтральность среды?
8. Чему равны химические эквиваленты гидроксида натрия, соляной, уксусной и серной кислот?

Лабораторная работа Электролитическая диссоциация

Контрольные вопросы для защиты

1. Какие электролиты называются сильными, а какие – слабыми? Перечислите кислоты и основания, являющиеся сильными электролитами.
2. Написать уравнение электролитической диссоциации следующих веществ и показать, когда процесс диссоциации идет ступенчато: AlCl_3 , H_3PO_4 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.
3. Почему в растворе электролиты распадаются на ионы неодинаково?
4. Какими фактами можно подтвердить, что диссоциации процесс обратимый?
5. Какова взаимосвязь между типом химической связи и электролитической диссоциацией?
6. Какая из кислот наиболее сильная: H_2S , H_2Se , HCl , HJ . Почему, ответ мотивируйте. Составьте уравнения диссоциации каждой кислоты.
7. Составьте схему ступенчатой диссоциации сернистой кислоты. Объясните с точки зрения химического равновесия, почему диссоциация по второй ступень происходит значительно слабее, чем по первой?

Лабораторная работа «Реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости»

Контрольные вопросы для защиты

1. Напишите полные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций между: а) серной кислотой и гидроксидом натрия; б) сероводородной кислотой и гидроксидом натрия. Почему краткие ионно-молекулярные уравнения этих реакций различны? Будет ли одинаковым тепловой эффект этих реакций нейтрализации? В каких случаях ионно-обменная реакция идет до конца, а в каких – до состояния равновесия?
2. Определите, возможно ли протекание до конца реакций между:
а) гидроксидом аммония и хлороводородной (соляной) кислотой

- б) сульфатом калия и нитратом натрия
- в) хлоридом меди и гидроксидом калия

Ответы подтвердите записью уравнений реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме и сравнением Кдис, если это необходимо.

3. Чем определяются амфотерные свойства гидроксидов? Что получатся при растворении амфотерного гидроксида в щелочи? Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме реакции растворения гидроксида цинка в соляной кислоте и в гидроксиде калия.

5. Как влияет на равновесие в растворе электролита добавление вещества, содержащего одноименный ион? Как изменится концентрация ионов водорода в растворе уксусной кислоты при добавлении ацетата натрия? Как изменится концентрация гидроксид-ионов в растворе гидроксида аммония при добавлении

в раствор хлорида аммония?

6. Используя понятие о произведении растворимости, объяснить растворимость гидроксида цинка в соляной кислоте.

Лабораторная работа "Гидролиз солей"

Контрольные вопросы для защиты

1. Приведите примеры растворимых в воде солей, среда растворов которых нейтральная, кислая, щелочная. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
2. Приведите примеры солей, гидролиз которых идет только по катиону, только по аниону, и по катиону и по аниону одновременно. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
3. Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
4. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения совместного гидролиза: а) сульфата хрома (III) и карбоната натрия и б) нитрата алюминия и сульфида калия.
5. Как влияет добавление растворов KOH, $ZnCl_2$, Na_2S , соляной кислоты и твердого NaCl на гидролиз карбоната калия (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).
6. Почему соли, состоящие из катионов сильного основания и анионов сильной кислоты, не подвергаются гидролизу? Приведите два примера.
7. Как вычислить константу гидролиза соли? Какая соль лучше гидролизуется: карбонат натрия или гидрокарбонат натрия, фосфат натрия или фторид натрия (молярные концентрации солей одинаковы)?
8. Как влияет повышение температуры и разбавление на степень гидролиза

Тема 9. Окислительно-восстановительные процессы

Лабораторная работа «Окислительно-восстановительные реакции».

Контрольные вопросы для защиты

1. Дайте определения понятиям: степень окисления, окислитель и процесс окисления; восстановитель и процесс восстановления.
2. Как связаны электронное строение атомов и ионов с их окислительно-восстановительными свойствами. Рассмотрите на примерах серы, азота, галогенов.
3. Может ли одно и то же вещество быть окислителем в одной реакции, а восстановителем – в другой?
4. Сопоставьте два метода нахождения коэффициентов и укажите особенности каждого из них. Какой метод нахождения окислительно-восстановительных коэффициентов удобно использовать для реакций, идущих в газовой и твердой фазах, в расплавах, в неводных и водных растворах?
5. Определите, какими свойствами в окислительно-восстановительных реакциях обладают следующие молекулы (только окислительными, только восстановительными или и окислительными и восстановительными): $KCrO_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $K_2Cr_2O_7$, SO_2 , H_2S , Na_2SO_3 , H_2SO_4 , HCl , $HClO_4$, Cl_2 , HNO_3 , $NaNO_2$, Fe.

Лабораторная работа «Электролиз. Гальванические элементы»

Контрольные вопросы для защиты

1. Какой потенциал называется стандартным потенциалом? От каких факторов зависит величина электродного потенциала?
2. Среди металлов свинец, золото, кадмий, кальций, медь укажите:
 - а) взаимодействующие с соляной и разбавленной серной кислотами;
 - б) вытесняющие никель из растворов его солей.
3. Вычислите значение электродного потенциала цинка, если цинк находится в растворе своей соли с концентрацией катионов 0,01 М, а температура раствора равна 15 °С.
4. Приведите примеры металлов, которые можно получить электролизом растворов их солей.
5. Какова последовательность электродных процессов на катоде и аноде?
6. Водный раствор, содержащий смесь нитратов меди, свинца, серебра, калия, цинка и лития с одинаковыми концентрациями, подвергли электролизу. Укажите значение молярной массы вещества, которое будет восстанавливаться на катоде в первую очередь.
7. Чем отличаются процессы при электролизе с растворимыми и нерастворимыми анодами?

Лабораторная работа "Коррозия и защита металлов "

Контрольные вопросы для защиты

1. Кратко сформулируйте отличие электрохимической защиты от химической.
2. Чем вызвана электрохимическая неоднородность поверхности металла?
3. Каковы причины возникновения микрогальванопар?
4. Какие вы знаете методы защиты от коррозии?
5. Что такое анодные и катодные защитные покрытия?
6. В чем заключается сущность катодной защиты металлов?
7. Что такое протекторная защита металлов? Какие металлы используются для протекторной защиты железных изделий от коррозии?
8. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии в микрогальванопаре: Fe или Mg, Fe или Cd, Fe или Ni?
9. Какие процессы происходят при повреждении поверхностного слоя никелированного железа?

Тема 10. Водород. p- элементы VII-IVA групп. Элементы VIIIA группы.

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, пояснения и (или) ответы на вопросы к опытам) и ответить на контрольные вопросы.

Лабораторная работа «Водород»

Контрольные вопросы.

1. Объяснить положение водорода в периодической системе Д. И. Менделеева.
2. Составить молекулярную формулу и энергетическую диаграмму молекулы водорода, пользуясь методом молекулярных орбиталей. Объяснить прочность молекулы водорода.
3. Указать способы получения и собирания водорода в лаборатории. Написать соответствующие уравнения реакций.
4. Перечислить физические свойства водорода.
5. Каковы химические свойства водорода? Написать соответствующие уравнения реакций.

Лабораторная работа «Хлор и хлороводород. Кислородные соединения хлора»

Контрольные вопросы.

1. Как получают хлор в лаборатории. Напишите уравнения реакций.
2. Определить, можно ли получить из концентрированного раствора соляной кислоты хлор, используя в качестве окислителей FeCl_3 , PbO_2 ?
3. Почему для получения хлороводорода сульфатным способом необходимо использовать твердый хлорид и концентрированный раствор серной кислоты? Написать уравнение реакции.

- Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства оксидов, гидроксидов и солей хлора.
- Как изменяются кислотные и окислительные свойства кислородсодержащих кислот хлора в ряду: HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ? Дать объяснение.
- Указать области применения кислородных соединений хлора.

Лабораторная работа «Бром, йод и их соединения»

Контрольные вопросы.

- Как получают бром и йод в лаборатории. Напишите уравнения реакций.
- Расположить галогены в ряд по уменьшению их окислительной способности. Объяснить наблюдаемую закономерность.
- Написать уравнения реакций, показывающих сходство в свойствах брома и иода с хлором.
- Как изменяется восстановительная способность и сила кислот в ряде HF , HCl , HBr , HI ? Дать объяснения.
- Как получают HBr и HI ? Написать уравнения реакций.
- Чем объяснить, что растворимость иода в воде увеличивается в присутствии KI ?

Лабораторная работа «Кислород. Оксиды. Пероксиды»

Контрольные вопросы.

- Написать электронную формулу атома кислорода.
- Объяснить строение молекулы кислорода и парамагнетизм его, используя метод молекулярных орбиталей.
- Сравнить физические и химические свойства кислорода и озона.
- Какие известны лабораторные способы получения кислорода?
- Как классифицируются и какими химическими свойствами обладают оксиды и гидроксиды металлов и неметаллов?
- Описать химические свойства воды, пероксида водорода и пероксидов металлов.

Лабораторная работа «Сера. Сероводород. Сульфиды. Кислородные соединения серы»

Контрольные вопросы.

- Перечислите известные вам модификации серы, какие из них являются полиморфными? Какая из модификаций серы является наиболее устойчивой при обычных условиях?
- Какие химические свойства проявляет сера в окислительно-восстановительных процессах? Привести примеры
- Назвать соединения серы, которые в химических реакциях являются: а) только восстановителями; б) только окислителями; в) восстановителями и окислителями.
- Привести примеры ступенчатого и полного гидролиза сульфидов металлов. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
- Можно ли применять для получения сероводорода из сульфидов азотную кислоту? Ответ обосновать и написать соответствующие уравнения реакций.
- Что произойдет при пропускании сероводорода через раствор иода? Написать уравнение реакции. Показать переход электронов.
- Какие из перечисленных сульфидов (Na_2S , ZnS , Al_2S_3 , PbS , Cr_2S_3) могут быть получены путем обменной реакции в водном растворе?
- Охарактеризовать поведение оксида серы (IV) и его гидроксида в окислительно-восстановительных реакциях. Дать объяснение. Привести примеры соответствующих уравнений реакций.
- В чем состоит принципиальное различие в механизме взаимодействия разбавленной и концентрированной серной кислоты с металлами? Написать соответствующие уравнения реакций и схемы перехода электронов.
- Почему нельзя применять серную кислоту: а) для получения оксида углерода (IV) из карбоната кальция; б) для получения водорода действием на нее свинцом?

Лабораторная работа «Азот и его водородные соединения. Кислородные соединения азота»

Контрольные вопросы.

1. Из каких веществ и при каких условиях получают азот в лаборатории? Написать уравнения реакций.
2. Из каких веществ и при каких условиях получают аммиак в лаборатории? Написать уравнения реакций.
3. Какими реакциями можно охарактеризовать химические свойства аммиака? Написать уравнения соответствующих реакций.
4. Какие вещества применяют для осушения аммиака? Какие вещества, поглощающие влагу, нельзя применять для этой цели и почему?
5. Изменится ли концентрация гидроксид-ионов в водном растворе аммиака при добавлении к нему хлорида аммония? Дать объяснение.
6. Каким образом можно отличить хлорид аммония от хлорида натрия? Написать уравнение реакции.
7. Перечислить способы получения оксида азота (II), указать, при каких условиях протекают реакции, и написать соответствующие уравнения.
8. Каковы химические свойства оксида азота (IV)? Написать уравнение реакции между NO_2 и водой и объяснить его.
9. Какие свойства проявляют нитриты в окислительно-восстановительных реакциях? В какой среде протекают эти реакции? Привести примеры.
10. Написать уравнения реакций получения азотной кислоты из аммиака и указать, при каких условиях протекают реакции.
11. Какими свойствами обладает HNO_3 ? От каких факторов зависит состав веществ, до которых она восстанавливается?

Лабораторная работа «Фосфор и его соединения. Сурьма, висмут и их соединения»

Контрольные вопросы.

1. Перечислить важнейшие химические свойства фосфора. Написать уравнения реакций окисления, восстановления и диспропорционирования фосфора.
2. Написать графические формулы оксидов фосфора (III) и (V). Каковы химические свойства оксидов? Написать уравнения реакций ступенчатой гидратации оксида фосфора (V).
3. Написать графические формулы фосфорных кислот: фосфорноватистой, фосфористой, мета-, орто- и дифосфорной. Показать характер химических связей, тип гибридизации, координационные числа фосфора. Какова сила и основность кислот фосфора? Какие кислоты фосфора проявляют восстановительные свойства?
4. Перечислить способы получения ортофосфорной кислоты. Написать уравнения реакций.
5. Каково отношение As, Sb и Bi к воде, к HCl , к H_2SO_4 (разб.)? Дать объяснение.
6. Написать уравнения реакций As, Sb и Bi с концентрированными растворами H_2SO_4 и HNO_3 .
7. Написать уравнения реакций гидролиза хлорида висмута (III) и указать, как можно сместить равновесие гидролиза.

Лабораторная работа «Углерод и его соединения. Кремний и его соединения»

Контрольные вопросы.

1. Перечислить известные аллотропные модификации углерода. Описать их свойства. Как доказать, что они являются видоизменениями одного и того же элемента?
2. Сравнить кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов углерода (II) и (IV), исходя из строения их молекул. Написать уравнения соответствующих реакций.
3. Какими способами можно получать карбонаты и гидрокарбонаты? Какова их термическая прочность? Привести примеры уравнений реакций.

4. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза следующих солей: K_2CO_3 , $KHCO_3$, $(NH_4)_2CO_3$. Дать объяснение.
5. Написать схему равновесия, устанавливающегося в водном растворе оксида углерода (IV). Какие молекулы и ионы находятся в этом растворе? В какую сторону смещается химическое равновесие при повышении температуры системы и при добавлении в раствор щелочи?
6. Почему для отделения CO от CO_2 смесь этих газов пропускают через раствор щелочи, а не через воду? Написать уравнения реакций.
7. Как наиболее простым способом различить карбонат и силикат?
8. Написать уравнения реакций получения силицидов, оксида кремния (IV) и кремниевых кислот. Указать условия получения этих соединений.

Лабораторная работа «Олово, свинец и их соединения»

Контрольные вопросы.

1. Написать электронные формулы атомов олова и свинца.
2. Как получают олово и свинец из их оксидов? Составить уравнения реакций и указать условия их протекания.
3. Написать уравнения реакций взаимодействия олова и свинца с соляной, серной и азотной кислотами.
4. Охарактеризовать отношение олова и свинца к щелочам. Написать уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.
5. Каковы кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов олова и свинца? Привести примеры соответствующих реакций. Написать уравнения в молекулярной и ионной форме.
6. Какую степень окисления проявляют атомы олова и свинца в соединениях? Дать характеристику окислительно-восстановительных свойств этих соединений. Написать уравнения соответствующих реакций.
7. Как можно обнаружить ионы Sn^{2+} и Pb^{2+} , находящиеся совместно в растворе? Составить уравнения соответствующих реакций в молекулярной и ионной форме.

Тема 11. p-Элементы III-группы. s-Элементы I-II групп.

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, пояснения и (или) ответы на вопросы к опытам) и ответить на контрольные вопросы.

«Бор, алюминий и их соединения»

1. Написать электронные формулы атомов бора и алюминия. Как изменяются радиусы атомов и потенциалы ионизации элементов в главной подгруппе III группы?
2. Из каких природных соединений получают бор и алюминий? Какие химические или электрохимические процессы при этом используют? Написать уравнения реакций восстановления бора из оксида бора и схему электрохимических процессов, протекающих у электродов при электролитическом производстве алюминия.
3. Написать уравнения реакций получения бората магния, диборана, оксида бора и борных кислот. Указать степень окисления бора и условия получения этих соединений.
4. Каково отношение алюминия к кислороду, воде, щелочам? Написать соответствующие уравнения реакций.
5. Написать уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными и концентрированными растворами HCl , H_2SO_4 и HNO_3 .
6. Каковы химические свойства оксида и гидроксида алюминия? Написать соответствующие уравнения реакций. Объяснить амфотерность гидроксида алюминия с позиций протолитической теории.

7. Сравнить химические свойства бора и алюминия, их оксидов и гидроксидов. Объяснить, почему бор и его кислородные соединения по химическим свойствам отличаются от элементов главной подгруппы III группы.
8. Как протекает гидролиз солей алюминия, образованных различными по силе кислотами? Написать соответствующие уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

«Щелочные металлы и их соединения»

1. Каковы особенности металлической связи? Какие физические свойства металлов ею обуславливаются?
2. Написать электронные формулы атомов лития, натрия, калия, рубидия и цезия. Как изменяются радиусы атомов, потенциалы ионизации и химическая активность простых веществ от лития к цезию?
3. Охарактеризовать отношение щелочных металлов к кислороду, водороду, воде и кислотам. Чем литий по своим свойствам отличается от других щелочных металлов? Дать объяснение.
4. Сравнить физические и химические свойства гидридов щелочных металлов и водородных соединений неметаллов. Объяснить различие в свойствах, используя представления о характере химической связи.
5. Написать уравнения реакций получения оксидов и гидроксидов щелочных металлов. Как изменяется растворимость и сила гидроксидов от лития к цезию? Дать объяснение.
6. Составить схемы электрохимических процессов, происходящих при электролизе расплава и раствора хлорида калия. Можно ли восстановить ион K^+ при помощи химических реакций из водного раствора? Дать объяснение.
7. Охарактеризовать строение кристаллов хлорида натрия и хлорида цезия. Указать тип химической связи, координационные числа натрия и цезия, величины эффективных зарядов. Дать объяснение.
8. Каковы физические и химические свойства солей щелочных металлов (растворимость, отношение к нагреванию, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства)?

Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения

1. Написать электронные формулы атомов бериллия, магния, кальция, стронция и бария. Как изменяются радиусы атомов, потенциалы ионизации и химические свойства элементов в главной подгруппе II группы от бериллия к барию?
2. Охарактеризовать кислотно-основные свойства и получение гидроксидов бериллия и магния. Написать уравнения соответствующих реакций.
3. Объяснить, почему гидроксид магния растворяется в растворах солей аммония и какие щелочи следует применять для наиболее полного осаждения ионов Mg^{2+} .
4. Как можно получить гидроксиды щелочноземельных металлов? Написать уравнения соответствующих реакций. Как изменяется растворимость и сила гидроксидов щелочноземельных металлов от кальция к барию?
5. Как изменяется растворимость в воде карбонатов и сульфатов щелочноземельных металлов от кальция к барию?
6. Какие ионы сообщают воде «жесткость»? Как можно ее устранить? Написать уравнения соответствующих реакций.

Тема 12. d-Элементы I-VIII групп. f-Элементы

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, пояснения и (или) ответы на вопросы к опытам) и ответить на контрольные вопросы.

Лабораторная работа «Хром и его соединения. Марганец и его соединения.»

1. Как изменяется химическая природа оксидов и гидроксидов хрома в ряду Cr (II), Cr (III), Cr (VI)? Дать объяснение, исходя из величин условных зарядов и радиусов ионов. Написать уравнения реакций взаимодействия гидроксида хрома (III) с кислотами и со щелочами в молекулярной и ионной форме.

2. Какая степень окисления и какие координационные числа характерны для хрома-комплексобразователя? Привести примеры комплексных соединений хрома.
3. Каковы условия существования в растворе хроматов и дихроматов? Объяснить и написать уравнения реакций перехода хроматов в дихроматы и обратно.
4. Какие свойства проявляют соединения Cr (III) и Cr (VI) в окислительно-восстановительных реакциях? В какой среде осуществляются эти процессы? Привести примеры. Написать соответствующие уравнения реакций.
5. Как действуют на марганец разбавленные и концентрированные растворы HCl, H₂SO₄ и HNO₃ на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.
6. Как получают оксиды и гидроксиды марганца? Написать уравнения реакций. Отметить, какие из них выделены в свободном состоянии.
7. Указать, как с ростом степени окисления марганца изменяется химический характер его оксидов и гидроксидов. Дать объяснение.
8. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют соединения Mn (II)? Написать уравнения реакций. В какой среде наиболее устойчивы эти соединения? Привести примеры.
9. Какие вещества образуются при взаимодействии MnO₂ с концентрированными HCl и H₂SO₄ и при сплавлении его со щелочами? Какие свойства в этих реакциях проявляет MnO₂? Написать уравнения реакций.
10. Как получают соединения марганца (VI)? Написать уравнения реакций. Какова устойчивость этих соединений?
11. От каких факторов зависит состав продуктов восстановления перманганата калия, если реакция протекает в растворе? Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа «Железо, кобальт, никель и их соединения»

1. Написать электронные формулы атомов железа, кобальта и никеля.
2. Какие степени окисления известны для железа, кобальта и никеля? Какие из них наиболее характерны для каждого из этих элементов?
3. Как в лабораторных условиях получают железо? Какие для этого применяют восстановители? Написать уравнения реакций.
4. Объяснить, в каком случае будет быстрее разрушаться железный образец: а) он не соприкасается с медной пластинкой; б) находится с ней в контакте. Написать уравнения реакций. Дать схему коррозии железа в контакте с медью, учитывая положение Fe, H₂ и Si в электрохимическом ряду напряжений металлов.
5. Как относятся железо, кобальт и никель к разбавленным и концентрированным растворам HCl, H₂SO₄, HNO₃ на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.
6. Как можно получить оксиды и гидроксиды Fe (II), Co (II) и Ni (II)? Написать уравнения реакций. Сравнить отношение гидроксидов этих металлов к кислороду воздуха. Написать уравнения реакций.
7. Как получают оксиды и гидроксиды Fe (III), Co (III) и Ni (III)? Написать уравнения реакций. Сравнить химические свойства гидроксидов этих металлов. Написать уравнения реакций.
8. Охарактеризовать свойства солей железа, кобальта и никеля (цвет, растворимость в воде, гидролиз, отношение к кислороду воздуха).
9. Какие свойства проявляют соединения Fe (II), Fe (III) и Fe (VI) в окислительно-восстановительных реакциях? Как от солей Fe (III) перейти к соединениям Fe (II) и Fe (VI)? Написать уравнения реакций.
10. Охарактеризовать железо, кобальт и никель как комплексобразователи (указать координационное число, лиганды, устойчивость). Написать уравнения реакций образования наиболее устойчивых комплексных соединений для каждого металла.

Лабораторная работа «Медь, серебро. Цинк кадмий»

Медь. Серебро

1. Написать электронные формулы атомов меди, серебра и золота.
2. Какую степень окисления проявляют атомы меди, серебра и золота в соединениях? Дать объяснение. Привести примеры.
3. В чем заключается сходство и отличие электронных структур и химических свойств металлов подгруппы меди и щелочных металлов? Дать объяснение. Сравнить изменение восстановительной активности металлов п главной и побочной подгруппах I группы периодической системы Д. И. Менделеева с увеличением зарядов ядер атомов.
4. Каково отношение меди и серебра к соляной, серной и азотной кислотам различной концентрации на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций.
5. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов меди (I и II), серебра (I) и золота (I и III). Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.
6. Какие координационные числа характерны для меди, серебра и золота в комплексных соединениях? Привести примеры. Написать уравнения реакций получения комплексных соединений меди и серебра.
7. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди (I и II), серебра (I) и золота (I и III). Привести примеры.

Цинк, кадмий и их соединения»

1. Написать электронные формулы атомов цинка, кадмия и ртути.
2. Цинк и кадмий в электрохимическом ряду напряжений металлов расположены левее водорода. Почему при комнатной температуре они не вытесняют водород из воды?
4. Написать уравнения реакций взаимодействия цинка с кислотами-окислителями.
5. Описать свойства гидроксидов цинка, кадмия и ртути. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
6. Как из нитрата цинка получить гидроксоцинкат калия? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
7. Написать уравнение реакции взаимодействия $\text{Cd}(\text{OH})_2$ с NH_4Cl , имея в виду, что в результате реакции получается комплексное соединение.

Выполнение и защита лабораторных работ.

Тема 1. Основные химические понятия и стехиометрические законы

Лабораторная работа 1. «Приемы и методы работы в химической лаборатории»

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, выводы) и ответить на контрольные вопросы

Контрольные вопросы

1. Поясните основные правила взвешивания.
2. Расскажите об основных принципах фильтрования. В каком случае изготавливают складчатый фильтр?
3. Какие вещества называются кристаллогидратами? Приведите примеры кристаллогидратов.
4. Как рассчитать процент обезвоживания кристаллогидрата?
5. Определить формулу кристаллической соды, если при нагревании 286 г данной соли образовалось 106 г карбоната натрия.
6. Как доказать, что полученный остаток после выпаривания хлорид натрия? Напишите уравнение реакции в молекулярном и сокращенном виде.

Лабораторная работа 2. Очистка растворимых солей методом перекристаллизации

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, выводы) и ответить на контрольные вопросы

Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятию растворимость (коэффициент растворимости).
2. Какой раствор называют ненасыщенным, насыщенным и пересыщенным?
3. В чем состоит принцип перекристаллизации?
4. Почему при перекристаллизации происходит очистка от растворимых примесей?
5. Какие соли нельзя разделить методом перекристаллизации?
6. В 500 г воды растворено при нагревании 300 г NH_4Cl . Какая масса хлорида аммония выделится из раствора при охлаждении его до 50°C , если растворимость NH_4Cl при этой температуре равна 50 г в 100 г воды?

Лабораторная работа 3. Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения.

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, выводы) и ответить на контрольные вопросы

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение понятиям: молярная масса металла, эквивалент, молярная масса эквивалента, эквивалентный объем.
2. При каком давлении (больше или меньше атмосферного) будет находиться водород в приборе для определения молярной массы металла, если уровень воды в уравнительном сосуде будет: а) выше уровня воды в бюретке, б) ниже уровня воды в бюретке, в) равен уровню воды в бюретке?
3. Выведите формулу для нахождения молярной массы металла, указав размерность каждой величины.
4. Определить эквивалентную массу металла, если 0,195 г его вытесняют 56 мл водорода при нормальных условиях.

Лабораторная работа 4. Определение относительной молекулярной массы оксида углерода (IV).

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, расчеты, уравнения реакций, выводы) и ответить на контрольные вопросы

Контрольные вопросы:

1. От каких примесей происходит очистка хлора при пропускании через склянки с водой и концентрированной серной кислотой?
2. В аппарате Киппа для получения CO_2 из мрамора используется соляная кислота. Почему нельзя использовать более дешевую серную кислоту?
3. Во сколько раз углекислый газ тяжелее воздуха?
4. Дайте определение относительной плотности одного газа по другому. Напишите формулу расчета относительной плотности газа по водороду, по воздуху.
5. При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора 4,28. Из скольких атомов состоят молекулы серы и фосфора при этих условиях?
6. Масса одного литра газа равна 2,86 г. Определите его молярную массу.

Коллоквиум (тема 2-3)

Тема 3. Периодический закон. Периодические функции

1. Изобразить электронное строение атома с порядковым номером № ____ (вопрос для каждого студента по заданию преподавателя).
2. Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе:
 - а) открытие электрона (заряд масса электрона);
 - б) радиоактивность. Основные характеристики α -, β -, γ - излучения;

в) ученые первооткрыватели электрона, радиоактивности.

3. Модель атома Томсона. Опыты Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома, ее развитие. Изобразить модель атома по Резерфорду с порядковым номером №__ (по заданию преподавателя).

4. Теория света и планетарная модель атома:

а) уравнение М. Планка, кванты.

б) явление фотоэффекта, объяснение его Эйнштейном;

в) корпускулярно-волновой дуализм излучения; экспериментальное подтверждение (фотоэффект, дифракция, интерференция). Корпускулярно-волновой дуализм фотонов.

5. Теория атома водорода по Н. Бору:

а) исходные представления;

б) постулаты Н. Бора;

в) объяснение противоречий теории Резерфорда Н. Бором об устойчивости атома, линейчатости спектра.

6. Спектральные серии атома водорода. Их расчет и экспериментальное подтверждение. Формулы для расчета радиуса орбиты, энергии электрона, частоты излучения.

7. Достоинства и недостатки Н. Бора. Развитие теории Зоммерфельдом и Зееманом.

8. Первоначальные представления квантовой механики:

а) уравнение де Бройля;

б) корпускулярно-волновой дуализм электрона;

в) принцип неопределенности В. Гейзенберга.

9. Уравнение Э. Шредингера. Анализ уравнения. Волновая функция. Понятие об электронной облаке и граничной поверхности.

10. Квантовость как следствие волновых свойств электрона. Квантовые числа. Главное и орбитальное квантовое число.

11. Магнитное квантовое число. Спин электрона. Физический смысл квантовых чисел.

12. Атомные орбитали. Вид атомных орбиталей: s, p_x, p_y, p_z, d_{xy}, d_{xz}, d_{x²-y²}, d_{z²}. Радиальное распределение электронной плотности.

13. Многоэлектронные атомы. Современная модель электронного строения атома (три принципа заселения электронами орбиталей: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, Правило Гунда). Правила Клечковского, объяснить на примерах.

14. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома. Объяснение сущности периодичности на примерах.

15. Развитие и обоснование периодического закона Д.И. Менделеева. Рентгеновские спектры. Закон Мозли, его значение. Современная формулировка периодического закона.

16. Периодические функции. Потенциал ионизации, электронное строение атома, периодический закон.

17. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная электроотрицательность.

18. Радиусы атомов и ионов (эффективные и орбитальные), периодическая система и электронное строение атома.

19. Строение ядра атома. Протоны, нейтроны. Протонно-нейтронная модель строения атома.

20. Радиоактивный распад. Период полураспада. α -распад, β -распад, электронный захват, спонтанное деление ядра. Правила смещения.

21. Ядерные реакции. Искусственная радиоактивность. Меченые атомы, их применение. Изотопы, изобары.

Коллоквиум (тема 4-5)

Тема 5. Комплексные соединения

«Химическая связь. Валентность. Комплексные соединения»

1. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность, полярность и поляризуемость. Типы химической связи, их краткая характеристика.
2. Основные положения метода валентных связей (ВС). Изменение энергии при образовании связи.
3. Объяснение насыщенности ковалентной связи. Кратность связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
4. Направленность ковалентной связи. s-, p- и d-симметрия перекрывания.
5. Гибридизация атомных орбиталей. Связь между структурой молекул и типом гибридизации.
6. Валентность химических элементов. Развитие понятия валентности. Различные трактовки валентности. Валентность с позиций теории ВС. Валентность s, p, d, f-элементов. Постоянная и переменная валентность. Понятие о валентной и координационной насыщенности. Валентность и степень окисления.
7. Недостатки метода ВС и основные положения метода МО.
8. Типы МО. Последовательность увеличения энергии молекулярных орбиталей. Кратность связи с позиций метода МО.
9. Объяснение свойств молекул H_2^+ , H_2 , He_2^+ и He_2 .
10. Свойства молекул Li_2 , Be_2 , N_2 , N_2^+ , O_2^+ , O_2 и F_2 на основе их электронного строения.
11. Свойства молекул CO (в сравнении с N_2), NO (в сравнении с NO^+ и NO^-) и CN^- (в сравнении с CN).
12. Полярность и поляризуемость связи. Дипольный момент связи и молекулы в целом. Электроотрицательность элементов.
13. Локализованные и делокализованные связи. Трех- и многоцентровые связи. Делокализация электронной плотности в молекуле бензола, графите, ионах кислородсодержащих неорганических кислот (КНК). Пространственная конфигурация молекул и ионов кислородсодержащих молекул и ионов КНК.
14. Ионная связь. Строение и свойства ионных соединений. Степень ионности связи как функция разности электроотрицательностей. Эффективные заряды атомов и степень ионности связи.
15. Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярные силы Ван-дер-Ваальса. Зависимость физических свойств веществ от характера межмолекулярного взаимодействия.
16. Основные положения координационной теории. Характеристика основных классов комплексных соединений. Номенклатура комплексных соединений.
17. Изомерия комплексных соединений.
18. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексов. Причины образования и разрушения комплексных соединений.
19. Химическая связь в комплексных соединениях. Основные теории (метод ВС, ТКП, ММО).
20. Гибридизация атомных орбиталей в комплексных соединениях. Пространственная конфигурация комплексных ионов.

Контрольный срез - коллоквиум водород. Элементы 7А и 6А, 4А и 5А подгрупп и их соединения

Тема 10. Водород. p-элементы VII-IVA групп. Элементы VIIA группы.

Водород. Элементы VIIA и VIA, IVA и VA подгрупп и их соединения.

1. Водород: распространение в природе, изотопный состав, положение в периодической системе, методы получения, физические и химические свойства, применение. Бинарные соединения водорода: ионные гидриды, металлоподобные гидриды, ковалентные гидриды. Вода: характеристика химических и межмолекулярных связей, особенности физических свойств воды по сравнению с водородными соединениями S, Se и Te, химические свойства. Тяжелая вода. Методы очистки природной воды.
2. Общая характеристика атомов и простых веществ галогенов. Особенности химии фтора. Важнейшие природные соединения галогенов. Методы получения свободных галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Применение.

3. Галогеноводородные кислоты: получение, свойства, применение. Краткая характеристика важнейших галогенидов металлов.
4. Оксиды, кислородсодержащие кислоты хлора и их соли: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, практическое использование. Кислородсодержащие соединения брома и иода: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, сравнение с аналогичными соединениями хлора. Интергалогидные соединения.
5. Общая характеристика элементов 6А подгруппы. Важнейшие природные соединения халькогенов. Строение молекул и строение простых веществ различных аллотропных форм. Кислород: химическая связь с позиций методов ВС и МО, парамагнетизм, способы получения, физические и химические свойства, применение.
6. Оксиды: классификация, методы получения, свойства. Пероксид водорода и пероксиды металлов. Озон.
7. Сера: аллотропия, нахождение в природе, получение в свободном состоянии, физические и химические свойства, применение. Водородные соединения серы, селена и теллура: получение, устойчивость, физиологическое действие, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиды и полисульфиды металлов.
8. Соединения серы, селена и теллура (+4) (оксиды, кислоты и их соли): получение, химические свойства, изменение свойств при переходе от серы к теллуру. Тиосерная кислота и тиосульфаты.
9. Соединения серы, селена и теллура (+6) (оксиды, кислоты и их соли): внутреннее строение, аллотропия серного ангидрида, получение, свойства и практическое значение. Серная кислота: строение молекулы, методы промышленного получения, свойства концентрированной и разбавленной кислоты. Олеум и пиросерная кислота. Краткая характеристика важнейших сульфатов.
10. Надсерная кислота и персульфаты: получение, окислительные свойства, строение молекул. Политионовые кислоты. Краткая характеристика соединений полония.
11. Общая характеристика элементов 5А подгруппы. Строение простых веществ. Сравнительная характеристика их свойств. Склонность к образованию полимерных форм. Азот: химическая связь в молекуле азота, реакционная способность в молекулярной и атомарной формах, физические и химические свойства, получение и применение.
12. Гидриды ЭНЗ: строение молекул, принципы получения, изменение физических и химических свойств в ряду аммиак-висмутин (температур плавления и кипения, термической устойчивости, растворимости, склонности к реакциям присоединения, восстановительных свойств). Аммиак: термодинамика и технология промышленного синтеза, области применения, реакции присоединения, замещения и окисления. Соли аммония. Амминокомплексы. Жидкий аммиак как растворитель.
13. Гидразин, гидросиламин и азотистоводородная кислота: строение молекул, методы получения, кислотно-основные свойства, окислительно-восстановительные свойства, применение их самих и их производных.
14. Оксиды азота (I, II, III, IV, V): строение молекул, отношение к воде, щелочам, окислительно-восстановительные свойства, принципы получения, токсичность, влияние на окружающую среду. Термодинамика реакции синтеза оксида азота (II) из простых веществ. Азотистая кислота и нитриты: строение молекулы и нитрит-иона, окислительно-восстановительные свойства, токсичность.
15. Азотная кислота: строение молекулы кислоты и нитрат-иона, окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Лабораторные и промышленные методы получения азотной кислоты. Царская водка. Применение азотной кислоты. Соли азотной кислоты, продукты их термического разложения. Азотные удобрения.
16. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета-, ди(пиро-) и полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота и ее соли. Строение молекул кислот фосфора, их основность и окислительно-восстановительные свойства. Получение ортофосфорной кислоты. Ее применение.
17. Форфорные удобрения. Простой суперфосфат. Двойной суперфосфат. Преципитат. Фосфоритная мука. Смешанные удобрения. Аммофос. Азофоска.

18. Оксиды, галогениды и сульфиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута: особенности строения, отношение к воде, кислотам и щелочам, принципы получения. Особенности гидролиза галогенидов. Галогениды азота. Хлориды фосфора (III, V). Галогенокомплексы. Оксохлориды. Оксохлорид азота. Оксотрихлорид фосфора. Их гидролиз. Фосфонитрилхлорид, особенности его строения. Тиосоли мышьяка и сурьмы.
19. Соединения с металлами. Нитриды. Фосфиды. Арсениды. Стибиды. Типы нитридов. Особенности химических связей в них. Сплавы мышьяка, сурьмы и висмута. Токсичность фосфора, сурьмы, висмута и их соединений. Гидроксиды мышьяка, сурьмы (III, V) и висмута (III). Мета- и ортоформы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Общие принципы получения. Соли. Арсенаты (III, V). Стибаты (III, V). Висмутаты (V). Оксосоединения висмута и сурьмы. Особенности гидролиза солей сурьмы и висмута.
20. Общая характеристика элементов 4А подгруппы.. Строение простых веществ. Сравнительная характеристика их свойств. Склонность к образованию полимерных форм. Аллотропные модификации углерода и олова. Особенности их строения. Химические свойства простых веществ. Их реакционная способность. Окислительно-восстановительные свойства. Отношения к кислороду, металлам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения простых веществ. Применение простых веществ. Уголь как топливо и адсорбент.
21. Гидриды типа ЭН₄. Строение молекул. Химические свойства. Реакционная способность метана и других гидридов. Общие принципы получения гидридов. Гидриды типа ЭnНm. Относительная устойчивость соединений, содержащих структурные группировки типа Э-Э, Э=Э и Э°Э, образуемых углеродом и остальными элементами.
22. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Получение. Восстановительные свойства. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Фосген. Токсичность оксида углерода (II). Области практического применения. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. Получение. Применение. Влияние углекислого газа на окружающую среду. Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы угольной кислоты и карбонат-иона. Свойства кислоты. Карбонаты, гидрокарбонаты, основные карбонаты. Особенности осаждения труднорастворимых карбонатов из водных растворов. Термическая устойчивость карбонатов. Применение.
23. Оксид кремния (IV), особенности его строения, аморфное и кристаллическая форма. Кварц. Кварцевое стекло. Отношение диоксида кремния к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Кремниевые кислоты. Ортокремниевая кислота. Поликремниевые кислоты. Особенности их строения. Получение. Золи и гели кремниевых кислот. Силикагель. Силикагель как адсорбент. Соли кремниевых кислот. Орто-, мета-, полисиликаты. Алюмосиликаты. Искусственные силикаты. Стекла. Ситаллы. Стекловолокна и стеклоткани. Цеолиты. Цемент. Вяжущие вещества. Кремнийорганические соединения.
24. Оксиды германия, олова, свинца (II, IV). Их сравнительная устойчивость. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Общие принципы получения. Гидроксиды германия, олова, свинца (II, IV). Сравнительная устойчивость, кислотно-основные окислительно-восстановительные свойства. Соли гидроксидов элементов (II, IV) Относительная устойчивость, гидролизуемость.
25. Соединения с серой. Моно- и дисульфиды. Сероуглерод. Тиосоединения (кислоты и соли). Тиоугольная кислота и тиокарбонаты. Тиосоединения кремния, германия, олова. Галогениды элементов (II, IV). Их сравнительная устойчивость. Типы галогенидов. Гидролиз. Галогенокомплексы. Гексафторокремниевая кислота и ее соли. Гексахлорооловянная кислота и ее соединения. Соединения углерода с азотом. Циановодород. Циановодородная кислота. Цианиды. Цианид-ионы как лиганды комплексных соединений. Особенности получения цианидов тяжелых металлов. Гидролиз цианидов. Родановодород. Родановодородная кислота. Роданиды. Роданид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.

Контрольный срез- коллоквиум «Элементы побочных подгрупп»

Тема 12. d-Элементы I-VIII групп. f-Элементы

Вопросы коллоквиума

1. Общая характеристика элементов 1Б подгруппы. Медь и ее соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
2. Серебро и золото: распространение в природе, свойства и применение. Соединения серебра и золота.
3. Общая характеристика элементов 2Б подгруппы. Цинк и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
4. Кадмий и ртуть: распространение в природе, получение, свойства и применение. Соединения кадмия и ртути.
5. Общая характеристика элементов 3Б подгруппы. Скандий и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
6. Семейство лантанидов. Общие свойства. Лантаноидное сжатие.
7. Семейство актинидов. Общие свойства элементов. Уран и торий: нахождение в природе, получение, свойства и применение.
8. Общая характеристика элементов 4Б подгруппы. Титан и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
9. Общая характеристика элементов 5Б подгруппы. Ванадий и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.
10. Общая характеристика элементов 6Б подгруппы. Хром: распространение в природе, получение, свойства и применение.
11. Соединения хрома (II) и хрома (III): получение, свойства и применение.
12. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома. Хроматы и дихроматы. Применение соединений хрома.
13. Молибден и вольфрам: распространение в природе, получение, свойства и применение.
14. Общая характеристика элементов 7Б подгруппы. Технеций, рений и их соединения: получение, свойства и применение.
15. Марганец: нахождение в природе, получение, свойства и применение.
16. Оксиды и гидроксиды марганца (II, III, IV) и их производные: получение и свойства.
17. Марганцевая и марганцовистая кислоты и их соли: получение, свойства и применение.
18. Общая характеристика элементов побочной подгруппы 8 группы. Платиновые металлы. Платина: распространение в природе, получение, свойства и применение.
19. Железо в природе. Железные руды. Оксиды железа и их свойства. Доменный процесс. Получение чугуна и стали. Свойства и применение железа.
20. Коррозия железа и других металлов и меры борьбы с ней. Оксиды и гидроксиды железа (II, III): распространение в природе, свойства и применение.
21. Соли железа (II, III). Ферраты (VI). Комплексные соединения железа: свойства, получение и практическое использование.
22. Кобальт и никель: распространение в природе, получение, свойства и применение. Соединения кобальта и никеля.

Работа на семинаре

Тема 2. Строение атома

Устный опрос (работа на семинаре)

1. Развитие представлений о строении атома. Радиоактивность. Модели атома Э.Резерфорда и Н.Бора. Достоинства и недостатки.
2. Двойственный характер излучения и элементарных частиц. Объяснение фотоэффекта. Волны де Бройля. Принцип неопределенности.
3. Описание состояния электрона в атоме волновым уравнением. Электронное облако. Способы изображения электронной плотности. Граничная поверхность.

4. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает главное квантовое число n ? Запишите электронную конфигурацию атома золота. Объясните аномалию строения его внешнего электронного уровня. К какому типу электронных структур относится золото? Какое количество электронов в атоме золота характеризуется каждым из значений n ?
5. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает орбитальное квантовое число l ? Какие значения может принимать l ? Запишите электронную конфигурацию атома сурьмы. Сколько имеется электронов в атоме сурьмы, для которых $l = 1$? К какому типу электронных структур относится сурьма? Укажите валентные электроны ее атома. Для каждого из них приведите значения всех квантовых чисел.
6. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает магнитное квантовое число m ? Какие значения может принимать m ? Запишите электронную конфигурацию атома кадмия. Для каждого из электронов его четвертого электронного уровня укажите значения главного, орбитального и магнитного квантовых чисел.
7. Какую информацию несет спиновое квантовое число? Какие значения оно принимает?
8. В чем заключается правило Хунда? Приведите графические схемы распределения электронов по квантовым ячейкам (орбиталям) в невозбужденных атомах марганца и мышьяка. Чему равна сумма спинов электронов в каждом из них? Сколько вакантных квантовых ячеек на внешнем электронном уровне каждого из них?
9. В чем заключается принцип Паули? Какое максимальное число электронов могут содержать: а) квантовые подуровни $4s, 4p, 4d, 4f$; б) четвертый квантовый уровень? Почему?
10. Сформулируйте правило Клечковского. Расположите в порядке возрастания энергии подуровни $4d, 5s, 5p$.

Тема 3. Периодический закон. Периодические функции

Устный опрос

1. Приведите современную формулировку Периодического закона. Объясните, почему первопричиной периодичности является заряд ядра атома элемента, а не атомная масса или массовое число.
2. Что называется энергией ионизации и потенциалом ионизации? Как изменяется первый потенциал ионизации атомов s и p -элементов по группе с увеличением их порядкового номера? Как изменяются восстановительные свойства элементов от бериллия к радию? Приведите обоснованные ответы.
3. Что называется энергией сродства к электрону и электроотрицательностью? Как изменяется электроотрицательность p -элементов по группе с увеличением порядкового номера элемента? Окислительные свойства какого из элементов — фосфора или сурьмы — выражены сильнее? Приведите обоснованные ответы.
4. Каковы для s и p -элементов одного периода тенденции изменения радиуса атомов, энергии ионизации, энергии сродства к электрону, электроотрицательности с увеличением порядкового номера элемента? Как изменяются окислительные и восстановительные свойства атомов элементов третьего периода от натрия к хлору? Почему?
5. Какой из двух сравниваемых элементов обладает более выраженными металлическими свойствами: а) ванадий или мышьяк; б) галлий или мышьяк; в) висмут или мышьяк? Почему?
6. Какие высшие степени окисления проявляют элементы третьего периода Периодической системы: Na, Mg, Al, P, Cl ? Запишите формулы оксидов и гидроксидов этих элементов в высшей степени окисления. Как изменяются по периоду с увеличением заряда ядра атомов этих элементов кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов? Почему?
7. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов группы 2 Периодической системы? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения, иллюстрирующие амфотерность гидроксида бериллия.
8. Какие высшие и низшие степени окисления проявляют элементы третьего периода Периодической системы: Si, P, S, Cl ? Приведите примеры, запишите формулы соответствующих веществ. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в этом ряду? Почему?

9. Какой из двух сравниваемых гидроксидов является более сильным основанием: а) LiOH или KOH; б) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Zn}(\text{OH})_2$? Почему?
10. Какие степени окисления проявляет хром? Запишите формулы его оксидов и гидроксидов. Как и почему изменяются их кислотно-основные свойства с возрастанием степени окисления хрома? С какими степенями окисления хрома вещества могут проявлять свойства: а) только окислительные; б) только восстановительные; в) как окислительные, так и восстановительные? Приведите примеры соответствующих веществ.

Тема 4. Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие

- Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность, полярность и поляризуемость. Типы химической связи, их краткая характеристика.
- Основные положения метода валентных связей (ВС). Изменение энергии при образовании связи.
- Объяснение насыщенности ковалентной связи. Кратность связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи.
- Направленность ковалентной связи. s-, p- и d-симметрия перекрывания.
- Гибридизация атомных орбиталей. Связь между структурой молекул и типом гибридизации.
- Валентность химических элементов. Развитие понятия валентности. Различные трактовки валентности. Валентность с позиций теории ВС. Валентность s, p, d, f-элементов. Постоянная и переменная валентность. Понятие о валентной и координационной насыщенности. Валентность и степень окисления.
- Недостатки метода ВС и основные положения метода МО.
- Типы МО. Последовательность увеличения энергии молекулярных орбиталей. Кратность связи с позиций метода МО.
- Объяснение свойств молекул H_2^+ , H_2 , He_2^+ и He_2 .
- Свойства молекул Li_2 , Be_2 , N_2 , N_2^+ , O_2^+ , O_2 и F_2 на основе их электронного строения.
- Свойства молекул CO (в сравнении с N_2), NO (в сравнении с NO^+ и NO^-) и CN^- (в сравнении с CN).
- Полярность и поляризуемость связи. Дипольный момент связи и молекулы в целом. Электроотрицательность элементов.
- Локализованные и делокализованные связи. Трех- и многоцентровые связи. Делокализация электронной плотности в молекуле бензола, графите, ионах кислородсодержащих неорганических кислот (КНК). Пространственная конфигурация молекул и ионов кислородсодержащих молекул и ионов КНК.
- Ионная связь. Строение и свойства ионных соединений. Степень ионности связи как функция разности электроотрицательностей. Эффективные заряды атомов и степень ионности связи.
- Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярные силы Ван-дер-Ваальса. Зависимость физических свойств веществ от характера межмолекулярного взаимодействия.

Решение задач

Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации

Контрольная работа

- Вычислить: а) массовую долю (ω , %), б) молярную (СМ), в) эквивалентную (СН) концентрации раствора CaCl_2 , полученного при растворении 20 г соли CaCl_2 в 80 мл H_2O . Плотность полученного раствора 1,178 г/см³.
- Вычислить ионную силу электролита и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л MgSO_4 и 0,01 моль/л MgCl_2 .

3. Одинакова ли концентрация ионов H^+ в растворах HCl и

CH_3COOH , если их молярная концентрация одинакова и равна 0,1

моль/л?

4. Образуется ли осадок при смешивании насыщенного раствора сульфата кальция с равным объемом раствора с концентрацией хлорида стронция 0,001 моль/л ($L_p(CaSO_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$, $L_p(SrSO_4) = 3,2 \cdot 10^{-7}$).

Тема 11. p-Элементы III-группы. s-Элементы I-II групп.

Вариант 1

1. Длительно хранившийся в лаборатории раствор KOH нейтрализовали серной кислотой. При этом наблюдалось выделение газа. Какой это газ? Как можно объяснить это появление?
2. При обработке 7,6 г смеси гидридов натрия и калия выделилось 5,6 л газа (н.у.). Определите массы гидридов натрия и калия в исходной смеси.
3. Вычислить нормальность соляной кислоты, если на реакцию с 0,19062 г $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ израсходовано 0,0205 л раствора соляной кислоты.
4. Определите какое количество алюминия можно получить из 1 т боксита, содержащего 60% оксида алюминия, если практический выход составляет 98% от теоретически возможного. Какой объем кислорода при этом выделится?
5. Рассчитать изобарно-изотермический потенциал реакции восстановления алюминием металлов из следующих оксидов: FeO , Fe_3O_4 , CaO , CuO . Определить возможность их протекания при стандартных условиях.

Вариант 2

1. Имеется 5 г смеси солей нитрата калия и хлорида калия. При действии нитрата серебра выпало 1,5 г осадка. Определить состав исходной смеси в %.
2. Вода обладает некарбонатной жесткостью: содержит сульфат кальция (массовая доля 0,02%) и сульфат магния (0,01%). Какой объем 15%-ного карбоната натрия ($\rho = 1,16$ г/мл) надо добавить к такой воде объемом 100 л для устранения постоянной жесткости? Плотность воды принять равной 1 г/мл.
3. Напишите уравнения анодных и катодных процессов, протекающих при электролизе:
а) расплава $CaCl_2$, раствора $Ca(NO_3)_2$.
4. смесь алюминия с сульфидом алюминия разделили на 2 равные части. При внесении одной из них в воду выделилось 0,672 л газа (н.у.). При внесении другой части смеси в раствор соляной кислоты, взятой в избытке, выделилось 1,344 л смеси газов (н.у.). Рассчитайте массу исходной смеси и массовые доли веществ в ней.
5. Для подкормки комнатных растений используется раствор, в 1 мл которого содержится $5 \cdot 10^{-4}$ г бора. Определите массу тетрабората натрия (буры), необходимую для приготовления 10 л раствора.

4.3 Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме экзамена

Типовые вопросы экзамена (ОПК-1, ОПК-2)

1 семестр

1. Основные положения атомно-молекулярного учения. Основные химические понятия – элемент, атом, молекула. Простые вещества, аллотропия. Сложные вещества, относительные атомные и молекулярные массы.
2. Основные законы химии. Взаимосвязь массы и энергии. Дальтонида и бертоллида. Границы применения основных законов химии.

3. Экспериментальное обоснование представлений об атоме как сложной системе: открытие электрона. Радиоактивность, основные характеристики α -, β -, γ -излучения. Модель атома Томсона. Опыты Э. Резерфорда по рассеянию α -частиц. Планетарная модель атома, ее развитие. Достоинства и недостатки теории Резерфорда.
4. Теория света и планетарная модель атома: уравнение М. Планка, кванты. Явление фотоэффекта, объяснение его А. Эйнштейном. Корпускулярно-волновой дуализм излучения, экспериментальное подтверждение (фотоэффект, дифракция, интерференция).
5. Теория атомов водорода Н.Бора. Исходные представления. Постулаты. Объяснение противоречий теории Резерфорда Н. Бором об устойчивости атома, линейчатости спектра. Достоинства и недостатки теории Н. Бора. Развитие теории Зоммерфельдом и Зееманом.
6. Спектральные серии для атома водорода. Их расчет и экспериментальное подтверждение. Формулы для расчета радиуса орбиты, энергии электрона, частоты излучения.
7. Первоначальные представления квантовой механики: уравнение де-Бройля; корпускулярно-волновой дуализм электрона; принцип неопределенности В. Гейзенберга.
8. Уравнение Э. Шредингера. Анализ уравнения. Волновые функции. Понятие об электронном облаке и граничной поверхности.
9. Квантованность как следствие волновых свойств электрона. Квантовые числа. Вид атомных орбиталей: s , $p_x, p_y, p_z, d_{xy}, d_{xz}, d_{yz}, d_{x^2-y^2}, d_{z^2}$.
10. Многоэлектронные атомы. Современная модель электронного строения атома (три принципа заселения электронами орбиталей: принцип наименьшей энергии, правила Клечковского, принцип Паули, правило Гунда).
11. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома. Объяснение сущности периодичности на примерах. Структура и форма периодической системы..
12. Развитие и обоснование периодического закона Д.И. Менделеева. Рентгеновские спектры. Законы Мозли, значение. Современная формулировка периодического закона.
13. Периодические функции. Потенциал ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Относительная электроотрицательность.
14. Радиусы атомов и ионов (эффективные и орбитальные), периодическая система и электронное строение атома.
15. Строение ядра атома. Протоны, нейтроны. Протонно-нейтронная модель строения атома.
16. Радиоактивный распад. Период полураспада. α -распад, β -распад, электронный захват, спонтанное деление ядра. Правила смещения.
17. Ядерные реакции. Искусственная радиоактивность. Изотопы, изобары.
18. Основные принципы теории ВС. Два механизма образования ковалентной связи: обобщение неспаренных электронов и донорно-акцепторный механизм.
19. Валентность химических элементов. Валентность с позиции теории ВС.
20. Количественная характеристика химической связи: энергия связи, длина связи.
21. Насыщаемость. Направленность ковалентной связи. s -, p - и d -симметрия.
22. Полярность и поляризуемость ковалентной связи. Дипольный момент связи. Дипольный момент многоатомной молекулы.
23. Гибридизация атомных орбиталей и пространственное строение молекул. Простейшие типы гибридизации: sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d , sp^3d^2 . Гибридизация с участием неподеленных электронных пар.
24. Теория молекулярных орбиталей. Основные принципы метода МО. Связывающие и разрыхляющие МО. Последовательность увеличения энергии МО. Кратность связи. Зависимость характеристик связи от характера заполнения МО.
25. Объяснение свойств веществ, образованных гомо- и гетероядерными молекулами элементов 1-го и 2-го периодов на основе метода МО.
26. Ионная связь. Свойства ионной связи. Поляризуемость.
27. Металлическая связь. Дать сравнительную характеристику МС и ковалентной связи. Химические и физические свойства веществ с металлическим типом связи.
28. Межмолекулярные Ван-дер-Ваальсовы связи. Ориентационное взаимодействие. Индукционный эффект. Дисперсионное взаимодействие.

29. Водородная связь: внутри- и межмолекулярная. Объяснение аномальных свойств воды.
30. Основные положения координационной теории. Номенклатура комплексных соединений. Характеристика основных классов комплексных соединений. Изомерия комплексных соединений.
31. Ионизация комплексных соединений. Устойчивость комплексов в растворах. Реакции с участием комплексных соединений.
32. Химическая связь в комплексных соединениях. Основные теории.
33. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость. Закон действующих масс. Порядок реакции. Молекулярность.
34. Зависимость скорости реакции от температуры. Энергия активации. Активный комплекс. Элементарный акт химической реакции. Механизмы химических реакций (простые, радикальные, ионные).
35. Катализ. Разновидности катализа. Механизм каталитического действия.
36. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия.
37. Смещение химического равновесия. Принцип Ле-Шателье.
38. Понятие о термодинамике. Термодинамические функции. Первое начало термодинамики. Стандартные энтальпии образования. Закон Гесса и следствия из него.
39. Второе начало термодинамики. Энтропия и изобарно-изотермический потенциал. Их расчет. Роль энтальпийного и энтропийного факторов в направленности процессов при различных условиях.
40. Растворы. Классификация. Теория растворов. Сольваты (гидраты). Растворимость. Кривые растворимости.
41. Способы выражения концентрации растворов.
42. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Константа диссоциации, степень диссоциации, их связь. Ступенчатый характер ионизации многоосновных кислот и оснований.
43. Сильные электролиты. Кажущаяся степень диссоциации. Активность. Коэффициент активности. Ионная сила раствора.
44. Механизм диссоциации (растворения).
45. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Его экспериментальное определение и роль в химических и биологических процессах.
46. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков. Ионные реакции в растворах.
47. Гидролиз солей, его механизм. Обратимый и необратимый гидролиз. Различные случаи гидролиза. Реакция среды в растворах солей. Степень и константа гидролиза. Смещение равновесия гидролиза.
48. Кислоты, основания и соли в свете ТЭД. Современные теории кислот и оснований.
49. Электрохимические процессы. Возникновение скачка потенциала на электроде. Водородный электрод. Нормальные электродные потенциалы. Ряд напряжений. Гальванические элементы.
50. Электролиз. Законы Фарадея. Электролиз расплавов и водных растворов кислот, щелочей и солей. Практическое значение электролиза.
51. Классификация окислительно-восстановительных процессов. Роль среды в протекании ОВ реакций. Важнейшие окислители и восстановители. Составление ОВ реакций методом электронного баланса и ионно-электронным методом. Направленность ОВР.
52. Коррозия металлов. Химическая, электрохимическая коррозия. Окислители деполяризаторы. Защита металлов от коррозии.

2 семестр

1. Водород: распространение в природе, изотопный состав, положение в периодической системе, методы получения, физические и химические свойства, применение.
2. Бинарные соединения водорода: ионные гидриды, металлоподобные гидриды, ковалентные гидриды. Вода: характеристика химических и межмолекулярных связей, особенности физических свойств воды по сравнению с водородными соединениями S, Se и Te, химические свойства. Тяжелая вода. Методы очистки природной воды.

3. Благородные газы: история открытия, физические и химические свойства, применение. Соединения благородных газов: получение, свойства, применение.
4. Общая характеристика атомов и простых веществ галогенов. Важнейшие природные соединения галогенов. Методы получения свободных галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Применение. Особенности химии фтора. Галогеноводородные кислоты: получение, свойства, применение. Краткая характеристика важнейших галогенидов металлов.
5. Оксиды, кислородсодержащие кислоты хлора, брома и иода и их соли: получение, кислотные и окислительно-восстановительные свойства, практическое использование. Интергалогидные соединения.
6. Общая характеристика элементов 6А подгруппы. Важнейшие природные соединения халькогенов. Строение молекул и строение простых веществ различных аллотропных форм. Кислород: химическая связь с позиций методов ВС и МО, парамагнетизм, способы получения, физические и химические свойства, применение. Оксиды: классификация, методы получения, свойства. Пероксид водорода и пероксиды металлов. Озон.
7. Сера: аллотропия, нахождение в природе, получение в свободном состоянии, физические и химические свойства, применение. Водородные соединения серы, селена и теллура: получение, устойчивость, физиологическое действие, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиды и полисульфиды металлов.
8. Соединения серы, селена и теллура (+4) (оксиды, кислоты и их соли): получение, химические свойства, изменение свойств при переходе от серы к теллуру. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Соединения серы, селена и теллура (+6) (оксиды, кислоты и их соли): внутреннее строение, аллотропия серного ангидрида, получение, свойства и практическое значение.
9. Серная кислота: строение молекулы, методы промышленного получения, свойства концентрированной и разбавленной кислоты. Олеум и пиросерная кислота. Краткая характеристика важнейших сульфатов. Надсерная кислота и персульфаты: получение, окислительные свойства, строение молекул. Политионовые кислоты.
10. Общая характеристика элементов 5А подгруппы. Строение простых веществ. Сравнительная характеристика их свойств. Склонность к образованию полимерных форм. Азот: химическая связь в молекуле азота, реакционная способность в молекулярной и атомарной формах, физические и химические свойства, получение и применение. Фиксация азота из воздуха.
11. Аммиак: строение молекул, термодинамика и технология промышленного синтеза, области применения, реакции присоединения, замещения и окисления. Соли аммония. Амминокомплексы. Жидкий аммиак как растворитель. Изменение физических и химических свойств в ряду аммиак-висмутин (температур плавления и кипения, термической устойчивости, растворимости, склонности к реакциям присоединения, восстановительных свойств).
12. Гидразин, гидроксилламин и азотистоводородная кислота: строение молекул, методы получения, кислотно-основные свойства, окислительно-восстановительные свойства, применение их самих и их производных.
13. Оксиды азота (I, II, III, IV, V): строение молекул, отношение к воде, щелочам, окислительно-восстановительные свойства, принципы получения, токсичность, влияние на окружающую среду. Термодинамика реакции синтеза оксида азота (II) из простых веществ. Азотистая кислота и нитриты: строение молекулы и нитрит-иона, окислительно-восстановительные свойства, токсичность.
14. Азотная кислота: строение молекулы кислоты и нитрат-иона, окислительные свойства концентрированной и разбавленной азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Лабораторные и промышленные методы получения азотной кислоты. Царская водка. Применение азотной кислоты. Азотные удобрения.
15. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Фосфористая кислота и фосфиты. Мета-, ди(пиро-) и полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота и ее соли. Строение молекул кислот фосфора, их основность и окислительно-восстановительные свойства. Получение ортофосфорной кислоты. Ее применение. Фосфорные удобрения. Простой суперфосфат. Двойной суперфосфат. Преципитат. Фосфоритная мука. Смешанные удобрения. Аммофос. Азофоска.

16. Оксиды, галогениды и сульфиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута: особенности строения, отношение к воде, кислотам и щелочам, принципы получения. Особенности гидролиза галогенидов. Галогениды азота. Хлориды фосфора (III, V). Их гидролиз. Соединения азота и фосфора с металлами. Гидроксиды мышьяка, сурьмы (III, V) и висмута (III). Мета- и ортоформы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Особенности гидролиза солей сурьмы и висмута.
17. Общая характеристика элементов 4А подгруппы. Германий и его аналоги: их распространение, свойства и применение. Соединения германия, олова и свинца. Сплавы олова и свинца. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Общие принципы получения. Гидроксиды германия, олова, свинца (II, IV). Относительная устойчивость.
18. Химические свойства простых веществ элементов 4А подгруппы. Их реакционная способность. Окислительно-восстановительные свойства. Отношения к кислороду, металлам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения простых веществ. Применение простых веществ. Уголь как топливо и адсорбент.
19. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Получение. Восстановительные свойства. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Фосген. Токсичность оксида углерода (II). Области практического применения.
20. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. Получение. Применение. Влияние углекислого газа на окружающую среду. Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы угольной кислоты и карбонат-иона. Свойства кислоты. Кабонаты, гидрокарбонаты, основные карбонаты. Особенности осаждения труднорастворимых карбонатов из водных растворов. Термическая устойчивость карбонатов. Применение.
21. Оксид кремния (IV), особенности его строения, аморфная и кристаллическая форма. Кварц. Кварцевое стекло. Отношение диоксида кремния к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Кремниевые кислоты. Ортокремниевая кислота. Поликремниевые кислоты. Особенности их строения. Получение. Золи и гели кремниевых кислот. Силикагель. Силикагель как адсорбент.
22. Соли кремниевых кислот. Орто-, мета-, полисиликаты. Алюмосиликаты. Искусственные силикаты. Стекла. Состав и получение простого стекла. Кристаллизация стекол. Ситаллы. Стекловолокна и стеклоткани. Цеолиты. Цемент. Вяжущие вещества.
23. Соединения углерода с азотом. Циановодород. Циановодородная кислота. Цианиды. Цианид-ионы как лиганды комплексных соединений. Гидролиз цианидов. Токсичность циановодорода и цианидов. Родановодород. Родановодородная кислота. Роданиды. Роданид-ионы как лиганды в комплексных соединениях.
24. Общая характеристика элементов 3А подгруппы. Бор: аллотропия, свойства и применение. Водородные соединения бора. Борные кислоты и их соли. Алюминий и его соединения: распространение, получение, свойства и применение. Элементы подгруппы галлия и их соединения: получение, свойства и применение.
25. Общая характеристика элементов 2А подгруппы. Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения: распространение в природе, получение и свойства. Кальций и его соединения. Жесткость воды, ее определение и устранение. Известь, цемент. Применение соединений элементов 2А подгруппы.
26. Общая характеристика элементов 1А подгруппы. Щелочные металлы и их соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение. Промышленное получение каустической соды и пищевой соды. Гидролиз солей щелочных металлов слабых кислот.
27. Общая характеристика элементов 1Б подгруппы. Медь и ее соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение. Серебро и золото: распространение в природе, свойства и применение. Соединения серебра и золота.
28. Общая характеристика элементов 2Б подгруппы. Цинк и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение. Кадмий и ртуть: распространение в природе, получение, свойства и применение. Соединения кадмия и ртути.

29. Общая характеристика элементов 3Б подгруппы. Скандий и его соединения: распространение в природе, получение, свойства и применение.

30. Семейства лантанидов и актинидов. Общие свойства элементов. Лантаноидное сжатие. Уран и торий: нахождение в природе, получение, свойства и применение.

Типовые задания для экзамена (ОПК-1, ОПК-2)

1. Вычислите pH раствора с молярной концентрацией NaOH 0,002 М, при $f = 1$.
2. Рассчитать, сколько миллилитров 30 %- ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,15$ г/мл) необходимо для приготовления 2 л 0,5 М раствора.
3. Найдите $L_p(\text{PbBr}_2)$ при 25°C, если растворимость соли при этой температуре равна $1,32 \cdot 10^{-2}$ моль/л.
4. Какие продукты могут быть получены при взаимодействии KMnO_4 и K_2SO_3 ? Какие факторы влияют на протекание реакции? Напишите уравнения соответствующих реакций.

4.4. Шкала оценивания промежуточной аттестации

Оценка	Компетенции	Дескрипторы (уровни) – основные признаки освоения (показатели достижения результата)
«отлично» (85 - 100 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует высокий уровень знания теории неорганической химии. Способен планировать химический эксперимент, прогнозировать результаты эксперимента. Анализирует и интерпретирует полученные экспериментальные данные. Ответ построен логично, материал излагается четко, ясно, хорошим языком, аргументировано.
	ОПК-2	Умеет выбрать методику проведения эксперимента в соответствии с поставленными задачами. На высоком уровне владеет техникой эксперимента; приемами выполнения эксперимента по заданной либо выбранной методике. Соблюдает правила безопасного обращения с химическими веществами, приборами и оборудованием
«хорошо» (70 - 84 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует достаточный уровень теоретических и практических знаний, владеет навыками объяснения взаимосвязи основных понятий и величин, применение законов в важнейших практических приложениях; Ответ построен логично, материал излагается хорошим языком.
	ОПК-2	Не возникает трудностей при выполнении эксперимента, осуществляет корректный анализ наблюдаемых закономерностей. В основном соблюдает правила безопасного обращения с химическими веществами, приборами и оборудованием.
«удовлетворительно» (50 - 69 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует не достаточный уровень знаний физико-химических основ неорганической химии и основных свойств химических элементов и образуемых ими соединений. Неуверенно определяет взаимосвязь основных понятий и величин, применимости конкретных явлений, свойств веществ и их соединений на практике. Ответ не всегда логично выстроен, вопросы, задаваемые преподавателем, вызывают затруднения
	ОПК-2	Демонстрирует удовлетворительное владение техникой эксперимента, анализ наблюдаемых закономерностей вызывают трудности. В основном соблюдает правила безопасного обращения с химическими веществами, допускает ошибки в работе с приборами и оборудованием

«неудовлетворительно» (менее 50 баллов)	ОПК-1	Не ориентируется в базовых теоретических вопросах неорганической химии. Не может применить теорию для анализа конкретной практической ситуации. Неправильно отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом
	ОПК-2	Демонстрирует слабое и неумелое владение техникой эксперимента. Допускает существенные ошибки в обращении с химическими веществами, не умеет обращаться с приборами и оборудованием

5. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины (модуля)

5.1 Методические указания по организации самостоятельной работы обучающихся:

Приступая к изучению дисциплины, в первую очередь обучающимся необходимо ознакомиться содержанием рабочей программы дисциплины (РПД), которая определяет содержание, объем, а также порядок изучения и преподавания учебной дисциплины, ее раздела, части.

Для самостоятельной работы важное значение имеют разделы «Объем и содержание дисциплины», «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины» и «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы».

В разделе «Объем и содержание дисциплины» указываются все разделы и темы изучаемой дисциплины, а также виды занятий и планируемый объем в академических часах.

В разделе «Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины» указана рекомендуемая основная и дополнительная литература.

В разделе «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы» содержится перечень профессиональных баз данных и информационных справочных систем, необходимых для освоения дисциплины.

5.2 Рекомендации обучающимся по работе с теоретическими материалами по дисциплине

При изучении и проработке теоретического материала необходимо:

- просмотреть еще раз презентацию лекции в системе MOODLe, повторить законспектированный на лекционном занятии материал и дополнить его с учетом рекомендованной дополнительной литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы сделать конспект, используя рекомендованные в РПД источники, профессиональные базы данных и информационные справочные системы;
- ответить на вопросы для самостоятельной работы, по теме представленные в пункте 3.2 РПД.
- при подготовке к текущему контролю использовать материалы фонда оценочных средств (ФОС).

5.3 Рекомендации по работе с научной и учебной литературой

Работа с основной и дополнительной литературой является главной формой самостоятельной работы и необходима при подготовке к устному опросу на семинарских занятиях, к дебатам, тестированию, экзамену. Она включает проработку лекционного материала и рекомендованных источников и литературы по тематике лекций.

Конспект лекции должен содержать реферативную запись основных вопросов лекции, в том числе с опорой на размещенные в системе MOODLe презентации, основных источников и литературы по темам, выводы по каждому вопросу. Конспект может быть выполнен в рамках распечатки выдачи презентаций лекций или в отдельной тетради по предмету. Он должен быть аккуратным, хорошо читаемым, не содержать не относящуюся к теме информацию или рисунки.

Конспекты научной литературы при самостоятельной подготовке к занятиям должны содержать ответы на каждый поставленный в теме вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания используемой научной литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом позволяющим дать полный ответ по вопросу, может быть подробным. Объем конспекта определяется самим студентом.

В процессе работы с основной и дополнительной литературой студент может:

- делать записи по ходу чтения в виде простого или развернутого плана (создавать перечень основных вопросов, рассмотренных в источнике);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение основных мыслей автора);
- готовить аннотации (краткое обобщение основных вопросов работы);
- создавать конспекты (развернутые тезисы).

5.4. Рекомендации по подготовке к отдельным заданиям текущего контроля

Собеседование предполагает организацию беседы преподавателя со студентами по вопросам практического занятия с целью более обстоятельного выявления их знаний по определенному разделу, теме, проблеме и т.п. Все члены группы могут участвовать в обсуждении, добавлять информацию, дискутировать, задавать вопросы и т.д.

Устный опрос может применяться в различных формах: фронтальный, индивидуальный, комбинированный. Основные качества устного ответа подлежащего оценке:

- правильность ответа по содержанию;
- полнота и глубина ответа;
- сознательность ответа;
- логика изложения материала;
- рациональность использованных приемов и способов решения поставленной учебной задачи;
- своевременность и эффективность использования наглядных пособий и технических средств при ответе;
- использование дополнительного материала;
- рациональность использования времени, отведенного на задание.

Устный опрос может сопровождаться презентацией, которая подготавливается по одному из вопросов практического занятия. При выступлении с презентацией необходимо обращать внимание на такие моменты как:

- содержание презентации: актуальность темы, полнота ее раскрытия, смысловое содержание, соответствие заявленной темы содержанию, соответствие методическим требованиям (цели, ссылки на ресурсы, соответствие содержания и литературы), практическая направленность, соответствие содержания заявленной форме, адекватность использования технических средств учебным задачам, последовательность и логичность презентуемого материала;
- оформление презентации: объем (оптимальное количество), дизайн (читаемость, наличие и соответствие графики и анимации, звуковое оформление, структурирование информации, соответствие заявленным требованиям), оригинальность оформления, эстетика, использование возможности программной среды, соответствие стандартам оформления;
- личностные качества: ораторские способности, соблюдение регламента, эмоциональность, умение ответить на вопросы, систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам программы;
- содержание выступления: логичность изложения материала, раскрытие темы, доступность изложения, эффективность применения средств ИКТ, способы и условия достижения результативности и эффективности для выполнения задач своей профессиональной или учебной деятельности, доказательность принимаемых решений, умение аргументировать свои заключения, выводы.

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

6.1 Основная литература:

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия : учеб. для студ. вузов. - 5-е изд., стер.. - М.: Высш. шк., 2007. - 527 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия : учеб. для студ. вузов. - Изд. 7-е, стер.. - М.: Высшая школа, 2008. - 743 с.
3. Алехина, О. В., Урядников, А. А., Урядникова, М. Н. Лабораторный практикум по неорганической химии. В 2 частях. Ч.1. Физико-химические основы : учебно-методическое пособие. - 2026-07-15; Лабораторный практикум по неорганической химии. В 2 частях. Ч.1. Физико-химические основ. - Тамбов: Тамбовский государственный университет имени Г.Р. Державина, 2020. - 98 с. - Текст : электронный // IPR BOOKS [сайт]. - URL: <http://www.iprbookshop.ru/109754.html>

6.2 Дополнительная литература:

1. Алехина О.В. Неорганическая химия: вопросы и задания : учеб пособие : в 2 ч.. - Тамбов: [Издат. дом ТГУ им. Г.Р. Державина], 2013
2. Глинка Н.Л. Общая химия : учебник для бакалавров. - 18-е изд., перераб. и доп.. - М.: Юрайт, 2012. - 898 с.
3. Вигдорович В.И., Горелкин И.И., Поздняков А.П. Избранные главы неорганической химии : Учеб. пособие для студ. вузов. - Тамбов: Изд-во ТГУ, 2001. - 175 с.

6.3 Методические разработки:

1. Алехина О.В. Гидролиз солей : метод. реком. для студ. спец. 020100- "Химия". - Тамбов: Изд-во ТГУ, 2007. - 28 с.

6.4 Иные источники:

1. Интернет-энциклопедии - <http://www.rubicon.com/>
2. учебные материалы на сайте химического факультета МГУ - <http://www.chem.msu.su/rus/chemistry>
3. Химическая энциклопедия на сайте «Химик.ру» - <http://www.xumuk.ru/encyklopedia/>
4. Университетская библиотека онлайн: электронно-библиотечная система - <http://www.biblioclub.ru>

7. Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Для проведения занятий по дисциплине необходимо следующее материально-техническое обеспечение: учебные аудитории для проведения занятий лекционного и семинарского типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации, помещения для самостоятельной работы.

Учебные аудитории и помещения для самостоятельной работы укомплектованы специализированной мебелью и техническими средствами обучения, служащими для представления учебной информации большой аудитории.

Помещения для самостоятельной работы укомплектованы компьютерной техникой с возможностью подключения к сети "Интернет" и обеспечением доступа в электронную информационно-образовательную среду Университета.

Для проведения занятий лекционного типа используются наборы демонстрационного оборудования, обеспечивающие тематические иллюстрации (проектор, ноутбук, экран/ интерактивная доска).

Лицензионное и свободно распространяемое программное обеспечение:

Kaspersky Endpoint Security для бизнеса - Стандартный Russian Edition. 1500-2499 Node 1 year Educational Renewal Licence

Операционная система Microsoft Windows 10

Adobe Reader XI (11.0.08) - Russian Adobe Systems Incorporated 10.11.2014 187,00 MB 11.0.08

Microsoft Office Профессиональный плюс 2007

7-Zip 9.20

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы:

1. Научная электронная библиотека Российской академии естествознания. – URL: <https://www.monographies.ru>
2. Электронный каталог Фундаментальной библиотеки ТГУ. – URL: <http://biblio.tsutmb.ru/elektronnyij-katalog>
3. Университетская библиотека онлайн: электронно-библиотечная система. – URL: <https://biblioclub.ru>

Электронная информационно-образовательная среда

https://auth.tsutmb.ru/authorize?response_type=code&client_id=moodle&state=xyz

Взаимодействие преподавателя и студента в процессе обучения осуществляется посредством мультимедийных, гипертекстовых, сетевых, телекоммуникационных технологий, используемых в электронной информационно-образовательной среде университета.