

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

УТВЕРЖДАЮ
Директор института:



Е. В. Скрипников:

«21» января 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по дисциплине Б1.О.9 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: 2020

Автор программы:

Кандидат химических наук, Алехина Ольга Владимировна

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

Рабочая программа принята на заседании Кафедры химии «11» января 2021 г. Протокол № 4

Рассмотрена и одобрена на заседании Ученого совета Института естествознания, Протокол от «21» ян

СОДЕРЖАНИЕ

1. Цели	и	задачи	
дисциплины.....			4
2. Место	дисциплины	в	структуре
бакалавра.....			ОП
			5
3. Объем	и	содержание	
дисциплины.....			5
4. Контроль	знаний	обучающихся	и
средства.....			и типовые оценочные
			92
5. Методические	указания	для	обучающихся
(модуля).....			по освоению дисциплины
			119
6. Учебно-методическое	и	информационное	обеспечение дисциплины.....
			122
7. Материально-техническое	обеспечение	дисциплины,	программное
профессиональные	базы	данных	и
системы.....			информационные справочные
			122

1. Цели и задачи дисциплины

1.1 Цель дисциплины – формирование компетенций:

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

ОПК-6 Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с принятыми в профессиональном сообществе

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

- организационно-управленческий
- технологический

1.3 Дисциплина ориентирована на подготовку обучающихся к профессиональной деятельности химико-технологическое производство (в сфере оптимизации существующих и разработки новых процессов получения и анализа продукции, в сфере контроля качества сырья, полуфабрикатов и готовой продукции), 40 сквозные виды профессиональной деятельности в промышленности (в сфере опытно-конструкторских разработок и внедрения химической продукции различного назначения, в сфере 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	Способен описывать полученные экспериментальные данные в виде таблиц или отчетов
	ОПК-6 Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме в соответствии с нормами и правилами, принятыми в профессиональном сообществе	Умение представлять полученные результаты в устной и письменной форме

1.5 Согласование междисциплинарных связей дисциплин, обеспечивающих освоение компетенций:

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

№ п/п	Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарные связи	Форма обучения				
		Очная (семестр)				
		3	4	5	6	7

1	Аналитическая химия	+	+			
2	Технологическая практика				+	
3	Физическая химия			+	+	+

ОПК-6 Способен представлять результаты своей работы в устной и письменной форме и правилами, принятыми в профессиональном сообществе

№ п/п	Наименование дисциплин, определяющих междисциплинарные связи	Форма обучения			
		Очная (семестр)			
		1	3	4	8
1	Аналитическая химия		+	+	
2	История химии	+			
3	Преддипломная практика				+
4	Супрамолекулярная химия		+		

2. Место дисциплины в структуре ОП бакалавриата:

Дисциплина «Неорганическая химия» относится к обязательной части учебного плана ОП по направлению «Химия».
Дисциплина «Неорганическая химия» изучается в 1, 2 семестрах.

3. Объем и содержание дисциплины

3.1. Объем дисциплины: 24 з.е.

Очная: 24 з.е.

Вид учебной работы	Очная (всего часов)
Общая трудоёмкость дисциплины	864
Контактная работа	526
Лекции (Лекции)	186
Лабораторные (Лаб. раб.)	170
Практические (Практ. раб.)	170
Самостоятельная работа (СР)	266
Экзамен	72

3.2. Содержание курса:

№ темы	Название раздела/темы	Вид учебной работы				Формы текущего контроля
		Лекции	Лаб. раб.	Практ. раб.	СР	
		О	О	О	О	
1 семестр						
1	Основные химические понятия и стехиометрические законы	8	20	6	22	Выполнение лабораторных работ

2	Строение атома	10	-	6	22	Работа на семинар
3	Периодический закон Периодические функции	12	-	8	24	Работа на семинар Коллоквиум
4	Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие	12	-	10	24	работа на семинар
5	Комплексные соединения	12	14	10	24	Лабораторная работа Коллоквиум
6	Энергетика химических реакций	10	10	10	24	Лабораторная работа
7	Скорость реакций. Химическое равновесие	10	12	10	24	Лабораторная работа
8	Растворы. Теория электролитической диссоциации	12	12	10	24	Лабораторная работа Решение задач
9	Окислительно-восстановительные процессы	10	12	10	24	Лабораторная работа
2 семестр						
10	Водород, р-элементы VII-IVA групп. Элементы VIIIА группы.	30	30	30	18	Лабораторная работа Контрольный семинар коллоквиум водород Элементы 7А и 6А, 5А подгрупп и их соединения
11	р-Элементы III-группы s-Элементы I-II групп	30	30	30	18	Лабораторная работа Решение задач
12	d-Элементы I-VIII групп f-Элементы	30	30	30	18	Лабораторная работа Контрольный семинар 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. Химический эквивалент.

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

Практическое занятие.

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

Содержание.

Опыт 1. Установление содержания кристаллизационной воды в кристаллогидратах и их формул

Приборы, реактивы: фарфоровые чашки, сушильный шкаф, технические весы, медный купорос $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$.

Взять навеску медного купороса ($\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$) 1,00 – 1,50 г. на технические весы с точностью до 0,001 г. взвесить пустую фарфоровую чашку (результат взвешивания записать) и насыпать в нее с помощью медного купороса (результат взвешивания снова записать). Поставить чашку с медным купоросом на электрическую плитку для обезвоживания на 20 – 30 мин. После просушивания (прокаливания) чашку с медным купоросом поставить в эксикатор для охлаждения. После охлаждения снова взвесить и записать.

Ответить на вопросы и записать в тетрадь:

а) какие изменения происходят с медным купоросом при прокаливании или просушивании? По каким

- б) Рассчитать массу воды в граммах в навеске медного купороса, пользуясь формулой и величиной n .
- в) По результатам эксперимента рассчитать в процентах насколько вам удалось обезводить медный купорос.
- г) Вычислить процентное содержание воды в кристаллогидрате и число молей воды, приходящихся на 1 моль купороса.
- Составить формулу медного купороса, определенную опытным путем.

Определить относительную погрешность опыта, исходя из того, что реальная формула медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Опыт 2. Определение массовой доли хлорида натрия в его смеси с песком.

Приборы, реактивы: штатив с кольцом, воронка, цилиндр (25 мл), сушильный шкаф, технические весы, фильтровальная бумага, песок, хлорид натрия NaCl , дистиллированная вода.

Собрать установку для фильтрования: Для этого взять штатив, закрепить в нём кольцо, подобрать 1 воронки бумажный фильтр (как указано на плакате), подогнать его к воронке, не смачивая водой.

Из ёмкости отвесить (можно на листке бумаги) 1 г. смеси песка с поваренной солью (результат взвешивания т.е. без потерь, перенести в стакан, прилить 25 мл воды. Воду отмерить с помощью мерного цилиндра, перемешивая стеклянной палочкой. Внимательно проследите, всё ли растворилось. Полученный раствор собрать с помощью установленной установки для фильтрования, через предварительно взвешенный бумажный фильтр (затем окончания фильтрования, фильтр с остатком высушить в сушильном шкафу и снова взвесить (за вычетом массы фильтра). Внимательно следите, чтобы при фильтровании остаток в стакане весь был перенесен на фильтр. Фиксировать результаты опыта.

По результатам взвешивания установите (приблизительно) массовую долю поваренной соли в смеси.

Лабораторная работа. Очистка растворимых солей методом перекристаллизации

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

Приборы, реактивы: колба Бунзена, воронка Бюхнера, насос Комовского, сушильный шкаф, фильтровальная бумага, химические стаканы, цилиндр, фарфоровые чашки, хлорид калия KCl , хлорид железа (III) FeCl_3 , роданид калия KCNS 0,5 н.

Во взвешенный стакан ёмкостью на 100 мл насыпают 20 г. Загрязнённого хлорида калия и взвешивают загрязнённого хлорида калия.

Пользуясь приведёнными данными по растворимости KCl в воде, рассчитывают объём воды, необходимый для раствора при 100°C . Отмеривают с помощью цилиндра требуемый объём воды и переливают в стакан. Стакан нагревают до кипения, перемешивая стеклянной палочкой, при этом вся соль должна раствориться. После нагревания прекращают. Полученный раствор охлаждают до комнатной температуры. Выделившийся осадок отфильтровывают на воронке Бюхнера, переносят в предварительно взвешенную фарфоровую чашку, охлаждают до комнатной температуры, взвешивают, находят массу выделившегося вещества.

По данным о растворимости рассчитывают, сколько должно было выделиться кристаллов из раствора при данной температуре. Относительно этого количества рассчитывают выход очищенного хлорида калия в проц. Затем берут 1 г. очищенной соли и 1 г. неочищенной соли растворяют эти навески в объёмах на 100 мл добавляют в каждый стакан по 5 мл KCNS , перемешивают, сравнивают окраски с эталонными растворами для очистки соли.

Лабораторная работа. Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения.

Приборы: весы с разновесом; прибор для определения молярной массы (рис. 1); барометр; термометр (комнатный).

Реактивы: магний (лента); азотная кислота HNO_3 (4 н); серная кислота H_2SO_4 (2 н).

1. Собрать прибор (рис. 1), состоящий из бюретки 1 (ёмкостью 50 мл), соединённой посредством 1 пробиркой 3, укрепить его на штативе. Бюретку и пробирку плотно закрыть пробками со стеклянными наконечниками.
2. Проверить прибор на герметичность
3. Взвесить кусочек ленты магния весом 0,03 г. Вынуть пробку из пробирки и передвижением воздуха в бюретке на нулевом делении.

4. 5 мл разбавленной серной кислоты влить в пробирку через воронку. Положить ленту магния на магний не соприкасался с серной кислотой. Присоединить пробирку к прибору, плотно закрыв ее и привести воду в бюретке и в воронке к одинаковому уровню. Отметить и записать уровень воды в бюретке с точностью до 0,1 мл.

5. Стряхнуть магний в серную кислоту.

6. По окончании реакции дать пробирке остыть до комнатной температуры, после чего снова привести воду в бюретке и в воронке к одинаковому уровню, отметить и записать уровень воды в бюретке.

Обработка результатов

1. Вычислить объем водорода (в мл), вытесненного магнием при температуре t и давлении p .

2. Вычислить парциальное давление водорода:

$$p(\text{H}_2) = p_{\text{атм}} - h.$$

3. Привести найденный объем водорода к нормальным условиям, используя объединенное уравнение Менделеева-Клапейрона над водой, поэтому в уравнение вместо p следует поставить $p(\text{H}_2)$.

4. Вычислить массу выделившегося водорода.

5. Рассчитать эквивалентную и молярную массу магния.

6. Определить абсолютную и относительную ошибку опыта.

Вычислите относительную ошибку эксперимента (ϵ), принимая

теоретическое значение молярной массы эквивалента магния за 100%:

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

Приборы: аппарат Киппа, колбы, цилиндр мерный

Реактивы: мрамор CaCO_3 , соляная кислота (1: 4) для заправки аппарата Киппа.

Установка состоит из аппарата Киппа, заряженного кусками мрамора и соляной кислотой.

Вымыть и высушить колбу. Подобрать к ней пробку и отметить уровень, до которого входит пробка в резиновое кольцо или сделать метку карандашом по стеклу). Взвесить колбу с пробкой с точностью 0,01 г. Наполнить колбу оксидом углерода (IV), опустив газоотводную трубку до дна колбы. Закрыть колбу ту же глубину, что и при взвешивании колбы) и вновь взвесить.

Чтобы быть уверенным в том, что воздух из колбы полностью вытеснен и она целиком наполнена оксидом углерода (IV), еще раз на несколько минут опустить в нее газоотводную трубку, пропустить газ и вновь взвесить колбу с газом. Значение массы колбы с оксидом углерода (IV) записать. Наполнить колбу водой до пробки, измерить затем объем воды мерным цилиндром и записать результаты термометра и барометра во время опыта.

1. Объем воздуха в колбе V привести к нормальным условиям

2. Вычислить массу воздуха m_3 , который находился в колбе, зная, что масса 1 л воздуха при нормальных условиях равна 1,29 г

3. Вычислить массу оксида углерода (IV) в колбе

4. Вычислить плотность оксида углерода (IV) по воздуху

5. Вычислить относительную молекулярную массу оксида углерода (IV):

6. Вычислить относительную ошибку опыта в процентах:

Практическое занятие

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.

Задания для самостоятельной работы.

1) Подготовка к текущему контролю, проработать теоретический материал: конспекты лекции

- 2) подготовить доклад (презентацию) от лица выдающихся ученых-химиков о содержании их экспериментов и важнейших открытий;

Тема 2. Строение атома (ОПК-1)

Лекция.

Состав ядра атома. Изотопы и изобары. Радиоактивные элементы и их распад. Искусственная радиация. Энергия атомного ядра и ее использование. Понятие о радиационно-химических реакциях. 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 в основном и возбужденном состояниях. Понятие о радиусе атома. Квантовые числа как характеристики атома. s-, p-, d-, f-электроны. Понятия: энергетический уровень, подуровень, электронный слой, электронная оболочка (АО). Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда и порядок заполнения атомных оболочек атомов элементов.

Понятие об эффективном заряде ядра атома. Экранирование заряда электронами.

Практическое занятие.

Практическое занятие.

1. Решение задач и упражнений

Примеры типовых заданий:

1. Напишите электронную формулу атома технеция. Сколько электронов находится на d-подуровне при каком электронном семействе 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 электроны, характеризующихся этими энергетическими состояниями.

2. Семинар «Строение атома»

1. Изобразить электронное строение атома с порядковым номером № ____ (вопрос для каждого 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 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, 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 электрона, частоты излучения.
7. Достоинства и недостатки Н. Бора. Развитие теории Зоммерфельдом и Зеemanом.
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
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_{xy}²-y², d_z². Радиальное распределение
13. Многоэлектронные атомы. Современная модель электронного строения атома (три принципа заселения: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, Правило Гунда). Правила Клечковского, объяснить на примере
6. Строение ядра атома. Протоны, нейтроны. Протонно-нейтронная модель строения атома.
7. Радиоактивный распад. Период полураспада. α -распад, β -распад, электронный захват, спонтанное смещение.
8. Ядерные реакции. Искусственная радиоактивность. Меченые атомы, их применение. Изотопы, изоб

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к коллоквиуму №1 «Строение атома. ПЗ и ПС»
2. Подготовить ответы на вопросы
 1. Что такое атом? Из чего он состоит? Что такое массовое число? Что такое радиоактивность и период полураспада радиоактивного распада.
 2. Что такое квантовые числа, какие значения они принимают и какие свойства определяют?
 3. Дайте определение понятию «орбиталь». Какими квантовыми числами полностью определяется орбиталь?
 4. Как изменяется относительная энергия орбиталей, в чем смысл правила Клечковского?
 5. Что определяется принципом Паули и правилами Хунда? Приведите электронную конфигурацию S, начиная от предшествующего благородного газа.

Тема 3. Периодический закон. Периодические функции (ОПК-6)

Лекция.

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

Периодичность свойств атомов. Радиусы атомов и ионов. Ионизационные потенциалы. Сродство к электрону. Электроотрицательности элементов. Периодичность химических свойств элементов, простых веществ

Практическое занятие.

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 степень 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):
 - 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 кислотнo-основной характер;
- формулы соответствующих гидроксидов и их кислотнo-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.
2. Развитие и обоснование периодического закона Д.И. Менделеева. Рентгеновские спектры. Законы. 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.

Задания для самостоятельной работы.

1. Чем определяется периодичность свойств элементов? Приведите современную формулировку.
2. Укажите места расположения металлов и неметаллов, s-, p-, d-, и f-элементов в Периодической системе.
3. Обсудите следующие основные свойства химических элементов: атомный радиус, первый потенциал ионизации, электроотрицательность. Каковы основные тенденции изменения этих величин в группах и периодах?
4. Связь между химическими свойствами элементов и их положением в периодической системе.
5. Связь между электронным строением атомов и их положением в периодической системе.

Тема 4. Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие (ОПК-6)

Лекция.

Основные особенности химического взаимодействия и механизм образования химической связи. Квантовомеханическая трактовка механизма образования связи в молекуле водорода. Основные типы химической связи: ковалентная, ионная, металлическая. Основные положения теории химической связи. Особенности образования связей по донорно-акцепторному механизму. Многоцентровая связь.

Валентность химических элементов. Координационное число химически связанного атома как валентность. Одиночные и кратные связи. σ - и π -связи - разновидности ковалентных и их характеристики химических связей (порядок, энергия, длина, валентный угол, степень ионности). Энергия, длина, валентный угол, степень ионности связей. Дипольный момент связи. Концепция гибридизации атомных орбиталей. Строение молекул и ионов. Влияние отталкивания электронных пар на пространственную конфигурацию молекул. Локализованные и делокализованные связи. Делокализация π -электронной плотности в молекулах кислорода содержащих неорганических кислот.

Теория молекулярных орбиталей (МО). Основные положения теории МО. Энергетическая диаграмма МО. Энергетические диаграммы МО двухатомных молекул элементов 2-го периода. σ - и π -связи в двухатомных молекулах 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. Плавление и кипение в рядах веществ сходного состава, образованных элементами одной подгруппы. Влияние водородной связи на физические свойства веществ с молекулярной структурой. Общие свойства 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 полярность краткой 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 ВС. Валентность s, p, d, f-элементов. Постоянная и переменная валентность. Понятие о валентной и ф-ции Валентность и степень окисления.
7. Недостатки метода ВС и основные положения метода МО.
8. Типы МО. Последовательность увеличения энергии молекулярных орбиталей. Кратность связи с п-связью
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
13. Локализованные и делокализованные связи. Трех- и многоцентровые связи. Делокализация электронов в бензоле, графите, ионах кислородсодержащих неорганических кислот (КНК). Пространственная ориентация 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 межмолекулярного взаимодействия.

Задания для самостоятельной работы.

1. Подготовка к коллоквиуму «Химическая связь. Валентность», используя лекции, рекомендуемую литературу
2. Подготовка конспекта по теме: Металлическая связь.

Тема 5. Комплексные соединения (ОПК-1)

Лекция.

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

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

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

Химическая связь в комплексных соединениях и особенности их строения. Пространственная конфигурация комплексов. Гибридизация атомных орбиталей комплексообразователя и пространственная конфигурация комплексов.

Практическое занятие.

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) $CrCl_3 \times 6H_2O$ (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 $(NH_4)_2S$ (Na_2S) (2 н.). 5) Хлорид бария $BaCl_2$ (1 н.). 6) Нитрат висмута (III) $Bi(NO_3)_3$ (0,5 н.). 7) Сульфат железа (II) $FeSO_4$ (0,5 н.). 8) Хлорид железа (III) $FeCl_3$ (0,5 н.). 9) Железоаммонийные квасцы $NH_4Fe(SO_4)_2$ (0,5 н.). 10) Иодид калия KI (насыщ. и 0,1 н.). 11) Гексацианоферрат (III) калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (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 $Na_2S_2O_3$ (1 н.). 16) Хлорид меди (II) $CuCl_2$ (0,5 н.). 17) Нитрат серебра $AgNO_3$ (0,1 н.).

1. Образование и диссоциация соединений с комплексным катионом

а) Налить в пробирку 1 - 2 мл раствора $AgNO_3$ и добавить немного раствора NaCl. К образованию комплекса до его растворения. Составить уравнения реакций, учитывая, что координационное число серебра изменяется.

б) Налить в пробирку 1—2 мл раствора CuCl_2 и прибавлять по каплям раствор аммиака до образования избыток раствора аммиака до растворения осадка. Сравнить окраску ионов Cu^{2+} с окраской полученной окраской ионов. Сообщает ли окраска раствору? Написать уравнение реакции получения комплексного основания, учитывая, что координационное число Cu^{2+} равно четырем. Какое основание является более соответствующим комплексному основанию? Почему?

Полученный раствор сохранить для опыта № 4.

2. Образование и диссоциация соединения с комплексным анионом.

б) В пробирку с 2 – 3 мл раствора $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ добавлять по каплям 0,5 н раствор KJ до выпадения нескольких капель раствора KJ до растворения полученного осадка. Какой цвет полученного раствора обусловлен присутствием ионов K^+ , J^- , Bi^{3+} ? Написать уравнение реакции образования и диссоциации, учитывая, что его координационное число Bi^{3+} равно четырем.

3. Различие между простыми и комплексными ионами железа III

а) К 1 – 2 мл раствора FeCl_3 прилить немного KSCN . Написать уравнение реакции. Эта реакция характерна для его обнаружения.

б) Доказать, обнаруживается ли ион Fe^{3+} в растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, проделав характерную реакцию, как в

в) Налить в одну пробирку немного раствора FeCl_3 , а в другую - $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и добавить в каждую. Объяснить отсутствие изменений в первой пробирке и образование во второй осадка так называемого. Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

Реакция образования турнбулевой сини является характерной реакцией для комплексного иона $[\text{Fe}(\text{C})$

4. Прочность и разрушение комплексных ионов.

а) Получить в пробирке $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, как это было сделано в опыте 1. Полученный раствор разлить в опытах 4 б), в) и д).

б) Налить в пробирку 1 – 2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученного в опыте 4 а), и добавить туда. Записать уравнение реакции образования комплексного аммиаката цинка, учитывая, что координационное. Объяснить, пользуясь таблицей констант нестойкости комплексных ионов, причину вытеснения цинка комплексного иона.

в) Налить в две пробирки одинаковые объемы раствора AgNO_3 . В одну из них добавить раствор. Наблюдения.

Эти реакции характерны для иона Ag^+ и могут быть использованы для его обнаружения. Составить уравнение. Раствор $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученный в опыте 4 а), налить по 1 мл в две пробирки. В одну пробирку добавить раствор KJ . Что происходит? Написать уравнение диссоциации комплексного иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ и дать объяснение наблюдаемым явлениям, пользуясь уравнением диссоциации комплексного иона и растворимости.

г) Получить в пробирке осадок AgCl . Затем добавлять 1 н. раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ до полного растворения осадка. Написать уравнение реакции образования $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$. К полученному раствору комплексного соединения добавить полученные в опыте 4 в). Написать выражения для констант нестойкости аммиачного и тиосульфатного по результатам опытов 4 в) и г), какая константа имеет большее значение.

д) Налить в пробирку 1 - 2 мл раствора $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, полученного в опыте 4а), и добавлять разбавленный AgCl . Объяснить наблюдаемые явления, исходя из того, что константы нестойкости ионов $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ $6,8 \times 10^{-8}$ и $6,0 \times 10^{-10}$.

е) Налить в две пробирки одинаковые объемы раствора CuCl_2 . В одну из них добавить раствор NaOH , образующихся осадков. Эти реакции можно использовать для открытия иона Cu^{2+} . Составить уравнение. Раствор $[\text{Cu}((\text{NH}_3)_4)(\text{OH})_2]$, полученный в опыте 1, разделить поровну в две пробирки. В одну добавить раствор $(\text{NH}_4)_2\text{S}$. Что наблюдается? Написать уравнения происходящих реакций.

Дать объяснение наблюдаемым явлениям, исходя из данных о величинах произведений растворимости и нестойкости иона $[\text{Cu}((\text{NH}_3)_4)_2]^{2+}$.

5. Диссоциация двойной соли

Доказать наличие ионов NH_4^+ , Fe^{3+} , SO_4^{2-} в растворе железо-аммонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ с помощью растворов щелочи, KSCN и BaCl_2 .

Написать ионные уравнения реакций. Составить уравнение электролитической диссоциации железозамещенных. В чем состоит сходство и различие между двойными солями и другими комплексными соединениями?

6. Влияние концентрации раствора на комплексообразование

К нескольким каплям раствора CoCl_2 в пробирке прилить концентрированный раствор KSCN . Наблюдать вследствие образования комплексной соли $\text{K}_2[\text{Co}(\text{SCN})_4]$. Разбавить полученный раствор водой. Написать уравнение реакций. Какое влияние оказывает концентрация раствора на комплексообразование?

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

Задания для самостоятельной работы.

Подготовка к коллоквиуму по вопросам

1. Основные положения координационной теории. Характеристика основных классов комплексных соединений.
2. Изомерия комплексных соединений.
3. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексов. Причины образования комплексных соединений.
4. Химическая связь в комплексных соединениях. Основные теории (метод ВС, ТКП, ММО).
5. Гибридизация атомных орбиталей в комплексных соединениях. Пространственная конфигурация

Тема 6. Энергетика химических реакций.

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

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

Понятие об энтропии. Стандартная энтропия вещества. Влияние температуры на величину энтропии фазовых превращениях и при протекании химических реакций. Изменение энтропии и направление протекания

Понятие об энергии Гиббса. Соотношение изменения энергии Гиббса и изменений энтальпии и энтропии. Энергия Гиббса образования вещества. Изменение энергии Гиббса химической реакции. Соотношение величин константы равновесия.

Лабораторная работа. «Тепловые эффекты химических реакций»

Определение тепловых эффектов 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 с термометром с делениями на $0,1^\circ$. Внутренний стакан для уменьшения теплоотдачи помещен на корку. Взвесить внутренний стакан калориметра с точностью до $0,1 \text{ г}$ (m_1), затем налить в него из бюретки 25 мл 1 М раствора кислоты. Поместить стакан обратно в калориметр. В другой сухой стакан налить из бюретки 25 мл 1 М раствора щелочи. Измерить температуру раствора кислоты с точностью до $0,1^\circ$. Температуру раствора щелочи можно измерить в одной комнате и имеют одну и ту же температуру. Не вынимая из раствора кислоты термометр, добавить щелочи в кислоту. Осторожно перемешать раствор термометром, наблюдая за изменением температуры. Когда прекратится изменение температуры, отметить максимальную температуру раствора.

3. Когда раствор охладится до комнатной температуры, взвесить внутренний стакан калориметра с раствором. Записать наблюдения и обработка результатов

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

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

2. Массу раствора найти по разности $m = m_2 - m_1$. Количество выделившейся теплоты в калориях при 0,025 моль. Тепловой эффект реакции относится к 1 моль и выражается в ккал или кДж ($1 \text{ ккал} = 4,18 \text{ кДж}$).

3. Рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации одноосновной кислоты и определить проц значение эффекта равно 13,7 ккал.

Задания для самостоятельной работы.

1. Система, представляющая собой надутый водородом воздушный шарик, является открытой, закрыт 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}° о величинам?
5. Дайте определение термину «энтальпия образования».
6. Какие факторы надо учитывать, чтобы судить о самопроизвольности процесса в неизолированных (термодинамическая функция связывает энтальпию и энтропию системы)?

Тема 6. Энергетика химических реакций (ОПК-6)

Лекция.

Химическая система. Внутренняя энергия системы. Изменение внутренней энергии в ходе химически Понятие об энтальпии. Соотношение энтальпии и внутренней энергии системы. Изменение энтальпи веществ. Закон Гесса. Влияние температуры на величину изменения энтальпии реакции.

Понятие об энтропии. Стандартная энтропия вещества. Влияние температуры на величину энтропии фазовых превращениях и при протекании химических реакций. Изменение энтропии и направление п

Понятие об энергии Гиббса. Соотношение изменения энергии Гиббса и изменений энтальпии и энтр Гиббса образования вещества. Изменение энергии Гиббса химической реакции. Соотношение вели константы равновесия.

Практическое занятие.

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 и термометра с делениями на $0,1^\circ$. Внутренний стакан для уменьшения теплоотдачи помещен на корки Взвесить внутренний стакан калориметра с точностью до 0,1 г (m_1), затем налить в него из бюрет поместить стакан обратно в калориметр. В другой сухой стакан налить из бюретки 25 мл 1 М раствор:

2. Измерить температуру раствора кислоты с точностью до $0,1^\circ$. Температуру раствора щелочи мож хранятся в одной комнате и имеют одну и ту же температуру. Не вынимая из раствора кислоты те щелочи в кислоту. Осторожно перемешать раствор термометром, наблюдая за изменением температур прекратится, отметить максимальную температуру раствора.

3. Когда раствор охладится до комнатной температуры, взвесить внутренний стакан калориметра с ра *Форма записи наблюдений и обработка результатов*

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

1. Теплота, выделенная при реакции нейтрализации, расходуется на нагревание раствора: $q = m (t_2 - \text{равной теплоемкости воды, т.е. единице. Теплотой, расходуемой на нагревание калориметра, пренебр}$

2. Массу раствора найти по разности $m = m_2 - m_1$. Количество выделившейся теплоты в калориях при 0,025 моль. Тепловой эффект реакции относится к 1 моль и выражается в ккал или кДж ($1 \text{ ккал} = 4,18 \text{ кДж}$) (ккал/моль).

3. Рассчитать тепловой эффект реакции нейтрализации одноосновной кислоты и определить процентное значение эффекта равно 13,7 ккал.

Задания для самостоятельной работы.

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.

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

Лекция.

Гомогенные и гетерогенные реакции. Понятие о скорости химической реакции. Закон действия масс химической реакции. Константа скорости химической реакции.

Многостадийные реакции. Порядок и молекулярность реакций. Многостадийные процессы и закон дей Влияние температуры на скорость химической реакции. Уравнение Аррениуса.

Влияние катализаторов на скорость химической реакции. Гомогенные и гетерогенные каталитические Цепные химические реакции. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесия. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Практическое занятие.

Лабораторная работа. Скорость химической реакции. Химическое равновесие.

Приборы и посуда: весы с разновесом; штатив с лапкой и кольцом; метроном или секундомер; термо 100 °С; 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 .

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

а) К 1 н раствору тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ прилить 2 н раствор серной кислоты H_2SO_4 . Наблюдается вызвано взаимодействием тиосульфата натрия и серной кислоты с выделением свободной серы:



Время, которое проходит от начала реакции до заметного помутнения раствора, характеризует скорость

б) В три большие нумерованные пробирки налить разбавленный (1:200) раствор тиосульфата натрия вторую - 10 мл, в третью - 15 мл. К содержимому первой пробирки добавить 10 мл воды, а второй - налить по 5 мл разбавленной (1:200) серной кислоты. В каждую пробирку с раствором $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и приготовленной H_2SO_4 и определить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора результаты. Результаты изобразить графически, отложив на оси абсцисс условные концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ реакции $V = 1/\tau$. Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ

2. Зависимость скорости реакции от температуры

Для опыта взять разбавленные (1:200) растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4 . Налить в три большие нумерованные пробирки $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, в другие три - по 10 мл раствора серной кислоты и разделить их на три пары: по пробирке каждой паре. Отметить температуру воздуха в лаборатории, слить вместе растворы первых двух пар, измерить время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Две другие пробирки поместить в химический стакан с водой и нагреть воду до температуры на 10 °С следить по термометру, опущенному в воду. Слить содержимое пробирок, встряхнуть и отметить время. Повторить опыт с оставшимися двумя пробирками, нагрев их в том же стакане с водой до температуры. Записать результаты:

Построить график зависимости скорости реакции от температур: на оси абсцисс нанести значения температур, на оси ординат - величины скорости реакции $V = 1/\tau$.

3. Скорость гетерогенных химических реакций

В сухой ступке осторожно смешать (не растирая) несколько кристаллов нитрата свинца (II) и йодид окраски? Энергично растереть кристаллы. Что происходит? Из пипетки добавить к смеси несколько изменение окраски. Объяснить опыт. Написать уравнение реакции.

4. Влияние катализаторов на скорость реакции

Гомогенный катализ. В две мерные конические пробирки налейте по 1 мл 3 %-ного водного раствора пероксида водорода. В одну пробирку добавьте две капли 0,3 М раствора дихромата калия ($K_2Cr_2O_7$), а в другую пробирку – четыре капли. С помощью секундомера измерьте время протекания реакции (от начала и до окончания выделения пузырьков газа) в обеих пробирках, а также окраску раствора.

Проведите аналогичный эксперимент с 0,3 М раствором $FeCl_3$ в качестве катализатора.

Отметьте цвета растворов в начале реакции и после ее завершения.

Вычислите условную скорость реакции по формуле: $u = 100/t$, где t – время протекания реакции.

Сделайте вывод относительно эффективности действия различных катализаторов.

Как влияет на скорость разложения H_2O_2 концентрация катализатора?

Гетерогенный катализ. В две пробирки налейте по 3 мл 3 % раствора пероксида водорода. В первую пробирку добавьте немного (на кончике шпателя) порошка диоксида марганца MnO_2 (или PbO_2) и одновременно включите секундомер. Отметьте время протекания реакции до окончания выделения пузырьков газа.

Повторите опыт, добавив в 2 раза больше количества диоксида марганца (или диоксида свинца).

Вычислите условную скорость реакции по формуле: $u = 100/t$, где t – время протекания реакции.

Сравните каталитическую активность диоксида марганца и диоксида свинца. За меру активности данным катализатором при одинаковом их количестве.

Сделайте вывод о влиянии количества катализатора на скорость разложения пероксида водорода.

3 Химическое равновесие

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

Реактивы и материалы: хлорид калия KCl ; хлорид железа (III) $FeCl_3$ (0,001 н и насыщ.); роданид калия $KSCN$ (0,001 н и насыщ.).

В стакане смешать по 10 мл 0,001 н растворов хлорида железа (III) $FeCl_3$ и роданида калия $KSCN$. Н реакции и выражение константы равновесия.

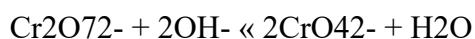
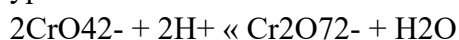
Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить концентрир (III), во вторую - концентрированного раствора роданида калия, в третью - кристаллического хлорид оставить для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках. По изменению интенсивности окраски равновесия. Объяснить изменение окраски раствора на основании закона действия масс. Сместится ли полученных растворов?

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

1. В две пробирки внести раствор хромата калия (K_2CrO_4) и добавить несколько капель раствора серной кислоты. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски.

2. Повторить опыт, взяв в двух пробирках исходным веществом дихромат калия $K_2Cr_2O_7$. Одну пробирку оставить для сравнения, а в другую добавить раствор щелочи до изменения окраски раствора.

Описать опыт. Написать молекулярные уравнения перехода хромата в дихромат и обратного процесса:



Сделать вывод о влиянии среды на образование хроматов и дихроматов.

3. Вновь налить в две пробирки растворы хромата и дихромата калия. В обе добавить несколько капель раствора серной кислоты. В обеих случаях выпадает один и тот же осадок малорастворимого хромата, растворимости которого равно $L_p = 2,4 \cdot 10^{-10}$.

Укажите цвет и состав осадков, выпадающих из растворов хромата и дихромата калия при добавлении в молекулярном виде уравнения соответствующих реакций. Объясните происходящие процессы с точки зрения равновесия. Объясните, почему в обоих случаях образуется нерастворимый BaCrO_4 .

Опыт 3. Смещение равновесия при диссоциации слабых кислот

В две пробирки внести по 1 мл 0,1 М уксусной кислоты. В каждую прибавить одну каплю метилоранжевого индикатора. Принимает ли розовую окраску? Одну пробирку с кислотой оставить в качестве контрольной, а другую – с натрием ацетата и перемешать раствор стеклянной палочкой. Сравнить окраску полученного раствора с окраской исходного. Как изменение концентрации каких ионов указывает изменение окраски индикатора?

Написать схему диссоциации уксусной кислоты и выражение константы её диссоциации (константы равновесия диссоциации кислоты при добавлении к ней ацетата натрия). Как изменяется при этом концентрация катионов водорода в растворе? Подтвердился ли в опытах принцип Ле Шателье?

Практическое занятие. Решение задач и упражнений.

Содержание типовых заданий:

1. Дайте кинетическую характеристику реакции (по заданию преподавателя), используя данные таблицы (результаты выполнения задания).
 - 1.1. Определите тип прямой и обратной реакции по фазовому состоянию реагирующих веществ (гомогенная и гетерогенная).
 - 1.2. Напишите выражения для скорости прямой реакции и обратной, (если реакция обратима), в соотношении с концентрациями реагентов (кинетические уравнения реакций).
 - 1.3. Рассчитайте, как изменится (во сколько раз увеличится, уменьшится или не изменится) скорость реакции (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 возможные результаты выполнения 1).
 - 2.1. Напишите выражение для константы химического равновесия.
 - 2.2. Укажите, как следует изменить: температуру; давление; концентрацию исходных веществ; концентрацию продуктов, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции (повысить выход продуктов реакции).

Задания для самостоятельной работы.

1. Объясните, чем определяется скорость химических реакций? В каких единицах она измеряется?
2. Объясните, почему не каждое столкновение между частицами приводит к осуществлению химической реакции?
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 $K > 1$?
5. Почему катализатор не смещает химическое равновесие?

Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации (ОПК-6)

Лекция.

Дисперсные системы. Истинные растворы. Твердые растворы. Грубодисперсные системы. Суспензии. Растворение как физико-химический процесс. Изменение энтальпии и энтропии при растворении. Особые свойства воды как растворителя. Гидраты. Кристаллогидраты.

Растворимость веществ. Растворение твердых, жидких и газообразных веществ. Влияние температур на взаимную растворимость.

Способы выражения состава растворов: массовая доля, молярность, нормальность, моляльность, моли. Электролитическая диссоциация. Механизм диссоциации. Гидратация ионов в растворе. Основания электролитической диссоциации. Ион гидроксония. Амфотерные гидроксиды. Сильные и слабые электролиты. Факторы, определяющие степень диссоциации. Основные представления теории сил, влияющие на степень диссоциации в растворах сильных электролитов. Концентрация ионов в растворах слабых электролитов. Константа диссоциации. Факторы, влияющие на величину константы диссоциации со степенью диссоциации. Закон разбавления. Теория кислот и оснований Бренстеда-Лоу. Диссоциация воды. Ионное произведение. Водородный показатель.

Труднорастворимые электролиты. Производство растворимости. Обменные реакции между ионами протекающие реакции обмена в растворах электролитов. Ионные уравнения.

Гидролиз солей. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Влияние концентрации раствора, темп гидролиза. Гидролиз кислых солей. Гидролиз труднорастворимых солей. Совместный гидролиз солей.

Практическое занятие.

Лабораторная работа 8.1. «Растворы. Приготовление растворов».

Содержание.

I. Свойства растворов. Растворимость веществ.

Приборы и посуда: термометры (на 150°C и комнатный), штатив с кольцом и лапкой, спиртовка, стакан. Реактивы и материалы: нитрат аммония NH_4NO_3 , этанол $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, нитрат натрия NaNO_3 , ацетат $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, гидроксид натрия (гранулы).

I. Свойства растворов. Растворимость веществ.

1. Явления, наблюдаемые при растворении веществ.

а) изменение температуры

В две пробирки налить (до 1/3) воды и измерить ее температуру. В первую пробирку всыпать 2 – перемешать термометром и отметить самую низкую температуру. Во вторую пробирку внести несколько после перемешивания отметить самую высокую температуру. При растворении какого из веществ поглощается? Объяснить происходящие явления.

б) изменение объема

Налить в пробирку (до 1/3) воды и осторожно добавить равный объем спирта. Положить верхнее кольцо. Закрепить пробкой и хорошо перемешать. После охлаждения отметить уровень раствора. Объяснить.

2. Зависимость растворимости солей от температуры.

Налить в пробирку воды, всыпать в нее небольшое количество нитрата натрия, истолченного в порошок для растворения соли. Добавлять нитрат натрия и взбалтывать до тех пор, пока на дне пробирки не останется не растворившейся при взбалтывании. Нагреть пробирку до растворения соли и продолжать добавлять до получения насыщенного раствора. Что указывает на образование такого раствора? Нагреть раствор, охладить до комнатной температуры. Отметить, какое количество кристаллов выделится. Сформулировать NaNO_3 в холодной и горячей воде.

3. Пересыщенные растворы.

В пробирку насыпать 5 г ацетата натрия, прибавить 3 мл воды и нагревать до растворения соли. Зажать ватой, поставить пробирку в стакан с холодной водой. Когда раствор охладится, вынуть вату и бросить в воду. Что наблюдается? Обратит внимание на разогревание раствора. Объяснить наблюдаемые явления.

4. Свойства кристаллогидратов.

Всыпать в пробирку несколько кристаллов медного купороса. Закрепить пробирку в штативе так, чтобы отверстие (зачем?), и нагревать пробирку. Наблюдать за изменением цвета кристаллов. Когда все взято, нагревание прекратить. Написать уравнение реакции.

После охлаждения пробирки влить в нее 2 – 3 капли воды. Обратит внимание на разогревание соли. Наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции.

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 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 $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (г/мл), соляная кислота HCl [2] ($\rho = 1,19$ г/мл).

1.1. Приготовление растворов с заданной массовой долей вещества.

а) Из твердого вещества и воды

Приготовить 200 г 5%-ного раствора 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 200 г 5%-ного раствора в расчете. Отвесить эту массу измельченной соды в предварительно взвешенном стаканчике на весах с точностью.

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

Измерить температуру приготовленного раствора и, если она не равна температуре, указанной в таблице «Плотность растворов солей» справочника, довести ее до указанной величины, нагревая или охлаждая. Вылить раствор в сухой (или ополоснутый этим раствором) высокий узкий цилиндр и определить с ареометром 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 есть немного меньшая или большая, то использовать метод интерполяции.

Рассчитать молярную и нормальную концентрации приготовленного раствора.

б) Из концентрированного раствора и воды

1. Приготовить 250 г 10%-ного раствора 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 (%), найденной плотности.

Рассчитать, какую массу этого раствора кислоты нужно взять для приготовления 250 г 10%-ного раствора. 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 струей при перемешивании) и тщательно перемешать раствор.

Охладив его до нужной температуры (см. справочные данные) перелить в сухой высокий цилиндр и определить с ареометром плотность. Слить полученный раствор кислоты в приготовленную склянку.

Пользуясь справочником определить ω (%) полученного раствора и проверить таким образом точность. 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. Всыпать ее в воронку в мерную колбу емкостью 250 мл и тщательно смыть дистиллированной водой с воронки и колбы. Растворить в малом объеме воды, долить в колбу воду до метки, закрыть пробкой и хорошо перемешать. Вылить раствор в сухой высокий цилиндр и определить ареометром его плотность и ω (%) с помощью справочника. Вычислить молярную и нормальную концентрации полученного раствора. Установить расход 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 в лаборатории.

Определить ареометром плотность раствора кислоты, имеющегося в лаборатории. Найти его ω (%) с помощью справочника, а затем объем этого раствора, необходимый для приготовления заданного раствора. Слить в мерную колбу рассчитанный объем раствора кислоты.

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

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

3. Определение концентрации растворов методом кислотно-основного титрования.

В данном опыте предлагается методом титрования определить точные концентрации, приготовленного раствора кислоты.

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

Для этого к аликвоте исследуемого раствора, взятой пипеткой Мора, добавляют из бюретки столько раствора, чтобы определялась концентрация исследуемого раствора. Момент нейтрализации устанавливают по изменению окраски (фенолфталеин, метилоранж).

Для увеличения точности определения концентрации растворов титрование необходимо провести несколько раз.

Из экспериментальных данных рассчитать нормальную концентрацию кислоты. Напишите уравнения молекулярной и сокращенной ионной форм.

Лабораторная работа 8.2. «Электролитическая диссоциация»

Приборы и посуда: 1) мерные цилиндры емкостью 10 мл (2 шт) и емкостью 100 мл (2 шт); 2) стаканы 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 4) гидроксид калия KOH (2 н.); 5) гидроксид натрия NaOH (2 н.); 6) Аммиак водный (2 н., 1 н.); 7) хлорид KCl (1 н.); 8) хлорид меди CuCl_2 (0,5 н.); 9) хлорид железа FeCl_3 (0,5 н.); 10) хлорид кобальта CoCl_2 (0,1 н.); 13) Сульфат натрия Na_2SO_4 (1 н.); 14) ацетат натрия CH_3COONa (1 н.); 15) лакмус; фенолфталеин.

Опыт 1. Электропроводность кислот, щелочей и солей.

а) В три стакана налить по 100 мл 1 н. растворов соляной, серной и уксусной кислот. Сравнить электропроводность, используя кондуктометр, и сформулировать заключение об их относительной силе. Сравнить электропроводность 1 н. растворов гидроксида натрия и аммиака. Сравнить степень диссоциации этих электролитов. Сравнить полученные результаты с табличными данными, характеризующими количественно степень диссоциации электролитов.

б) Испытать электропроводность 1 н. растворов солей хлорида калия, нитрата калия, сульфата натрия на показания амперметра. Сделать вывод о силе исследованных электролитов.

в) Налить в два стакана 2 н. растворы уксусной кислоты и аммиака и исследовать электропроводность содержимое обоих стаканов вместе и испытать электропроводность полученного раствора. Объяснить электропроводность растворов изученных веществ.

2. Диссоциация солей

а) Взять немного хлорида меди (II) и отметить цвет твердой соли. Одну часть соли растворить в воде, другую - в ацетоне. Окраску раствора в первом и во втором случаях. Дать объяснение.

б) Кристаллик хлорида меди (II) растворить в 2 - 3 каплях воды. Отметить окраску раствора. Добавить аммиак. Наблюдать изменение окраски раствора. Дать объяснение. Написать уравнение реакции диссоциации.

3. Сравнение химической активности сильных и слабых электролитов

а) В одну пробирку налить 5 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты, в другую - столько же 0,1 н. раствора уксусной. В каждую пробирку по одинаковому кусочку цинка. Какой газ выделяется в пробирках? Написать уравнение реакции. В какой кислоте процесс идет более энергично?

Объяснить это явление, пользуясь данными о степени диссоциации соляной и уксусной кислот в их 0,1 н. растворах.

б) Налить в две пробирки раствор хлорида кальция. В одну пробирку добавить 2 н. раствор гидроксида натрия. В другую - 2 н. раствор аммиака (растворы не должны содержать карбонатов). Что наблюдается? Объяснить на основе диссоциации солей.

4. Окраска индикаторов

а) Налить в три пробирки по 3 мл дистиллированной воды и прибавить по 2 капли раствора одного из индикаторов: метилоранжа и фенолфталеина. Отметить в таблице их цвет в нейтральной среде. В каждую пробирку добавить по 2 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты. Наблюдать изменения окраски и записать их в соответствующие графы таблицы.

б) Прodelать то же самое, взяв вместо кислоты раствор какой-либо щелочи.

5. Химическое равновесие в растворах электролитов

а) три пробирки налить по несколько капель насыщенного раствора хлорида кобальта (II) CoCl_2 , разбавленного водой. В первую пробирку внести несколько капель концентрированной HCl , во вторую - несколько капель спирта. Наблюдать изменение окраски раствора во всех случаях.

К раствору, находящемуся в первой пробирке, добавить несколько капель воды до изменения окраски концентрированной HCl . Что наблюдается? Написать уравнение реакции диссоциации CoCl_2 . Объяснить во всех случаях, исходя из того, что гидратированный ион кобальта (II) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ имеет розовую окраску.

б) Налить в пробирку 5 мл воды и две капли фенолфталеина. Внести в пробирку одну каплю концентрированного раствора аммиака. Изменилась окраска фенолфталеина? Какова реакция среды раствора аммиака?

Написать уравнения реакций обратимых процессов, происходящих при растворении аммиака в воде. Пополам и к одной части добавить щепотку хлорида аммония NH_4Cl . Перемешать раствор стеклянной палочкой. Объяснить смещение равновесия процесса диссоциации гидроксида аммония. Написать выражение константы его диссоциации.

6. Зависимость pH раствора сильного электролита от концентрации

1. Приготовить 100 мл 0,1 М раствор HCl и определить его концентрацию методом титрования (или работой «Приготовление растворов»).
2. Методом последовательного разбавления приготовить 10⁻² М, 10⁻³ М, 10⁻⁴ М растворы HCl . Для взятую мерной пипеткой, перенести в мерную колбу на 100 мл, довести объем раствора дистиллированной водой до 100 мл. Полученный 10⁻² М раствор HCl , в свою очередь, разбавить в 10 раз и т. д.
3. Растворы перенести в пронумерованные стаканы и измерить pH, начиная с минимальной концентрации. Использовать индикатор «Эксперт-001». Предварительно ознакомьтесь с инструкцией работы на анализаторе! Промывать электрод более концентрированного раствора не нужно. Сравнить полученные значения pH с рассчитанными.
1. Для каких концентраций HCl наблюдается совпадение рассчитанных и экспериментальных данных?
2. В чем причина различия экспериментальных и расчетных данных для некоторых растворов?

7. Зависимость pH растворов слабых кислот от концентрации.

1. Приготовить 0,1 М раствор уксусной кислоты и определить его концентрацию методом титрования.
2. Методом последовательного разбавления приготовить 2·10⁻² М, 4·10⁻³ М, растворы. Для этого пипеткой перенести в мерную колбу на 50 мл, довести объем раствора дистиллированной водой до 100 мл. Таким образом 2·10⁻² М раствор разбавить еще в 5 раз и т. д.
3. Растворы перенести в пронумерованные сухие стаканы и измерить их pH, начиная с минимальной концентрации.
4. Из полученных значений pH рассчитать степень диссоциации (α) и константу диссоциации (K_a) уксусной кислоты в приближении равенства активностей участвующих в равновесии соединений и ионов их концентраций. Сравнить полученное значение K_a со справочной величиной.

Лабораторная работа 8.3. «Реакции в растворах электролитов. Произведение растворимости»

Реактивы и материалы: цинк, гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага.
 Растворы: соляная кислота HCl (2 н.), серная кислота H_2SO_4 (2 н.), уксусная кислота CH_3COOH (2 н.), гидроксид калия KOH (2 н.), ацетат натрия CH_3COONa (2 н. и 0,5 н.), сульфат натрия Na_2SO_4 (2 н.), хлорид бария BaCl_2 (0,5 н. и насыщ.), хлорид стронция SrCl_2 (0,5 н.), сульфат стронция SrSO_4 (насыщ.), 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 (III) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ (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.), нитрат серебра (0,1 н.), нитрат свинца (0,5 н.).

1. Реакция нейтрализации.

а) Взаимодействие сильной кислоты и сильного основания

Налить в фарфоровую чашку 5 мл 2 н. раствора HCl и прибавлять к нему по каплям 2 н. раствор щелочи, переноса каплю раствора на лакмус нейтральной реакции (синяя и красная лакмусовая бумажка не изменяет окраску). Полученный осадок? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

б) Взаимодействие слабой кислоты и сильного основания

Налить в пробирку 2 мл 2 н. раствора щелочи и добавить одну каплю фенолфталеина. Добавлять по каплям кислоты до обесцвечивания раствора. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. Объяснить, в которой принимает участие слабый электролит (уксусная кислота), сдвигается в сторону

2. Выделение теплоты при нейтрализации

а) Отмерить по 50 мл 2 н. растворов NaOH и HCl. Вылить растворы в два стакана и измерить температуру щелочью в одном из стаканов и осторожно перемешать жидкость термометром. Что наблюдается? уравнивания реакций.

б) Повторить предыдущий опыт, взяв 2 н. растворы другой щелочи (например, KOH) и другой кислоты. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций. Чем объясняется одинаковое повышение температуры в обоих случаях?

3. Получение малорастворимых оснований

а) Неамфотерные основания. В три пробирки внести по 2 - 3 капли растворов солей: хлорида магния, хлорида висмута (III); в каждую добавить гидроксид натрия до выпадения осадка. Описать опыт. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

б) Амфотерные основания. Наполнить 1/4 часть пробирки раствором хлорида хрома (III), добавить раствор щелочи до выпадения осадка. Осадок разделить на две части. В одну пробирку с осадком прилить избыток щелочи.

Написать уравнения реакций получения гидроксида хрома (III) и его взаимодействия с HCl и NaOH с использованием сульфата алюминия и сульфата цинка.

4. Действие на соль слабой кислоты сильной кислотой.

В две пробирки налить по 5 мл 2 н. раствора соляной кислоты и опустить в каждую из них по одинаково растворимую соль. В пробирках установится равномерное выделение водорода, прилить в одну из них 5 мл 2 н. раствора другой кислоты - 5 мл воды. Что наблюдается? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

Применяя закон действия масс, объяснить, почему добавление соли слабой кислоты к раствору увеличивает реакционную способность последней.

5. Образование труднорастворимых солей.

Налить в три пробирки по 2 - 3 мл растворов хлоридов бария, стронция и кальция. В первую пробирку добавить вторую - насыщенный раствор сульфата калия и в третью - насыщенный раствор сульфата стронция. Наблюдать явления, пользуясь правилом произведения растворимости. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

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

а) Всыпать в пробирку немного гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$, добавить воды и взболтать. К полученному осадку прилить разбавленную соляную кислоту. Что наблюдается? Написать выражение произведения растворимости, объяснить происходящее явление.

7. Зависимость растворимости осадков труднорастворимых электролитов от величины их произведения. Получить осадки сульфидов железа (II) и меди. Подействовать на полученные осадки 2 н. раствором аммиака. Растворился? Объяснить различие в растворимости осадков, используя значения произведений растворимости. Написать молекулярные и ионные уравнения реакций.

8. Реакции, идущие с образованием летучего соединения.

В пробирку налить немного раствора какой-нибудь соли аммония, прибавить 1 - 2 мл раствора аммиака. Выделяющиеся пары внести влажную красную лакмусовую бумажку. Что наблюдается? Дать объяснение.

9. Дробное осаждение. В двух пробирках получить отдельно хлорид и йодид свинца (II). Отметить цвет образовавшихся осадков. Добавить в каждую по 1 капле раствора йодида калия и столько же раствора хлорида натрия. Добавить одну каплю раствора аммиака. Ионами (I^- или Cl^-) в первую очередь взаимодействуют катионы Pb^{2+} ?

Налить избыток нитрата свинца (II). Дать осадку отстояться. Что наблюдается? В отчете описать опыт. Написать молекулярные и ионные уравнения протекающих реакций. Объяснить (с учетом соответствующих значений L_p) последовательность добавления $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ к раствору, содержащему хлорид (Cl^-)-ионы и йодид (I^-)-ионы.

Сделать вывод о практическом значении дробного осаждения ионов.

10. Переосаждение малорастворимых веществ.

а) Получение сульфида свинца (II) из сульфата свинца (II). В пробирку внести 2 капли раствора нитрата свинца и три капли раствора сульфата натрия. Осадок какого вещества образовался?

Осадку дать отстояться и кусочком фильтровальной бумаги или пипеткой отобрать жидкую фазу. К оставшемуся осадку добавить аммиак и перемешать осадок стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось? Описать опыт и наблюдаемые явления. Написать ионно-молекулярные уравнения реакций, выражающие процесс. Привести численные значения для полученных малорастворимых веществ. В выводе объяснить переход одного вещества в другое.

б) Получение хромата свинца (II) из сульфата свинца (II). Прodelать опыт аналогично опыту 10 а и перевести его в хромат свинца (II). Как изменился цвет осадка?

Описать опыт и наблюдения, написать уравнения реакций. Записать численные значения произведений веществ и объяснить переход сульфата свинца (II) в хромат свинца (II).

в) Получение йодида серебра из хромата серебра и сульфида серебра из йодида серебра. В пробирку добавить раствор AgNO_3 , отметить цвет образовавшегося осадка. После отстаивания осадка у фильтровальной бумагой. К осадку добавить 2 - 3 капли раствора йодида калия и перемешать его. Какой цвет осадка? Дополнительно прибавить 3—4 капли раствора сульфида натрия и вновь наблюдать изменение. В отчете описать опыт и написать уравнения всех реакций, протекающих по ходу превращений: AgNO_3 . Используя численные значения L_p , объяснить направление протекания каждой реакции.

Лабораторная работа 8.4. Гидролиз солей

Реактивы и материалы: магний (порошок), фенолфталеин, универсальная индикаторная бумага, фильтры. Растворы: соляная кислота HCl (2 н.), ацетат натрия CH_3COONa (2 н.), сульфат меди (II) (0,5 н.), хлорид железа (III) FeCl_3 (2 н.), карбонат натрия Na_2CO_3 (2 н.), хлорид натрия NaCl (2 н.), хлорид сурьмы (III) SbCl_3 (2 н.).

1. Реакция среды растворов солей при гидролизе.

а) Из имеющихся в лаборатории реактивов подобрать растворы солей, образованных слабой кислотой и сильной щелочью. В одну пробирку раствор соли, образованной одноосновной кислотой, в другую - раствор соли, образованной двухосновной кислотой. Исследовать реакцию среды растворов, нанося каплю раствора на лакмусовую бумажку стеклянной палочкой. Написать ионные уравнения реакций гидролиза взятых солей. В каком случае гидролиз будет происходить в одну ступень? б) Написать уравнение реакции гидролиза сульфата меди (II) в молекулярной и ионной форме. Как проверить правильность заключения, прodelав опыт.

Какие ионы обусловили изменение цвета лакмуса? В результате какого процесса эти ионы появились?

в) Какую реакцию на лакмус должен показывать раствор хлорида натрия? Проверить правильность заключения.

2. Исследование продуктов гидролиза

Налить в пробирку немного раствора хлорида железа (III) FeCl_3 и испытать его действие на лакмус. Написать уравнения реакций гидролиза FeCl_3 по первой ступени.

В раствор FeCl_3 внести немного порошка магния. Наблюдать выделение пузырьков газа. Какой газ выделится?

3. Влияние температуры на степень гидролиза.

Смешать в пробирке по 3 мл растворов хлорида железа (III) и ацетата натрия. Заметны ли внешние реакции? Нагреть жидкость до кипения. Что наблюдается? Написать уравнения реакций образования продуктов гидролиза.

4. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза.

Налить в пробирку 1 мл раствора хлорида сурьмы (III) и добавить в него по каплям дистиллированную воду. Написать уравнения реакций гидролиза, считая, что до разбавления гидролиз практически не протекает. При разбавлении усиливается вторая ступень гидролиза и образуется SbOCl (продукт разложения дигидрохлорида сурьмы). Раствор с полученным осадком сохранить для следующего опыта.

6. Обратимость гидролиза.

а) К раствору с осадком, полученным в опыте 5, прилить HCl до растворения осадка, затем снова добавить воду. Наблюдать происходящее. Как влияет изменение концентрации ионов водорода в данном случае на равновесие?

б) Написать уравнение реакции гидролиза ацетата натрия CH_3COONa в молекулярной и ионной форме. К раствору CH_3COONa добавить 2—3 капли фенолфталеина. Отметить интенсивность окраски. Отлить в другую пробирку и оставить для сравнения, а оставшийся раствор нагреть до кипения. Как изменится окраска? Охладить раствор и сравнить его с контрольным образцом. Дать объяснение наблюдаемым явлениям.

7. Полный гидролиз.

К раствору соли алюминия в пробирке прилить раствор карбоната натрия Na_2CO_3 . Нагреть пробирку. Осадок промыть его на фильтре горячей водой для удаления избытка Na_2CO_3 . Доказать опытным путем, что осадок является не солью угольной кислоты, а гидроксидом алюминия. Составить уравнения реакций образования осадка.

Практическое занятие.

. Электролитическая диссоциация. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

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

- гидроксидом аммония и хлороводородной (соляной) кислотой
- сульфатом калия и нитратом натрия
- хлоридом меди и гидроксидом калия

Ответы подтвердите записью уравнений реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме необходимо.

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

3. Рассчитайте степень диссоциации (ионизации) в растворе с массовой долей аммиака 10%. $\rho = 1,74 \cdot 10^{-5}$.

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

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

6. Водородный показатель одного раствора 2,3, другого 3,2. Какой раствор более кислый? Во сколько 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 серной кислоты в полученном растворе.

2. В дистиллированной воде растворили питьевую соду ($NaHCO_3$) массой 4,2 г. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора, 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 получения 1 л 10%-ного раствора.

5. Чему равен титр раствора серной кислоты, если для получения 2 л этого раствора взяли 25 мл с $\rho = 1,15$ г/мл и плотностью 1,1515?

III. Гидролиз

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

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

3. Вычислите $K_{гидр}$, степень гидролиза (h) и pH 0,3М растворов фосфата калия и хлорида меди (II). 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 объемов растворов сульфата алюминия и сульфида натрия одинаковой концентрации? Какая при этом получится среда: нейтральная, слабокислая или слабощелочная? Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

IV. Произведение растворимости. Растворимость.

1. В каком из указанных вариантов раствор малорастворимого электролита типа AB насыщен? 1. $[A^+] [B^-] > K_{сп}$.

2. Как изменится растворимость малорастворимого электролита при повышении ионной силы раствора? а) изменится растворимость $Zn(OH)_2$ при добавлении в раствор хлорида натрия; б) уменьшится.

3. Произведение растворимости $PbSO_4$ равно $2,2 \cdot 10^{-8}$. Вычислите: а) активную концентрацию ионов $PbSO_4$ в г/л.

4. Растворимость $Mg(OH)_2$ при некоторой температуре равна 0,012 г/л. Определите $K_{сп}$ $Mg(OH)_2$.

5. Смешали 2%-ный раствор сульфида калия ($\rho = 1,02 \text{ г/мл}$) объемом 100 мл и 5%-ный раствор ни объемом 150 мл. Выпадет ли осадок?

Задания для самостоятельной работы.

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 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 в кислой и нейтральной среде.
9. Объясните понятие «кислота» и «основание» с точки зрения теории Аррениуса, Бренстеда –Лоури и Льюиса.
10. Объясните сущность процесса гидролиза солей. Приведите примеры

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

Лекция.

Окислительно-восстановительные реакции. Типы окислительно-восстановительных реакций. Подбор коэффициентов: метод электронного баланса, ионно-электронный метод. Окислительно-восстановительные системы. Изображение окислительно-восстановительных (редокс) систем. Редокс-потенциал как количественная характеристика редокс-потенциалы и способы их определения. Водородный электрод. Электрохимический ряд металлов. Гальванический элемент. Химические источники электрического тока. Электрохимическая коррозия металлов. Редокс-потенциал системы от концентрации ионов, температуры, pH, комплексообразования в растворе. Окислительно-восстановительные свойства воды. Устойчивость окислительно-восстановительных систем. Редокс-потенциалы и оценка направления и полноты протекания окислительно-восстановительных процессов. Величинами редокс-потенциалов систем и изменением энергии Гиббса. Подбор окислителей и восстановителей. Редокс-потенциалов.

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

Практическое занятие.

Лабораторная работа. 9.1 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 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.), роданид аммония NH_4CNS (0,5 н.), бромид калия KBr (0,1 н.), йодид калия KI (0,1 н.), хлорид хрома 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, диаммоний $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (тв.).

1. Влияние среды на окислительные свойства перманганата калия

- а) В пробирку наливают раствор KMnO_4 , раствор серной кислоты и добавляют раствор Na_2SO_3 или K_2SO_3 . Составьте уравнение реакции и подберите коэффициенты.
- б) В пробирку наливают немного раствора KMnO_4 и добавляют немного раствора Na_2SO_3 или K_2SO_3 . Установите его формулу, составьте уравнение реакции.
- в) В пробирку наливают немного раствора KMnO_4 , прибавляют столько же концентрированного K_2SO_3 . Отметить цвет полученного раствора. Что происходит при стоянии раствора? Сделать вывод о процессе. Написать уравнения реакций.

Для опытов а, б, в напишите уравнения реакций в полной ионной и сокращенной ионной формах. Выпишите из справочника электронно-ионные схемы процессов окисления и восстановления. Выпишите из справочника окислительно-восстановительные потенциалы (φ^0) и выберите для каждой реакции. В каком случае, по вашему мнению, окислительно-восстановительный процесс идет более интенсивно. Согласуйте это с результатами эксперимента.

1 2. Восстановительные свойства нитрита натрия

Испытайте восстановительные свойства NaNO_2 , взяв в качестве окислителя раствор KMnO_4

а) в кислой (H_2SO_4) среде;

б) в нейтральной среде;

в) в щелочной среде (раствор KOH или NaOH).

Сравнить полученные результаты с опытами 3 а, б, в. Сделать вывод. Написать уравнения реакций, способом.

1 3. Окислительные свойства дихромата калия

а) В пробирку наливают раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, раствор H_2SO_4 и добавляют раствор Na_2SO_3 или K_2S . Составьте уравнение реакции в молекулярной, полной ионной и сокращенной формах. Составьте электроны восстановления.

б) К подкисленному серной кислотой раствору $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ по каплям добавляют раствор FeSO_4 до достижения устойчивого цвета раствора. Определите тип окислительно-восстановительной реакции. Составьте уравнение реакции. Подобрать коэффициенты методом полуреакций.

1 4. Окислительная активность галогенов

В две пробирки налейте соответственно по 1 мл растворов KI и KBr . В каждую пробирку добавьте по 1 мл раствора Cl_2 . Какой цвет растворов? Почему? Напишите уравнения реакций.

Сравните окислительную активность галогенов Cl_2 с активностью I_2 и Br_2 . Напишите схемы превращений в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

1 5. Окислительно-восстановительная двойственность пероксида водорода

2 1. В пробирку наливают раствор хлорида хрома (III) и по каплям добавляют раствор KOH до появления осадка. К полученному раствору $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ (отметить окраску) приливают раствор H_2O_2 . Пробирку осторожно нагревают в пламени спиртовки до появления желтой окраски раствора. Составьте уравнение реакции. Подобрать коэффициенты. Какие свойства проявляет пероксид водорода в этой реакции?

3 2. К 1-2 мл раствора KI , подкисленного серной кислотой, добавляют такое же количество раствора H_2O_2 . Наблюдают изменение окраски. Написать уравнение реакции, подобрать коэффициенты методом полуреакций.

4 3. К подкисленному раствору KMnO_4 приливают по каплям раствора пероксида водорода до полного исчезновения окраски. Наблюдать выделение газа. Составить уравнение реакции, сопоставить поведение H_2O_2 в реакции окисления и восстановления. Подобрать коэффициенты методом полуреакций, указать окислитель и восстановитель.

5 4. Диспропорционирование пероксида водорода. В пробирку поместить 5-6 капель раствора пероксида водорода. Добавить несколько кристалликов твердого MnO_2 . Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Подобрать коэффициенты. Указать окислитель и восстановитель.

6 6. Окислительные свойства ионов металлов

7 1. Ион Fe^{3+} – окислитель. В пробирку поместить 2–3 капли раствора хлорида олова (II) и добавить несколько капель раствора FeCl_3 . Добавить к продуктам реакции одну каплю роданида аммония NH_4SCN . При появлении окраски. Написать уравнение реакции. Подобрать коэффициенты. Указать окислитель и восстановитель.

Уравнения протекающих реакций записать последовательно. Сначала написать уравнение качественной реакции окисления Fe^{2+} ионами Fe^{3+} (в случае, если Fe^{3+} восстановится, то окраска раствора исчезает). Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах ионов Fe^{3+} и Sn^{2+} .

1 2. Ион Bi^{3+} – окислитель. В пробирку поместить 2–3 капли хлорида олова (II), добавить по каплям раствор BiCl_3 . Наблюдать образование белого осадка. Добавить щелочи до полного растворения осадка с образованием тетрагидроксоантимоаната (II) натрия по уравнению:



К образовавшемуся тетрагидроксоантимоанату (II) натрия добавить 3–4 капли раствора нитрата висмута (III). Наблюдать образование белого осадка. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, учитывая, что среда щелочная и гексагидроксоантимоанат (IV) натрия, металлический висмут (в виде осадка черного цвета) и нитрат висмута (III). Подобрать коэффициенты перед веществами любым методом. К какому типу относится реакция? Указать в ней окислитель и восстановитель.

1 7. Термическое разложение дихромата аммония

На асбестированную сетку насыпают небольшую кучку сухого $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Нагревают в пламени и вносят в кучу с дихроматом. При этом вулканообразно происходит разложение дихромата. Написать уравнение разложения дихромата. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относится процесс разложения дихромата?

Лабораторная работа 9.2 Гальванические элементы. Электролиз.

Приборы, посуда: штатив с пробирками, химические стаканы емкостью 250 мл, вольтметр, электролитический аппарат, 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.), фенолфталеин, лакмус, раствор крахмала. хлорид никеля NiCl_2 (0,5 н.), сульфат меди CuSO_4 (0,5 н.), натрий Na_2SO_4 (0,5 н.), фенолфталеин, лакмус, раствор крахмала, железо (опилки), магний (стружка), свинец (гранулы), фильтровальная бумага, хлорид магния (0,5 н.), хлорид цинка (0,5 н., 1 н.), сульфат свинца (0,5 н.), сульфат меди (0,5 н., 1 н.)

1. Исследование электрохимической активности металлов

В шесть пробирок налить по 10 капель растворов солей магния, цинка, железа (II), олова (II), свинца (II). В каждую пробирку положить кусочек металла, исключая первую пробирку. Отметить изменения, наблюдаемые в пробирках, написать уравнения реакций. Повторить опыт ещё пять раз, опуская цинк, железо, олово, свинец и медь во все пробирки, кроме той, в которой находится тот же самый металл. Написать уравнения наблюдаемых реакций.

Опытные данные занести в таблицу, поставив знак "+" под ионами металлов в тех случаях, когда эти ионы вытесняются, и знак "0", когда вытеснения не происходило.

Вывести и охарактеризовать восстановительную способность изученных металлов и расположить их в ряды активности. Соответствует ли расположение металлов в этом ряду их расположению в ряду электрохимический потенциалов?

2. Сборка гальванического элемента и измерение его ЭДС

1. Собрать гальванический элемент, электродами которого служат цинк и медь. Для этого взять два стакана с растворами солей с известной концентрацией: один – сульфатом цинка, а другой – сульфатом меди. Соединить электроды электролитическим мостиком. Электролитический мостик – это U-образная стеклянная трубка, заполненная раствором электролита, например хлорида или сульфата натрия, а в простейшем случае это лента фильтровальной бумаги, пропитанная раствором электролита.

2. В первый стакан опустить цинковый электрод, во второй – медный.

3. Подключить к клеммам вольтметр и измерить напряжение на электродах.

Обработка результатов

1) Записать электрохимическую схему собранного гальванического элемента;

2) написать схемы анодного и катодного процессов и уравнение токообразующей реакции;

3) вычислить теоретическое значение ЭДС, сравнить его с измеренным и рассчитать погрешность опыта;

4) в выводе объяснить, почему измеренное значение ЭДС отличается от теоретического.

Электролиз

1. Электролиз хлорида никеля (II) с инертными электродами

Собрать электролизер, используя графитовые стержни в качестве электродов. Залить в электролизер электролит. Включить электролизер в сеть постоянного электрического тока и вести электролиз 5–6 мин. Наблюдать выделение веществ на электродах (как этот электрод называется?) и газа (какого?) – на другом электроде (как он называется?)

В отчете нарисовать схему электролизера, описать опыт и наблюдения. Записать уравнения катодного и анодного процессов, уравнение электролиза хлорида никеля (II).

2. Электролиз сульфата натрия с инертными электродами.

Собрать электролизер так, как это было сделано в первом опыте, и наполнить его раствором сульфата натрия. Наблюдать выделение газов (каких?) на обоих электродах. В конце опыта отобрать пипеткой по 1 мл раствора из каждой части электролизера и установить среду растворов.

В отчете описать опыт и наблюдения, написать схемы процессов на электродах, «вторичных» процессов электролиза.

3. Электролиз йодида калия

В электролизер налить раствор йодида калия и добавить по 5–6 капель фенолфталеина в катодное и анодное пространства. Опустить графитовые электроды и включить ток.

Отметить изменение цвета раствора в катодном и анодном пространствах. Написать уравнения катодного и анодного процессов.

4. Электролиз сульфата меди (II) с инертными электродами

Собрать электролизер так, как это было сделано в первом опыте, наполнить его раствором CuSO_4 . Наблюдать выделение металла (какого?) на катоде и газа (какого?) на аноде.

В отчёте описать опыт и наблюдения, привести схемы электродных процессов и уравнения реакций.

5. Электролиз сульфата меди (II) с активным анодом.

Ничего не меняя в электролизере после четвёртого опыта, повернуть вилку электропитания на 180° тока. В этом случае электрод, бывший катодом в четвертом опыте (покрытый слоем меди), становится мин, описать наблюдения, записать уравнения анодного и катодного процессов.

Сделать общий вывод о закономерностях электролиза различных типов солей при использовании инертного анода.

Лабораторная работа 9.3 Коррозия и защита металлов

Реактивы и материалы: цинк (гранулы), медь (проволока), алюминий (стружка), железо (проволока), 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 (2 н.), хлорид натрия NaCl (3%), сульфат меди CuSO_4 (0,5 н.), хлорид меди CuCl_2 (0,5 н.), гексаметиленамин (гексамин).

1. Химическая и электрохимическая коррозия цинка

В пробирку с 8 - 10 каплями раствора серной кислоты опустить гранулу цинка. Отметить образование пузырьков. Написать уравнение реакции взаимодействия цинка с кислотой. В ту же пробирку опустить гранулы меди. Что изменилось? Какую функцию выполняет медная проволока? Написать схему гальванического микроэлемента и схемы анодного и катодного процессов при его работе.

2. Влияние концентрации окислителя на скорость коррозии

Продумать опыт, аналогичный опыту а) разбавив раствор в 2 раза. Сделать вывод о влиянии концентрации окислителя на скорость коррозии.

3. Коррозия как результат различного доступа кислорода

Хорошо очистить стальную пластинку наждаком, промыть ее и осушить фильтровальной бумагой. Налить в пробирку большую каплю специально приготовленного реактива. Реактив состоит из 3%-го раствора хлорида гексацианоферрата (III) калия и фенолфталеина. В течение 30 - 40 минут наблюдать появление окраски. Чем оно вызвано? Составьте схему коррозионного процесса, напишите уравнение реакции. 4. Действие защитной пленки оксида Al_2O_3 . В одну пробирку налить раствор CuSO_4 , в другую – CuCl_2 . В каждую из пробирок опустить по кусочку алюминия, покрытого защитной пленкой оксида Al_2O_3 . При разрушении этой пленки возможно вытеснение меди из раствора металлом (алюминием). Вытеснение меди в первой пробирке идет очень медленно, во второй – быстро. Написать уравнения процессов, идущих на пластинах.

5. Коррозия алюминия при удалении защитной оксидной пленки

Положить в пробирку кусочек алюминиевой стружки, залить дистиллированной водой и взболтать. Добавить в пробирку несколько капель гидроксида натрия, нагреть до кипения. После этого жидкость слить, алюминий промыть водой и оставить стоять с водой. Выделение какого газа наблюдается? Дать объяснение. Написать уравнение реакции.

6. Пассивация металлической поверхности.

При обработке железа концентрированной серой или азотной кислотами на его поверхности образуется защитная пленка. Такой процесс называется пассивацией.

Железную пластинку зачистить наждачной бумагой и опустить в 2 н раствор H_2SO_4 . Отметить интенсивность выделения водорода. Перенести пластинку в другую пробирку с 4 - 5 мл дымящейся азотной кислоты, плотностью $1,52 \text{ г/см}^3$ (опыт проводить в вытяжном шкафу). Перенести пластинку из первой пробирки на 2 - 3 мин. Затем снова перенести пластинку в первую пробирку. Наблюдать выделение водорода?

Написать уравнения пассивации железа дымящейся HNO_3 считая, что образовавшаяся на поверхности пленка имеет состав Fe_2O_3 .

7. Защита металла от коррозии пленкой оксида, полученной при термообработке

Очистить наждачной бумагой две стальные проволоки. Одну из них нагреть в пламени спиртовки до появления оксидной пленки цвета «воронова крыла». Эта операция в технике получила название «пассивация». Описать наблюдения и составить уравнения реакций. По скорости появления меди на поверхности проволоки оценить защитные свойства оксидной пленки.

8. Контактная коррозия.

Две пробирки заполнить наполовину дистиллированной водой и добавить в каждую 3 капли 2н раст гексацианоферрата (III) калия, перемешать.

Две железные проволоочки хорошо зачистить наждаком. Одной плотно зажать кусочек цинка, а дру пробирки с растворами. Что наблюдается? Объяснить, как влияет образование гальванических пар на

9. Влияние ингибитора на коррозию металла.

Две железные проволоки зачистить наждачной бумагой, промыть холодной водой и на 2 - 3 мин опус пробирки влить по 10 – 15 капель 0,2 н раствора H_2SO_4 и по 2 – 3 капли $K_3[Fe(CN)_6]$. В одну проби обе пробирки поместить проволоку. Отметить время появления окрашивания раствора в синий цвет в окраски. Какова роль уротропина?

Практическое занятие. Решение задач и упражнений.

Содержание:

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

Задания для самостоятельной работы.

1. Дайте определения понятиям: степень окисления, окислитель и процесс окисления; восстановител
2. Как связаны электронное строение атомов и ионов с их окислительно-восстановительными свой
3. Классификация окислительно - восстановительных процессов. Роль среды в протекании ОВ ре
- 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?

Тема 10. Водород. р- элементы VII-IVA групп. Элементы VIIIA группы. (ОПК-6)

Лекция.

Лекция. Водород. Гидриды . Вода

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

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

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

Лекция. Элементы VIIIA-группы.

Гелий и р -элементы восьмой группы. Положение в периодической системе. Строение атомов. Валент Физические свойства. Характер межмолекулярного взаимодействия. Изменение температур плавлени: Химические соединения. Фториды ксенона и криптона. Принципы их получения. Гидролиз фторидо ксенона.

Клатратные соединения аргона и его аналогов.

Лекция. Элементы VIIA группы.

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Особенности фтора. Физические свойства простых веществ. Формы нахождения галогенов в природе. Общий принцип получения свободных галогенов. Галогеноводороды. Устойчивость молекул. Характер химических связей в молекулах. Химические восстановительные и кислотные свойства. Особенности фтороводородной кислоты. Промышленное применение соляной и плавиковой кислот.

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

Кислородсодержащие кислоты хлора, брома, иода. Строение молекул. Окислительные и кислотные свойства. Соли кислородсодержащих кислот галогенов. Окислительные свойства. Сравнительное применение гипохлоритов, хлоратов, перхлоратов. Окисляющие, горючие и взрывчатые смеси на основе

Лекция. Элементы VIA группы.

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

Пероксид водорода. Строение молекулы. Получение. Устойчивость. Окислительно-восстановительные свойства. Гидриды типа H_2E . Строение молекул. Термическая устойчивость. Физические свойства. Изменение в ряду вода-теллуридов. Химические свойства. Восстановительные и кислотные свойства в ряду сероводород. Свойства. Токсичность халькогеноводородов. Общие принципы их получения. Халькогениды. Гидролиз. Общие принципы получения. Применение.

Гидриды серы H_2Sn . Строение молекул. Устойчивость. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Оксиды. Оксиды элементов (IV, VI). Отношение оксидов к воде, кислотам и щелочам. Окислительные свойства. Применение сернистого газа и его влияние на окружающую среду. Сернистая, селенистая и теллуровая кислоты. Окислительно-восстановительные свойства в ряду сернистая - теллуристая кислоты. Соли. Сульфиты. Окислительно-восстановительные свойства. Получение.

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

Тиокислоты и их соли. Тиосульфаты. Политионовые кислоты и их соли. Пероксотиокислоты. Окислительно-восстановительные свойства. Галогениды серы. Сравнительная устойчивость. Свойства простых веществ. Диоксодихлорид серы.

Лекция. Элементы VA- группы.

Общая характеристика элементов. Строение атомов. Особенности азота. Простые вещества. Особенности модификации. Химические свойства простых веществ. Формы нахождения элементов в природе. Простые вещества.

Гидриды EH_3 . Строение молекул. Образование и устойчивость ионов аммония и фосфония. Приобретение. Аммиак. Получение. Химические свойства аммиака. Амминокомплексы. Соли аммония. Амиды, и аммиака. Применение аммиака.

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

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

Оксиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута. Особенности строения. Отношение к воде, кислотам. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Фосфорные кислоты (пиро-) и полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота и ее соли. Строение молекул. Окислительно-восстановительные свойства. Получение ортофосфорной кислоты. Ее применение. Фосфорные удобрения.

В пробирку прибора, описанного в предыдущем опыте, всыпать немного алюминиевых стружек и натрия. Наблюдать выделение газа. Если реакция идет медленно, осторожно подогреть. Закрывать пробирку, убедившись в полноте вытеснения воздуха из пробирки (как в предыдущем опыте), поджечь выделяющийся газ.

Опыт 3.

Опыт 3. Восстановление Перманганата калия атомарным водородом.

В разбавленный раствор серной кислоты добавить несколько капель раствора перманганата калия и одну из них бросить кусочек цинка, в другую пропустить водород из аппарата Киппа. Сравнить скорости протекания реакций в пробирках. Объяснить разницу в скорости изменения цвета. Уравнение реакции восстановления водородом:

**Лабораторная работа «Хлор и хлороводород. Кислородные соединения хлора»**

Реактивы и материалы. 1) Оксид марганца (IV). 2) Дихромат калия. 3) Перманганат калия 4) Оксид кальция. 5) Карбонат кальция. 6) Хлорид натрия NaCl. 8) Медь (тонкая медная проволока). 9) Сурьма (порошок). 10) Цинк (гранул.). 14) Индикаторная бумага. 15) Фильтровальная бумага. 16, Вата. 17) Лед. 18) Песок. 19) Пробки.

Растворы. 1) Соляная кислота ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). 2) Серная кислота (2 н. и $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). 3) Гидроксид натрия (2 н. и 40%-ный). 4) Нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.). 5) Водный раствор лакмуса. 6) Индиго. 9) Сероводородная вода H_2S или раствор Na_2S 10) Сульфат хрома (III) (0,5 н.). 11) Гидроксид калия KOH (2 н.).

Опыт 1. Получение хлора.

а) В три пробирки насыпать понемногу следующих веществ: в первую — оксида марганца (IV), во вторую — перманганата калия. В каждую пробирку прилить по 1 мл концентрированной HCl ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). Слегка подогреть. Наблюдать происходящие процессы. Определить выделяющийся газ по цвету (и запаху (соблюдать осторожность!)). Написать уравнения реакций получения хлора, составить схемы переходов хлора в проведенных реакциях MnO_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, KMnO_4 ?

б) В колбу Вюрца поместите 10-15 г тщательно растертого в фарфоровой ступке перманганата калия и воды (1-2 мл). В капельную воронку налейте под наблюдением преподавателя концентрированную соляную кислоту. Для получения равномерного тока медленно приоткройте кран капельной воронки и добавляйте кислоту к перманганату калия. (полученный хлор использовать в опытах 2,3 и опыте «кислородные соединения хлора»).

Опыт 2. Взаимодействие хлора с металлами.

а) Накалить в пламени горелки пучок тонких медных проволочек и тотчас опустить их в сосуд с остывающим раствором. Каков цвет полученного раствора? Написать уравнения реакций.
в) Небольшое количество свежерастертого порошка сурьмы постепенно всыпать с листа бумаги в бромоводородную воду. Каков состав получающихся хлоридов сурьмы? Написать уравнения реакций.

Опыт 3. Хлорная вода и ее свойства.

а) Налить в пробирку на 2/3 холодной воды и насытить ее хлором (пропускать хлор в течение 2—4 мин через белую бумагу) и запах полученной хлорной воды (осторожно!). Полученную хлорную воду сохранить в темной бутылке.

б) К небольшой порции полученной хлорной воды прилить нейтральный раствор лакмуса. Что наблюдается? Добавить несколько капель раствора нитрата серебра. Объяснить результаты опытов и написать уравнения реакций в ионных формах.

в) В три пробирки налить понемногу: в одну — раствор индиго, в другую — раствор фуксина и фиолетовыми чернилами. Прилить во все пробирки по несколько капель хлорной воды и взболтать. Объяснить наблюдаемые явления.

г) Налить в две пробирки по небольшой объем хлорной воды. В одну из них добавить несколько капель раствора сероводородной воды. Отметить происходящие изменения. Сохраняется ли запах хлорной воды? Написать уравнения реакций. К каким типам окислительно-восстановительных реакций они относятся?

д) В пробирку с раствором сульфата хрома (III) прилить избыток раствора гидроксида калия и дождаться изменения окраски раствора. Написать уравнения реакций, имея в виду, что ионы Cr^{3+} переходят в ионы CrO_4^{2-} .

е) Налить в пробирку немного воды и, погрузив ее в снег или лед, насытить воду хлором. Наблюдать за кристаллами состава $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Вынуть пробирку с кристаллами, нагреть ее осторожно рукой. Наблюдать за таянием кристаллов.

Опыт 4. Получение хлороводорода и его свойства.

В колбу Вюрца поместить 15—20 г хлорида натрия. В капельную воронку влить концентрированной ввести в сухой сосуд для собирания хлороводорода так, чтобы трубка доходила почти до дна. Закомочком ваты. Рядом с прибором поставить кристаллизатор с водой. Из капельной воронки и происходящими изменениями реагирующих веществ. Для ускорения реакции колбу слегка подогреть отверстие сосуда, появится туман (объяснить причину его образования), нагревание колбы прекратить опустить в колбу с водой (держат трубку близко над водой, не опуская ее в воду). Вынув вату, то хлороводородом стеклянной пластинкой. Перевернув сосуд отверстием вниз, погрузить его в крист. пластинку. Объяснить наблюдаемые явления. Какова растворимость хлороводорода в воде?

Затем вынуть сосуд из кристаллизатора, закрыв предварительно под водой стеклянной пластинкой четыре пробирки. Одну часть раствора испытать индикаторной бумажкой. Доказать опытным и хлороводорода является соляной кислотой. Во вторую порцию раствора внести гранулу цинка, в третью — немного карбоната кальция.

Наблюдать происходящие процессы. Написать уравнения реакций получения соляной кислоты и взятых веществами.

Опыт 5. Получение жавелевой воды.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

а) Налить в пробирку разбавленный раствор щелочи, поставить его в стакан с ледяной водой и не раствор хлор (опыт). Почему опыт ведут при охлаждении? Написать уравнение реакции. Сохранить р

Опыт 6. Окислительные свойства жавелевой воды.

а) К раствору индиго или фуксина прилить немного жавелевой воды, полученной в опыте 1 а). Что наблюдается? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

б) Повторить опыт 2 а), взяв подкисленный раствор индиго. Как влияет эта среда на скорость происходящих реакций?

в) По куску окрашенной ткани провести палочкой, смоченной подкисленной жавелевой водой. Объяснить, почему хлор обесцвечивает только влажную ткань?

г) К раствору сульфата марганца (II) прилить небольшой объем жавелевой воды. Что наблюдаете? Обратите внимание на его цвет и запах. Написать уравнение реакции, имея в виду, что ион Mn^{2+} переходит в MnO_2 в воде.

Лабораторная работа «Бром, йод и их соединения»

Реактивы и материалы. Магний (порошок), Иод, Оксид марганца (IV) MnO_2 , Хлорид калия KCl , Бромид калия KBr , Иодид калия KI , Бензол C_6H_6 , Этиловый спирт C_2H_5OH , Индикаторная бумага, Фильтровальная бумага.

Растворы. Серная кислота (конц., $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$, 70%-ная и 2 н.), Гидроксид натрия $NaOH$ (2 н.), Бромид калия KBr (0,5 н.), Иодид калия KI (0,1 н.), Нитрат серебра $AgNO_3$ (0,1 н.), Хлорная вода, Бромная вода, Йодная вода, Фосфорная кислота H_3PO_4 (60%-ная). Сероводородная вода, Раствор индиго или фуксина, Лакмус.

1. Получение брома и йода.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

а) Смешать немного кристаллов KBr и порошка MnO_2 , всыпать в пробирку, прилить несколько капель подогреть. Отметить цвет и запах (осторожно!) выделяющихся паров брома. Написать уравнение реакции.

б) Провести аналогичный опыт с KI . Какое вещество выделяется в виде паров? Каков их цвет и запах? Какую роль выполняет MnO_2 в проведенных реакциях?

в) К раствору KBr приливать по каплям свежеприготовленную хлорную воду. Наличием какого вещества? Добавить к раствору 1 мл бензола. Энергично встряхнуть содержимое пробирки. Отметить цвет раствора и растворимости брома в воде и в органическом растворителе. Написать уравнение реакции взаимодействия.

г) В две пробирки налить по 2-3 мл раствора KI , в одну из них прибавлять по каплям свежеприготовленную бромную воду. Наблюдать за происходящими явлениями. Добавить в каждую пробирку по 1 мл содержимое пробирок. Что происходит? Дать объяснение. Составить уравнения реакций.

Сравнить окислительную активность Cl_2 и Br_2 и проверить свои наблюдения, пользуясь таблицей потенциалов.

2. Свойства брома.

- Налить в пробирку 2—3 мл бромной воды, отметить ее цвет и слегка нагреть. Что наблюдаете?
- В раствор индиго или фуксина прилить немного бромной воды. Объяснить причину происходящих изменений.
- В пробирку с 5 мл бромной воды всыпать небольшими порциями при постоянном взбалтывании по 1 мл раствора. На что указывают происходящие изменения в растворе? Написать уравнение реакции.
- К небольшой порции сероводородной воды (отметить ее цвет и запах) приливать по каплям бромный раствор. Записать наблюдения. Составить уравнение реакции.

3. Свойства йода

- Поместить в сухую пробирку кристаллик йода. Дно пробирки слегка нагреть в пламени горелки. Записать изменение цвета и агрегатного состояния возгоняющегося йода при охлаждении.
- Положить в пробирку несколько кристалликов йода, прилить к ним 5—10 мл воды и сильно взбалтывать. Хорошо ли растворяется йод в воде? К водному раствору с нерастворившимися кристалликами йода прилить 1 мл раствора KI. Записать наблюдения.
- Испытать растворимость йода в этиловом спирте, для этого 1 кристаллик йода опустить в 1—2 мл спирта. Отметить цвет раствора.
- К 2—3 мл сероводородной воды добавлять при взбалтывании равный объем водного раствора йода. Написать уравнение реакции взаимодействия между йодом и сероводородной водой. Написать уравнение реакции.

На основании проведенных опытов сделать вывод о свойствах йода.

4. Действие хлорной воды на смесь растворов йодида калия и бромида калия.

Влить в пробирку по 2—3 капли 2 н. растворов KI и KBr, добавить около 0,5 мл бензола и при постоянном перемешивании каждый раз содержимое пробирки. Следить за цветом бензола. Сначала хлор окисляет йод, который окрашивает слой бензола в вишневый цвет. Затем выделившийся йод окисляется хлором, и бензол обесцвечивается. При добавлении новых порций хлорной воды появляется оранжевая окраска, свидетельствующая о выделении свободного брома. При дальнейшем добавлении хлорной воды окраска исчезает вследствие образования HBrO₃. Написать уравнения реакций. Что является окислителем и восстановителем в этих реакциях?

5. Водородные соединения брома и йода.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

- Поместить в сухую пробирку 0,5 г KBr и прилить немного 70%-ного раствора H₂SO₄, осторожно нагреть. Загрязнен бромоводород, полученный этим способом? Написать уравнения реакций.
- В пробирку поместить немного KI, добавить к нему концентрированной (60%-ной) H₃PO₄ и слабый раствор H₂O₂. Написать уравнение реакции.

6. Восстановительные свойства галогеноводородов.

В три сухие пробирки положить по 1 г измельченных KCl, KBr и KI и прилить в каждую пробирку концентрированной H₂SO₄. Наблюдать появление белых паров в первый момент во всех трех пробирках. Следить за дальнейшими изменениями веществ в пробирках. Объяснить происходящие изменения. Написать уравнения реакций окисления HBr и HI концентрированной H₂SO₄. Расположить галогеноводороды в порядке возрастания их восстановительной активности.

7. Реакции на ионы Br⁻ и I⁻.

Испытать в отдельных пробирках действие ионов Ag⁺ на растворы бромида и йодида. Отметить цвет осадка. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

8. Соли бромноватистой кислоты.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

К небольшому количеству бромной воды приливать по каплям раствор щелочи до появления бледно-розового цвета. Написать уравнение реакции взаимодействия брома с раствором щелочи в молекулярной и ионной форме. До появления осадка прилить еще 1 мл раствора гипобромита, используя для этой цели водный раствор индиго или фуксина.

Лабораторная работа «Кислород. Оксиды. Пероксиды»

I. Кислород. Оксиды.

Реактивы и материалы. 1) Сера (черенковая). 2) Магний (лента). 3) Древесный уголь (кусочки). 4) Железо (проволока). 5) Пероксид натрия Na₂O₂. 6) Оксид марганца (IV) MnO₂. 7) KMnO₄ (тв), 8) Индикаторная бумага. 9) Фильтровальная бумага. 10) Лучинки.

Растворы. 1) Пероксид водорода H_2O_2 3%-ный). 2) Серная кислота (конц. и 2 н.). 3) Гидроксид натрия $NaOH$ (0,5 н.). 4) Иодид калия KI (0,1 н.). 5) Дихромат калия $K_2Cr_2O_7$ (0,5 н.). 6) Перманганат калия $KMnO_4$ (30% и 0,5 н.). 9) Сульфат марганца $MnSO_4$ (0,5 н.). 10) Сульфид натрия Na_2S (0,5 н.). 11) Нитрат серебра $AgNO_3$ (0,1 н.). 12) Нитрат свинца $Pb(NO_3)_2$ (0,5 н.). 13) Нитрат хрома (III) (0,5 н.). 14) Сульфат хрома (III) (0,5 н.). 15) Крахмальный клейстер. 16) Лакмус. 17) Фенолфталеин.

18) Бромная вода. 19) Йодная вода. 20) Сероводородная вода. 21) Хлорная вода. 22) Фуксин. 23) Лакмус.

1. Получение кислорода.

Укрепить вертикально в зажиме штатива сухую пробирку с 0,5 г кристаллического $KMnO_4$ и нагретой лучинкой. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель.

2. Окислительные свойства кислорода.

а) В железную ложечку положить небольшой кусочек серы, зажечь его в пламени горелки и внести опуская ложечку. Сравнить интенсивность горения серы в воздухе и кислороде. После сжигания вли в сосуд и хорошо взболтать, чтобы растворить продукт горения серы в воде.

в) В сосуд с кислородом внести предварительно зажженную ленту магния, держа ее железными щипцами магний: это вредно для глаз!). После сжигания влить в сосуд воду и, закрыв сосуд, взболтать содержимое. К какому классу соединений относятся продукты горения серы, магния в кислороде? Что образуется с водой? Проверить сделанные предположения с помощью индикаторов. Написать соответствующие уравнения.

г) На конце тонкой стальной проволоки, прикрепленной к лучинке, укрепить маленький кусочек угля. затем внести в сосуд с кислородом. Отметить, как горит железо в кислороде. Написать уравнение этой реакции, учитывая, что образуется Fe_3O_4 .

3. Обнаружение пероксида водорода.

Налить в пробирку 1 мл 3%-ного раствора H_2O_2 , добавить 1—2 капли раствора KI и несколько капель смеси 1—2 мл крахмального клейстера. Наблюдать изменение окраски. Написать уравнение реакции.

4. Получение пероксида водорода.

а) Влить в пробирку около 5 мл дистиллированной воды и добавить при помощи палочки 3 - 4 крупинки под краном и прибавлять по каплям разбавленную H_2SO_4 до слабокислой реакции (проба лакмусом). Доказать наличие H_2O_2 в первой порции действием раствора KI в присутствии крахмального клейстера образования H_2O_2 .

5. Каталитическое разложение пероксида водорода.

Налить в пробирку 1—2 мл 3%-ного раствора H_2O_2 , всыпать немного порошка MnO_2 и испытать тлеющей лучинкой. Написать уравнение реакции. Какую роль выполняет MnO_2 в этой реакции?

6. Окислительные свойства пероксида водорода.

а) К 2 мл раствора $Pb(NO_3)_2$ прилить равный объем раствора Na_2S , нагреть до кипения. Обратит внимание на осадок. Написать уравнение реакции. Слить раствор с осадка. Прилить к осадку 3 мл 3%-ного раствора H_2O_2 . окраска осадка? Составить уравнение реакции. Какую роль выполняет в этой реакции H_2O_2 ?

б) К 2 мл раствора $Cr(NO_3)_3$ добавлять раствор $NaOH$ до растворения первоначально образовавшегося осадка. Добавить раствор пероксида водорода. Наблюдать изменение окраски раствора за счет перехода тетрахромат (VI). Какую роль в этой реакции выполняет H_2O_2 ?

7. Восстановительные свойства пероксида водорода.

а) Налить в пробирку 2—3 мл раствора $AgNO_3$ и добавлять по каплям раствор аммиака (не образующийся мути. К полученному раствору прилить 3%-ный раствор H_2O_2 до образования осадка. Испытать тлеющей лучинкой выделяющийся газ. Написать уравнения реакций.

б) Налить в пробирку 1 мл концентрированного раствора $KMnO_4$, 2 мл раствора H_2SO_4 и 1—2 мл 1%-ного раствора H_2O_2 . Нагреть до кипения. Наблюдать изменение цвета раствора. Составить уравнение реакции. Какую роль выполняет H_2O_2 ?

8. Окислительные и восстановительные свойства пероксида натрия.

Поместить в одну пробирку 3—4 мл раствора KI в другую 3—4 мл раствора KMnO_4 . Подкислить с шпателем по щепотке Na_2O_2 . Обратить внимание на изменение цвета обоих растворов. Выделяющий тлеющей лучинкой. Написать уравнения обеих реакций и отметить, окислителем или восстановителем

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

Реактивы и материалы. 1) Сера черенковая. 2) Железо восстановленное. 3) Сульфид натрия Na_2S . 4) Индикаторная бумага. 4) Фильтровальная бумага.

Растворы. 1) Серная кислота H_2SO_4 (2 н.). 2) Сульфид аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ (0,5 н.). 3) Перманганат калия KMnO_4 (0,1 н.). 4) Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (0,5 н.). 5) Соли бария, цинка, алюминия, марганца, кадмия, свинца и меди (0,5 н.). 8) Лакмус.

1. Получение моноклинной серы.

Фарфоровый тигель, заполненный примерно на $\frac{3}{4}$ кусочками черенковой серы, поместить в фарфор кольцо штатива, и медленно нагревать, следя за тем, чтобы сера не потемнела. Когда вся сера расплавится. Оставить серу охлаждаться до тех пор, пока на поверхности ее у стенок тигля начнут появляться кристаллы серы в стакан с водой. Рассмотреть образовавшиеся на стенке сосуда блестящие игольчатые кристаллы. Через некоторое время становятся матовыми, хрупкими. В какую модификацию переходит при этом

2. Получение пластической серы.

Пробирку наполнить до половины ее объема кусочками черенковой серы, укрепить в держателе и осторожно встряхивая. Сера начинает плавиться, образуя желтую, легкоподвижную жидкость. Продолжать нагревать серу, наблюдая последующее изменение ее цвета и вязкости. Объяснить наблюдаемые явления. Дожечь тонкой струей в кристаллизатор с холодной водой. Если сера при этом загорится, закрыть отверстие асбестированной сеткой. Вынуть полученную массу из воды и убедиться в ее эластичности. Сохранить серу до конца занятий, чтобы проследить переход аморфной модификации в кристаллическую. Ка наиболее устойчивой при комнатной температуре?

Объяснить свойства полученного вещества и происходящие с ним изменения.

3. Взаимодействие серы с металлами.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

а) Взаимодействие серы с железом. Приготовить 3,5 г смеси, содержащей эквивалентные количества взят порошок восстановленного железа и серы. Смесь тщательно перемешать стеклянной палочкой в пробирку, укрепить ее вертикально в штативе. Нагреть слегка всю смесь, а затем сильно греть в одном месте смесь раскалится, горелку отставить. Наблюдать за протеканием реакции. Какое вещество образовалось? Отметить его цвет. Написать уравнение реакции.

4. Восстановительные свойства сероводорода.

Поддействовать сероводородной водой на бромную воду и на подкисленные растворы перманганата. Внешние признаки протекания химических реакций вы наблюдаете?

Составить уравнения реакций. Подобрать коэффициенты.

5. Получение и свойства сульфидов металлов.

а) Из растворимых солей цинка, марганца, кадмия, свинца, меди получить осадки сульфидов, используя аммония. Отметить цвет образующихся осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах осадков, поддействовать на них соляной кислотой. Отметить, какие осадки растворились. Дать объяснение, пользуясь значениями произведения растворимости этих сульфидов.

б) Поддействовать на растворы тех же солей сероводородной водой. Почему не из всех растворов выпадают осадки?

6. Гидролиз сульфидов.

а) Несколько кристаллов сульфида натрия растворить в воде. Исследовать характер среды раствора. Изменить окраску индикатора. Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной формах.

б) К раствору соли алюминия прилить раствор сульфида аммония. Нагреть пробирку, отфильтровать осадок, промыть его горячей водой. Доказать экспериментально, что образовавшийся осадок является гидроксидом алюминия. Написать уравнения реакции в молекулярной и ионной форме.

7. Получение оксида серы (IV).

В колбу положить 2—3 ложечки сульфита натрия. В капельную воронку налить концентрированную H_2SO_4 .

Почему для опыта берут твердую соль и концентрированную H_2SO_4 ? Каким методом следует собирать по каплям серную кислоту в колбу. Собрать выделяющийся газ в стакан (или цилиндр) и в две ш наполнения газом хорошо закрыть пробками, а стакан (цилиндр) — стеклянной пластинкой. Затем н мл воды. Для этого отводную трубку от прибора опустить в колбу с водой. Следить за тем, чтобы воду смесью. В конце опыта смесь для получения SO_2 можно слабо подогреть. Пробирки и стакан с ок оксида серы (IV) сохранить для следующих опытов. Написать уравнение реакции получения оксида с для получения SO_2 из Na_2SO_3 соляной или азотной кислотой? Дать объяснение.

8. Свойства оксида серы (IV)

а) Затухание горящей лучинки в оксиде серы (IV).

В пробирку, наполненную оксидом серы (IV), внести горящую лучинку. Что наблюдается? Дать объяс

б) Растворимость оксида серы (IV) в воде.

Пробирку с оксидом серы (IV) опрокинуть в ванну с водой, открыть пробку. Наблюдать поднятие в покачивании пробирки. Объяснить наблюдаемые явления. Закрывать пробирку под водой пробкой и в раствор в две пробирки. В одну пробирку добавить нейтральный раствор лакмуса, в другую брo наблюдаете? На основании этих опытов сделать вывод о химическом характере полученного соединеи Написать выражения констант ступенчатой диссоциации сернистой кислоты и поставить в уравнения К каким по силе электролитам относится сернистая кислота?

9. Окислительные и восстановительные свойства оксида серы (IV) и сернистой кислоты.

а) В стакан, наполненный оксидом серы (IV), внести горящую ленту магния, держа ее щипцами. Ч собой белое вещество, образующееся при реакции? Написать уравнение реакции, имея в виду, что вт сера. Какие свойства проявляет в этом опыте оксид серы (IV)?

б) В пробирке провести опыт взаимодействия сернистой кислоты, полученной в опыте 1 б), с серов мутнеет? Написать уравнение реакции и схему перехода электронов. Какие свойства в этом опыте прс

г) Налить в одну пробирку немного бромной воды, в другую — йодной воды, в третью — раствор п раствор дихромата калия, в последнюю прибавить немного разбавленной H_2SO_4 . Затем во все пр Объяснить изменение цвета растворов во всех пробирках.

Составить уравнения всех четырех реакций и схемы перехода электронов, имея в виду, что ион MnO_4^- ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ - до иона Cr^{3+} . Какие свойства проявляет в этих опытах H_2SO_3 ?

10. Обесцвечивание фуксина сернистой кислотой

К разбавленному раствору фуксина в пробирке прибавить раствор сернистой кислоты. Что наблюда Объяснить происходящие явления. В каких случаях для процессов отбеливания предпочтительнее окислители, например хлор? Почему?

11. Реакция на H_2SO_3 и ее соли.

К свежеприготовленному раствору H_2SO_3 или какой-нибудь ее соли прилить раствор BaCl_2 . Что осадок? Каков его цвет? Испытать растворимость осадка в HCl . Написать уравнение реакции. Объяс HCl . Часто в растворе присутствует ион SO_4^{2-} , образовавшийся при окислении H_2SO_3 , и осадок по опыт лучше проводить следующим образом: в две пробирки поместить по небольшой, но одинаков разбавленной HCl , в другую — такой же объем воды, взболтать. Наблюдать, что помутнение раство меньше, чем во второй.

12. Свойства серной кислоты.

а) Взаимодействие концентрированной серной кислоты с неметаллами

В фарфоровых чашках при осторожном нагревании провести реакции между концентрированной H_2SO_4 с серой, в другой — с углем. Установить (по запаху), какой газ выделяется (осторожно!). Написать у проявляет концентрированная H_2SO_4 в этих реакциях?

б) Действие разбавленной H_2SO_4 на металлы.

Получить у преподавателя образцы металлов (медь, цинк, железо, алюминий и т. п.). Исходя и электрохимическом ряду напряжений металлов, сделать предположительный вывод о возможности металлами и разбавленной H_2SO_4 . Доказать опытным путем, все ли взятые металлы взаимодействуют

Отметить различие в скорости протекания реакций и дать объяснения, используя данные табл потенциалов.

Доказать опытным путем, какой газ выделяется в результате реакций. Написать уравнения реакций. Какой ион является в этих реакциях окислителем?

в) Действие концентрированной серной кислоты на металлы.

1) В пробирке при слабом нагревании провести реакцию между медью и концентрированной серной кислотой (осторожно!), какой газ выделяется. После опыта, когда пробирка остынет, отлить 2—3 мл раствора в воду и взболтать. Отметить цвет раствора и сделать вывод, какие ионы присутствуют в растворе концентрированной H_2SO_4 с медью.

2) Подействовать концентрированной H_2SO_4 на цинк. Пробирку немного подогреть. Установить, какой газ выделяется. Продолжать нагревание. Наблюдать помутнение раствора, объяснить его причину. Фильтровать раствор соли свинца, или по запаху (осторожно!) обнаружить выделение сероводорода. Написать уравнение реакции между цинком и концентрированной H_2SO_4 , отличающихся друг от друга продуктами восстановления. Объяснить разницу в действии концентрированной и разбавленной H_2SO_4 с металлами, используя данные таблицы стандартных электродных потенциалов.

В чем принципиальное отличие этих реакций от реакций взаимодействия разбавленной H_2SO_4 с металлами?

г) Дегидратирующие свойства серной кислоты.

1) Действие серной кислоты на клетчатку. Стеклоочистителем смоченной раствором H_2SO_4 (1 мл) фильтровальной бумаги, а затем подсушить бумагу над пламенем горелки. Объяснить наблюдаемые явления. Написать уравнение реакции дегидратации клетчатки ($C_6H_{10}O_5$).

2) Действие серной кислоты на сахар. В химический стакан (100—150 мл) поместить 10 г мелко истолченного сахара и 4—5 мл концентрированной H_2SO_4 . Размешать стеклоочистителем до образования кашицы и оставить стеклянную палочку в стакане, наблюдать за происходящим. Написать уравнение реакции, объяснить происходящее. Какой из двух образующихся газов можно обнаружить по запаху? (Осторожно!)

д) Взаимодействие серной кислоты с солями других кислот.

Из имеющихся в лаборатории твердых солей подобрать такие, которые будут взаимодействовать с концентрированной H_2SO_4 . Поместить понемногу твердых солей в пробирки. Добавить концентрированную H_2SO_4 и нагреть на водяной бане. Наблюдать запах (осторожно!) получающихся летучих веществ. С помощью мокрой индикаторной бумажки и универсальной индикаторной бумаги определить pH веществ. Написать уравнения соответствующих реакций и дать объяснения.

13. Реакция на ион SO_4^{2-}

Пользуясь таблицей растворимости солей, установить, какие катионы могут являться реактивом для обнаружения SO_4^{2-} . Написать уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Отметить цвет и вид осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. Сравнить действие HCl на $BaSO_3$ и $BaSO_4$. Дать объяснение.

14. свойства тиосульфата натрия.

а) Восстановительные свойства тиосульфата натрия.

В две пробирки с раствором тиосульфата натрия прибавить: в одну — хлорную, в другую — бромную воду. Наблюдать изменение цвета. Как они образовались? Написать уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с хлором и бромом с участием воды и схему перехода электронов. К раствору тиосульфата натрия прилить немного раствора йодной воды. Почему исчезает окраска йода? Написать уравнение реакции между тиосульфатом натрия и йодом.

Лабораторная работа «Азот и его водородные соединения»

Реактивы и материалы. Гидроксид кальция, Нитрат аммония, Сульфат аммония, Хлорид аммония, нитрит натрия, Индикаторная бумажка, Фильтровальная бумага, Лучинка.

Растворы. Гидроксид натрия $NaOH$ (2 н.), Хлорид аммония (насыщ. и 2 н), Фенолфталеин (спиртовой).

1 Получение азота

Положить в пробирку 2 г измельченного нитрита натрия и прилить 4—5 мл насыщенного раствора хлорида аммония с газоотводной трубкой, закрепить в штативе и осторожно нагревать. Через 1—2 мин после выделяющийся газ в цилиндр (широкую пробирку) над водой. После наполнения цилиндра газом закрутить из ванны. Написать уравнение реакции разложения нитрита аммония. Объяснить, почему в смеси солей NaNO_2 и NH_4Cl .

Охарактеризовать физические свойства азота. В цилиндр (пробирку) с азотом внести горящую лучевую известковую воды и взболтать. Изменяется ли известковая вода?

2. Получение аммиака

а) Собрать из сухих пробирок прибор по рисунку

Хлорид аммония и гашеную известь в приблизительно равных объемах тщательно перемешать в фарфоровой ступке. Образование аммиака при этих условиях? Полученную смесь всыпать в пробирку (до половины), закрыть пробкой с газоотводной трубкой и закрепить в штативе так, чтобы дно ее было несколько выше отверстия (почему собирать выделяющийся аммиак в пробирку. (Почему ее надо повернуть вверх дном?) Через пробирку наполнится аммиаком (как в этом убедиться?), осторожно снять ее с трубки, не переворачивая, закрыть следующего опыта.

3. Свойства аммиака.

а) Растворение аммиака в воде. Пробирку с аммиаком, полученным в предыдущем опыте, опустить от воды открыть пробку и слегка покачать пробирку. Что наблюдается? Когда вода перестанет подниматься вынуть ее из ванны. Испытать полученный раствор индикаторной бумажкой. Объяснить наблюдаемую реакцию. Часть полученного раствора нагреть до кипения. Изменяется ли интенсивность запаха?

Прокипятить раствор 2—3 мин, испытать его реакцию индикаторной бумажкой. Отметить ее цвет. В равновесия устанавливаются в водном растворе аммиака? Как смещаются эти равновесия при нагревании?

3. Реакция на ион аммония.

В пробирку налить немного раствора соли аммония, например NH_4Cl , прибавить 1—2 мл раствора фенолфталеина, не касаясь ее стенок, смоченную водой индикаторную бумажку. Как изменилась реакция?

Так как из всех газов только аммиак с водой образует щелочь, то изменение цвета индикаторной бумажки в растворе присутствует ион NH_4^+

В том случае, когда объем выделяющегося аммиака довольно большой его можно обнаружить по запаху.

4. Термическое разложение солей аммония.

а) В стеклянную трубку (длиной 20—25 см) поместить посередине NH_4Cl плотным слоем толщиной 1—2 см спрессовывая соль при помощи палочек. В каждый конец трубки положить по кусочку влажной индикаторной бумажки. Укрепив трубку в штативе наклонно, нагревать нижнюю часть слоя (рис. 1) до тех пор, пока индикаторная бумажка в концах трубок не изменит своего цвета. Под действием каких газов произошло это изменение? Написать уравнение реакции разложения хлорида аммония.

б) Положить несколько кристаллов $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ на крышку тигля и нагреть на сетке. При 357 °C (температура плавления) аммиак и плавящаяся; расплавленная масса состоит из смеси гидросульфата и сульфата аммония. Объяснить, проделав соответствующий опыт. Написать уравнение разложения сульфата аммония,

в) На крышку тигля поместить несколько кристаллов NH_4NO_3 и осторожно нагреть на сетке при слабом нагревании. Остается ли на крышке тигля какое-либо вещество после разложения всех кристаллов? Написать уравнение разложения электронов.

Сравнить результаты опытов а), б) и в) и объяснить, как влияет природа аниона на характер разложения.

5. Возгонка хлорида аммония.

Поместив на дно пробирки очень немного NH_4Cl , нагревать его, держа пробирку наклонно. Наблюдать в пробирке. Определить опытным путем, отличается ли возгонное вещество по составу от исходного.

«Кислородные соединения азота»

Реактивы и материалы. 1) Алюминий (кусочки). 2) Медь (стружки и проволока). 3) Олово (гранул.). 4) Цинк (гранул.). 5) Железо (опилки). 6) Сера (кусочки). 7) Нитрат калия KNO_3 .

8) Нитрат меди 9) Нитрат натрия 10) Нитрат серебра. 11) Индикаторная бумага. 12) Фильтровальная бумага. 13) Лучинка. 14) Кусочек шерстяной ткани.

Растворы. 1) Азотная кислота ($r = 1,41$ г/мл, 1:1 и 2 н.). 2) Серная кислота (2 н.). 3) Соляная кислота (2 н) 4) Сульфат железа (II) (свежеприготовленный, насыщ.). 5) Иодид калия KI (0,1 н.). 6) Перманганат калия (0,1 н.). 7) Нитрит натрия (1 н.). 8) Лакмус (или фуксин). 9)

1. Получение и свойства оксида азота (II).

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

Собрать прибор по рисунку. В колбу поместить 10—15 г медных стружек, в капельную воронку и кислоту. Прилить немного кислоты к медным стружкам. Если реакция сразу не начнется, очень слабо п газа в колбе. Когда выходящий из трубки газ на воздухе начнет окрашиваться в бурый цвет (почему?), Если потребуется, понемногу приливать кислоту из воронки в колбу. После наполнения цилиндров водой стеклянными пластинками, вынуть из ванны и сохранить их до опыта 3. Отметить цвет газа. На После выполнения опыта 3 г) осторожно нагреть содержимое колбы до полного растворения осадка фильтрат в фарфоровой чашке до небольшого объема и охладить.

Наблюдать образование кристаллов соли. Каков их состав?

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

2. Свойства оксида азота (II)

а) В цилиндр (банку) с оксидом азота (II) внести горящую лучинку. Что происходит? Дать объяснение в) Открыть цилиндр (банку) с оксидом азота (II) и на фоне белой бумаги наблюдать за изменением ок вещества? Написать уравнение реакции. Какое свойство проявляет в ней оксид азота (II)?

г) Налить около 1 /4 пробирки свежеприготовленного насыщенного раствора сульфата железа (II) и азота (II). Отметить, как изменяется цвет раствора. Написать уравнение реакции образования нитратов. Что происходит? Объяснить наблюдаемое явление. Для какой цели используется реакция?

3. Получение оксида азота (IV)

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

а) Собрать прибор по рисунку . В колбу положить немного медных стружек, в воронку налить 5— кислоты. Кислоту вливать в колбу небольшими порциями. Собрать выделяющийся газ в три цилиндра их стеклянными пластинками, сохранить для опыта 6. Какой цвет газа? Написать уравнение реакции.

(Опыты а) и в) проводить в вытяжном шкафу)

а) Испытать, горят ли в оксиде азота (IV) тлеющая лучинка. Написать уравнение реакции. Сопоставить результатами опыта 3, сделать вывод, какой оксид азота легче отдает кислород.

б) Опустить цилиндр (пробирку) с оксидом азота (IV), полученным в опыте 5 а), в ванну с водой и происходит? Когда уровень воды в цилиндре перестанет изменяться, закрыть цилиндр стеклянной Испытать полученный раствор индикаторной бумажкой. Объяснить наблюдаемые явления. Написать :

4. Образование и распад азотистой кислоты.

Охладить в пробирке 2—3 мл раствора нитрита натрия NaNO_2 снегом (льдом) и затем прибавить к и Отметить цвет раствора и цвет газа над ним. Объяснить, почему охлаждается раствор, какое вещество состав газа. Написать уравнения реакций.

5. Окислительные и восстановительные свойства азотистой кислоты.

а) Налить в пробирку 2—3 мл раствора KI, подкислить его разбавленной H_2SO_4 и затем прибавить Объяснить изменение цвета раствора. Как доказать, какое выделилось вещество? Написать уравнение

б) К подкисленному разбавленной H_2SO_4 , раствору KMnO_4 прилить раствор NaNO_2 . Что происходит в виду, что одним из продуктов является соль Mn (II). Какие свойства проявляет HNO_2 в опытах а) и б

6. Свойства азотной кислоты.

а) Разложение при нагревании. Налить 1 —2 мл HNO_3 , в пробирку и укрепить последнюю вертика. кислоту. Внести в пробирку тлеющую лучинку, держа ее щипцами. Что наблюдается? Написать уравн

б) Действие концентрированной азотной кислоты на металлы. В одну пробирку положить кусочек и затем прибавить концентрированной HNO_3 . Какой выделяется газ? Написать уравнения реакций, им образуется H_2SnO_3 .

в) Действие разбавленной азотной кислоты на металлы. Положить в пробирку немного железных умеренно разбавленной HNO_3 . Какой выделяется газ? Написать уравнение реакции. В одну пробирку — кусочек олова и прилить в обе пробирки сильно разбавленную HNO_3 . В течение нескольких мину раствор с непрореагировавшего металла и доказать наличие в растворе иона NH_4^+ Написать уравнени

г) Пассивирование алюминия «дымящей» азотной кислотой. В пробирку налить немного 2 н. раств. алюминия. Что наблюдается? Затем вынуть кусочек алюминия из кислоты, промыть его водой и, поместить в HNO_3 , полученную в опыте 10. Через 3—4 мин осторожно вынуть алюминий и, промытый, погрузить в HCl . Выделяется ли теперь водород? Дать объяснение.

д) Действие концентрированной азотной кислоты на неметаллы. В фарфоровую чашку налить не-бросить кусочек серы и нагреть. Что происходит? После охлаждения жидкости вылить ее в пробирку H_2SO_4 . Написать уравнения реакций.

ж) Разрушение органических веществ азотной кислотой. На кусочек шерстяной ткани нанести концентрированного раствора HNO_3 . Наблюдать, что происходит с шерстью.

7. Разложение нитратов при нагревании.

(Опыты б) и в) проводить в вытяжном шкафу)

а) Прокалить в пробирке, закрепленной в штативе, около 1 г NaNO_3 . Наблюдать выделение газа. До-к-вещество остается в пробирке, проделав опыты после ее охлаждения. Написать уравнения реакций. разлагается KNO_3 .

б) Несколько кристалликов $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \times 3\text{H}_2\text{O}$ поместить в пробирку, закрепить ее горизонтально в шт-какие изменения происходят с солью. Какие выделяются газы? Что остается в пробирке после опыта?

в) Накалить в пробирке несколько кристалликов AgNO_3 . Какие выделяются газы? Что осталось в реакции.

Сравнить результаты опытов и указать, как зависит характер разложения нитратов от активности и-Объяснить, почему при нагревании этих солей образуются различные продукты.

Лабораторная работа «Соединения Фосфора». «Сурьма, висмут и их соединения»

Реактивы и материалы. Костяная зола (или фосфорит), Дигидроортофосфат натрия NaH_2PO_4 , Гидроортофосфат натрия Na_2HPO_4 , Сурьма (порошок), Нитрат висмута(III), Хлорид сурьмы (III), Индикаторная бумага, Фильтровальная бумага.

Растворы. 1) Азотная кислота HNO_3 (конц и 2 н.), Серная кислота H_2SO_4 (конц и 1:1), Уксусная кислота CH_3COOH (2 н.), Ортофосфорная кислота H_3PO_4 (1 н.). Соляная кислота HCl (конц., $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$, Молибдат аммония (2%-ный), Хлорид кальция (2 н.), Фосфат натрия Na_3PO_4 (1 н.), Дигидрофосфат натрия NaH_2PO_4 (1 н.), Гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 (1 н.), Карбонат натрия (2 н.), Нитрат серебра AgNO_3 (0,1 н.), Ацетат натрия (0,5 н.), Хлорид железа (III) FeCl_3 (1 н.), Сульфат алюминия (1 н.), Иодид калия KI (0,1 н.).

Опыт 1. Реакции на ионы фосфорных кислот.

а) К раствору гидрофосфата натрия прилить раствор AgNO_3 . Что представляет собой выпавший о-отношение осадка к раствору азотной кислоты. Написать соответствующие уравнения реакций.

б) К небольшому объему раствора молибдата аммония, подкисленного раствором HNO_3 , прибавить или ее соли. Смесь нагреть. Что наблюдается? Каков вид и цвет осадка?

в) К растворам мета- и дифосфата натрия в отдельных пробирках прилить раствор AgNO_3 . Каков ц-отношение осадков к раствору HNO_3 . Написать уравнения реакций. В какой среде осаждаются сол-кислот?

г) Налить в две пробирки немного раствора белка в воде. Прилить в одну пробирку раствор метафос-дифосфата натрия, затем в обе пробирки добавить раствор уксусной кислоты. Наблюдать, что про-смесью метафосфата натрия и уксусной кислоты. На основании опытов а), б), в), г) сделать вывод, к PO_3^- , $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$, PO_4^{3-} в растворе?

Опыт 2. Получение фосфорных кислот.

Получение ортофосфорной кислоты из костяной золы или фосфорита

Поместить в пробирку немного костяной золы или тонко измельченного фосфорита и добавить рас-прокипятить и затем отфильтровать жидкость от осадка, доказать присутствие в фильтрате ортофо-опыта раствор молибдата аммония. Написать уравнения реакций.

Опыт 3. Соли ортофосфорной кислоты.

а) Фосфаты натрия и их гидролиз. По величине константы диссоциации ортофосфорной кислоты гидролизу фосфаты щелочных металлов. На какой ступени должен практически остановиться гидролиз? Проверить свои предположения, испытав растворы гидро-, дигидрофосфата и фосфата натрия и уравнение реакции гидролиза фосфата натрия по первой ступени. Накопление каких ионов препятствует соли? Определить pH растворов с помощью универсальной индикаторной бумаги.

б) Получение фосфатов кальция. Используя имеющиеся в лаборатории реактивы, получить гидро-, дигидрофосфаты кальция. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о растворимости в воде полученных солей. Какое отношение осадка к фосфорной кислоте. Что происходит? Дать объяснение. Написать уравнение реакции.

в) Получение фосфатов железа и алюминия. В одну пробирку налить немного раствора хлорида железа (III) и алюминия. В каждую из пробирок добавить немного раствора ацетата натрия и гидрофосфата натрия. Что они собой представляют? Какую роль играют ацетат-ионы? Написать уравнения реакций получения осадков. Испытать отношение осадков к раствору HCl.

Сурьма. Висмут

1 1. Взаимодействие сурьмы с концентрированным раствором серной кислоты.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

Внести в пробирку несколько маленьких кристаллов сурьмы и добавить немного концентрированной серной кислоты. Нагреть осторожно небольшим пламенем горелки. Какой газ выделяется в реакции? Написать уравнение реакции.

1 2. Получение и свойства гидроксида сурьмы (III).

а) Получить осадок гидроксида сурьмы (III). Избегать избытка щелочи. Отметить цвет и вид осадка. Написать уравнение реакции.
б) Разделить полученный осадок на две части. Испытать его отношение к раствору HCl и тетрагидроксохлорида (III) натрия $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$ сохранить для опыта 3.

Сделать вывод о химических свойствах гидроксида сурьмы (III). Написать уравнения реакции в молекулярной и ионной форме.

1 3. Восстановительные свойства тетрагидроксохлорида (III) натрия.

К раствору AgNO_3 прибавлять по каплям раствор аммиака до растворения первоначально появляющегося осадка. Добавить раствор тетрагидроксохлорида (III) натрия $\text{Na}[\text{Sb}(\text{OH})_4]$, полученный в опыте 8 б), и нагреть. Написать уравнение реакции и схему перехода электронов. Какие свойства проявляет тетрагидроксохлорид?

1 4. Гидролиз солей сурьмы (III).

Немного хлорида сурьмы (III) растворить в нескольких каплях воды. Раствор испытать индикаторно-красочной бумагой. Прибавить дистиллированной воды до появления осадка. Объяснить, почему при разбавлении появляется осадок. Написать уравнение реакции гидролиза хлорида сурьмы (III), учитывая, что выпавший осадок сурьмы (III) SbOCl . Как он образуется?

Добавить к полученному осадку несколько капель концентрированного раствора HCl. Наблюдать происходящие явления. При дальнейшем разбавлении раствора водой наблюдать снова выпадение осадка.

1 5. Получение сурьмяной кислоты и ее свойства.

а) Немного порошка сурьмы нагревать в пробирке с концентрированным раствором HNO_3 до тех пор, пока не появится белый, почти нерастворимый в H_2O и HNO_3 порошок сурьмяной кислоты. Полученный осадок промыть водой. Координационная формула наиболее важной из сурьмяных кислот имеет вид $\text{H}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$. Написать уравнение реакции, получившееся при взаимодействии сурьмы с концентрированными растворами HNO_3 .
б) Осадок сурьмяной кислоты разделить на две пробирки. Испытать отношение осадка к раствору HCl. Сделать вывод о химических свойствах сурьмяной кислоты. Полученный осадок испытать (опыт в). Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

в) Окислительные свойства соединений сурьмы (V). К раствору KI прилить немного раствора хлорида сурьмы (V) (116). Доказать присутствие свободного иода. Написать уравнение реакции и показать переход электронов в этой реакции?

Соединения висмута

1 1. Получение оксида висмута(III).

Несколько кристалликов нитрата висмута (III) прокалить на крышке тигля до разложения соли. Какое отношение осадка к оксиду висмута (III). Отметить их цвет. Наблюдать последующее изменение цвета продукта реакции, происходящее при разложении нитрата висмута (III).

1 2. Получение и свойства гидроксида висмута (III).

Из нитрата висмута (III) получить гидроксид висмута (III). Написать уравнение реакции получения отношения полученного осадка к разбавленному раствору кислоты и к избытку раствора щелочи. ¹ проявляет гидроксид висмута? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

1 3. Гидролиз солей висмута (III).

Немного нитрата висмута растворить в нескольких каплях воды. Полученный раствор испытать на изменение цвета индикатора. Раствор разбавить дистиллированной водой до выпадения осадка. гидролиза, учитывая, что выпавший осадок представляет собой BiONO_3 . Как он образуется?

Лабораторная работа. Углерод и его соединения.

Реактивы и материалы. 1) Древесный уголь активированный. 2) Магний (лента). 3) Карбонат кальция CaCO_3 . 4) Мрамор (или мел). 5) Карбонат магния MgCO_3 . 6) Гидрокарбонат натрия NaHCO_3 . 7) Карбонат натрия Na_2CO_3 . 8) Щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. 9) Индикаторная бумага. 10) Вата. 11) Лучинки. 12) Фильтровальная бумага. 13) Стаканы (или банки) емкостью
Растворы. 1) Серная кислота H_2SO_4 (конц., разб. 1:3). 2) Соляная кислота HCl (1:4; 2 н.). 3) Гидроксид натрия NaOH (2 н.). 4) Карбонат калия (2 н.). 5) Гидрокарбонат натрия (1 н.). 6) Карбонат натрия (2 н.). 7) Нитрат свинца (0,5 н., 0,01 н.). 8) Иодид калия KI (0,01 н.). 9) Нитрат серебра (0,1 н.). 10) Гидроксид кальция Ca(OH)_2 (насыщ.). 11) Нейтральный раствор лакмуса. 12) Раствор фуксина, фиолетовых чернил. 13) Ацетат свинца (0,01 н.).

1 1. Адсорбционная способность древесного угля.

а) Воду в колбе или стакане слегка окрасить фиолетовыми чернилами или фуксином. Внести в нее уголь и сильно взболтать. Затем отфильтровать. Как изменился цвет раствора? Дать объяснение.

б) В пробирку с несколькими каплями 0,01 н. раствора нитрата или ацетата свинца (II) внести 1—2 к: Что наблюдается? Написать ионное уравнение реакции. В другую пробирку влить 1—2 мл того же него мелко измельченного активированного древесного угля. Закрыть пробирку пробкой и сильно вз: фильтрат внести 1—2 капли 0,01 н. раствора иодида калия. Выпадает ли осадок в этом случае? Объяс обусловливается высокая адсорбционная способность древесного угля?

1 2. Получение и свойства оксида углерода (II).

В колбу Вюрца поместить 5 г щавелевой кислоты (можно муравьиной), а в делительную воронку на H_2SO_4 . Небольшими порциями приливать к щавелевой кислоте концентрированную H_2SO_4 и смесь: после начала реакции, собрать выделяющийся газ в цилиндр над водой. Закрыть цилиндр под водой: кристаллизатора и сохранить для следующего опыта.

б) Открыв цилиндр, поджечь собранный в опыте б а) газ. Вливать в цилиндр воду, пока весь газ не бу: на цвет пламени. Составить уравнения реакций получения оксида углерода (II) и его горения. Поч: углерода (II) разложением щавелевой кислоты его следует пропускать через раствор щелочи?

в) Налить на 1/4 пробирки раствора AgNO_3 и добавить к нему по каплям водного раствора аммиак: образующегося осадка оксида серебра Ag_2O . Затем нагреть раствор и пропустить в него ток ок: применявшегося в опыте б а), предварительно сменив газоотводную трубку на трубку, согнутую п: металлического серебра в виде черного порошка. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и

1 3. Получение и свойства оксида углерода (IV)

а) В аппарат Киппа положить кусочки мрамора и налить раствор HCl (1:4). Наблюдать выделение газ: цели раствор H_2SO_4 ?

б) Выделяющийся из аппарата Киппа газ пропустить в пробирку с водой, подкрашенной нейтр: наблюдается? Написать уравнения реакций, происходящих при получении CO_2 и растворении его в воде, подкрашенный лакмусом, прокипятить. Изменяется ли цвет? Выразить уравнениями равновесие оксида углерода (IV). Как сместить это равновесие? Каким способом можно собирать CO_2 ?

в) Взять для опыта два стакана (или банки). Один из них наполнить CO_2 из аппарата Киппа. Проверит: с помощью горящей лучинки, поднесенной к отверстию стакана. В другой стакан бросить маленький поджечь его горящей лучинкой. Затем осторожно перелить CO_2 из первого стакана во второй. Что г: горящей лучинки, остался ли CO_2 в первом стакане. Какой вывод можно сделать о плотности CO_2 ?

г) В стакан, наполненный CO_2 , внести подожженную на воздухе ленту магния, держа ее щипцами. полученным продуктам прибавить немного разбавленного раствора HCl и взболтать. Оба ли веществ собой частички черного цвета? Написать уравнения реакций. Отметить роль оксида углерода в окислительно-восстановительных процессах.

1 4. Образование солей угольной кислоты.

а) В пробирку с известковой водой пропускать в течение 2—3 мин быстрый ток CO_2 . Какие происходят реакции. Назвать образующиеся соли. Написать их графические формулы. Сделать вывод об их растворимости. Раствор оставить для следующего опыта.

б) Раствор, полученный в опыте а), разлить в две пробирки.

Одну из них нагреть, в другую добавить известковой воды. Написать уравнения происходящих реакций.

в) Пробирку, наполненную CO_2 и закрытую пробкой, опрокинуть в кристаллизатор с разбавленным раствором CaCl_2 и пробку. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции. (После проведения данного опыта).

1 5. Гидролиз солей угольной кислоты.

Испытать действие растворов Na_2CO_3 , NaHCO_3 , K_2CO_3 на нейтральный раствор лакмуса. Написать уравнения в молекулярной и ионной форме. Какая соль в большей степени подвергается гидролизу: Na_2CO_3 или NaHCO_3 .

1 6. Свойства солей угольной кислоты.

а) Испытать отношение к воде и к растворам HCl и CH_3COOH следующих солей: Na_2CO_3 , MgCO_3 . Написать уравнения в молекулярной и ионной форме. Объяснить наблюдаемые явления.

б) Испытать отношение к нагреванию Na_2CO_3 , NaHCO_3 и CaCO_3 .

Для этого небольшие порции солей прокалить в пробирках с газоотводными трубками (опущенными в воду). Наблюдать за происходящим. Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа «Кремний и его соединения»

Реактивы и материалы. 1) Мрамор или мел CaCO_3 . 2) Индикаторная бумага. 3) Фильтровальная бумага. 4) Стеклянная трубка (легкоплавкая). 5) Защитные очки.

Растворы. 1) Соляная кислота HCl (конц., $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ и разб. 1:1). 2) Хлорид аммония (насыщ.). 3) Силикат натрия (10%)

1. Получение кремниевой кислоты.

а) *Получение гидрогеля кремниевой кислоты.*

К 5 мл концентрированного раствора силиката натрия прибавить 2—2,5 мл разбавленного раствора HCl и перемешать жидкость стеклянной палочкой. Вследствие выделения кремниевой кислоты все содержимое пробирки превратится в студень. Написать уравнение реакции.

б) *Получение гидрозоля кремниевой кислоты.*

К 3—5 мл раствора силиката натрия прибавить немного концентрированной HCl . Получается коллоид. Нагреть его до кипения. Что наблюдается?

в) *Вытеснение кремниевой кислоты из ее солей.*

В раствор силиката натрия пропустить ток CO_2 из аппарата Киппа. Наблюдать образование кремниевой кислоты. Написать уравнение реакции. Какая из кислот — H_2SiO_3 или H_2CO_3 — является более слабым электролитом?

2. Гидролиз солей кремниевой кислоты.

а) Испытать нейтральным раствором лакмуса раствор силиката натрия. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

б) К 1—2 мл концентрированного раствора силиката натрия прилить при помешивании 2—3 мл насыщенного раствора HCl . Наблюдать образование осадка и газа. Написать уравнения гидролиза в молекулярной и ионной форме.

3. Выщелачивание стекла.

Кусочек стеклянной трубки нагреть в пламени горелки и быстро опустить в стакан с водой. Трубка лопнет. Добавить в стакан фарфоровую ступку и, добавив небольшой объем дистиллированной воды, перетереть их в мелкий порошок. Затем в ступку добавить несколько капель раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Дать объяснение. Какую роль играют в выщелачивании стекла ионы Na^+ и Ca^{2+} ? Записать формулу $\text{Na}_2\text{O} \cdot x\text{CaO} \cdot y\text{SiO}_2$.

Задания для самостоятельной работы

1. Написать электронную формулу атома кремния. Начертить схему распределения электронов по энергетическим уровням.
2. Какую степень окисления проявляют атомы кремния в соединениях? Привести примеры. Каковы окислительно-восстановительные реакции? Написать уравнения реакций.

3. В чем сходство и различие химических свойств водородных соединений углерода и кремния? Да уравнений соответствующих реакций.
4. Написать уравнения реакций получения силицидов, оксида кремния (IV) и кремниевых кислот соединений.
5. Сравнить свойства оксидов и гидроксидов кремния и углерода, привлекая сведения по теории стро-

Лабораторная работа «Олово, свинец и их соединения»

Реактивы и материалы. 1) Олово. 2) Цинк (гранул.). 3) Свинец (кусочки). 4) Оксид олова (IV) 5) Сурик. 6) Хлорид олова (II). 7). Фильтровальная бумага. 8) Индикаторная бумага.

Растворы. 1) Серная кислота (конц., $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 2) Соляная кислота (конц., $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 3) Азотная кислота (конц., $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 4) Гидроксид натрия NaOH (40%-ный и 2 н.). 5) Водный раствор аммиака (2 М). 6) Хлорид олова (II) (0,5 н.). 7) Хлорид олова (IV) (0,5 н.). 8) Нитрат висмута (III) (0,5 н.). 9) Нитрат свинца (II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ (0,5 н.). 10) Иодид калия (0,1 н.). 11) Хромат калия (0,5 н.). 12) Сероводородная вода. 13) Хлорид натрия NaCl (0,5 н.). 14) Сульфат натрия (0,5 н.).

Олово

1. Получение олова.

а) Пользуясь данными таблицы стандартных электродных потенциалов, подобрать металл, способ раствора его соли. Прodelать соответствующий опыт, используя один из имеющихся в лаборатории олова. Написать уравнение реакции.

2. Окисление олова кислородом воздуха.

Нагреть кусочек олова в железной ложечке на паяльной горелке. Наблюдать образование SnO_2 . Напис

3. Взаимодействие олова с кислотами.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

В шесть пробирок поместить по 2 кусочка олова и подействовать в отдельности разбавленными и кислот HCl , H_2SO_4 и HNO_3 сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Набл Составить уравнения реакций, учитывая, что при взаимодействии олова с разбавленной HNO_3 (на х аммония, а при взаимодействии с концентрированной H_2SO_4 продукт реакции — оксид серы (IV).

4. Взаимодействие олова со щелочами.

Поместить в пробирку 2—3 кусочка олова и прилить концентрированный раствор щелочи. Наблюд доказать, что выделяющийся газ — водород? Написать уравнение реакции, имея в виду, что образуетс

5. Получение и свойства гидроксида олова(II)

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид олова (II). Избегать избытка щелочи. осадка. Испытать действие на гидроксид олова (II) кислоты и щелочи. Написать уравнения реакций Дать объяснение.

6. Оловянные кислоты и их свойства.

(Опыт б) проводить в вытяжном шкафу)

а) К раствору хлорида олова (IV) добавлять по каплям водный раствор аммиака до образования белс кислоты. Определить опытным путем отношение ее к кислотам и щелочам. Написать уравнения р форме.

б) Кусочек олова облить в фарфоровой чашке концентрированным раствором HNO_3 и нагреть до к белого осадка в-оловянной кислоты. После охлаждения содержимое чашки разбавить водой и пром отношение в-оловянной кислоты к концентрированным растворам HCl и KOH . Наблюдения записать -оловянных кислот?

7. Гидролиз хлорида олова(III).

Несколько кристалликов $\text{SnCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ растворить в возможно малом объеме воды, прибавляя ее по индикаторной бумажки, подвергается ли соль гидролизу. Полученный концентрированный раствор ра влияет разбавление на степень гидролиза соли? Написать уравнение реакции гидролиза. Доказат гидролиза является обратимой. Объяснить механизм происходящих процессов.

8. Восстановительные свойства Sn^{2+}

б) Получить раствор гидроксостанната натрия (II) и добавить к нему небольшой объем растворимой Составить уравнения реакций, имея в виду, что сначала образуется осадок гидроксида висмута (II) металлический висмут. Какие свойства проявляет гидроксостаннат (II)?

9. Получение сульфидов олова.

а) Налить в две пробирки небольшой объем раствора хлорида олова (II). Получить сульфид олова, и одной пробирке сульфид аммония, а в другой — сероводородную воду. Отметить цвет и характер полноту осаждения в том и другом случае. Объяснить наблюдаемые явления. Испытать отношение сульфидов к окислителям. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Свинец.

Правила работы со свинцом

Соединения свинца ядовиты, поэтому после проведения опытов с соединениями свинца необходимо тщательно вымыть руки водой с мылом.

10. Получение свинца.

Ознакомившись с положением свинца в электрохимическом ряду напряжений и с величиной его стандартного потенциала, подобрать металл, способный восстановить ионы Pb^{2+} из растворов его соли.

Продумать соответствующий опыт, используя один из имеющихся в лаборатории металлов и записать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель в этой реакции.

11. Окисление свинца кислородом воздуха.

а) Кусочек свинца разрезать ножом. Что происходит на месте разреза с поверхностью металла? Написать уравнение реакции.
б) Расплавить кусочек свинца в железной ложке на пламени паяльной горелкой. Наблюдать за изменением цвета. Написать уравнение реакции, учитывая, что образуется оксид свинца (II).

12. Взаимодействие свинца с кислотами.

Работу проводить в вытяжном шкафу)

В шесть пробирок поместить по 2 кусочка свинца и подействовать в отдельности разбавленными HCl , H_2SO_4 и HNO_3 сначала при комнатной температуре, а затем при нагревании. Наблюдать за изменением цвета. Написать уравнения реакций.

При объяснении результатов опытов воспользоваться данными таблиц растворимости солей и электрохимическим рядом напряжений.

13. Получение и свойства гидроксида свинца (II)

Из имеющейся в лаборатории растворимой соли свинца (II) получить его гидроксид. Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции. Разделить осадок на две пробирки. В одну из них прибавить раствор HNO_3 , в другую — HCl . Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме. Какими свойствами обладает гидроксид свинца (II)?

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

С помощью реакций обмена получить хлорид, сульфат, иодид сульфид и хромат свинца (II). Отметить цвет осадка. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

15. Степень окисления свинца в сурике.

Ознакомиться с соединением Pb_3O_4 — свинцовым суриком. Отметить его цвет, отношение к воде. К разбавленный раствор HNO_3 и нагреть до изменения цвета осадка (образуется PbO_2). Слить раствор с осадком. Написать уравнения реакций. Доказать наличие в растворе ионов Pb^{2+} . Написать уравнение реакции. Указать степень окисления атомов свинца в сурике.

ЗАДАНИЯ ПРАКТИЧЕСКИХ РАБОТ

Водород. Вода. Гидриды.

1. Из представленных веществ выпишите те, которые соответствуют гидридам. Сделанный выбор может быть: 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 алюминия с избытком щелочи, чтобы восстановить 36 г Cu_2O ? Сколько чистой меди при этом получится, если выход составляет 95% от теоретического?

3. Какой объем водорода расходуется на восстановление железа из оксида железа (III), если масса примесей составляет 20%?

4. Какой объем займет (н.у.) водород, образовавшийся при взаимодействии избытка воды с натрием, содержащей 2,3% натрия и 97,7% ртути?

5. После взаимодействия смеси 5 л водорода и 4,48 л хлора (н.у.) продукт реакции растворили в 85. исходной смеси в избытке и какова концентрация полученного раствора?
6. Одинаковый ли объем водорода (н.у.) выделится при растворении 1.5 г цинка в соляной к. Ответ подтвердите расчетами.
7. Сколько граммов 4,2%-ного раствора H_2O_2 потребуется для окисления 150 мл 1,5М раствора $FeSO_4$
8. Для полного обесцвечивания 25 мл 0,03М раствора $KMnO_4$ в сернокислой среде потребовал водорода. Какова молярность последнего? Какой объем кислорода при н.у. при этом выделится?

Элементы VIIIA-группы.

1. Рассмотрите распространенность благородных газов в природе и историю их открытия. Какой из га
2. Как получают благородные газы?
3. Какими уникальными физическими свойствами обладает жидкий гелий?
4. Какой из элементов VIIIA подгруппы радиоактивен?
5. Сопоставьте ионизационные потенциалы азота и хлора с ионизационными потенциалами криптона этого сопоставления легли в основу поисков химических соединений благородных газов?
6. Кем впервые было синтезировано соединение ксенона со фтором ионного характера?
7. Какие степени окисления проявляет ксенон в синтезированных фторидах ксенона?
8. Какие типы реакций характерны для фторидов ксенона?
9. Какими способами можно получить перксенаты?
10. Какие продукты образуются при гидролизе XeF_6 ?
11. Какую функцию выполняют фториды ксенона в окислительно-восстановительных реакциях?
12. Почему атомы гелия и неона не проявляют степеней окисления + 2, + 4 и др.?
13. Какую степень окисления проявляет ксенон в соединении перксената натрия?
14. Какими химическими свойствами (основными, кислотными, амфотерными) обладают соединения
15. Рассмотрите применение благородных газов."

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 рав 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) солян
5. Имеются следующие вещества: раствор $NaOH$, твердый $NaCl$, концентрированная H_2SO_4 , MnO_2 . жавелевую воду?
6. Написать формулы кислородных соединений хлора. Какую роль они играют в окислительно-восста
2. Написать уравнение реакции брома с водой. В каком направлении сместится химическое равнове кислоты; б) иодида калия?
7. В раствор иодида калия был добавлен небольшой объем бромной воды, затем избыток хлорн осуществляться в растворе?
8. Написать уравнения реакций получения йодноватой кислоты тремя способами.
9. Закончить уравнения реакций и подобрать коэффициенты:
 - а) $KBr + KClO + HCl =$
 - б) $KBrO_3 + KBr + H_2SO_4 =$
 - в) $Br_2 + KOH =$
 - г) $I_2 + HNO_3(\text{конц}) =$
 - д) $Br_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow HCl + \dots =$
 - е) $Ba(BrO_3)_2 + H_2SO_4 \rightarrow$
10. Сравнить силу и окислительные свойства в ряду кислот $HClO_3$, $HBrO_3$, HIO_3 .
11. Почему иод плохо растворяется в воде, но лучше в органических растворителях? Для объяснения молекул иода и воды и данные о межмолекулярных силах взаимодействия в водных растворах.

Элементы VIA группы.

1. Написать уравнения реакций взаимодействия с водой следующих оксидов: Na_2O , BaO , N_2O_3 , N относятся образующиеся гидроксиды?
 2. Написать формулы оксидов, которые можно получить разложением: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, H
 3. Какое количество вещества KMnO_4 надо разложить для наполнения кислородом газометра емкостью нормальных условий.)
 4. Почему пероксид водорода проявляет кислотные свойства? Написать уравнения реакций, в которых
 5. Написать структурные формулы пероксида натрия и пероксида бария.
 6. Привести примеры реакций, в которых H_2O_2 является восстановителем, окислителем.
 7. Что произойдет при пропускании сероводорода через раствор иода? Написать уравнение реакции. I
 8. Составить ионные уравнения реакций взаимодействия с кислотой сульфидов марганца, цинка и железа
 9. Какие из перечисленных сульфидов (Na_2S , ZnS , Al_2S_3 , PbS , Cr_2S_3) могут быть получены путем обмена
 10. Какие свойства проявляют соединения серы (IV) в данных окислительно- восстановительных процессах
 $\text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
 $\text{FeCl}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
 $\text{HNO}_3(\text{конц}) + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
 $\text{SO}_2 + \text{C} =$
 $\text{NaHSO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$
- Дописать уравнения реакций, подобрать коэффициенты.
11. Почему нельзя применять серную кислоту: а) для получения оксида углерода (IV) из карбоната калия действием на нее свинцом?
 12. Почему при производстве H_2SO_4 контактным способом оксид серы (VI) растворяют не в воде, а в
 13. Какую массу высокопроцентного олеума с содержанием 60% свободного SO_3 можно получить содержащего 45% серы?
 14. Рассчитать, какой объем займет при 20 °C и 95 кПа оксид серы (IV), полученный действием кислоты

Элементы VA- группы.

1. Охарактеризуйте изменения радиуса атомов и энергии ионизации в ряду азот — висмут. Опишите физические и химические свойства соединений этих элементов.
2. Охарактеризуйте изменение устойчивости кислородсодержащих соединений элементов в степени окисления висмут.
3. Какие вещества образуются при пропускании через раствор аммиака газов: CO_2 , NO , NO_2 , S соответствующих реакций.
4. Напишите уравнения реакций взаимодействия диоксида азота с водой и с раствором щелочи окислительно-восстановительным?
5. Напишите уравнения реакций, в которых азотистая кислота является:
 а) восстановителем;
 б) окислителем.
7. Охарактеризуйте действие концентрированной азотной кислоты на металлы различной активности восстанавливается азот в каждом конкретном случае? Что такое пассивация металла?
8. Напишите уравнения реакций термического разложения нитратов калия, меди(II), свинца и серебра
9. Написать графические формулы гидро- и дигидрофосфатов кальция, фосфита натрия, гидрофосфит
10. Написать уравнения ступенчатой диссоциации ортофосфорной кислоты и выражения констант диссоциации анионы преобладают в растворе ортофосфорной кислоты? Дать объяснение.
11. Осуществить превращения:
 а) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
12. Привести данные, указывающие на более ярко выраженный металлический характер висмута по сравнению с
13. Написать уравнения реакций гидролиза хлорида висмута (III) и указать, как можно сместить равновесие

14. В растворе находятся ионы Bi^{3+} и Sb^{3+} . Действием каких реактивов можно разделить эти ионы уравнения реакций.

15. Закончить уравнения реакций, расставить коэффициенты, указать окислитель и восстановитель:

а) $\text{As} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$

б) $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \dots$

в) $\text{H}[\text{As}(\text{OH})_4] + \text{HNO}_3(\text{конц}) \rightarrow \text{NO} + \dots$

г) $\text{As} + \text{NaClO} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \dots$

д) $\text{Sb}_2\text{O}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \dots$

е) $\text{Sb} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{KCl} + \dots$

Элементы IVA-группы

1. Назвать соединения углерода, которые в химических реакциях являются: а) только восстановителями и окислителями. Написать уравнения соответствующих реакций.

2. Почему для отделения CO от CO_2 смесь этих газов пропускают через раствор щелочи, а не через воду?

3. Можно ли с помощью реакций, протекающих в растворе, приготовить карбонаты железа и алюминия?

4. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций взаимодействия:

а) NaHCO_3 и HCl

б) NaHCO_3 и NaOH

в) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и NaOH

г) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$

5. Почему опасность отравления угарным газом при закрывании печей во время топки понижается? Для объяснения использовать тепловой эффект реакции образования CO.

6. После пропускания над раскаленным углем без доступа воздуха 44,8 л смеси CO_2 и CO объем ее уменьшился. Полученную после реакции с углем, пропустили через раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$. При этом образовался осадок. Определить процентный состав исходной газовой смеси (по объему).

7. Написать уравнения реакций: а) силана с водой; б) силана с раствором гидроксида натрия.

8. Определить характер химической связи и степень окисления атома кремния в следующих соединениях. Каково поведение этих веществ в окислительно-восстановительных реакциях? Привести примеры.

9. 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.

10. Состав оконного стекла приблизительно выражается формулой $\text{Na}_2\text{O} \times \text{CaO} \times 6\text{SiO}_2$. Вычислить теоретический выход известняка и кремнезема - для получения 1 т такого стекла. Написать уравнение реакции взаимодействия.

11. Почему растворы солей олова готовят на подкисленной воде?

12. У какого из оксидов более выражены основные свойства: а) PbO или SnO ; б) PbO или PbO_2 ? Чем это объясняется?

13. Произойдут ли реакции между следующими веществами в растворе: а) SnCl_2 и FeCl_3 ; б) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и Cu ?

14. Какая из солей больше подвержена гидролизу: а) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Sn}(\text{NO}_3)_2$; б) SnCl_2 или SnCl_4 ? Дать объяснение.

15. К 5 г сурика добавили 20 мл 60%-ного раствора HNO_3 ($\rho = 1,37 \text{ г/см}^3$). Раствор с осадком нагрели до кипения. Определить массу осадка и нормальную концентрацию соли в растворе.

Задания для самостоятельной работы.

«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

4. В отличие от других водородных соединений элементов 6 группы главной подгруппы вода – жидкое

- а) малой молекулярной массой воды
- б) наличием внутримолекулярных молекулярных водородных связей
- в) наличием межмолекулярных водородных связей
- г) ван-дер-ваальсовым взаимодействием

5. Какие утверждения неверны:

- а) гидриды щелочных и щелочноземельных металлов имеют молекулярную кристаллическую решетку
- б) металлические гидриды – гидриды d и f- элементов
- в) при гидролизе ионных гидридов выделяется кислород
- г) металлические гидриды используют для хранения водорода

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 химиче

- 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.

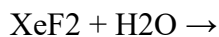
4. Выберите, какие из благородных газов наиболее редко встречаются в природе:

- 1) He, Rn; 2) Rn, Ar; 3) Kr, He; 4) Xe, He.

5. Укажите, какую форму имеет молекула XeF₄ :

- 1) октаэдрическую;
- 2) тетраэдрическую;
- 3) линейную;
- 4) квадратную.

6. Укажите продукты гидролиза дифторида ксенона:



- 1) XeO₃ + HF + O₂ ;
- 2) Xe + HF + O₂ ;
- 3) XeO₃ + HF;
- 4) XeO₃ + Xe + HF.

7. Выберите, по какой из реакций получается оксифторид ксенона:

- 1) $\text{XeF}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{XeOF}_2 + \text{HF} + \text{O}_2$;
- 2) $\text{XeF}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{XeOF} + \text{XeO}_3 + \text{O}_2$;
- 3) $\text{XeF}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{XeOF}_4 + \text{HF}$;
- 4) $\text{XeF}_6 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{XeO}_3\text{F} + \text{O}_2$.

- 1 1. Укажите галоген, который в соединениях не проявляет положительную степень окисления
- I
 - Br
 - Cl
 - F

- 1 2. Какой из ионов является наиболее сильным восстановителем?
- Br⁻
 - F⁻
 - Cl⁻
 - I⁻

- 1 3. Для галогенов характерны...
- высокая реакционная способность, причем для иода она максимальна, а для хлора минимальна
 - восстановительная активность
 - окислительная активность, максимальная для фтора и минимальная для иода
 - газообразное состояние при обычных условиях

- 1 4. Какие из перечисленных реакций не могут протекать?
- $KCl + I_2$
 - $KBr + Cl_2$
 - $KI + Br_2$
 - $KF + Cl_2$

- 1 5. В ряду $HClO - HBrO - HIO$ слева направо:
- кислотные свойства ослабевают
 - кислотные свойства усиливаются
 - растет окислительная активность
 - снижается окислительная активность

Элементы VIA-группы

1. В ряду $O - S - Se - Te$ – Рокислительные свойства элементов...
- усиливаются
 - ослабевают
 - не меняются
 - для этих элементов характерны только восстановительные свойства

2. Кислотные свойства наиболее выражены для...

- H_2O
- H_2S
- H_2Se
- H_2Te

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

- 2 (кислород); 1, 2, 4 (сера)
- 1(кислород); 2, 4, 6 (сера)
- 2 (кислород); 2, 4, 6 (сера)
- 1, 2 (кислород); 6 (сера)

4. Существуют следующие аллотропные модификации серы...

- моноклинная, ромбическая, пластическая
- гомогенная, гетерогенная, аморфная
- кристаллическая, ионная, изоморфная
- полимерная, мономерная, конденсированная

5. Кислород нельзя получить разложением...

- а) нитрата калия
- б) карбоната кальция
- в) бихромата калия
- г) пероксида бария

6. Сероводород является...

- а) окислителем
- б) восстановителем
- в) кислотой
- г) амфолитом

7. Укажите, какие утверждения являются неверными. В ряду $\text{SO}_2 - \text{SeO}_2 - \text{TeO}_2$...

- а) происходит ослабление кислотных свойств
- б) растворимость оксидов в воде увеличивается
- в) происходит ослабление основных свойств
- г) наиболее сильные окислительные свойства проявляет SO_2

8. Какие металлы при обычных условиях не реагируют с концентрированной серной кислотой?

- а) медь
- б) хром
- в) железо
- г) серебро

Элементы VA-группы

1. В ряду $\text{N} - \text{P} - \text{As} - \text{Sb} - \text{Bi}$ 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
- (г) атом фосфора имеет вакантную d – орбиталь

5. При переходе от азота к висмуту прочность водородных соединений...

- (а) уменьшается
- (б) увеличивается

(в) не изменяется

(г) все водородные соединения этих элементов крайне нестойки

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

5. Какие элементы (IV) группы главной подгруппы могут взаимодействовать с разбавленной серной к

а) свинец

б) германий

в) олово

г) кремний

Тема 11. p-Элементы III-группы. s-Элементы I-II групп. (ОПК-1)

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 состав и строение. Сила кислот. Орто-, мета- и полибораты. Бура. Галогениды бора.

Физические и химические свойства металлов ряда алюминий - таллий. Нахождение в природе.

Получение и применение алюминия. Гидрид алюминия. Оксиды, гидроксиды и соли элементов(II) Химические свойства. Принципы получения. Гидролиз. Особенности соединений таллия (I).

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

Строение атомов. Особенности лития. Химическая активность металлов. Ее изменение в ряду лития металлов к неметаллам, воде, кислотам. Гидриды, оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды, гидроксиды оснований в ряду гидроксидов лития-цезия. Соли. Возможность образования двойных солей и кристаллических гидратов. Карбонаты. Сода кальцинированная, кристаллическая, питьевая. Поташ. Глауберова соль. Примесные соединения бериллия.

Физические и химические свойства металлов. Отношение к неметаллам, воде, кислотам. Отношения к азоту, фосфору, сере, галогенам.

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

Практическое занятие.

Лабораторная работа «Бор, алюминий и их соединения»

Реактивы и материалы. 1) Магний (лента, порошок). 2) Алюминий (пластинки, стружка или опилки). 3) Тетраборат натрия (бура). 4) Борная кислота. 5) Сульфат алюминия 6) Индикаторная бумага. 7) Фильтровальная бумага. 8) Наждачная бумага. 9) Органический краситель (например, метиловый фиолетовый).

Растворы. 1) Азотная кислота (конц., $\rho = 1,41 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 2) Серная кислота (конц., $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 3) Соляная кислота (конц., $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 4) Гидроксид натрия (30%-ный и 2 н.). 5) Аммиак водный (25%-ный). 6) Тетраборат натрия (насыщ.). 7) Хлорид кобальта (II) (конц.). 8) Нитрат кобальта (II) (0,1 н.). 9) Сульфат алюминия (0,5 н.). 10) Ацетат натрия (0,5 н.). 11) Хлорид аммония (насыщ.). 12) Сульфид аммония (2 н.). 13) Сульфат хрома (III) (конц.).

1. Получение ортоборной кислоты и ее свойства.

а) В пробирку с насыщенным раствором тетрабората натрия (буры) осторожно прилить концентрированную смесь под краном. Отметить цвет образующихся кристаллов. Написать уравнение реакции. Об ортоборную кислоту. Можно ли взять для этой реакции HCl?

б) Испытать растворимость ортоборной кислоты в воде на холоде и при нагревании. Вывод записать.

в) Немного ортоборной кислоты растворить в воде и испытать раствор индикаторной бумажкой. Ра изменению окраски индикатора сделать вывод о силе ортоборной кислоты. Вывод подтвердить з Написать уравнения ступенчатой диссоциации ортоборной кислоты. По какой ступени в большей кислота? Почему?

д) В раствор ортоборной кислоты, полученный в опыте в), опустить кусочек ленты (или порошок). Написать уравнение реакции, учитывая, что получается метабора́т магния.

е) Накалить в пламени горелки ушко платиновой или никхромовой проволоки, коснуться им растер прилипшими частицами последней вновь внести его в пламя горелки у края его внешнего конуса. На горелки. Отметить и записать в тетрадь получающийся цвет пламени.

2. Свойства солей борных кислот.

а) Испытать раствор тетрабората натрия (буры) лакмусовой бумажкой. Какова реакция среды в раств гидролиза тетрабората натрия.

б) Захватить в ушко платиновой или никхромовой проволоки немного кристаллов тетрабората на Наблюдать образование прозрачного стекловидного перла. Написать уравнение реакции, происход нагревании.

в) Полученный перл тетрабората натрия опустить в пробирку с концентрированным раствором с Отметить цвет полученного перла. Каков химический состав перла? Какое соединение придает ему ха

г) Повторить опыт б). Опустить полученный перл тетрабората натрия в концентрированный раствор Отметить цвет полученного перла. Какое соединение придает перлу отмеченную в опыте окраску?

3. Взаимодействие алюминия со щелочами.

В пробирку прибора насыпать немного стружек алюминия и прилить 30%-ный раствор гидроксида н выделяющийся газ — водород. (Перед поджиганием газа провести проверку H₂ на чистоту.) Написат в реакции принимает участие вода. Каков механизм растворения алюминия в щелочах? Да гидроксокомплексу.

4. Взаимодействие алюминия с водой.

Положить в пробирку немного опилок алюминия и взболтать с 3—5 мл воды. Происходит ли реакци опилки, добавить в пробирку 2—3 мл разбавленного раствора щелочи. Затем слить жидкость, нескол удаления щелочи и оставить их постоять с водой. Через некоторое время наблюдать выделение пузыр Доказать опытным путем, какой газ выделяется. Написать уравнение реакции алюминия с водой. реакция?

5. Взаимодействие алюминия с кислотами.

а) Ознакомиться с положением алюминия в электрохимическом ряду напряжений металлов и с величиной потенциала алюминия. Сделать вывод о возможности взаимодействия алюминия с разбавленными кислотами. Какие продукты должны получаться в результате реакций? Проверить правильность сделанного вывода. В пробирку положить немного стружек алюминия и прилить в одну пробирку 2 н. раствор HCl , в другую – 2 н. раствор H_2SO_4 на холоде. Подогреть пробирки с разбавленными кислотами. Какой газ выделяется в обоих случаях на холоде и при нагревании? Написать уравнения реакций и указать окислитель и восстановитель в этих реакциях.

б) В пробирку опустить немного стружек алюминия и прилить концентрированной H_2SO_4 . Осторожно помутнение раствора и объяснить его. Написать уравнение реакции.

в) Кусочек алюминия (предварительно очищенный наждачной бумагой) опустить в пробирку. Прилить концентрированную HNO_3 на холоде? Через несколько минут осторожно, не встряхивая металла (почему?), промыть его 2—3 раза водой. Затем прилить концентрированную HCl . Происходит ли взаимодействие алюминия с HCl .

Дать объяснение, что происходит с поверхностью алюминия при действии на нее холодной концентрированной HNO_3 . Промыть металл водой и прилить снова концентрированную HNO_3 . Осторожно нагреть пробирку. Написать уравнение реакции алюминия с концентрированной HNO_3 при нагревании.

На основании проведенных опытов сделать вывод, в каких кислотах и при каких условиях можно растворить алюминий.

6. Получение гидроксида алюминия, исследование его свойств

а) К раствору соли алюминия в пробирке приливать по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка? Что он собой представляет? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной форме.

б) Разделить осадок на две пробирки и исследовать его отношение к раствору HCl и к раствору NaOH . Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

Изобразить схему равновесия, устанавливающегося в насыщенном растворе гидроксида алюминия. Как смещается это равновесие при добавлении избытка щелочи, избытка кислоты?

в) Получить осадок гидроксида алюминия и отфильтровать его. Промыть осадок на фильтре. Промыть осадок раствором какого-нибудь органического красителя, например метилового фиолетового. На какие свойства гидроксида алюминия указывает этот опыт?

7. Гидролиз солей алюминия.

а) Испытать раствор сульфата алюминия индикаторной бумажкой. Объяснить изменение цвета и свойства раствора. Написать уравнения реакций ступенчатого гидролиза сульфата алюминия. Объяснить, почему гидролиз данной соли не идет до конца.

б) К раствору сульфата алюминия прибавить раствор сульфида аммония. Наблюдать выпадение осадка. Отфильтровать, промыть на фильтре водой и разделить на две части. К одной части прилить разбавленный NaOH .

Что происходит? Какой вывод о составе полученного осадка можно сделать на основании этих опытов? Происходящих между растворами сульфата алюминия и сульфида аммония в водной среде в момент смешивания. Образование каких веществ в данных реакциях обуславливает течение гидролиза до конца? Почему? Какой вывод, можно ли получить сульфид и карбонат алюминия в результате обменных реакций в водных растворах?

в) К раствору сульфата алюминия прилить раствор ацетата натрия. Отмечаются ли внешние признаки реакции? Прокипятить раствор. Что происходит? Объяснить, какую роль в протекании реакции сыграло кипячение. Написать уравнения реакций между растворами сульфата алюминия и ацетата натрия в молекулярной и ионной формах. К

г) Получить раствор гидроксида алюминия. Затем прилить концентрированный раствор NH_4Cl . Наблюдать выпадение осадка? Определить (по запаху), какой газ выделяется. Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа «Щелочные металлы и их соединения»

Реактивы и материалы. 1) Литий. 2) Натрий. 3) Калий. 4) Пероксид натрия (порошок). 5) Хлорид натрия NaCl . 6) Хлорид калия KCl . 7) Нитрат натрия. 8) Нитрат калия. 9) Карбонат калия. 10) Сульфид натрия. 11) Индикаторная бумага. 12) Фильтровальная бумага. 13) Лучинки.

Растворы. 1) Соляная кислота HCl (2 н.). 2) Лакмус. 3) Фенолфталеин (спиртовой).

При работе со щелочными металлами соблюдать осторожность! Не брать щелочные металлы руками! Не выбрасывать остатки щелочных металлов в мусоросборники!

1. Взаимодействие лития и натрия с кислородом воздуха

(Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа)

а) В укрепленную на деревянной ручке маленькую железную ложку положить кусочек металлической газовой горелки. Наблюдать плавление металла, а затем через некоторое время его сгорание. От уравнения реакции, отметить название и цвет продукта реакции. Растворить полученное соединение и испытать раствор индикатором. Сделать вывод о химическом характере полученного соединения. Написать уравнение реакции.

б) Вынуть пинцетом из банки с керосином кусок металлического натрия, положить на фильтровальную бумагу кусочек величиной с горошину. Хорошо осушить с поверхности фильтровальной бумагой кусочек в тигель. Поместить тигель в треугольнике на кольцо штатива и осторожно нагревать небольшим пламенем горелки. Наблюдать плавление натрия, после чего отставить горелку. Какое соединение получилось в результате реакции? Написать его графическую формулу.

Доказать образование пероксида-иона, для чего добавить в тигель по несколько капель раствора KI и капли крахмального клейстера. Наблюдать изменение окраски. О чем оно свидетельствует? Написать уравнение реакции.

2. Взаимодействие щелочных металлов с водой.

(Работу проводить за стеклом вытяжного шкафа)

Взять три фарфоровые чашки с водой. Отрезать по маленькому кусочку лития, натрия и калия и, обмахивая, бросить каждый в отдельную чашку с водой. Наблюдать за ходом реакции через стекло вытяжного шкафа. Ввиду разбрызгивания раствора, происходящего в конце реакции. Отметить, какой из металлов наиболее активно реагирует с водой. Какой газ выделяется? Испытать индикатором полученные растворы. Написать уравнение реакции.

3. Взаимодействие пероксида натрия с водой.

В пробирку с небольшим объемом воды внести немного порошка пероксида натрия. Доказать опытным путем образование пероксида-иона и какое вещество образуется в растворе. Написать уравнение реакции.

4. Гидролиз солей щелочных металлов.

В четыре пробирки положить порознь по несколько кристалликов KNO_3 , Na_2S , KCl и K_2CO_3 . Прилить к каждой по несколько капель воды. Какие соли должны подвергаться гидролизу? Доказать это опытным путем.

Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионной форме.

5. Окрашивание пламени солями щелочных металлов.

Очищенную путем промывания в HCl и прокаливания платиновую или нихромовую проволоку внести в несветящееся пламя газовой горелки. Наблюдать окрашивание пламени. Записать цвет пламени для солей лития и натрия. Проволоку после каждой соли промывать в HCl и прокалывать до полного исчезновения окраски.

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

Реактивы и материалы. 1) Магний (лента и порошок). 2) Кальций (кусочки). 3) Нитрат стронция $Sr(NO_3)_2$. 4) Нитрат бария $Ba(NO_3)_2$. 5) Индикаторная бумага. 6) Фильтровальная бумага. 7) Лучинки.

Растворы. 1) Соляная кислота HCl (2 н.). 2) Серная кислота H_2SO_4 (5%-ная и 2 н.). 3) Гидроксид натрия $NaOH$ (2 н., не содержащий карбоната). 4) Аммиак водный (2 н., не содержащий карбоната). 5) Хлорид магния $MgCl$ (1 н.). 6) Сульфат магния $MgSO_4$ (1 н.). 7) Хлорид аммония NH_4Cl (2 н.). 8) Карбонат натрия Na_2CO_3 (2 н.). 9) Хлорид кальция $CaCl_2$ (1 н.). 10) Хлорид стронция $SrCl_2$ (1 н.). 11) Хлорид бария $BaCl_2$ (1 н.). 12) Сульфат натрия Na_2SO_4 . (2 н.). 13) Сульфат кальция $CaSO_4$ (насыщ.). 14) Хлорид бериллия $BeCl_2$ (0,5 н.). 15) Фенолфталеин (спиртовой).

Соединения бериллия.

1. Получение и свойства гидроксида бериллия.

В две пробирки с раствором соли бериллия прилить раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Исследовать отношение осадка к раствору HCl и к избытку раствора $NaOH$. Сделать вывод о характере бериллия и написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, учитывая, что координатное число бериллия равно четырем. Раствор тетрагидроксобериллата натрия сохранить для опыта 2 б).

2. Сравнение кислотных и основных свойств гидроксида бериллия.

- а) Гидролиз хлорида бериллия. Определить реакцию среды в растворе хлорида бериллия. Написать хлорида бериллия в молекулярной и ионной форме. На какой ступени заканчивается гидролиз? Что происходит?
- б) Гидролиз тетрагидроксобериллата натрия. К раствору тетрагидроксобериллата натрия, полученному из дистиллированной воды и, закрепив пробирку в штативе, нагреть ее небольшим пламенем горелки. Какой процесс произошел в пробирке при нагревании раствора? Написать уравнение реакции в молекулярной и ионной формах. В основании опытов 2 а) и б) сравнить кислотные и основные свойства гидроксида бериллия.

Магний и его соединения.

3. Восстановительные свойства металлического магния.

- а) Взаимодействие магния с водой. Кусочек ленты магния, очищенный наждачной бумагой, опустить в воду. Можно ли обнаружить внешние признаки протекания химической реакции на холоде? Закрепить пробирку в штативе, нагреть ее небольшим пламенем горелки. Что наблюдается? После остывания пробирки испытать полученный осадок. Написать уравнение реакции и отметить, при каких условиях она протекает.
- б) Взаимодействие магния с кислотами. Ознакомиться по таблице с величиной стандартного электродного потенциала магния. Сделать вывод о возможности его взаимодействия с разбавленными растворами HCl и H_2SO_4 . Проверить это экспериментально. Написать уравнения реакций.

4. Получение и свойства оксида и гидроксида магния.

Сжечь кусочек ленты магния над асбестовой сеткой и собрать продукты горения. Каков цвет полученного оксида магния? Испытать оксид магния в пробирку с дистиллированной водой, тщательно размешать стеклянной палочкой. Капельно добавлять в раствор фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнения реакций.

- б) Получение гидроксида магния. Налить в две пробирки понемногу раствора какой-нибудь соли магния. В одну пробирку добавить раствор гидроксида натрия, в другую — раствор аммиака. Отметить цвет и характер образующихся осадков. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Дать объяснение, почему осадок образуется в обеих пробирках. Отметить, концентрация какого иона увеличивается в растворе. Как накопление этого иона OH^- в растворе аммиака?

Пробирку с осадком сохранить для следующего опыта.

- в) Свойства гидроксида магния. В пробирку с осадком гидроксида магния, полученным в опыте б), добавить раствор хлорида натрия. Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах и объяснить причину растворения осадка гидроксида магния добавлением раствора хлорида натрия? Получить осадок гидроксида магния добавлением раствора хлорида натрия? Получить осадок гидроксида магния добавлением раствора хлорида натрия? Сделать вывод о свойствах гидроксида магния. Написать уравнение реакции.

5. Свойства солей магния.

- а) Получение и свойства гидрокарбоната магния. К раствору сульфата магния прилить раствор соды. Какого цвета осадок? Написать уравнение реакции получения гидрокарбоната магния в молекулярной и ионной формах. Добавить в пробирку раствор хлорида аммония. Что наблюдается? Написать математическое выражение для константы растворимости гидрокарбоната магния и объяснить причину растворения осадка в растворе хлорида аммония.
- б) Получение гидрокарбоната магния. К очень сильно разбавленному раствору какой-нибудь соли магния добавить раствор Na_2CO_3 . Какое вещество выпадает в осадок? Раствор с осадком насытить CO_2 из аппарата Киппа. Что происходит? Почему осадок образуется? Написать уравнение реакции.

Щелочноземельные металлы и их соединения.

6. Восстановительные свойства кальция. Взаимодействие кальция с водой.

Взаимодействие кальция с водой. В пробирку на 1/3 объема налить дистиллированную воду и опустить маленький кусочек кальция. Какой газ выделяется? Почему происходит помутнение раствора? Внести в раствор 1—2 капли раствора фенолфталеина. Что наблюдается? Написать уравнение реакции. Будет ли аналогичная реакция протекать со стронцием и барием?

7. Получение гидроксидов щелочноземельных металлов.

- а) К одинаковому объему растворов CaCl_2 , SrCl_2 и BaCl_2 , взятых в отдельных пробирках, прилить раствор Na_2CO_3 . Какое вещество выпадает в осадок? Обратить внимание на объем выпавшего осадка в каждой пробирке.

б) Повторить опыт, взяв вместо NaOH водный раствор (2 н.) аммиака, не содержащий примеси и результаты с предыдущим опытом. Дать объяснение. Написать уравнения реакций в молекулярной и и

8. Получение и свойства солей щелочноземельных металлов.

а) Получение и свойства карбонатов щелочноземельных металлов. Получить в отдельных пробирках бария из растворов соответствующих солей. Каков вид и цвет осадков? Нагреть содержимое пробирки и изменение вида осадков. Прилить во все пробирки разбавленный раствор HCl. Что происходит? молекулярной и ионной формах.

в) *Получение сульфатов щелочноземельных металлов. Получить в отдельных пробирках сульфаты кальция, стронция и бария из растворов соответствующих солей. Отметить цвет полученных осадков. Написать уравнения реакций. Испытать отношение осадков к разбавленным растворам HCl и HNO₃. Объяснить наблюдаемые явления.*

г) Сравнительная растворимость сульфатов щелочноземельных металлов. К находящимся в трех пробирках CaCl₂, SrCl₂ и BaCl₂ добавить понемногу насыщенный раствор CaSO₄ (гипсовой воды). Наблюдать образование осадков. Какой сульфат выпадает в осадок наиболее медленно? В какой пробирке осадок не образуется. Подобным же образом добавить в три пробирки с растворами CaCl₂, SrCl₂ и BaCl₂ насыщенный раствор Na₂CO₃. Написать уравнения реакций. Сделать вывод о сравнительной растворимости сульфатов кальция, стронция и бария. Произведения растворимости сульфатов кальция, стронция и бария. Соответствуют ли эти величины с

10. Окрашивание пламени солями кальция, стронция и бария.

Очистить платиновую или нихромовую проволоку, опуская ее в HCl и прокаливая в пламени газовой горелки. Раствор соли кальция и ввести в бесцветное пламя горелки. Наблюдать окрашивание пламени.

Проделать аналогичный опыт с солями стронция и бария. Записать цвет, в который окрашивают металлы.

ЗАДАНИЯ ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

р-Элементы III-группы

- 1 Написать электронные диаграммы невозбужденного и возбужденного атома бора.
- 2 Написать структурные формулы H₃BO₃ и Na₂B₄O₇.
- 3 Составить уравнения реакций горения боранов B₂H₆ и B₄H₁₀.
- 4 Что такое перлы буры, как их получают? Привести примеры.
- 5 Записать уравнения реакции нейтрализации борной кислоты едким натром.
- 6 Сколько кг ортоборной кислоты H₃BO₃ и какой объем 23%-ного раствора Na₂CO₃ (ρ = 1,25 г/мл) нужно для получения 1 т буры Na₂B₄O₇ × 10H₂O?
- 7 При облучении бора ¹⁰B медленными нейтронами ядра атомов выбрасывали α-частицы. Написать уравнения реакций.
- 8 Составить электронные формулы и электронные диаграммы Al и Al³⁺.
- 9 Составить уравнения реакций взаимодействия алюминия с разбавленными соляной, серной, азотной кислотами.
- 10 Привести примеры двух малорастворимых соединений алюминия. Получить их реакциями ионно-молекулярной и ионной формы.
- 11 Изобразить структурно-графические формулы соединений: Al(OH)₃ и AlOH(NO₃)₂.
- 12 Почему при реакции хлорида алюминия с раствором поташа выделяется CO₂? Написать уравнение реакции.
- 13 Как меняется степень окисления элементов в подгруппе от бора до таллия?
- 14 с какими элементами периодической системы таллий проявляет сходства
- 15 В каком оксиде сильнее выражены основные свойства в Tl₂O₃ или Tl₂O?
- 16 Можно ли с помощью окислительно-восстановительных реакций перевести соединения Tl(I) в Tl(III)? Привести примеры.
- 17 Соединения таллия (III) более устойчивы в щелочной среде. Написать уравнение окисления Tl₂SO₄ + KOH + Br₂ → ...

- 1 18. Какой минимальный объем раствора с массовой долей гидроксида калия 22% и плотность раствора смеси массой 200 г, состоящей из алюминия (массовая доля 21,6%), оксида алюминия (68%).
- 2 19. Определите какое количество алюминия можно получить из 1 т боксита, содержащего 60% оксида алюминия. Какой практический выход составляет 98% от теоретически возможного. Какой объем кислорода при этом?

с элементы IА-подгруппы

1. Написать электронные формулы атомов лития, натрия, калия, рубидия и цезия. Как изменяются ионизация и химическая активность простых веществ от лития к цезию?
2. Чем литий по своим свойствам отличается от других щелочных металлов? Дать объяснение.
3. Литий, натрий и калий хранят по слою керосина. Почему?
4. Какие соединения образуются при взаимодействии лития натрия и калия с кислородом? Как эти углекислым газом? Напишите уравнения всех реакций.
5. Как получают оксиды калия, натрия?
6. а) Почему натрий получают электролизом расплава солей, а не водного раствора. Составьте схемы электролиза.
б) Калий и более тяжелые щелочные металлы получают другим методом. Почему? Каким? Приведите уравнения реакций.
7. Длительно хранившийся в лаборатории раствор КОН нейтрализовали серной кислотой. При этом выделился газ? Как можно объяснить это появление?
8. С помощью какой качественной реакции можно определить присутствие в растворе ионов щелочных металлов?
9. В чем заключается метод получения соды Сольве? Почему этим методом не получают поташ.
10. Что собой представляют амальгамы? Где они применяются?
11. При обработке 7,6 г смеси гидридов натрия и калия выделилось 5,6 л газа (н.у.). Определите массовый состав исходной смеси.
12. 20 г гидроксида калия растворили в 600 мл воды, рассчитайте молярную концентрацию и титр раствора за единицу.

с элементы IIА-подгруппы

- 1) Какую реакцию среды будет иметь кристаллогидрат $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$. Написать уравнение гидролиза.
- 2) Чем объясняется большая склонность бериллия к комплексообразованию по сравнению с магнием? Написать уравнение образования фторобериллата из растворов солей BeSO_4 и NaF .
- 3) Какое сходство можно проследить в характере поведения $\text{Be}(\text{OH})_2$ и $\text{Al}(\text{OH})_3$? Записать уравнения реакций.
- 4) Как получить бериллат натрия? Как относится к соляной и серной кислотам? Написать уравнения реакций.
- 5) Привести примеры трех малорастворимых соединений кальция. Получить эти вещества с помощью реакций. Записать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.
- 6) Какие реакции могут протекать при хранении кальция на воздухе? Записать эти реакции.
- 7) Сравнить отношение $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и $\text{Be}(\text{OH})_2$ к кислотам и щелочам, написать уравнения реакций.
- 8) У какого из трех элементов - Be, Ca, Mg - наиболее выражена способность к комплексообразованию?
- 9) Может ли координационное число бериллия в комплексном соединении быть больше четырех? Составить формулу комплекса.
- 10) Какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей HCl (плотность 1,05 г/мл) потребует для растворения кальция массой 22,4 г? Определите массу соли, образующейся при этом.
- 11) Оксид бария, содержащий в качестве примеси 10,48% карбоната бария, обработали 6М раствором азотной кислоты. Выделилось 1,12 л газа (н.у.). Какова масса взятой смеси и сколько литров раствора азотной кислоты вступило в реакцию?

Задания для самостоятельной работы.

Выполнение тестовых заданий.

Примеры.

р-элементы III группы

1. Укажите электронную формулу бора в степени окисления +3:
1) $1s^2 2s^2 2p^1$; 2) $1s^2 2s^2 2p^0$; 3) $1s^2 2s^2 2p^2$; 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) $H_2B_4O_7$; 3) H_3BO_3 ; 4) HBO_2 .

4. Укажите, какую окраску имеет индикатор в растворе тетрабората натрия $Na_2B_4O_7$:

1) лакмус — красную;

2) метилоранж — красную;

3) фенолфталеин — малиновую;

4) фенолфталеин — бесцветную.

5. Укажите, какие вещества образуются при взаимодействии растворов хлорида алюминия и карбонат

1) $AlOHCO_3 + NaCl$;

2) $Al(OH)_3 + CO_2 + NaCl$;

3) $Al(HCO_3)_3 + NaCl$;

4) $Al_2(CO_3)_3 + NaCl$.

6. Укажите, какую окраску имеет индикатор в растворе $TiNO_3$:

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 на

1) $Ga(OH)_3$; 2) $Na_3[Ga(OH)_6]$;

3) $Na[Ga(OH)_4]$;

4) $NaGaO_2$.

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

1) $In(OH)_3$; 2) $K_3[In(OH)_6]$; 3) $K[In(OH)_4]$; 4) $KInO_2$.

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

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 .

s-элементы I-II группы

1. Укажите характеристики, одинаковые для всех щелочных металлов

1) число валентных электронов

2) сильные восстановительные свойства

3) радиус атома

4) число энергетических уровней в атоме

2. Натрий можно получить

1) при взаимодействии гидрида натрия с водой

2) электролизом раствора хлорида натрия

3) электролиза расплава хлорида натрия

4) электролизом расплава гидроксида натрия

3. Укажите продукты взаимодействия натрия с кислородом воздуха:

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

4. 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) $\text{Li}_2\text{O}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 \uparrow$.
5. Укажите ион, который окрашивает пламя в желтый цвет:
- 1) Li^+ ; 2) Na^+ ; 3) K^+ ; 4) Rb^+ .
6. Укажите ион, окрашивающий пламя в темно-красный цвет:
- 1) Mg^{2+} ; 2) Ca^{2+} ; 3) Ba^{2+} ; 4) Sr^{2+} .
7. 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) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CH}_4 \uparrow$.
8. 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 гидролизуется.
9. Укажите, в растворе какого вещества лакмус приобретает красную окраску:
- 1) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$;
 - 2) MgSO_4 ;
 - 3) BeCl_2 ;
 - 4) $\text{Sr}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.
10. 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 IIIБ-подгруппы. Строение атомов, радиусов, ионизационных потенциалов, валентность и степени окисления по группам и периодам элементов по периодам и по группам. Особенности свойств d-элементов III группы. Склонность к образованию координационных соединений, образованию соединений со связями Э-О-Э, кластерных соединений.

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

Строение атомов элементов IIIБ-подгруппы. Характер химических связей в соединениях. Химическая активность. Изменение по группе химической активности. Отношение к кислороду, воде, кислотам.

Оксиды и гидроксиды элементов IIIБ-подгруппы. Изменение кислотно-основных свойств гидроксидов. 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. Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам и щелочам. 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. Соединения. Принципы получения. Оксиды и гидроксиды титана (II, III). Свойства. Титанаты. Цирконаты. Галогениды элементов (IV). Галогениды титана (II, III). Гидролиз галогенидов. Оксогалогениды. Галогениды титана (IV).

Лекция. d-Элементы V группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение химических свойств. Физические и химические свойства простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Механизм растворения металлов в смеси азотной и плавиковой кислот. Применение ванадия.

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

Лекция. d-Элементы VI группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение химии. Физические и химические свойства простых веществ. Химическая активность при обычной и высокой температуре, галогенам, воде, кислотам, щелочам. Применение хрома.

Оксиды хрома (II, III, VI), молибдена и вольфрама (VI). Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в 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 хрома (VI). Хроматы, полихроматы. Соли молибдена и вольфрама (VI). Молибдаты и вольфраматы хроматы - вольфраматы. Пероксосоединения хрома. Пероксид хрома. Молибденовая и вольфрамовая кислоты. Лекция. d-Элементы VII группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Изменение химии. 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. Соли марганца (II). Кристаллогидраты. Комплексные соединения. Свойства. Соли марганца (III, IV, VII). Гидролиз. Окислительно-восстановительные свойства. Принципы получения. Соли марганца (VI). Свойства перманганатов в кислой, щелочной и нейтральной средах. Принципы получения. Применение пертехнатов. Перренаты.

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

Оксиды и гидроксиды железа, кобальта, никеля (II, III). Смешанные оксиды. Свойства. Отношение к кислороду, 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 катионно-амминовых хлоридах. Двойные соли. Основные соли. Свойства. Ферраты (III) и их ферромагнитные свойства. Гидролиз. Окислительные свойства. Принципы получения. Комплексные соединения железа, кобальта, никеля. Циано-, оксалато-комплексы. Карбонилы. Ферроцен. Характер химических связей в молекуле ферроцена. Физические и химические свойства платиновых металлов. Химическая активность. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам, царской водке. Применение платины. Соединения элементов семейства платиновых металлов. Оксиды осмия (VI, VIII). Осматы. Оксиды и гидроксиды родия и иридия (III). Оксид и гидроксид палладия. Гидроксиды платины (II, IV). Комплексные соединения платины. Катионные, анионные и нейтральные комплексы. 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. Оксиды меди (I, II), серебра (I, II), золота (I, III). Свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Применение. Соли меди (II), серебра (I), золота (I). Кислотно-основные свойства. Отношение к воде, кислотам, щелочам. Принципы получения. Соли меди, серебра, золота (I). Фотографические процессы на основе галогенидов серебра. Аммино- и цианокомплексы. Комплексные соединения меди (II). Соли золота (III) в катионной и анионной формах. Аквакомплекс золота. Тетрахлорозолотая кислота и ее соли.

Лекция d-Элементы II группы. Общая характеристика элементов. Строение атомов. Характер химических свойств простых веществ. Отношение к кислороду, воде, кислотам, щелочам. Применение металлов.

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

Соли цинка в катионной и анионной формах. Соли ртути (I, II). Ион Hg^{2+} . Окислительно-восстановительные свойства. Гидролиз солей цинка, кадмия, ртути. Цинкаты. Комплексные соединения. Аммино-, циано-, галогенцианк-ртуть.

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

Лантаноиды (4f-элементы). Валентность, характер химических связей и формы соединений. Химическое отношение к кислороду, воде, кислотам. Оксиды. Гидроксиды. Изменение их кислотно-основных свойств при соединении церия (IV): оксид, гидроксид, цераты.

Актиноиды (5f-элементы). Валентность элементов, характер химических связей и формы соединений берклиев-лоуренсий. Химические свойства металлов. Их отношение к кислороду, воде, кислотам. Соединения нептуния и плутония (VI, VII). Радиоактивность 5f-элементов. Типы реакций радиоактивного распада. Методы синтеза трансурановых элементов.

Практическое занятие.

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

Реактивы и материалы. 1) Оксид хрома (III). 2) Дихромат аммония. 3) Дихромат калия. 4) Фильтровальная бумага. 5) Серная кислота (2 н.). 6) Соляная кислота HCl (конц. и 2 н.). 7) Гидроксид натрия NaOH (3%-ный). 8) Сульфид аммония 9) Хромат калия (2 н.). 10) Дихромат калия (насыщ. и 1 н.). 11) Нитрит натрия NaNO₂ (0,1 н.). 12) Нитрат серебра (0,1 н.). 13) Сульфат хрома (0,5 н.). 14) Хлорид хрома (III) (зеленый, 0,5 н.). 15) Бромный раствор лакмуса.

1. Получение и свойства оксида хрома (III).

а) Насыпать в пробирку немного измельченного $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и закрепить ее наклонно в штативе. Отвести пробирку от себя и от других работающих. Под пробирку положить лист бумаги. Нагреть верхний слой. Нагревание прекратить. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции. Указать окислитель и восстановитель в процессе.

б) На полученный порошок оксида хрома (III) подействовать водой и разбавленной H_2SO_4 или HNO_3 . Написать уравнения реакций. Какое значение имело нагревание?

2. Получение и свойства гидроксида хрома (III).

а) В пробирку с раствором соли хрома (III) прибавлять по каплям раствор гидроксида натрия до образования осадка. Отметить цвет осадка. Написать уравнение реакции.

б) Разделить осадок на две пробирки. В одну из них добавить разбавленную кислоту, в другую — избыток щелочи. Какими свойствами обладает гидроксид хрома (III)? Продукт взаимодействия гидроксида хрома (III) с H_2O_2 (опыт 3 в). Отметить окраску полученных растворов.

3. Гидролиз солей хрома

а) К раствору соли хрома (III) добавить нейтральный раствор лакмуса. Объяснить изменение цвета лакмуса. Написать уравнение реакции.

б) К раствору соли хрома (III) добавить раствор сульфида аммония до образования осадка. Полученный осадок промыть на фильтре водой. К одной половине осадка в пробирке добавить разбавленную HCl, к другой — разбавленную NaOH . На основании проделанных реакций сделать вывод, каков состав осадка. Написать уравнения реакций.

в) Раствор гидрохромата (III), полученный в опыте 2, прокипятить. Объяснить образование осадка. Написать уравнение реакции. Указать, что сильнее гидролизуется — растворимая соль хрома (III) или нерастворимый гидроксид хрома (III). Какое значение имело нагревание?

4. Окисление и восстановление солей хрома (III).

а) К раствору соли Cr (III) добавлять раствор NaOH до растворения первоначально появившегося осадка. Разделить раствор на две пробирки. В одну из них добавить 2 - 3 мл раствора NaOH и 2—3 мл бромной воды. В другую — добавить 2 - 3 мл 3%-ного раствора H_2O_2 . Проследить за изменением окраски в обеих пробирках. Написать уравнения реакций.

б) Условия существования в растворе хроматов и дихроматов.

К 3 - 4 мл раствора хромата калия прилить раствор H_2SO_4 .

Наблюдать изменение окраски. Объяснить происходящее явление. Написать уравнение реакции.

К полученному раствору прилить раствор щелочи. Наблюдать изменение цвета раствора. Объяснить это явление. Наличием каких ионов обусловлены переходы окраски раствора? Какое равновесие устанавливается между хроматами и дихроматами? Как влияет среда на сдвиг этого равновесия?

8. Получение солей хромовых кислот.

а) Налить в одну пробирку раствор K_2CrO_4 , а в другую $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и прилить в обе пробирки раствор AgNO₃. В обоих случаях образуется осадок Ag_2CrO_4 . Объяснить это явление, принимая во внимание вывод из опыта 7. Написать уравнения реакций.

б) Провести аналогичные опыты с хлоридом бария (и нитратом свинца). Отметить цвет осадков. Написать уравнения реакций.

9. Окислительные свойства соединений хрома (VI).

(Опыт г) проводить под тягой)

а) К 2—3 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ прибавить немного разбавленной H_2SO_4 и 2—3 мл раствора $NaNO_2$. Изменение окраски. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

б) К раствору $K_2Cr_2O_7$, подкисленному H_2SO_4 , прилить раствор Na_2SO_3 . Наблюдать изменение окраски. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

в) К концентрированному раствору $K_2Cr_2O_7$ добавить концентрированную HCl . Нагреть до изменения окраски. Выделяется? (Нюхать осторожно!)

г) К 2 -3 мл раствора $K_2Cr_2O_7$ прилить раствор $(NH_4)_2S$. Доказать, что полученный осадок — гидроксид марганца (II). Что является окислителем и восстановителем в данной реакции?

«Марганец и его соединения»

Реактивы и материалы. 1) Оксид свинца (IV) (или сурик Pb_3O_4). 2) Оксид марганца (IV) (зерненный). 3) Индикаторная бумага. 5) Лучинка.

Растворы. 1) Азотная кислота ($\rho = 1,4$ г/см³). 2) Серная кислота ($\rho = 1,84$ г/см³ и 2 н.). 3) Уксусная кислота (3 н.). 4) Щавелевая кислота (1 н.). 5) Гидроксид натрия $NaOH$ (40%-ный и 2 н.). 6) Сульфид аммония (сульфид (0,5 н.). 8) Бромид калия KBr (0,5 н.). 9) Перманганат калия (0,1 н.). 10) Сульфат марганца (II) (0,5 н.). Бромная вода.

1. Получение гидроксида марганца (II) и его свойства.

а) Получить гидроксид марганца (II) из соли $Mn(II)$. Отметить его цвет. Написать уравнение реакции.

б) Часть жидкости с осадком отлить в другую пробирку и оставить стоять на воздухе. Объяснить изменение окраски. Написать уравнение реакции.

в) Испытать отношение полученного в начале опыта осадка к разбавленной кислоте и избытку раствора. Какой вывод можно сделать о свойствах гидроксида марганца (II)? Написать уравнение реакции.

г) К небольшому количеству осадка гидроксида $Mn(II)$ прилить бромной воды. Что образуется? Какого цвета осадок? Написать уравнение реакции.

2. Свойства солей марганца (II).

а) К раствору соли $Mn(II)$ прибавить раствор сульфида аммония. Что выпадает в осадок? Какого цвета осадок? Каково его изменение окраски на воздухе? Объяснить его изменение. Написать уравнения реакций.

б) Насыпать в пробирку немного оксида свинца (IV) или сурика Pb_3O_4 , прибавить 2—3 мл концентрированного раствора сульфата марганца (II). Смесь нагреть до кипения. После отстаивания отметить цвет раствора. Эта реакция используется в аналитической химии для качественного определения соединений марганца. Какие свойства проявляют соли $Mn(II)$?

3. Взаимодействие оксида марганца(IV) с серной кислотой.

К нескольким крупинкам зерненого MnO_2 прилить немного концентрированной H_2SO_4 . Осторожно и интенсивно выделяется газ. Доказать, какой выделяется газ. Написать уравнение реакции. Какие свойства MnO_2 ?

4. Свойства перманганата калия.

а) Разложение перманганата калия при нагревании. Нагреть в пробирке несколько кристаллов перманганата калия. Выделяется газ. Продолжать нагревание до прекращения его выделения. После охлаждения растворить осадок в небольшом объеме воды. Какого цвета имеют полученный раствор и осадок? Написать уравнение реакции.

б) Окислительные свойства перманганата калия. В три пробирки налить по 1 - 2 мл раствора перманганата калия, разбавленной H_2SO_4 . В первую пробирку добавить раствор Na_2SO_3 , во вторую — раствор $FeSO_4$, в третью — раствор $KMnO_4$ (третью пробирку нагреть). Что наблюдается? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. К раствору $KMnO_4$ добавить воду и затем раствор сульфита натрия. Что происходит? Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

Налить в пробирку немного раствора $KMnO_4$, добавить к нему концентрированный раствор щелочи, взболтать. Отметить, как изменился цвет раствора. Через некоторое время наблюдать образование осадка. Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. К раствору сульфата марганца (II) в пробирке добавлять перманганат калия. Что происходит? Испытать реакцию раствора индикатором. Написать уравнение реакции. Объяснить результаты опытов. Как влияет реакция среды на восстановление перманганата калия?

в) Влияние кислотности среды на скорость окисления. Налить в две пробирки по 2 - 3 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ пробирку разбавленной H_2SO_4 , во вторую — разбавленной CH_3COOH . Добавить в каждую пробирку KMnO_4 . Отметить, одновременно ли наблюдается исчезновение окраски в обеих пробирках. Как влияет кислотность на окисление перманганатом калия?

Написать уравнения реакций в молекулярной и ионной форме.

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

Реактивы и материалы. 1) Железо (опилки, проволока или гвоздь, пластинки). 2) Олово. 3) Цинк (гранулы (2 шт.)). 4) Гидроксид калия. 5) Сульфат железа (II). 6) Хлорид железа (III) 7) Нитрат кобальта (II) 8) Нитрат никеля (II) 9) Нитрат меди (II) 10) Нитрат цинка (II) 11) Индикаторная бумага. 12) Лучинка.

Растворы: 1) Азотная кислота (дымящая, $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 2) Серная кислота ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 3) Уксусная кислота CH_3COOH (2 н.). 4) Гидроксид натрия NaOH (40%-ный). 5) Сульфид аммония 6) Хлорид аммония (2 н.). 7) Сульфат железа (II) FeSO_4 (0,5 н., свежеприготовленный). 8) Сульфат меди (II) CuSO_4 (0,5 н.). 9) Нитрит калия KNO_2 (2 н.). 10) Гексацианоферрат (II) калия (желтая кровяная соль) (0,5 н.). 11) Гексацианоферрат (I) калия (красная кровяная соль) (0,5 н.). 12) Иодид калия KI (0,1 н.). 13) Перманганат калия (0,1 н.). 14) Роданид калия (0,5 н.). 15) Хлорид кобальта (II) (0,5 н.). 16) Сульфат никеля (II) (0,5 н.). 17) Сульфат цинка (II) (0,5 н.). 18) Бром. 19) Раствор для окисливания, содержащий в 1 л воды 600 г гидроксида натрия и 60 г нитрита натрия.

1 Коррозия железа при контакте с цинком и оловом.

В место расщепления стального пера или в скрепку для бумаги вставить тоненький кусочек металлической скрепки) — такой же кусочек олова. В две пробирки налить воды и добавить по 2—3 капли разбавленной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — вещества, которое является реактивом на ионы Fe^{2+} , образуя с ним соединение (осадок) опустить в приготовленные растворы. Какую окраску приобретает жидкость, в которую опущены скрепки? Какие ионы появились в растворе? На что это указывает?

В другой пробирке окрашивание можно наблюдать только после растворения всего цинка. Разобраться в этом, принимая во внимание величины стандартных электродных потенциалов Fe , Zn и Sn . Записать схемы окисления железа.

2. Взаимодействие железа с кислотами.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

К небольшому количеству железных опилок в отдельных пробирках добавить разбавленные и концентрированные HCl и HNO_3 . Те пробирки, в которых реакция на холоде не идет, нагреть. Наблюдать происходящие явления. В каких случаях реакция идет лишь при нагревании. Написать уравнения реакций.

4. Пассивирование и окисливание железа.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

а) В широкую пробирку налить дымящую HNO_3 и внести в нее хорошо очищенную железную проволоку осторожно, не касаясь стенок пробирки, вынуть железо из кислоты, промыть его в стакане с водой и в раствор медного купороса. Выделяется ли на нем медь? Затем сильно ударить толстой стеклянной палочкой и снова погрузить металл в раствор медного купороса. Что наблюдаете?

Объяснить, почему после обработки концентрированной HNO_3 на железе не выделяется медь. Какое состояние железа?

б) Два железных образца очистить тонкой наждачной бумагой. Один из них оставить для контроля, а другой опустить на 1—2 мин в 5%-ный раствор HCl , затем промыть его водой под краном и осушить фильтром. Нагреть до кипения раствор, содержащий в 100 мл воды 60 г NaOH и 6 г NaNO_2 , опустить в него второй образец на 1 мин вынуть его из раствора, промыть водой и осушить фильтровальной бумагой. Объяснить, почему изменилась окраска.

На поверхность испытуемого и контрольного образца нанести по капле раствор сульфата меди. Наблюдать за поверхностями образцов под каплей произойдет выделение меди.

Дать объяснение.

5. Получение гидроксида железа (II) и его свойства.

а) Приготовить раствор сульфата железа (II) из опилок железа, взятых в избытке, и разбавленного раствора H_2SO_4 отлить в пробирку и прилить к нему раствор NaOH . Наблюдать образование осадка гидроксида железа (II). Написать уравнение реакции. Объяснить, почему на воздухе осадок меняет цвет (как?). Написать уравнение реакции.

б) Испытать отношение $\text{Fe}(\text{OH})_2$ к разбавленному раствору HCl и избытку раствора едкой щелочи. Н. свойствами обладает гидроксид железа (II)?

6. Гидролиз солей железа(III).

Раствор соли железа (II) испытать индикатором. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции гидролиз

7. Получение солей железа (II).

б) Получение сульфида железа (II). К раствору сульфата железа (II) прилить раствор сульфида аммония уравнение реакции. Прилить к содержимому пробирки разбавленный раствор HCl . Что наблюдаете? К раствору сульфата железа (II)? Объяснить различие в действии сульфида аммония и сероводорода на р:

8. Реакция на ион Fe^{2+}

К раствору сульфата железа (II) прилить раствор гексацианоферрата (III) калия — красной кровяной с наблюдаете? Полученное вещество носит название турнбулевой сини $\text{KFe}^{+2}[\text{Fe}^{+3}(\text{CN})_6]$. Написать ур

9. Получение и свойства гидроксида железа (III).

а) Получить гидроксид железа (III). Отметить его вид и цвет. Испытать отношение $\text{Fe}(\text{OH})_3$ к разбавл уравнения реакций.

Свежеосажденный $\text{Fe}(\text{OH})_3$ растворяется частично в горячих концентрированных растворах щелочей

10. Гидролиз солей железа (III).

а) Растворить в воде немного хлорида железа (III). Определить реакцию раствора. Написать уравнени

б) В две пробирки налить по 2 -3 мл раствора хлорида железа (III). В одну из них добавить несколько Отметить изменение цвета раствора. Раствор хлорида железа (III) во второй пробирке разбавить водои изменился цвет раствора? Объяснить результаты этих опытов.

в) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор соды. Что происходит? Написать уравнение реакц полученный осадок не является солью угольной кислоты? Указать, какие соли — $\text{Fe}(\text{II})$ или $\text{Fe}(\text{III})$ — объяснить почему.

11. Получение сульфида железа (III).

К раствору хлорида железа (III) прилить раствор сульфида аммония. Что происходит? Написать уравн

12. Реакция на ион Fe^{3+}

а) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор гексацианоферрата (II) калия — желтой кровяной Полученное вещество называют берлинской лазурью. Его формула $\text{KFe}^{+3}[\text{Fe}^{+2}(\text{CN})_6]$. Написать урав

б) К раствору хлорида железа (III) прилить раствор роданида калия. Отметить цвет полученного расте уравнение реакции.

13. Окисление соединений железа (II).

Налить в три пробирки по 2—3 мл раствора сульфата железа (II), в каждую из них прилить разбавленн добавить в первую пробирку немного концентрированной HNO_3 и нагреть до кипения, во вторую — (KMnO_4 или $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций. Какое свойство в этих реакциях результате всех трех опытов ион Fe^{2+} окислился в ион Fe^{3+} .

14. Восстановление соединений железа (III).

а) К раствору FeCl_3 прилить сероводородную воду. Что наблюдаете? Написать уравнение реакции. До ионов Fe^{2+} .

б) К раствору FeCl_3 прилить раствор KI . Объяснить изменение цвета раствора. Написать уравнение рэ этих реакциях?

16. Получение гидроксида кобальта (II) и его свойства.

а) К раствору CoCl_2 прилить раствор NaOH . Отметить цвет образовавшейся основной соли кобальта. изменился цвет и состав осадка? Написать уравнения реакций. Что происходит с осадком гидроксида воздухе? Написать уравнение реакции.

б) Испытать, растворяется ли гидроксид кобальта (II) в разбавленных растворах кислот и в избытке ко щелочи. Написать уравнения реакций. Какими свойствами обладает гидроксид кобальта (II)?

17. Получение комплексных соединений кобальта.

а) Получение аммиакатов кобальта. К раствору хлорида кобальта (II) прилить раствор NH_4Cl и раство цвет раствора образовавшегося аммиаката кобальта (II). Написать уравнение реакции. Объяснить, поч раствор постепенно изменяет свой цвет. Написать уравнение реакции.

б) Получение гексанитритокобальтата (III) калия. К раствору CoCl_2 прибавить избыток KNO_2 , затем Наблюдать выделение газа (какого?) и выпадение осадка. Отметить его цвет. Написать уравнение реакции проявляет KNO_2 ?

18. Получение гидроксида никеля (II) и его свойства.

Получить гидроксид никеля (II). Отметить его характер и цвет. Написать уравнение реакции. Испытать кислотам и к избытку щелочи. Написать уравнение реакции. Какими свойствами обладает гидроксид.

19. Получение аммиаката никеля (II).

К раствору сульфата никеля (II) прилить раствор аммиака до растворения образующегося вначале гидроксида. Отметить цвет полученного раствора аммиаката никеля (II).

Написать уравнения реакций.

Лабораторная работа Медь, серебро и их соединения. Цинк, кадмий.

Реактивы и материалы. 1) Медные стружки. 2) Медная проволока. 3) Цинк (гранул.). 4) Железо восстановитель. 5) Индикаторная бумага. 7) Фильтровальная бумага.

Растворы. 1) Азотная кислота HNO_3 (конц., $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 2) Серная кислота H_2SO_4 (конц., $\rho = 1,8 \text{ г/см}^3$ и 2 н.). 3) Гидроксид натрия NaOH (40%-ный и 2 н.). 4) Аммиак NH_3 (0,5 н.). 5) Сульфат меди (II) (0,5 н.). 6) Иодид калия KI (0,1 н.). 7) Глюкоза (10%-ный). 8) Кларк серебра (0,1 н.). 9) Хлорид олова (II) (0,5 н.). 10) Бромид натрия NaBr (0,5 н.). 11) Хлорид натрия NaCl

1. Получение меди.

б) Восстановление ионов меди из растворов ее солей более активным металлом

Налить в пробирку раствор соли меди (II), опустить в него несколько кусочков металла, способного вступить в реакцию. Наблюдать за изменением окраски раствора и поверхности металла. Объяснить происходящие явления стандартных электродных потенциалов. Написать уравнение реакции.

2. Свойства меди.

а) Взаимодействие меди с кислотами. К небольшому количеству медных стружек прилить в отдельные концентрированные растворы кислот HCl , H_2SO_4 и HNO_3 .

Наблюдать происходящие явления. Те пробирки, в которых реакция не началась, нагреть (осторожно!) и наблюдать, взаимодействует ли медь? Обратит внимание на окраску раствора. Присутствие какого иона обуславливает характерный запах и окраску выделяющиеся в результате реакции газы.

Написать уравнения реакций, объяснить подбор коэффициентов.

Сделать вывод о восстановительных свойствах меди.

б) Взаимодействие меди с ионами менее активных металлов. Пользуясь электрохимическим рядом наметить, ионы каких металлов в растворах их солей способны окислять медь.

В раствор нитрата ртути (II) опустить конец медной проволоки, предварительно зачищенной наждачной бумагой. Наблюдать признаки протекания химической реакции? Написать уравнение реакции.

3. Получение и свойства гидроксида меди(II).

а) Получить осадок гидроксида меди (II). Отметить цвет и характер осадка. Написать уравнение реакции.

б) Доказать экспериментально, что гидроксид меди (II) проявляет амфотерные свойства. Написать уравнения реакций в ионной форме.

в) Получить осадок гидроксида меди. Жидкость с осадком взболтать и нагреть до кипения. Почему из раствора оседает гидроксид меди? Написать уравнение реакции. Какой вывод можно сделать о термической стойкости гидроксида меди (II)?

4. Гидролиз солей меди (II).

а) Испытать индикаторной бумажкой раствор соли меди (II). Какова реакция среды? Написать уравнение реакции.

б) К раствору сульфата меди (II) прилить раствор карбоната натрия. Какие признаки протекания химической реакции? Написать уравнение реакции взаимодействия сульфата меди (II) с карбонатом натрия при участии воды.

5. Получение и свойства комплексной соли меди (II).

К раствору сульфата меди (II) добавлять по каплям раствор аммиака до растворения выпадающего осадка. Написать уравнения реакций. В состав какого иона входят атомы меди? Каков цвет образовавшегося и электролитической диссоциации образовавшейся комплексной соли и написать выражение константы. Доказать опытным путем, что в растворе этой соли имеются сульфат-ионы. Пользуясь таблицей произведений растворимости, с помощью которого можно обнаружить ионы меди (II) в растворе комплексной соли.

6. Получение гидроксида и оксида меди (I)

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить осадок гидроксида меди (II). К образовавшемуся осадку добавить раствор щелочи и раствор глюкозы. Смесь хорошо перемешать и нагреть. Образуется сначала осадок гидроксида, при сильном нагревании переходит в оксид меди (I). Отметить окраску гидроксида меди (I) и оксида меди (I). Какова роль глюкозы в этой реакции? Какие выводы можно сделать о термической стойкости гидроксида меди (I)?

7. Получение йодида меди (I)

К раствору CuSO_4 прилить раствор KI . Дать осадку осесть. Отлить часть раствора, разбавить его водой крахмального клейстера. Наблюдать изменение окраски раствора. Написать уравнение реакции. Реактив крахмал?

К оставшемуся раствору с осадком добавить раствор сернистой кислоты до исчезновения бурой окраски. Отметить окраску йодида меди (I).

8. Получение серебра.

При работе следует помнить о ценности серебра и его соединений, поэтому необходимо применять все остатки после реакций сливать в специальную посуду, находящуюся у лаборанта.

а) Восстановление ионов серебра из растворов его солей более активными металлами. Подобрать (из таблицы) металлы различной активности, которыми можно восстановить ионы серебра из растворов его солей, серебра и опустить металлы. Сравнить скорости происходящих реакций. Дать объяснения, используя электродные потенциалы. Написать уравнения реакций.

9. Получение серебряного зеркала. В хорошо вымытую сухую пробирку налить раствор AgNO_3 , добавить до растворения выпавшего вначале осадка Ag_2O (избегать избытка раствора NH_3). К полученному раствору добавить раствор глюкозы в объеме, равном объему раствора, находящегося в пробирке. Раствор перемешать и поставить на 2—3 мин. Какое вещество образовалось на стенках пробирки? Какова роль глюкозы в этой реакции?

10. Получение оксида серебра.

Из нитрата серебра взаимодействием со щелочью (гидроксидом натрия) получить осадок оксида серебра. Написать уравнение реакции. Какой вывод можно сделать о прочности гидроксида серебра? Этим свойством объясняется основной характер полученного соединения. Какую кислоту следует брать для доказательства основного характера? Почему?

11. Галогениды серебра.

а) Получить галогениды серебра. Обратит внимание на характер и цвет полученных соединений. Написать уравнения реакций. Испытать отношение осадков к HNO_3 . Почему галогениды серебра не растворяются в HNO_3 ?

12. Реакция раствора нитрата серебра.

Определить индикатором реакцию раствора нитрата серебра. Сделать вывод о силе гидроксида серебра.

Цинк, кадмий и их соединения

Реактивы и материалы. 1) Цинк (гранул., стружки). 2) Железо (порошок). 3) Фильтровальная бумага. 4) Растворы. 1) Азотная кислота (2 н., 1:1 и $\rho = 1,4 \text{ г/см}^3$). 2) Серная кислота (2 н. и $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$). 3) Соляная кислота (2 н. и $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$). 4) Гидроксид натрия NaOH (2 н.). 5) Аммиак водный (2 н.). 6) Сульфид аммония или натрия (2 н.). 7) Сульфат цинка (0,5 н.). 8) Хлорид цинка (0,5 н.). 9) Карбонат натрия (2 н.). 10) Сероводородная вода.

Цинк и его соединения

1. Взаимодействие цинка с кислотами.

(Работу проводить в вытяжном шкафу)

В шесть пробирок поместить по кусочку гранулированного цинка и подействовать в отдельности разбавленными растворами кислот HCl , H_2SO_4 и HNO_3 . Наблюдать происходящие явления. Нагреть те пробирки, в которых идет реакция. После растворения цинка в разбавленной HNO_3 доказать присутствие ионов аммония в полученном растворе. Написать уравнения реакций. Составить схему перехода электронов.

Подобрать коэффициенты.

2. Взаимодействие цинка со щелочами.

Поместить в пробирку немного цинковых стружек и прилить концентрированный раствор щелочи. На Доказать опытным путем, что выделяющийся газ — водород. Объяснить механизм происходящих реа

3. Получение и свойства гидроксида цинка.

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид цинка. Отметить цвет и характер осадка гидроксид цинка обладает амфотерными свойствами. Написать уравнения реакций в молекулярной и

4. Получение сульфида цинка.

Получить в двух пробирках осадок сульфида цинка. В одной пробирке использовать в качестве осадит второй — сульфид аммония. Сравнить объемы образовавшихся осадков. Объяснить наблюдаемые явл реакций.

Отстоявшийся осадок сульфида цинка, образовавшийся при действии сероводорода, отфильтровать и ацетата натрия. Объяснить наблюдаемое явление, написать уравнение реакции. На основании продела том, в какой среде можно добиться полного осаждения ионов Zn^{2+} в виде ZnS .

5. Комплексные соединения цинка.

К раствору соли цинка добавлять по каплям раствор гидроксида аммония до образования осадка, а зат Написать уравнения реакций, учитывая, что координационное число цинка в полученном комплексно

6. Гидролиз солей цинка

а) Испытать раствором нейтрального лакмуса реакцию среды растворов сульфата цинка и хлорида ци гидролиза.

б) В горячий раствор хлорида цинка опустить кусочек цинка, предварительно очистив его поверхность выделение водорода. Объяснить механизм происходящих процессов. Написать уравнения реакций в Кадмий и его соединения.

7. Получение кадмия восстановлением его ионов из раствора.

Пользуясь данными таблицы стандартных электродных потенциалов, подобрать металлы, способные растворов его солей. Прodelать соответствующий опыт, используя один из имеющихся в лаборатории реакции.

8. Получение и свойства гидроксида кадмия.

Из имеющихся в лаборатории реактивов получить гидроксид кадмия, отметить цвет и характер осадка Испытать отношение гидроксида кадмия к разбавленной соляной кислоте и избытку щелочи. Какие с Отметить различие в свойствах гидроксидов цинка и кадмия.

9. Получение и свойства сульфида кадмия.

Получить сульфид кадмия, используя в качестве осадителя сероводородную воду. Отметить цвет и хау уравнение реакции. Слить с осадка жидкость и добавить к нему разбавленный раствор HCl . Наблюда Пользуясь величинами произведения растворимости, объяснить, почему сульфид цинка и сульфид кад

10. Комплексные соединения кадмия.

К раствору сульфата кадмия добавлять по каплям раствор аммиака до растворения первоначально обр уравнение реакции, учитывая, что координационное число кадмия в полученном комплексном соедин уравнение электролитической диссоциации полученного комплексного соединения и выражение конс иона.

11. Гидролиз солей кадмия.

а) Испытать раствором нейтрального лакмуса реакцию среды раствора сульфата кадмия. Объяснить н уравнение реакции гидролиза в молекулярной и ионной форме.

б) К раствору сульфата кадмия прилить раствор карбоната натрия. Наблюдать образование осадка. Пр является образовавшееся вещество? Написать молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза

12. Разделение ионов Zn^{2+} и Cd^{2+}

Для разделения ионов Zn^{2+} и Cd^{2+} можно использовать различную растворимость их сульфидов в ра отделения Zn^{2+} и Cd^{2+} друг от друга, используя сероводород или сероводородную воду, и показать пл смесь растворов солей цинка и кадмия и провести разделение смеси по разработанному плану. Опыт и

d-Элементы III группы

1. Какие элементы 3Б -подгруппы относят к РЗЭ?

2. Напишите общее обозначение электронной конфигурации валентных электронов в основном металлов группы 3 скандия, иттрия и лантана.

3. В чем проявляется амфотерность скандия и его соединений? Напишите уравнения реакций.
4. Как изменяется химическая активность по ряду Sc- Y-La и как объясняется эта закономерность?
5. С какими элементами сходны свойства соединений Sc, Y, La?
6. В каких минералах встречаются скандий, иттрий и лантан?
7. Приведите пример промышленного получения металлического скандия.
8. При каких условиях элементы 3Б подгруппы вступают в соединения с галогенами, кислородом? Напишите уравнения реакций.
9. Какую функцию выполняет лантан в ОВР?
10. Напишите уравнение реакции взаимодействия лантана с водой.
11. Какое место в ряду напряжений занимают Sc, Y, La?
12. Как иттрий реагирует с разбавленными кислотами? Напишите уравнения реакции с разбавленной азотной кислотой.
13. Какими свойствами обладают оксиды и гидроксиды Sc, Y, La?
14. Перечислите области применения элементов 3Б подгруппы и их соединений.

d-Элементы IV группы

1. Назовите способы, которыми переводят металлы группы 4Б из минералов в растворы. Какие вещества используют? Приведите примеры и уравнения соответствующих реакций.
2. Какие валентности проявляют металлы группы 4Б? Как изменяется их валентность по группе сверху вниз?
3. В какой смеси кислот металлы группы 4Б растворяются более энергично: HCl + HNO₃ или HF + HNO₃? Напишите молекулярные уравнения реакций.
4. Напишите уравнения реакций, отражающих взаимодействие металлов группы 4 с расплавом щелочных металлов. Какие взаимодействия в растворе щелочи? Какие выводы о природе элементов и их характеристиках можно сделать на основании этого факта?
5. Какие оксиды образуют титан и цирконий? Какими свойствами они обладают? Напишите уравнения реакций.
6. Как изменяется сравнительная химическая устойчивость оксидов TiO₂, ZrO₂ и HfO₂? Напишите уравнения реакций.
7. Какими способами можно получить гидроксиды элементов группы 4Б, отвечающие их высшей степени окисления? Напишите уравнения реакций.
8. Гидроксид титана(III) восстанавливает нитрат натрия в щелочной среде до аммиака. Сколько молей натрия нужно для восстановления 1 моля нитрата? Напишите уравнение реакции.
9. Какой из гидроксидов проявляет более основные свойства: а) Ti(OH)₄ или Ti(OH)₃; б) Ti(OH)₄ или Zr(OH)₄? Напишите уравнения реакций.
10. Какой из элементов группы 4 проявляет наиболее четко металлические свойства? Как получают металлы группы 4? Как протекает гидролиз их солей? Напишите уравнения реакций.
11. Составьте и напишите уравнения реакций превращений, назовите соединения:

$$\text{TiCl}_4 \rightarrow \text{TiOCl}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{TiO}_3 \rightarrow \text{H}_4\text{TiO}_4$$

d-Элементы V группы

1. Напишите общее обозначение конфигурации валентных электронов в основном и возбужденном состоянии. Каковы промышленные источники получения химических элементов?
2. Какие реакции можно использовать, чтобы перевести в растворимое состояние оксид ванадия(V) без его восстановления?
3. Напишите уравнения реакций:
 - а) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$ б) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{HCl}(\text{конц.}) \rightarrow \dots$
 - в) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \dots$ г) $\text{V}_2\text{O}_5 + \text{C} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
4. Какими способами получают металлы: ванадий, ниобий и тантал?
5. Назовите способы, которыми обычно переводят ванадий, ниобий и тантал в растворы. Какие вещества используют? Приведите примеры уравнений соответствующих реакций.
6. Напишите формулы всех оксидов ванадия и охарактеризуйте их химические свойства. Приведите примеры соответствующих реакций.
7. Приведите примеры уравнений реакций растворения оксида ванадия(V) в кислотах и щелочах.

8. Какой из перечисленных ниже оксидов имеет более кислотный характер: а) V_2O_5 или VO_2 ; б) V_2O аргументированный ответ.
9. Устойчивы ли соединения ванадия со степенью окисления +4? Какие химические свойства в основе
10. Опишите изменение кислотно-основных свойств соединений ванадия при повышении степени его соответствующие примеры. Отличаются ли от них свойства соединений ниобия и тантала в соответст

d-Элементы VI группы

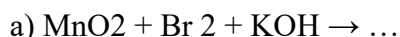
1. Приведите схему строения атомов хрома, молибдена, вольфрама. Укажите высшую валентность эти хлору.
2. Укажите наиболее характерные валентные состояния для хрома, молибдена, вольфрама.
3. Сравните физические и химические свойства хрома, молибдена, вольфрама.
4. Какие кислоты могут растворить вольфрам? Напишите уравнения реакций.
5. Назовите оксиды хрома, молибдена, вольфрама. Как относятся эти оксиды к воде?
6. Какие оксиды получаются при прокаливании на воздухе: а) хрома; б) молибдена; в) вольфрама? На взаимодействие полученных оксидов с гидроксидом натрия.
7. Как получить из оксида хрома(III): а) хромат калия; б) бихромат калия; в) хромит калия?
8. Приведите примеры соединений двухвалентного хрома. Как могут быть получены эти соединения?
9. Имеется ли различие в отношении гидроксидов двух- и трехвалентного хрома к щелочам?
10. В какой среде могут существовать дихромат-ионы? Рассмотрите механизм обратимого превращен в растворах.
11. Как относится оксид вольфрама(VI) к: а) кислотам; б) щелочам?
12. Оксид хрома(VI) массой 3 г растворили в воде объемом 120 мл (плотность H_2O — 1 г/мл). Опреде кислоты H_2CrO_4 в полученном растворе.
13. Что получится при взаимодействии молибдена с горячей концен-трированной серной кислотой?
14. При растворении в концентрированной азотной кислоте молибден приобретает высшую степень о восстанавливается минимально. Рассчитайте объем газа, выделяющегося при растворении молибдена ионно-электронного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.
15. При растворении в смеси азотной и плавиковой кислот вольфрам приобретает высшую степень ок восстанавливается минимально. Рассчитайте объем газа, выделяющегося при растворении 18,4 г воль ионно-электронного баланса составьте уравнение соответствующей реакции.

d-Элементы VII группы

1. Представьте графические конфигурации валентных электронов в основном и возбужденном состоян Какие степени окисления характерны для атомов марганца на примерах оксидов и гидроксидов? Напи получения.
2. Каковы минеральные источники получения химических элементов группы 7Б? Какими способами и 7Б в промышленности?
3. Опишите реакции марганца и его соединений по отношению к концентрированным растворам кисл реакций.
4. Приведите формулы всех известных оксидов марганца. Как изменяются их кислотно-основные и ок свойства при возрастании степени окисления марганца? Напишите уравнения реакций.
5. Какие продукты могут образоваться при взаимодействии оксидов марганца с хлороводородной кисл ответы.
6. Каковы химические свойства гидроксидов марганца в зависимости от степени его окисления?
7. По каким внешним признакам можно определить, в какой среде проходила реакция восстановления Приведите примеры таких реакций. Чему равен химический эквивалент перманганата калия в каждом
8. Какое соединение марганца образуется при действии на него разбавленной азотной кислоты HNO_3 в виде полуреакций и в молекулярной форме.
9. Какие соединения образуются в результате взаимодействия оксида марганца(IV) MnO_2 с хлором Cl_2 Напишите уравнение в виде полуреакций и в молекулярной форме.

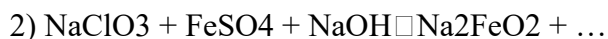
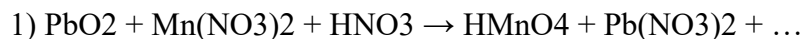
10. Какие соединения образуются при диспропорционировании марганата калия K_2MnO_4 в водной среде полуреакций и в молекулярной форме.

11. Напишите уравнения реакций растворения марганца, технеция и рения в разбавленных растворах окисления этих элементов наиболее устойчива? Закончите уравнения реакций:



d-Элементы VIII группы

1. Расставьте коэффициенты в приведенных схемах ОВР, пользуясь методом полуреакций. Укажите, какие окислительно-восстановительные реакции играют соединения d-металлов, в какой степени окисления.



2. Какими кислотно-основными свойствами обладают следующие соединения d-металлов: CrO_3 , $Zn(OH)_2$ (проиллюстрируйте уравнениями реакций).

3. Как изменяется реакционная способность железа, кобальта и никеля в реакциях с азотной кислотой?

4. Гидроксиды железа, кобальта и никеля общей формулы $Me(OH)_2$ получают при действии сильных кислот. Получают трехвалентные гидроксиды кобальта и никеля? Напишите уравнения реакций.

5. Как протекают возможные процессы коррозии железа, кобальта и никеля?

6. Как можно обнаружить катионы трех- и двухзарядного железа?

7. Как можно получить комплексную гексацианжелезную(III) кислоту? Является ли она сильной кислотой?

8. Напишите уравнение реакции получения соли $K_2[PdCl_6]$, которая при нагревании разлагается с выделением координатным числом комплексообразователя 4.

9. При растворении платины в «царской водке» (смесь концентрированных азотной и хлороводородной) платинохлористоводородная кислота (гексахлорплатинат водорода $H_2(PtCl_6)$). В каком соотношении нитрат азотной и хлороводородной кислот в уравнении этой реакции, если азотная кислота восстанавливается?

d-Элементы II группы

1. На чем основаны общие принципы получения цинка, кадмия и ртути в промышленности?

2. Как сказываются особенности электронного строения металлов группы 2Б на их химических свойствах?

3. Как и почему меняется характер гидроксидов элементов группы 2Б с увеличением порядкового номера?

4. С помощью каких реакций можно доказать амфотерность оксида и гидроксида цинка? Напишите уравнения.

5. Сравните свойства (амфотерность, устойчивость) гидроксидов цинка, кадмия и ртути.

6. Напишите формулы каломели и сулемы. Где они применяются?

7. Как реагируют цинк, кадмий и ртуть с кислотами-окислителями?

8. Как получают и какими свойствами обладают гидроксиды, соли сильных кислот (нитраты, сульфаты) элементов группы 2Б?

9. Как собирают разлитую ртуть и ее капли?

d-Элементы I группы

1. Получается ли оксид меди(II) при прокаливании малахита?

2. Из каких минералов получают медь?

3. Составить электронную формулу и электронную диаграмму атома меди.

4. Как получить хлорид меди (I), исходя из $CuCl_2$ и Cu ? Написать уравнение реакции.

5. Иногда зеленый цвет гидрокарбоната меди (II) можно видеть на медных предметах; написать уравнения реакций с O_2 , CO_2 .

6. Написать уравнения реакций гидролиза солей: $CuSO_4$, $CuCl_2$, $Cu(NO_3)_2$.

7. Один из видов бронзы содержит медь (массовая доля 85%), олово (12%) и цинк (3%). При действии азотной кислоты на образец бронзы массой 30 г выделился оксид азота (IV). Определите объем полученного газа.

8. На смесь оксида меди (II) и меди массой 75 г подействовали избытком концентрированной азотной кислоты. Определите массовую долю оксида меди (II) в исходной смеси.

9. Составить уравнения реакций растворения в растворе аммиака хлорида серебра и разрушения полуазотной кислотой.
10. Будет ли окислять серебро царская водка? Написать соответствующее уравнение реакции.
11. Чем объяснить почернение на воздухе серебряных предметов? Составить уравнение реакции

f-элементы

1. Напишите уравнения реакций получения оксида и гидроксида церия(III). Обладают ли они амфотер
2. Напишите уравнение реакции оксида церия(III) с одним из кислотных оксидов.
3. Напишите уравнение реакции оксида тербия(III) с P_2O_5 и CO_2 .
4. Напишите уравнение реакции оксида гадолиния(III) с SiO_2 .
5. Приведите уравнения реакций, доказывающих амфотерные свойства оксида церия(III) в ионно-мо
6. Как реагирует уран с кислотами? Напишите уравнения реакций в виде полуреакций и в молекулярн
7. Как реагирует торий с кислотами? Напишите уравнения реакций в виде полуреакций и в молекуляр
8. Какие оксиды образует уран с кислородом? Какой оксид урана проявляет амфотерные свойства?
9. Напишите уравнение реакции урана с фтором. В каком процессе это свойство применяют?
10. Напишите уравнения реакций урана и оксида урана(IV) с серой и с серной кислотой.
11. С какого химического элемента начинается проявление радиоактивности? Каковы причины химических элементов? Увеличивается или уменьшается радиоактивность в ряду актинидов? Как это цепных реакций, периодом полураспада и критической массой элементов?
12. В состоянии металлов редкоземельные элементы быстро окисляются на воздухе с образованием сс ЭО, ЭО₂). Какие степени окисления характерны для лантанидов? Напишите примеры реакций получ редкоземельных элементов.
13. Как с помощью летучего фторида обогащают уран-238 ураном-235? Как изменяется реакционная с увеличением порядкового номера химических элементов?
14. Как лантаниды реагируют с неметаллами? Какую валентность они проявляют? Напишите уравнен

Задания для самостоятельной работы.

- 1 1. Подготовка к коллоквиуму «Элементы побочных подгрупп»
- 2 2. Тестирование

Примеры тестов

Тест «элементы 3Б группы. Лантаниды. Актиниды»

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 $La(NO_3)_3$;
2) взаимодействием La с H_2O_2 ;
3) кипячением $La(OH)_3$;
4) термическим разложением $La_2(SO_4)_3$.
3. Укажите, какими свойствами обладает гидроксид лантана $La(OH)_3$:
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) $Sc(NO_3)_3 + NH_4NO_3 + H_2O$;
2) $Sc(NO_3)_3 + NO_2 + H_2O$;
3) $Sc(NO_3)_3 + H_2 + H_2O$;
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.
7. Выберите, по какому типу проходит гидролиз хлорида лантана LaCl_3 :
- 1) по аниону;
 - 2) гидролизуется очень незначительно;
 - 3) полный необратимый гидролиз;
 - 4) по катиону.

8. Укажите, какой из оксидов скандия, иттрия, лантана проявляют амфотерные свойства:

- 1) все амфотерны;
- 2) Y_2O_3 ;
- 3) La_2O_3 ;
- 4) Sc_2O_3 .

9. Укажите неверные утверждения:

- 1) соединения церия (IV) сильные окислители
- 2) оксид европия (II) проявляет амфотерные свойства
- 3) гидроксид церия (IV) амфотерный гидроксид
- 4) $\text{Eu} (2+)$ восстановитель

10. Какой из перечисленных ниже редкоземельных элементов образует устойчивые соединения, в которых степень окисления +4?

- 1) Церий; 2) прометий; 3) европий; 4) эрбий; 5) иттербий.

d-Элементы IV группы

Выберите один правильный ответ из предложенных.

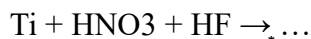
1. Какие значения степеней окисления наиболее характерны для атомов титана в соединениях: а) +1; б) +2; в) +3; г) +4; д) +5;

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

2. Какие значения степеней окисления наиболее характерны для атома циркония в соединениях?

- 1) +1; 2) +2; 3) +3; 4) +4; 5) +5.

3. Какие соединения образуются в результате реакции



- а) $\text{H}_2[\text{TiF}_6]$; 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.

4. Какие соединения образуются в результате реакции $\text{Ti} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$

- а) K_4TiO_4 ; б) K_2TiO_3 ; в) $\text{Ti}(\text{OH})_3$; г) H_2 ; д) $\text{Ti}(\text{OH})_4$?

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

5. Укажите неверные утверждения:

- А) α – титановая кислота обладает амфотерными свойствами
- Б) β - оловянная кислота растворяется только в кислотах
- В) β – титановая кислота со временем стареет за счет превращения гидроксильных мостиков в оксоло
- Г) свежееосажденную титановую кислоту называют - α – титановая кислота

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 HNO_3 и HCl)

3. При каких условиях химические элементы группы 5В 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 группы 6 не реагируют при комнатной температуре с разбавленными серной H_2SO_4
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 HF кислот:
а) MoF_4 ; б) $H_2[MoF_8]$; в) NO ; г) NO_2 ; д) H_2O ?
3. Какое из перечисленных ниже соединений не образуется в результате окислительно-восстановительной реакции хромата калия $K_2Cr_2O_7$ и сульфатом железа(II) $FeSO_4$ в кислой среде (H_2SO_4)?
1) $Fe_2(SO_4)_3$; 2) K_2SO_4 ; 3) $CrSO_4$; 4) $Cr_2(SO_4)_3$; 5) H_2O .
4. Укажите координационное число комплексообразователя в соединении $[Cr(H_2O)(NH_3)_4OH]Br_2$:
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) $Mn(NO_3)_2$; 4) H_2MnO_4 ; 5) Mn_2O_7 .
2. Какие соединения образуются в результате взаимодействия нитрата марганца(II) $Mn(NO_3)_2$ с оксидом азота(V) (HNO_3):
а) MnO ; б) H_2O ; в) $HMnO_4$; г) $Pb(NO_3)_2$; 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 гидроксидом калия KOH в щелочной среде?
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 ?
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 перманганата 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) CoO ; в) Co ; г) Co_3O_4 ; д) Co_2 ; е) Co_3 ; ж) Co_4 ; з) Co_5 ; и) Co_6 ; к) Co_7 ; л) Co_8 ; м) Co_9 ; н) Co_{10} ; о) Co_{11} ; п) Co_{12} ; р) Co_{13} ; с) Co_{14} ; т) Co_{15} ; у) Co_{16} ; ф) Co_{17} ; х) Co_{18} ; ц) Co_{19} ; ч) Co_{20} ; ш) Co_{21} ; щ) Co_{22} ; з) Co_{23} ; и) Co_{24} ; к) Co_{25} ; л) Co_{26} ; м) Co_{27} ; н) Co_{28} ; о) Co_{29} ; п) Co_{30} ; р) Co_{31} ; с) Co_{32} ; т) Co_{33} ; у) Co_{34} ; ф) Co_{35} ; х) Co_{36} ; ц) Co_{37} ; ч) Co_{38} ; ш) Co_{39} ; щ) Co_{40} ; з) Co_{41} ; и) Co_{42} ; к) Co_{43} ; л) Co_{44} ; м) Co_{45} ; н) Co_{46} ; о) Co_{47} ; п) Co_{48} ; р) Co_{49} ; с) Co_{50} ; т) Co_{51} ; у) Co_{52} ; ф) Co_{53} ; х) Co_{54} ; ц) Co_{55} ; ч) Co_{56} ; ш) Co_{57} ; щ) Co_{58} ; з) Co_{59} ; и) Co_{60} ; к) Co_{61} ; л) Co_{62} ; м) Co_{63} ; н) Co_{64} ; о) Co_{65} ; п) Co_{66} ; р) Co_{67} ; с) Co_{68} ; т) Co_{69} ; у) Co_{70} ; ф) Co_{71} ; х) Co_{72} ; ц) Co_{73} ; ч) Co_{74} ; ш) Co_{75} ; щ) Co_{76} ; з) Co_{77} ; и) Co_{78} ; к) Co_{79} ; л) Co_{80} ; м) Co_{81} ; н) Co_{82} ; о) Co_{83} ; п) Co_{84} ; р) Co_{85} ; с) Co_{86} ; т) Co_{87} ; у) Co_{88} ; ф) Co_{89} ; х) Co_{90} ; ц) Co_{91} ; ч) Co_{92} ; ш) Co_{93} ; щ) Co_{94} ; з) Co_{95} ; и) Co_{96} ; к) Co_{97} ; л) Co_{98} ; м) Co_{99} ; н) Co_{100} ; о) Co_{101} ; п) Co_{102} ; р) Co_{103} ; с) Co_{104} ; т) Co_{105} ; у) Co_{106} ; ф) Co_{107} ; х) Co_{108} ; ц) Co_{109} ; ч) Co_{110} ; ш) Co_{111} ; щ) Co_{112} ; з) Co_{113} ; и) Co_{114} ; к) Co_{115} ; л) Co_{116} ; м) Co_{117} ; н) Co_{118} ; о) Co_{119} ; п) Co_{120} ; р) Co_{121} ; с) Co_{122} ; т) Co_{123} ; у) Co_{124} ; ф) Co_{125} ; х) Co_{126} ; ц) Co_{127} ; ч) Co_{128} ; ш) Co_{129} ; щ) Co_{130} ; з) Co_{131} ; и) Co_{132} ; к) Co_{133} ; л) Co_{134} ; м) Co_{135} ; н) Co_{136} ; о) Co_{137} ; п) Co_{138} ; р) Co_{139} ; с) Co_{140} ; т) Co_{141} ; у) Co_{142} ; ф) Co_{143} ; х) Co_{144} ; ц) Co_{145} ; ч) Co_{146} ; ш) Co_{147} ; щ) Co_{148} ; з) Co_{149} ; и) Co_{150} ; к) Co_{151} ; л) Co_{152} ; м) Co_{153} ; н) Co_{154} ; о) Co_{155} ; п) Co_{156} ; р) Co_{157} ; с) Co_{158} ; т) Co_{159} ; у) Co_{160} ; ф) Co_{161} ; х) Co_{162} ; ц) Co_{163} ; ч) Co_{164} ; ш) Co_{165} ; щ) Co_{166} ; з) Co_{167} ; и) Co_{168} ; к) Co_{169} ; л) Co_{170} ; м) Co_{171} ; н) Co_{172} ; о) Co_{173} ; п) Co_{174} ; р) Co_{175} ; с) Co_{176} ; т) Co_{177} ; у) Co_{178} ; ф) Co_{179} ; х) Co_{180} ; ц) Co_{181} ; ч) Co_{182} ; ш) Co_{183} ; щ) Co_{184} ; з) Co_{185} ; и) Co_{186} ; к) Co_{187} ; л) Co_{188} ; м) Co_{189} ; н) Co_{190} ; о) Co_{191} ; п) Co_{192} ; р) Co_{193} ; с) Co_{194} ; т) Co_{195} ; у) Co_{196} ; ф) Co_{197} ; х) Co_{198} ; ц) Co_{199} ; ч) Co_{200} ; ш) Co_{201} ; щ) Co_{202} ; з) Co_{203} ; и) Co_{204} ; к) Co_{205} ; л) Co_{206} ; м) Co_{207} ; н) Co_{208} ; о) Co_{209} ; п) Co_{210} ; р) Co_{211} ; с) Co_{212} ; т) Co_{213} ; у) Co_{214} ; ф) Co_{215} ; х) Co_{216} ; ц) Co_{217} ; ч) Co_{218} ; ш) Co_{219} ; щ) Co_{220} ; з) Co_{221} ; и) Co_{222} ; к) Co_{223} ; л) Co_{224} ; м) Co_{225} ; н) Co_{226} ; о) Co_{227} ; п) Co_{228} ; р) Co_{229} ; с) Co_{230} ; т) Co_{231} ; у) Co_{232} ; ф) Co_{233} ; х) Co_{234} ; ц) Co_{235} ; ч) Co_{236} ; ш) Co_{237} ; щ) Co_{238} ; з) Co_{239} ; и) Co_{240} ; к) Co_{241} ; л) Co_{242} ; м) Co_{243} ; н) Co_{244} ; о) Co_{245} ; п) Co_{246} ; р) Co_{247} ; с) Co_{248} ; т) Co_{249} ; у) Co_{250} ; ф) Co_{251} ; х) Co_{252} ; ц) Co_{253} ; ч) Co_{254} ; ш) Co_{255} ; щ) Co_{256} ; з) Co_{257} ; и) Co_{258} ; к) Co_{259} ; л) Co_{260} ; м) Co_{261} ; н) Co_{262} ; о) Co_{263} ; п) Co_{264} ; р) Co_{265} ; с) Co_{266} ; т) Co_{267} ; у) Co_{268} ; ф) Co_{269} ; х) Co_{270} ; ц) Co_{271} ; ч) Co_{272} ; ш) Co_{273} ; щ) Co_{274} ; з) Co_{275} ; и) Co_{276} ; к) Co_{277} ; л) Co_{278} ; м) Co_{279} ; н) Co_{280} ; о) Co_{281} ; п) Co_{282} ; р) Co_{283} ; с) Co_{284} ; т) Co_{285} ; у) Co_{286} ; ф) Co_{287} ; х) Co_{288} ; ц) Co_{289} ; ч) Co_{290} ; ш) Co_{291} ; щ) Co_{292} ; з) Co_{293} ; и) Co_{294} ; к) Co_{295} ; л) Co_{296} ; м) Co_{297} ; н) Co_{298} ; о) Co_{299} ; п) Co_{300} ; р) Co_{301} ; с) Co_{302} ; т) Co_{303} ; у) Co_{304} ; ф) Co_{305} ; х) Co_{306} ; ц) Co_{307} ; ч) Co_{308} ; ш) Co_{309} ; щ) Co_{310} ; з) Co_{311} ; и) Co_{312} ; к) Co_{313} ; л) Co_{314} ; м) Co_{315} ; н) Co_{316} ; о) Co_{317} ; п) Co_{318} ; р) Co_{319} ; с) Co_{320} ; т) Co_{321} ; у) Co_{322} ; ф) Co_{323} ; х) Co_{324} ; ц) Co_{325} ; ч) Co_{326} ; ш) Co_{327} ; щ) Co_{328} ; з) Co_{329} ; и) Co_{330} ; к) Co_{331} ; л) Co_{332} ; м) Co_{333} ; н) Co_{334} ; о) Co_{335} ; п) Co_{336} ; р) Co_{337} ; с) Co_{338} ; т) Co_{339} ; у) Co_{340} ; ф) Co_{341} ; х) Co_{342} ; ц) Co_{343} ; ч) Co_{344} ; ш) Co_{345} ; щ) Co_{346} ; з) Co_{347} ; и) Co_{348} ; к) Co_{349} ; л) Co_{350} ; м) Co_{351} ; н) Co_{352} ; о) Co_{353} ; п) Co_{354} ; р) Co_{355} ; с) Co_{356} ; т) Co_{357} ; у) Co_{358} ; ф) Co_{359} ; х) Co_{360} ; ц) Co_{361} ; ч) Co_{362} ; ш) Co_{363} ; щ) Co_{364} ; з) Co_{365} ; и) Co_{366} ; к) Co_{367} ; л) Co_{368} ; м) Co_{369} ; н) Co_{370} ; о) Co_{371} ; п) Co_{372} ; р) Co_{373} ; с) Co_{374} ; т) Co_{375} ; у) Co_{376} ; ф) Co_{377} ; х) Co_{378} ; ц) Co_{379} ; ч) Co_{380} ; ш) Co_{381} ; щ) Co_{382} ; з) Co_{383} ; и) Co_{384} ; к) Co_{385} ; л) Co_{386} ; м) Co_{387} ; н) Co_{388} ; о) Co_{389} ; п) Co_{390} ; р) Co_{391} ; с) Co_{392} ; т) Co_{393} ; у) Co_{394} ; ф) Co_{395} ; х) Co_{396} ; ц) Co_{397} ; ч) Co_{398} ; ш) Co_{399} ; щ) Co_{400} ; з) Co_{401} ; и) Co_{402} ; к) Co_{403} ; л) Co_{404} ; м) Co_{405} ; н) Co_{406} ; о) Co_{407} ; п) Co_{408} ; р) Co_{409} ; с) Co_{410} ; т) Co_{411} ; у) Co_{412} ; ф) Co_{413} ; х) Co_{414} ; ц) Co_{415} ; ч) Co_{416} ; ш) Co_{417} ; щ) Co_{418} ; з) Co_{419} ; и) Co_{420} ; к) Co_{421} ; л) Co_{422} ; м) Co_{423} ; н) Co_{424} ; о) Co_{425} ; п) Co_{426} ; р) Co_{427} ; с) Co_{428} ; т) Co_{429} ; у) Co_{430} ; ф) Co_{431} ; х) Co_{432} ; ц) Co_{433} ; ч) Co_{434} ; ш) Co_{435} ; щ) Co_{436} ; з) Co_{437} ; и) Co_{438} ; к) Co_{439} ; л) Co_{440} ; м) Co_{441} ; н) Co_{442} ; о) Co_{443} ; п) Co_{444} ; р) Co_{445} ; с) Co_{446} ; т) Co_{447} ; у) Co_{448} ; ф) Co_{449} ; х) Co_{450} ; ц) Co_{451} ; ч) Co_{452} ; ш) Co_{453} ; щ) Co_{454} ; з) Co_{455} ; и) Co_{456} ; к) Co_{457} ; л) Co_{458} ; м) Co_{459} ; н) Co_{460} ; о) Co_{461} ; п) Co_{462} ; р) Co_{463} ; с) Co_{464} ; т) Co_{465} ; у) Co_{466} ; ф) Co_{467} ; х) Co_{468} ; ц) Co_{469} ; ч) Co_{470} ; ш) Co_{471} ; щ) Co_{472} ; з) Co_{473} ; и) Co_{474} ; к) Co_{475} ; л) Co_{476} ; м) Co_{477} ; н) Co_{478} ; о) Co_{479} ; п) Co_{480} ; р) Co_{481} ; с) Co_{482} ; т) Co_{483} ; у) Co_{484} ; ф) Co_{485} ; х) Co_{486} ; ц) Co_{487} ; ч) Co_{488} ; ш) Co_{489} ; щ) Co_{490} ; з) Co_{491} ; и) Co_{492} ; к) Co_{493} ; л) Co_{494} ; м) Co_{495} ; н) Co_{496} ; о) Co_{497} ; п) Co_{498} ; р) Co_{499} ; с) Co_{500} ; т) Co_{501} ; у) Co_{502} ; ф) Co_{503} ; х) Co_{504} ; ц) Co_{505} ; ч) Co_{506} ; ш) Co_{507} ; щ) Co_{508} ; з) Co_{509} ; и) Co_{510} ; к) Co_{511} ; л) Co_{512} ; м) Co_{513} ; н) Co_{514} ; о) Co_{515} ; п) Co_{516} ; р) Co_{517} ; с) Co_{518} ; т) Co_{519} ; у) Co_{520} ; ф) Co_{521} ; х) Co_{522} ; ц) Co_{523} ; ч) Co_{524} ; ш) Co_{525} ; щ) Co_{526} ; з) Co_{527} ; и) Co_{528} ; к) Co_{529} ; л) Co_{530} ; м) Co_{531} ; н) Co_{532} ; о) Co_{533} ; п) Co_{534} ; р) Co_{535} ; с) Co_{536} ; т) Co_{537} ; у) Co_{538} ; ф) Co_{539} ; х) Co_{540} ; ц) Co_{541} ; ч) Co_{542} ; ш) Co_{543} ; щ) Co_{544} ; з) Co_{545} ; и) Co_{546} ; к) Co_{547} ; л) Co_{548} ; м) Co_{549} ; н) Co_{550} ; о) Co_{551} ; п) Co_{552} ; р) Co_{553} ; с) Co_{554} ; т) Co_{555} ; у) Co_{556} ; ф) Co_{557} ; х) Co_{558} ; ц) Co_{559} ; ч) Co_{560} ; ш) Co_{561} ; щ) Co_{562} ; з) Co_{563} ; и) Co_{564} ; к) Co_{565} ; л) Co_{566} ; м) Co_{567} ; н) Co_{568} ; о) Co_{569} ; п) Co_{570} ; р) Co_{571} ; с) Co_{572} ; т) Co_{573} ; у) Co_{574} ; ф) Co_{575} ; х) Co_{576} ; ц) Co_{577} ; ч) Co_{578} ; ш) Co_{579} ; щ) Co_{580} ; з) Co_{581} ; и) Co_{582} ; к) Co_{583} ; л) Co_{584} ; м) Co_{585} ; н) Co_{586} ; о) Co_{587} ; п) Co_{588} ; р) Co_{589} ; с) Co_{590} ; т) Co_{591} ; у) Co_{592} ; ф) Co_{593} ; х) Co_{594} ; ц) Co_{595} ; ч) Co_{596} ; ш) Co_{597} ; щ) Co_{598} ; з) Co_{599} ; и) Co_{600} ; к) Co_{601} ; л) Co_{602} ; м) Co_{603} ; н) Co_{604} ; о) Co_{605} ; п) Co_{606} ; р) Co_{607} ; с) Co_{608} ; т) Co_{609} ; у) Co_{610} ; ф) Co_{611} ; х) Co_{612} ; ц) Co_{613} ; ч) Co_{614} ; ш) Co_{615} ; щ) Co_{616} ; з) Co_{617} ; и) Co_{618} ; к) Co_{619} ; л) Co_{620} ; м) Co_{621} ; н) Co_{622} ; о) Co_{623} ; п) Co_{624} ; р) Co_{625} ; с) Co_{626} ; т) Co_{627} ; у) Co_{628} ; ф) Co_{629} ; х) Co_{630} ; ц) Co_{631} ; ч) Co_{632} ; ш) Co_{633} ; щ) Co_{634} ; з) Co_{635} ; и) Co_{636} ; к) Co_{637} ; л) Co_{638} ; м) Co_{639} ; н) Co_{640} ; о) Co_{641} ; п) Co_{642} ; р) Co_{643} ; с) Co_{644} ; т) Co_{645} ; у) Co_{646} ; ф) Co_{647} ; х) Co_{648} ; ц) Co_{649} ; ч) Co_{650} ; ш) Co_{651} ; щ) Co_{652} ; з) Co_{653} ; и) Co_{654} ; к) Co_{655} ; л) Co_{656} ; м) Co_{657} ; н) Co_{658} ; о) Co_{659} ; п) Co_{660} ; р) Co_{661} ; с) Co_{662} ; т) Co_{663} ; у) Co_{664} ; ф) Co_{665} ; х) Co_{666} ; ц) Co_{667} ; ч) Co_{668} ; ш) Co_{669} ; щ) Co_{670} ; з) Co_{671} ; и) Co_{672} ; к) Co_{673} ; л) Co_{674} ; м) Co_{675} ; н) Co_{676} ; о) Co_{677} ; п) Co_{678} ; р) Co_{679} ; с) Co_{680} ; т) Co_{681} ; у) Co_{682} ; ф) Co_{683} ; х) Co_{684} ; ц) Co_{685} ; ч) Co_{686} ; ш) Co_{687} ; щ) Co_{688} ; з) Co_{689} ; и) Co_{690} ; к) Co_{691} ; л) Co_{692} ; м) Co_{693} ; н) Co_{694} ; о) Co_{695} ; п) Co_{696} ; р) Co_{697} ; с) Co_{698} ; т) Co_{699} ; у) Co_{700} ; ф) Co_{701} ; х) Co_{702} ; ц) Co_{703} ; ч) Co_{704} ; ш) Co_{705} ; щ) Co_{706} ; з) Co_{707} ; и) Co_{708} ; к) Co_{709} ; л) Co_{710} ; м) Co_{711} ; н) Co_{712} ; о) Co_{713} ; п) Co_{714} ; р) Co_{715} ; с) Co_{716} ; т) Co_{717} ; у) Co_{718} ; ф) Co_{719} ; х) Co_{720} ; ц) Co_{721} ; ч) Co_{722} ; ш) Co_{723} ; щ) Co_{724} ; з) Co_{725} ; и) Co_{726} ; к) Co_{727} ; л) Co_{728} ; м) Co_{729} ; н) Co_{730} ; о) Co_{731} ; п) Co_{732} ; р) Co_{733} ; с) Co_{734} ; т) Co_{735} ; у) Co_{736} ; ф) Co_{737} ; х) Co_{738} ; ц) Co_{739} ; ч) Co_{740} ; ш) Co_{741} ; щ) Co_{742} ; з) Co_{743} ; и) Co_{744} ; к) Co_{745} ; л) Co_{746} ; м) Co_{747} ; н) Co_{748} ; о) Co_{749} ; п) Co_{750} ; р) Co_{751} ; с) Co_{752} ; т) Co_{753} ; у) Co_{754} ; ф) Co_{755} ; х) Co_{756} ; ц) Co_{757} ; ч) Co_{758} ; ш) Co_{759} ; щ) Co_{760} ; з) Co_{761} ; и) Co_{762} ; к) Co_{763} ; л) Co_{764} ; м) Co_{765} ; н) Co_{766} ; о) Co_{767} ; п) Co_{768} ; р) Co_{769} ; с) Co_{770} ; т) Co_{771} ; у) Co_{772} ; ф) Co_{773} ; х) Co_{774} ; ц) Co_{775} ; ч) Co_{776} ; ш) Co_{777} ; щ) Co_{778} ; з) Co_{779} ; и) Co_{780} ; к) Co_{781} ; л) Co_{782} ; м) Co_{783} ; н) Co_{784} ; о) Co_{785} ; п) Co_{786} ; р) Co_{787} ; с) Co_{788} ; т) Co_{789} ; у) Co_{790} ; ф) Co_{791} ; х) Co_{792} ; ц) Co_{793} ; ч) Co_{794} ; ш) Co_{795} ; щ) Co_{796} ; з) Co_{797} ; и) Co_{798} ; к) Co_{799} ; л) Co_{800} ; м) Co_{801} ; н) Co_{802} ; о) Co_{803} ; п) Co_{804} ; р) Co_{805} ; с) Co_{806} ; т) Co_{807} ; у) Co_{808} ; ф) Co_{809} ; х) Co_{810} ; ц) Co_{811} ; ч) Co_{812} ; ш) Co_{813} ; щ) Co_{814} ; з) Co_{815} ; и) Co_{816} ; к) Co_{817} ; л) Co_{818} ; м) Co_{819} ; н) Co_{820} ; о) Co_{821} ; п) Co_{822} ; р) Co_{823} ; с) Co_{824} ; т) Co_{825} ; у) Co_{826} ; ф) Co_{827} ; х) Co_{828} ; ц) Co_{829} ; ч) Co_{830} ; ш) Co_{831} ; щ)

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:

№ темы	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 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. Периодические функции	Работа на семинаре	2	Участие в семинаре (ответы на вопросы)

		Коллоквиум(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	Лабораторная работа	3	1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)
		Коллоквиум(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. 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 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 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	Лабораторная работа	3	1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)

7.	Скорость реакций. Химическое равновесие	Лабораторная работа	3	1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)
8.	Растворы. Теория электролитической диссоциации	Лабораторная работа	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	Лабораторная работа	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 на экзамене		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	Макс. кол-во баллов	Методика проведения занятия и оценки
1.	Водород. р-элементы VII-IVA	Лабораторная работа	27	3 балла за каждую лабораторную работу: 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)

	<p>групп. Элементы VIIIА группы.</p>	<p>Контрольный срез - коллоквиум водород. Элементы 7А и 6А, 4А и 5А подгрупп и их соединения(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>
2.	<p>р-Элементы III-группы. s-Элементы I-II групп.</p>	<p>Лабораторная работа</p>	9	<p>1) 3 балла за каждую лабораторную работу: 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций);</p>
		<p>Решение задач</p>	5	<p>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.</p>

3.	d-Элементы I-VIII групп. f-Элементы	Лабораторная работа	9	3 балла за каждую лабораторную работу: 1 балл выполнение, 2 балла содержание (правильность выводов, уравнений реакций)
		Контрольный срез-коллоквиум «Элементы побочных групп» (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.	Премияльные баллы		10	Дополнительные премияльные 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 на экзамене	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 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 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, 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 160 г оксида углерода (IV) и 132 г воды.
6. Как доказать, что полученный остаток после выпаривания хлорид натрия? Напишите уравнение реакции в сокращенном виде.

Лабораторная работа 2. Очистка растворимых солей методом перекристаллизации

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

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение понятиям: молярная масса металла, эквивалент, молярная масса эквивалента, эквивалент.
2. При каком давлении (больше или меньше атмосферного) будет находиться водород в приборе для вытеснения газа из металла, если уровень воды в уравнительном сосуде будет: а) выше уровня воды в бюретке, б) ниже уровня 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, 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 серную кислоту?
3. Во сколько раз углекислый газ тяжелее воздуха?
4. Дайте определение относительной плотности одного газа по другому. Напишите формулу расчета относительной плотности водорода по воздуху.
5. При некоторой температуре плотность по воздуху паров серы равна 6,62, а паров фосфора 4,2. Определите молекулярную массу серы и фосфора при этих условиях?
6. Масса одного литра газа равна 2,86 г. Определите его молярную массу.

Коллоквиум

Тема 3. Периодический закон. Периодические функции

1. Изобразить электронное строение атома с порядковым номером № ____ (вопрос для каждого 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 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 электронов). 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 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
- 10. Квантовость как следствие волновых свойств электрона. Квантовые числа. Главное и орбитальное
- 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 распр
- 13. Многоэлектронные атомы. Современная модель электронного строения атома (три принципа засел
- принцип наименьшей энергии, принцип Паули, Правило Гунда). Правила Клечковского, объяснить на
- 14. Периодический закон Д.И. Менделеева и строение атома. Объяснение сущности периодичности н
- 15. Развитие и обоснование периодического закона Д.И. Менделеева. Рентгеновские спектры. Закон М
- формулировка периодического закона.
- 16. Периодические функции. Потенциал ионизации, электронное строение атома, периодический зако
- 17. Сродство к электрону. Электроотрицательность. Относительная электроотрицательность.
- 18. Радиусы атомов и ионов (эффективные и орбитальные), периодическая система и электронное стр
- 19. Строение ядра атома. Протоны, нейтроны. Протонно-нейтронная модель строения атома.
- 20. Радиоактивный распад. Период полураспада. α - распад, β - распад, электронный захват, спонтанное
- смещения.
- 21. Ядерные реакции. Искусственная радиоактивность. Меченые атомы, их применение. Изотопы, из

Тема 5. Комплексные соединения

«Химическая связь. Валентность. Комплексные соединения»

- 1. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность, полярность и поляр
- 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 о
- 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 валентнос
- ВС. Валентность s, p, d, f- элементов. Постоянная и переменная валентность. Понятие о валентной и
- Валентность и степень окисления.
- 7. Недостатки метода ВС и основные положения метода МО.
- 8. Типы МО. Последовательность увеличения энергии молекулярных орбиталей. Кратность связи с п
- 9. Объяснение свойств молекул H₂⁺, H₂, He₂⁺ и He₂.
- 10. Свойства молекул Li₂, Be₂, N₂, N₂⁺, O₂⁺, O₂ и F₂ на основе их электронного строения.
- 11. Свойства молекул CO (в сравнении с N₂), 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. Электроотриц
- 13. Локализованные и делокализованные связи. Трех- и многоцентровые связи. Делокализация эле
- бензола, графите, ионах кислородсодержащих неорганических кислот (КНК). Пространственная
- кислородсодержащих молекул и ионов КНК.
- 14. Ионная связь. Строение и свойства ионных соединений. Степень ионности связи как функция р
- Эффективные заряды атомов и степень ионности связи.
- 15. Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярные силы Ван-дер-Ваальса. Зависимости
- характера межмолекулярного взаимодействия.
- 16. Основные положения координационной теории. Характеристика основных классов компле
- комплексных соединений.
- 17. Изомерия комплексных соединений.
- 18. Диссоциация комплексных соединений. Константа нестойкости комплексов. Причины обра
- соединений.
- 19. Химическая связь в комплексных соединениях. Основные теории (метод ВС, ТКП, ММО).
- 20. Гибридизация атомных орбиталей в комплексных соединениях. Пространственная конфигу

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

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

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

1. Водород: распространение в природе, изотопный состав, положение в периодической системе, химические свойства, применение. Бинарные соединения водорода: ионные гидриды, металлоподобные. Вода: характеристика химических и межмолекулярных связей, особенности физических свойств в соединениях S, Se и Te, химические свойства. Тяжелая вода. Методы очистки природной воды.
2. Общая характеристика атомов и простых веществ галогенов. Особенности химии фтора. Важные галогенов. Методы получения свободных галогенов. Физические и химические свойства галогенов. П
3. Галогеноводородные кислоты: получение, свойства, применение. Краткая характеристика важнейш
4. Оксиды, кислородсодержащие кислоты хлора и их соли: получение, кислотные и окислительные практическое использование. Кислородсодержащие соединения брома и иода: получение, кислотные и свойства, сравнение с аналогичными соединениями хлора. Интергалогидные соединения.
5. Общая характеристика элементов 6А подгруппы. Важнейшие природные соединения халькогенов простых веществ различных аллотропных форм. Кислород: химическая связь с позиций методов В получения, физические и химические свойства, применение.
6. Оксиды: классификация, методы получения, свойства. Пероксид водорода и пероксиды металлов. С
7. Сера: аллотропия, нахождение в природе, получение в свободном состоянии, физические и химические. Водородные соединения серы, селена и теллура: получение, устойчивость, физиологическое действие, окислительно-восстановительные свойства. Сульфиды и полисульфиды металлов.
8. Соединения серы, селена и теллура (+4) (оксиды, кислоты и их соли): получение, химические свойства, переходы от серы к теллуру. Тиосерная кислота и тиосульфаты.
9. Соединения серы, селена и теллура (+6) (оксиды, кислоты и их соли): внутреннее строение, получение, свойства и практическое значение. Серная кислота: строение молекулы, методы получения концентрированной и разбавленной кислоты. Олеум и пиросерная кислота. Краткая характеристика в
10. Надсерная кислота и персульфаты: получение, окислительные свойства, строение молекул. Г
11. Общая характеристика элементов 5А подгруппы. Строение простых веществ. Сравнительная характеристика образованию полимерных форм. Азот: химическая связь в молекуле азота, реакционная способность в формах, физические и химические свойства, получение и применение.
12. Гидриды ЭНЗ: строение молекул, принципы получения, изменение физических и химических (температур плавления и кипения, термической устойчивости, растворимости, склонности к восстановительным свойствам). Аммиак: термодинамика и технология промышленного синтеза, присоединения, замещения и окисления. Соли аммония. Аммиокомплексы. Жидкий аммиак как растворитель.
13. Гидразин, гидроксилламин и азотистоводородная кислота: строение молекул, методы получения, 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, токсичность, влияние на окружающую среду. Термодинамика реакции синтеза оксидов азота. Азотистая кислота и нитриты: строение молекулы и нитрит-иона, окислительно-восстановительные свойства.
15. Азотная кислота: строение молекулы кислоты и нитрат-иона, окислительные свойства концентрированной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Лабораторные и промышленные методы получения. Применение азотной кислоты. Соли азотной кислоты, продукты их термического разложения.
16. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты. Мета-, ди(пиро-) и полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота и ее соли. Строение молекул, основность и окислительно-восстановительные свойства. Получение ортофосфорной кислоты. Ее применение.
17. Фосфорные удобрения. Простой суперфосфат. Двойной суперфосфат. Преципитат. Фосфориты. Аммофос. Азофоска.

18. Оксиды, галогениды и сульфиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута: особенности строения щелочам, принципы получения. Особенности гидролиза галогенидов. Галогениды азота. Хлориды ф. Оксохлориды. Оксохлорид азота. Оксотрихлорид фосфора. Их гидролиз. Фосфонитрилхлорид, ос мышьяка и сурьмы.

19. Соединения с металлами. Нитриды. Фосфиды. Арсениды. Стибиды. Типы нитридов. Особенности мышьяка, сурьмы и висмута. Токсичность фосфора, сурьмы, висмута и их соединений. Гидроксиды (III). Мета- и ортоформы. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Общие п (III, V). Стибаты (III, V). Висмутаты (V). Оксосоединения висмута и сурьмы. Особенности гидролиза

20. Общая характеристика элементов 4A подгруппы.. Строение простых веществ. Сравнительная хар: к образованию полимерных форм. Аллотропные модификации углерода и олова. Особенности их простых веществ. Их реакционная способность. Окислительно-восстановительные свойства. Отнош кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. Принципы получения простых веще Уголь как топливо и адсорбент.

21. Гидриды типа ЭН4. Строение молекул. Химические свойства. Реакционная способность метана и получения гидридов. Гидриды типа ЭnНm. Относительная устойчивость соединений, содержащих ст и Э°Э, образуемых углеродом и остальными элементами.

22. Оксид углерода (II). Химическая связь в молекуле с позиций теорий ВС и МО. Получение. Вос присоединения. Карбонилы металлов. Фосген. Токсичность оксида углерода (II). Области практическ Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. Получение. Применение. Влияние углекислого газ кислота и ее соли. Строение молекулы угольной кислоты и карбонат-иона. Свойства кислоты. Каб карбонаты. Особенности осаждения труднорастворимых карбонатов из водных растворов. Терми Применение.

23. Оксид кремния (IV), особенности его строения, аморфное и кристаллическая форма. Кварц. Квар кремния к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Кремниевые кисло Поликремниевые кислоты. Особенности их строения. Получение. Золи и гели кремниевых кислот. Си Соли кремниевых кислот. Орто-, мета-, полисиликаты. Алумосиликаты. Искусственные силикаты. стеклоткани. Цеолиты. Цемент. Вяжущие вещества. Кремнийорганические соединения.

24. Оксиды германия, олова, свинца (II, IV). Их сравнительная устойчивость. Кислотно-основные свойства оксидов. Их отношение к воде, кислотам, щелочам. Общие принципы получения. Гидроксиды Сравнительная устойчивость, кислотно-основные окислительно-восстановительные свойства. Сол Относительная устойчивость, гидролизуемость.

25. Соединения с серой. Моно- и дисульфиды. Сероуглерод. Тиосоединения (кислоты и соли). Тио Тиосоединения кремния, германия, олова. Галогениды элементов (II, IV). Их сравнительная устойчи Галогенокомплексы. Гексафторокремниевая кислота и ее соли. Гексахлорооловянная кислота и ее со азотом. Циановодород. Циановодородная кислота. Цианиды. Цианид-ионы как лиганды комплек получения цианидов тяжелых металлов. Гидролиз цианидов. Родановодород. Родановодородная кисл лиганды в комплексных соединениях.

Лабораторная работа

Тема 5. Комплексные соединения

Студент должен сдать отчет по лабораторной работе, включающий оформление (запись наблюдений, 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 ком $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$, $\text{Ba}[\text{Cu}(\text{SCN})(\text{CN})_3]$
5. Напишите выражение константы нестойкости комплексного иона (по заданию преподавателя). Что

Тема 6. Энергетика химических реакций

Лабораторная работа

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

Контрольные вопросы

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

Тема 7. Скорость реакций. Химическое равновесие

Лабораторная работа

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

Контрольные вопросы

1. Что называют скоростью химической реакции? Какова ее размерность? Как и почему скорость 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
6. Какие реакции называют обратимыми и необратимыми?
7. Что называют химическим равновесием? Почему оно называется динамическим? Какие концентрации равновесными?
8. Что называют константой химического равновесия? От каких факторов она зависит?
9. Как можно управлять химическим равновесием? Какие факторы влияют на смещение химического

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
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 оп 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 основные электролитами.
2. Написать уравнение электролитической диссоциации следующих веществ и показать, когда проц $AlCl_3$, H_3PO_4 , $Ca(OH)_2$, $Cu(NO_3)_2$.
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 кислоты.
7. Составьте схему ступенчатой диссоциации сернистой кислоты. Объясните с точки зрения K_1 диссоциация по второй ступень происходит значительно слабее, чем по первой?

Лабораторная работа «Реакции в растворах электролитов. Производство растворимости»

Контрольные вопросы для защиты

1. Напишите полные и краткие ионно-молекулярные уравнения реакций между: а) серной кислотой и гидроксидом натрия. Почему краткие ионно-молекулярные уравнения одинаковым тепловым эффектом этих реакций нейтрализации? В каких случаях ионно-обменная реакция находится в равновесии?
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 необходимо.
3. Чем определяются амфотерные свойства гидроксидов? Что получится при растворении амфотерного гидроксида цинка в молекулярной и ионно-молекулярной форме реакции растворения гидроксида цинка в соляной кислоте?
5. Как влияет на равновесие в растворе электролита добавление вещества, содержащего одну из ионов? Как изменится концентрация ионов водорода в растворе уксусной кислоты при добавлении ацетата натрия? Как изменится концентрация гидроксид-ионов в растворе гидроксида аммония при добавлении 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 гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
2. Приведите примеры солей, гидролиз которых идет только по катиону, только по аниону, и по обоим. 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 гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
4. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения совместного гидролиза: а) сульфата хрома (III) и хлорида калия.
5. Как влияет добавление растворов KOH , ZnCl_2 , Na_2S , соляной кислоты и твердого NaCl на гидролиз? (усиливается, ослабляется, влияния не наблюдается).
6. Почему соли, состоящие из катионов сильного основания и анионов сильной кислоты, не подвержены гидролизу?
7. Как вычислить константу гидролиза соли? Какая соль лучше гидролизуется: карбонат 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? Приведите примеры, 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 окислительно-восстановительных коэффициентов удобно использовать для реакций, идущих в газовой, неводных и водных растворах?
5. Определите, какими свойствами в окислительно-восстановительных реакциях обладают следующие вещества (окислительными, только восстановительными или и окислительными и восстановительными): KCr_2O_7 , 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 температурой раствора равна 15°C .
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 подвергается электролизу. Укажите значение молярной массы вещества, которое будет восстанавливаться на катоде.
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?
8. Какой металл разрушается при электрохимической коррозии в микрогальванопаре: Fe или Mg , Fe и Zn ?
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, 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 PbO_2 ?

3. Почему для получения хлороводорода сульфатным способом необходимо использовать твердый раствор серной кислоты? Написать уравнение реакции.
4. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства оксидов, гидроксидов и солей хлора.
5. Как изменяются кислотные и окислительные свойства кислородсодержащих кислот хлора в ряду: объяснение.
6. Указать области применения кислородных соединений хлора.

Лабораторная работа «Бром, йод и их соединения»

Контрольные вопросы.

1. Как получают бром и йод в лаборатории. Напишите уравнения реакций.
2. Расположить галогены в ряд по уменьшению их окислительной способности. Объяснить наблюдаемое.
3. Написать уравнения реакций, показывающих сходство в свойствах брома и иода с хлором.
4. Как изменяется восстановительная способность и сила кислот в ряду HF, HCl, HBr, HI? Дать объяснение.
5. Как получают HBr и HI? Написать уравнения реакций.
6. Чем объяснить, что растворимость иода в воде увеличивается в присутствии KI?

Лабораторная работа «Кислород. Оксиды. Пероксиды»

Контрольные вопросы.

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

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

Контрольные вопросы.

1. Перечислите известные вам модификации серы, какие из них являются полиморфными? Какая наиболее устойчивой при обычных условиях?
2. Какие химические свойства проявляет сера в окислительно-восстановительных процессах? Привести примеры.
3. Назвать соединения серы, которые в химических реакциях являются: а) только восстановителями; б) только окислителями; в) восстановителями и окислителями.
4. Привести примеры ступенчатого и полного гидролиза сульфидов металлов. Написать уравнения в ионно-молекулярной форме.
5. Можно ли применять для получения сероводорода из сульфидов азотную кислоту? Ответ обосновать уравнениями реакций.
6. Что произойдет при пропускании сероводорода через раствор иода? Написать уравнение реакции.
7. Какие из перечисленных сульфидов (Na₂S, ZnS, Al₂S₃, PbS, Cr₂S₃) могут быть получены путем обмена?
8. Охарактеризовать поведение оксида серы (IV) и его гидроксида в окислительно-восстановительных процессах. Привести примеры соответствующих уравнений реакций.
9. В чем состоит принципиальное различие в механизме взаимодействия разбавленной и концентрированной серной кислоты с металлами? Написать соответствующие уравнения реакций и схемы перехода электронов.
10. Почему нельзя применять серную кислоту: а) для получения оксида углерода (IV) из карбоната калия 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 реакций.

4. Какие вещества применяют для осушения аммиака? Какие вещества, поглощающие влагу, нельзя п
5. Изменится ли концентрация гидроксид-ионов в водном растворе аммиака при добавлении к нему х
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 реак
- уравнения.
8. Каковы химические свойства оксида азота (IV)? Написать уравнение реакции между NO_2 и водой
9. Какие свойства проявляют нитриты в окислительно-восстановительных реакциях? В какой среде
- примеры.
10. Написать уравнения реакций получения азотной кислоты из аммиака и указать, при каких условия
11. Какими свойствами обладает HNO_3 ? От каких факторов зависит состав веществ, до которых она в

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

Контрольные вопросы.

1. Перечислить важнейшие химические свойства фосфора. Написать уравнения реакций о
- 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-, о
- характер химических связей, тип гибридизации, координационные числа фосфора. Какова сила и о
- 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 равнов

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

Контрольные вопросы.

1. Перечислить известные аллотропные модификации углерода. Описать их свойства. Как доказать, ч
- одного и того же элемента?
2. Сравнить кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов углерода (I
- молекул. Написать уравнения соответствующих реакций.
3. Какими способами можно получать карбонаты и гидрокарбонаты? Какова их термическая прочно
- реакций.
4. Написать в молекулярной и ионной форме уравнения реакций гидролиза следующих солей: К
- объяснение.
5. Написать схему равновесия, устанавливающегося в водном растворе оксида углерода (IV). Какие м
- растворе? В какую сторону смещается химическое равновесие при повышении температуры систе
- щелочи?
6. Почему для отделения CO от CO_2 смесь этих газов пропускают через раствор щелочи, а не через вс
7. Как наиболее простым способом различить карбонат и силикат?
8. Написать уравнения реакций получения силицидов, оксида кремния (IV) и кремниевых кислот
- 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 пр
3. Написать уравнения реакций взаимодействия олова и свинца с соляной, серной и азотной кислотам

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 свойств этих соединений.

Написать уравнения соответствующих реакций.

7. Как можно обнаружить ионы Sn^{2+} и Pb^{2+} , находящиеся совместно в растворе? Составить уравнения 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, 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 по главной подгруппе III группы?

2. Из каких природных соединений получают бор и алюминий? Какие химические или электрохимические процессы восстановления бора из оксида бора и схему электрохимических процессов электролитического производства алюминия.

3. Написать уравнения реакций получения бората магния, диборана, оксида бора и борных кислот. 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 кислотами.

6. Каковы химические свойства оксида и гидроксида алюминия? Написать соответствующие уравнения реакций. Амфотерность гидроксида алюминия с позиций протолитической теории.

7. Сравнить химические свойства бора и алюминия, их оксидов и гидроксидов. Объяснить, почему бора химическим свойствам отличаются от элементов главной подгруппы III группы.

8. Как протекает гидролиз солей алюминия, образованных различными по силе кислотами? Написать 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 ионизационные потенциалы и химическая активность простых веществ от лития к цезию?

3. Охарактеризовать отношение щелочных металлов к кислороду, водороду, воде и кислотам. Чем литий отличается от других щелочных металлов? Дать объяснение.

4. Сравнить физические и химические свойства гидридов щелочных металлов и водородных соединений. Различия в свойствах, используя представления о характере химической связи.

5. Написать уравнения реакций получения оксидов и гидроксидов щелочных металлов. Как изменяются свойства гидроксидов от лития к цезию? Дать объяснение.

6. Составить схемы электрохимических процессов, происходящих при электролизе расплава и раствора. 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 в кристаллах натрия и цезия, величины эффективных зарядов. Дать объяснение.

8. Каковы физические и химические свойства солей щелочных металлов (растворимость, окислительно-восстановительные свойства)?

Бериллий, магний, щелочноземельные металлы и их соединения

1. Написать электронные формулы атомов бериллия, магния, кальция, стронция и бария. Как изменяются ионизационные потенциалы и химические свойства элементов в главной подгруппе II группы от бериллия к барии?

2. Охарактеризовать кислотно-основные свойства и получение гидроксидов бериллия и магния. Написать уравнения реакций.
3. Объяснить, почему гидроксид магния растворяется в растворах солей аммония и какие щелочи вызывают полное осаждение ионов Mg^{2+} .
4. Как можно получить гидроксиды щелочноземельных металлов? Написать уравнения соответствующих реакций. Сравнить растворимость и сила гидроксидов щелочноземельных металлов от кальция к бария.
5. Как изменяется растворимость в воде карбонатов и сульфатов щелочноземельных металлов от кальция к бария?
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, 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 условные заряды и радиусы ионов. Написать уравнения реакций взаимодействия гидроксида хрома в молекулярной и ионной форме.
2. Какая степень окисления и какие координационные числа характерны для хрома-комплексобразующих соединений хрома.
3. Каковы условия существования в растворе хроматов и дихроматов? Объяснить и написать уравнения реакций дихроматов и обратно.
4. Какие свойства проявляют соединения Cr (III) и Cr (VI) в окислительно-восстановительных реакциях? Эти процессы? Привести примеры. Написать соответствующие уравнения реакций.
5. Как действуют на марганец разбавленные и концентрированные растворы HCl, H₂SO₄ и HNO₃ на окисление? Написать уравнения реакций.
6. Как получают оксиды и гидроксиды марганца? Написать уравнения реакций. Отметить, какие из них являются окислительно-восстановительными.
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 среде наиболее устойчивы эти соединения? Привести примеры.
9. Какие вещества образуются при взаимодействии MnO₂ с концентрированными HCl и H₂SO₄ и при нагревании? 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 кислой среде? 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 медью, б) он в контакте с ней. Написать уравнения реакций. Дать схему коррозии железа в контакте с медью, учитывая электрохимическом ряду напряжений металлов.
5. Как относятся железо, кобальт и никель к разбавленным и концентрированным растворам HCl, H₂SO₄ и HNO₃ при нагревании? Написать уравнения реакций.
6. Как можно получить оксиды и гидроксиды Fe (II), Co (II) и Ni (II)? Написать уравнения реакций. Сравнить металлов к кислороду воздуха. Написать уравнения реакций.
7. Как получают оксиды и гидроксиды Fe (III), Co (III) и Ni (III)? Написать уравнения реакций. Сравнить этих металлов. Написать уравнения реакций.
8. Охарактеризовать свойства солей железа, кобальта и никеля (цвет, растворимость в воде, гидролиз, окислительно-восстановительные свойства).

9. Какие свойства проявляют соединения Fe (II), Fe (III) и Fe (VI) в окислительно-восстановительных к соединениям Fe (II) и Fe (VI)? Написать уравнения реакций.
10. Охарактеризовать железо, кобальт и никель как комплексообразователи (указать координационное Написать уравнения реакций образования наиболее устойчивых комплексных соединений для каждой

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 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
6. Как из нитрата цинка получить гидроксоцинкат калия? Написать уравнения реакций в молекулярно
7. Написать уравнение реакции взаимодействия $\text{Cd}(\text{OH})_2$? с NH_4Cl , имея в виду, что в результате соединение.

Работа на семинаре

Тема 2. Строение атома

Устный опрос (работа на семинаре)

1. Развитие представлений о строении атома. Радиоактивность. Модели атома Э.Резерфорда недостатки.
2. Двойственный характер излучения и элементарных частиц. Объяснение фотоэффекта. Волновой неопределенности.
3. Описание состояния электрона в атоме волновым уравнением. Электронное облако. Сплотности. Граничная поверхность.
4. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает главное квантовое число? Какую электронную конфигурацию атома золота. Объясните аномалию строения его внешнего электронного структур относится золото? Какое количество электронов в атоме золота характеризуется каждым из 3

5. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает орбитальное квантовое число l ? Может ли оно принимать значение 1? Запишите электронную конфигурацию атома сурьмы. Сколько электронов имеет сурьма? К какому типу электронных структур относится сурьма? Укажите валентные электроны ее атома. Дайте значения всех квантовых чисел.
6. Какие характеристики электрона и электронной орбитали в атоме отражает магнитное квантовое число m ? Может ли оно принимать значение 1? Запишите электронную конфигурацию атома кадмия. Для каждого из электронов 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 (орбиталей) в невозбужденных атомах марганца и мышьяка. Чему равна сумма спинов электронов в квантовых ячейках на внешнем электронном уровне каждого из них?
9. В чем заключается принцип Паули? Какое максимальное число электронов могут содержать орбитали с $l = 4$ d, $l = 4$ f; б) четвертый квантовый уровень? Почему?
10. Сформулируйте правило Клечковского. Расположите в порядке возрастания энергии подуровни 4 s, 4 p, 4 d, 4 f.

Тема 3. Периодический закон. Периодические функции

Устный опрос

1. Приведите современную формулировку Периодического закона. Объясните, почему первопричина периодичности свойств элементов – заряд ядра атома элемента, а не атомная масса или массовое число.
2. Что называется энергией ионизации и потенциалом ионизации? Как изменяется первый потенциал по группе с увеличением их порядкового номера? Как изменяются восстановительные свойства элементов? Приведите обоснованные ответы.
3. Что называется энергией сродства к электрону и электроотрицательностью? Как изменяется электроотрицательность по группе с увеличением порядкового номера элемента? Окислительные свойства какого из элементов выражены сильнее? Приведите обоснованные ответы.
4. Каковы для s и p -элементов одного периода тенденции изменения радиуса атомов, энергии ионизации, электроотрицательности с увеличением порядкового номера элемента? Как изменяются окислительные свойства атомов элементов третьего периода от натрия к хлору? Почему?
5. Какой из двух сравниваемых элементов обладает более выраженными металлическими свойствами: а) калий или рубидий; б) висмут или мышьяк? Почему?
6. Какие высшие степени окисления проявляют элементы третьего периода Периодической системы: а) оксидов и гидроксидов этих элементов в высшей степени окисления. Как изменяются по периоду с увеличением порядкового номера элементов кислотно-основные свойства их оксидов и гидроксидов? Почему?
7. Как изменяются кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов элементов группы 2 Периодической системы? Приведите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения, иллюстрирующие амфотерность гидроксида бериллия.
8. Какие высшие и низшие степени окисления проявляют элементы третьего периода Периодической системы? Приведите примеры, запишите формулы соответствующих веществ. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства элементов этого ряда? Почему?
9. Какой из двух сравниваемых гидроксидов является более сильным основанием: а) LiOH или KOH; б) Zn(OH)₂? Почему?
10. Какие степени окисления проявляет хром? Запишите формулы его оксидов и гидроксидов. Как изменяются кислотно-основные свойства с возрастанием степени окисления хрома? С какими степенями окисления проявляют окислительные свойства: а) только окислительные; б) только восстановительные; в) как окислительные, так и восстановительные соответствующих веществ.

Тема 4. Химическая связь. Межмолекулярное взаимодействие

1. Основные характеристики химической связи: длина, энергия, направленность, полярность и полярность 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 ВС. Валентность s, p, d, f-элементов. Постоянная и переменная валентность. Понятие о валентной и π -Валентность и степень окисления.
7. Недостатки метода ВС и основные положения метода МО.
8. Типы МО. Последовательность увеличения энергии молекулярных орбиталей. Кратность связи с п
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. Электроотриц
13. Локализованные и делокализованные связи. Трех- и многоцентровые связи. Делокализация эле бензола, графите, ионах кислородсодержащих неорганических кислот (КНК). Пространственная кислородсодержащих молекул и ионов КНК.
14. Ионная связь. Строение и свойства ионных соединений. Степень ионности связи как функция р Эффективные заряды атомов и степень ионности связи.
15. Металлическая связь. Водородная связь. Межмолекулярные силы Ван-дер-Ваальса. Зависимости характера межмолекулярного взаимодействия.

Решение задач

Тема 8. Растворы. Теория электролитической диссоциации

Контрольная работа

1. 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.
2. 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
концентрацией хлорида стронция 0,001 моль/л ($L_p(CaSO_4) = 2,5 \cdot 10^{-5}$, $L_p(SrSO_4) = 3,2 \cdot 10^{-5}$)

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

Пример1

1. Длительно хранившийся в лаборатории раствор КОН нейтрализовали серной кислотой. При этом н 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 м исходной смеси.
3. Вычислить нормальность соляной кислоты, если на реакцию с 0,19062г $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ израсхо кислоты.
4. Определите какое количество алюминия можно получить из 1 т боксита, содержащего 60% окси выходсоставляет 98% от теоретически возможного. Какой объем кислорода приэтом выделится?
5. Рассчитать DG0 реакции восстановления алюминием металлов из следующих оксидов: FeO , Fe_3O_4 , их протекания при стандартных условиях.

пример 2

1. Имеется 5г смеси солей нитрата калия и хлорида калия. При действии нитрата серебра выпало 1.5г осадка. Определить состав исходной смеси в %.

- 1 2. Вода обладает некарбонатной жесткостью: содержит сульфат кальция (массовая доля 0,02%) и объем 15%-ного карбоната натрия ($\rho = 1,16 \text{ г/мл}$) надо добавить к такой воде объемом 100 л для умягчения? Плотность воды принять равной 1 г/мл.
3. Напишите уравнения анодных и катодных процессов, протекающих при электролизе:
 - а) расплава CaCl_2 , раствора $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.
4. смесь алюминия с сульфидом алюминия разделили на 2 равные части. При внесении одной из них (н.у.). При внесении другой части смеси в раствор соляной кислоты, взятой в избытке, выделилось 1,3 массы исходной смеси и массовые доли веществ в ней.
5. Для подкормки комнатных растений используется раствор, в 1 мл которого содержится $5 \cdot 10^{-4} \text{ г}$ бора (буры), необходимую для приготовления 10 л раствора.

4.3 Промежуточная аттестация по дисциплине проводится в форме экзамена

Типовые вопросы экзамена (ОПК-1, ОПК-6)

1. Водород: распространение в природе, изотопный состав, положение в периодической системе и химические свойства, применение.
2. Бинарные соединения водорода: ионные гидриды, металлоподобные гидриды, ковалентные и химические и межмолекулярных связей, особенности физических свойств воды по сравнению с водой химические свойства. Тяжелая вода. Методы очистки природной воды.
3. Благородные газы: история открытия, физические и химические свойства, применение. Соединения, получение, свойства, применение.
4. Общая характеристика атомов и простых веществ галогенов. Важнейшие природные соединения свободных галогенов. Физические и химические свойства галогенов. Применение. Особенности химических свойств кислот: получение, свойства, применение. Краткая характеристика важнейших галогенидов металлов.
5. Оксиды, кислородсодержащие кислоты хлора, брома и иода и их соли: получение, кислотные окислительно-восстановительные свойства, практическое использование. Интергалогенидные соединения.
6. Общая характеристика элементов 6А подгруппы. Важнейшие природные соединения халькогенов простых веществ различных аллотропных форм. Кислород: химическая связь с позиций методов ВС и получения, физические и химические свойства, применение. Оксиды: классификация, методы получения, пероксиды металлов. Озон.
7. Сера: аллотропия, нахождение в природе, получение в свободном состоянии, физические и химические свойства. Водородные соединения серы, селена и теллура: получение, устойчивость, физиологическое действие окислительно-восстановительные свойства. Сульфиды и полисульфиды металлов.
8. Соединения серы, селена и теллура (+4) (оксиды, кислоты и их соли): получение, химические свойства, переходы от серы к теллуру. Тиосерная кислота и тиосульфаты. Соединения серы, селена и теллура (+6) внутреннее строение, аллотропия серного ангидрида, получение, свойства и практическое значение.
9. Серная кислота: строение молекулы, методы промышленного получения, свойства концентрированной кислоты. Олеум и пиросерная кислота. Краткая характеристика важнейших сульфатов. Надсерная кислота окислительные свойства, строение молекул. Политионовые кислоты.
10. Общая характеристика элементов 5А подгруппы. Строение простых веществ. Сравнительная характеристика простых веществ. Склонность к образованию полимерных форм. Азот: химическая связь в молекуле азота, реакционная способность атомарной формах, физические и химические свойства, получение и применение. Фиксация азота из воздуха.
11. Аммиак: строение молекул, термодинамика и технология промышленного синтеза, области применения замещения и окисления. Соли аммония. Амминок комплексы. Жидкий аммиак как растворитель. Изменение свойств в ряду аммиак-висмутин (температур плавления и кипения, термической устойчивости, растворимости, присоединения, восстановительных свойств).
12. Гидразин, гидроксиламин и азотистоводородная кислота: строение молекул, методы получения, 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 азотистой кислоты и нитриты: строение молекулы и нитрит-иона, окислительно-восстановительные свойства.
14. Азотная кислота: строение молекулы кислоты и нитрат-иона, окислительные свойства концентрированной азотной кислоты. Взаимодействие с металлами и неметаллами. Лабораторные и промышленные методы получения. Царская водка. Применение азотной кислоты. Азотные удобрения.
15. Кислородсодержащие кислоты фосфора и их соли. Фосфорноватистая кислота и гипофосфиты, фосфиты. Мета-, ди(пиро-) и полифосфорные кислоты и их соли. Ортофосфорная кислота и ее соли. Окислительные свойства, их основность и окислительно-восстановительные свойства. Получение ортофосфорной кислоты. Простой суперфосфат. Двойной суперфосфат. Преципитат. Фосфоритная мука. Смешанные удобрения.
16. Оксиды, галогениды и сульфиды фосфора, мышьяка, сурьмы и висмута: особенности строения, свойства, отношение к воде, щелочам, принципы получения. Особенности гидролиза галогенидов. Галогениды азота. Хлориды фосфора. Соединения азота и фосфора с металлами. Гидроксиды мышьяка, сурьмы (III, V) и висмута (III). Мета- и окислительно-восстановительные свойства. Особенности гидролиза солей сурьмы и висмута.
17. Общая характеристика элементов 4A подгруппы. Германий и его аналоги: их распространение, свойства, 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 и свинца. Относительная устойчивость.
18. Химические свойства простых веществ элементов 4A подгруппы. Их реакционная способность, свойства. Отношения к кислороду, металлам, воде, кислотам и щелочам. Формы нахождения элементов в природе. 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. Карбонилы металлов. Фосген. Токсичность оксида углерода (II). Области практического применения.
20. Оксид углерода (IV). Строение молекулы. Отношение к воде, щелочам. Получение. Применение. Влияние на окружающую среду. Угольная кислота и ее соли. Строение молекулы угольной кислоты и карбонат-иона. Гидрокарбонаты, основные карбонаты. Особенности осаждения труднорастворимых карбонатов из водных растворов, устойчивость карбонатов. Применение.
21. Оксид кремния (IV), особенности его строения, аморфная и кристаллическая форма. Кварц. Кислотные свойства диоксида кремния к воде, кислотам, щелочам. Перевод в растворимые соединения. Кремниевые кислоты. Поликремниевые кислоты. Особенности их строения. Получение. Золи и гели кремниевых кислот. Силикаты.
22. Соли кремниевых кислот. Орто-, мета-, полисиликаты. Алюмосиликаты. Искусственные силикаты. Применение простого стекла. Кристаллизация стекол. Ситаллы. Стекловолокна и стеклоткани. Цеолиты. Цемент. Износостойкость.
23. Соединения углерода с азотом. Циановодород. Циановодородная кислота. Цианиды. Цианид-ионы в соединениях. Гидролиз цианидов. Токсичность циановодорода и цианидов. Родановодород. Родановодород-ионы как лиганды в комплексных соединениях.
24. Общая характеристика элементов 3A подгруппы. Бор: аллотропия, свойства и применение. Борные кислоты и их соли. Алюминий и его соединения: распространение, получение, свойства и применение. Галлий и его соединения: получение, свойства и применение.
25. Общая характеристика элементов 2A подгруппы. Бериллий, магний, щелочноземельные металлы. Распространение в природе, получение и свойства. Кальций и его соединения. Жесткость воды, ее определение. Цемент. Применение соединений элементов 2A подгруппы.
26. Общая характеристика элементов 1A подгруппы. Щелочные металлы и их соединения: распространение, свойства и применение. Промышленное получение каустической соды и пищевой соды. Гидролиз солей щелочных металлов.
27. Общая характеристика элементов 1B подгруппы. Медь и ее соединения: распространение в природе, свойства и применение. Серебро и золото: распространение в природе, свойства и применение. Соединения серебра.
28. Общая характеристика элементов 2B подгруппы. Цинк и его соединения: распространение в природе, свойства и применение. Кадмий и ртуть: распространение в природе, получение, свойства и применение. Соединения кадмия и ртути.
29. Общая характеристика элементов 3B подгруппы. Скандий и его соединения: распространение в природе, свойства и применение.
30. Семейства лантанидов и актинидов. Общие свойства элементов. Лантаноидное сжатие. Уран и его соединения: распространение, свойства и применение.

Типовые задания для экзамена (ОПК-1, ОПК-6)

Типовые задания контрольной работы

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 раствора.
3. Найдите $L_p(\text{PbBr}_2)$ при 25°C, если растворимость соли при этой температуре равна 1,32 г/100 мл.
4. Какие продукты могут быть получены при взаимодействии KMnO_4 и K_2SO_3 ? Какие факторы влияют на 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 знаний теории неорганической химии, анализирует, делает обоснованные выводы. Анализирует полученные результаты в выполнении химического эксперимента; Способен составлять и использовать принцип периодичности и Периодическую систему элементов, свойства простых и сложных химических соединений и закономерности их изменения;
	ОПК-6	Демонстрирует свободное и умелое владение литературными нормами русского языка для описания полученных экспериментальных данных, применяет нормы русского языка при выстраивании коммуникативных отношений.
«хорошо» (70 - 84 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует достаточный уровень теоретических и практических навыков объяснения взаимосвязи основных понятий и величин, важнейших практических приложений;
	ОПК-6	Демонстрирует хорошее владение литературными нормами русского языка для описания полученных экспериментальных данных, применяет нормы русского языка при выстраивании коммуникативных отношений.
«удовлетворительно» (50 - 69 баллов)	ОПК-1	Демонстрирует не достаточный уровень знаний физико-неорганической химии и основных свойств химических элементов и соединений. Не уверенно определяет взаимосвязь основных понятий и величин, применимости конкретных явлений, свойств веществ и их практическое применение. Ответ не всегда логично выстроен, вопросы, задаваемые в процессе обучения вызывают затруднения.
	ОПК-6	Демонстрирует удовлетворительное и умелое владение литературными нормами современного русского языка для описания полученных экспериментальных данных, с ошибками применяет нормы русского языка при выстраивании коммуникативных отношений.
«неудовлетворительно» (менее 50 баллов)	ОПК-1	Не ориентируется в базовых теоретических вопросах неорганической химии, не может применить теорию для анализа конкретной практической ситуации, не отвечает на поставленные вопросы или затрудняется с ответом.
	ОПК-6	Демонстрирует слабое и неумелое владение литературными нормами русского языка для описания полученных экспериментальных данных, не применяет нормы русского языка при выстраивании коммуникативных отношений.

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 с содержанием дисциплины (РПД), которая определяет содержание, объем, а также порядок изучения и преподавания дисциплины.

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

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

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

В разделе «Материально-техническое обеспечение дисциплины, программное обеспечение, программные информационные справочные системы» содержится перечень профессиональных баз данных и информационных ресурсов, 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 материал и дополнить его с учетом рекомендованной дополнительной литературы;
- при самостоятельном изучении теоретической темы сделать конспект, используя рекомендации профессиональных баз 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. Устный опрос на семинарских занятиях, к дебатам, тестированию, экзамену. Она включает просмотр рекомендованных источников и литературы по тематике лекций.

Конспект лекции должен содержать реферативную запись основных вопросов лекции, в том числе с использованием MOODLe презентации, основных источников и литературы по темам, выводы по каждому вопросу. Конспект может быть распечатан в рамках распечатки выдачи презентаций лекций или в отдельной тетради по предмету. Он должен быть кратким и содержать не относящуюся к теме информацию или рисунки.

Конспекты научной литературы при самостоятельной подготовке к занятиям должны содержать ответ на вопрос, иметь ссылку на источник информации с обязательным указанием автора, названия и года издания литературы. Конспект может быть опорным (содержать лишь основные ключевые позиции), но при этом 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 и источников);
- составлять тезисы (цитирование наиболее важных мест статьи или монографии, короткое изложение содержания);
- 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 применения их знаний по определенному разделу, теме, проблеме и т.п. Все члены группы участвуют в обсуждении, добавлять информацию, дискутировать, задавать вопросы и т.д.

Устный опрос может применяться в различных формах: фронтальный, индивидуальный, комбинированный. Ответы подлежат 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. При выступлении с презентацией необходимо обращать внимание на такие моменты как:

- содержание презентации: актуальность темы, полнота ее раскрытия, смысловое содержание, соответствие методическим требованиям (цели, ссылки на ресурсы, соответствие содержанию, направленность, соответствие содержания заявленной форме, адекватность использования техники последовательность и логичность презентуемого материала;
- оформление презентации: объем (оптимальное количество), дизайн (читаемость, наличие и соотношение звуковое оформление, структурирование информации, соответствие заявленным требованиям), оригинальное использование возможности программной среды, соответствие стандартам оформления;
- личностные качества: ораторские способности, соблюдение регламента, эмоциональность, углубленные, систематизированные, глубокие и полные знания по всем разделам программы;
- содержание выступления: логичность изложения материала, раскрытие темы, доступность изложения средств ИКТ, способы и условия достижения результативности и эффективности для выполнения учебной деятельности, доказательность принимаемых решений, умение аргументировать свои заключения

6. Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

6.1 Основная литература:

1. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия : учеб. для студентов вузов. - 5-е изд., стер.. - М.: Высш. ш., 2003. - 288 с.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия : учеб. для студ. вузов. - Изд. 7-е, стер.. - М.: Высшая школа, 2003. - 288 с.

6.2 Дополнительная литература:

1. Алехина О.В. Неорганическая химия: вопросы и задания : учеб пособие : в 2 ч.. - Тамбов: [Изд-во ТГМУ], 2012. - 200 с.
2. Глинка Н.Л. Общая химия : учебник для бакалавров. - 18-е изд., перераб. и доп.. - М.: Юрайт, 2012. - 480 с.
3. Вигдорович В.И., Горелкин И.И., Поздняков А.П. Избранные главы неорганической химии : Учеб. пособие. - М.: Изд-во ТГУ, 2001. - 175 с.

6.3 Иные источники:

1. Электронная библиотека социологического факультета МГУ имени М.В. Ломоносова - <http://lib.soc.msu.ru/>
2. Интернет-энциклопедии - <http://www.rubicon.com/>

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

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

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

Помещения для самостоятельной работы укомплектованы компьютерной техникой с возможностью обеспечения доступа в электронную информационно-образовательную среду Университета.

Для проведения занятий лекционного типа используются наборы демонстрационного оборудования и 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 License
 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.monograf.ru/>

2. Электронный каталог Фундаментальной библиотеки ТГУ. – URL: <http://biblio.tsutmb.ru/elektronnyij->
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&s

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