

**ОЦЕНОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ**
Общая и неорганическая химия

Код модуля
1157155(1)

Модуль
Основные принципы современной химии

Екатеринбург

Оценочные материалы составлены автором(ами):

№ п/п	Фамилия, имя, отчество	Ученая степень, ученое звание	Должность	Подразделение
1	Васильева Наталья Леонидовна	кандидат химических наук, без ученого звания	Доцент	физико-химических методов анализа

Согласовано:

Управление образовательных программ

В.В. Топорицева

Авторы:

- Васильева Наталья Леонидовна, Доцент, физико-химических методов анализа

1. СТРУКТУРА И ОБЪЕМ ДИСЦИПЛИНЫ *Общая и неорганическая химия*

1.	Объем дисциплины в зачетных единицах	6	
2.	Виды аудиторных занятий	Лекции Лабораторные занятия	
3.	Промежуточная аттестация	Экзамен	
4.	Текущая аттестация	Контрольная работа	3
		Домашняя работа	3
		Дискуссия	1
		Отчет по лабораторным работам	6

2. ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫ ОБУЧЕНИЯ (ИНДИКАТОРЫ) ПО ДИСЦИПЛИНЕ МОДУЛЯ *Общая и неорганическая химия*

Индикатор – это признак / сигнал/ маркер, который показывает, на каком уровне обучающийся должен освоить результаты обучения и их предъявление должно подтвердить факт освоения предметного содержания данной дисциплины, указанного в табл. 1.3 РПМ-РПД.

Таблица 1

Код и наименование компетенции	Планируемые результаты обучения (индикаторы)	Контрольно-оценочные средства для оценивания достижения результата обучения по дисциплине
1	2	3
ОПК-3 -Способен проводить исследования и изыскания для решения прикладных инженерных задач относящихся к профессиональной деятельности, включая проведение измерений, планирование и постановку экспериментов, интерпретацию полученных	Д-1 - Проявлять заинтересованность в содержании и результатах исследовательской работы З-1 - Изложить основные приемы и методы проведения исследований и изысканий, которые могут быть использованы для решения поставленных прикладных задач, относящихся к профессиональной деятельности З-3 - Описать последовательность действий при обработке и интерпретации	Лабораторные занятия Отчет по лабораторным работам № 1 Отчет по лабораторным работам № 2 Отчет по лабораторным работам № 3 Отчет по лабораторным работам № 4 Отчет по лабораторным работам № 5 Отчет по лабораторным работам № 6 Экзамен

<p>результатов (Биотехнические системы и технологии; Инноватика и интеллектуальная собственность; Инноватика и интеллектуальная собственность; Наноинженерия; Приборостроение; Управление качеством; Электроника и нанoeлектроника; Ядерные физика и технологии)</p>	<p>полученных результатов исследований и изысканий П-1 - Подготовить и провести экспериментальные измерения, исследования и изыскания для решения поставленных прикладных задач, относящихся к профессиональной деятельности У-1 - Обосновать выбор приемов, методов и соответствующей аппаратуры для проведения исследований и изысканий, которые позволят решить поставленные прикладные задачи, относящиеся к профессиональной деятельности У-3 - Анализировать и объяснить полученные результаты исследований и изысканий</p>	
<p>ОПК-1 -Способен использовать фундаментальные знания, полученные в области математических и естественных наук, в профессиональной деятельности (Прикладные математика и физика)</p>	<p>Д-1 - Демонстрировать навыки самообразования З-2 - Интерпретировать основные теоретические положения фундаментальных разделов естественных наук, необходимые для освоения компетенций по профилю деятельности У-2 - Анализировать результаты наблюдений и экспериментов с использованием знаний фундаментальных разделов естественных наук и объективных законов природы</p>	<p>Домашняя работа № 1 Домашняя работа № 2 Домашняя работа № 3 Контрольная работа № 1 Контрольная работа № 2 Контрольная работа № 3 Лекции Экзамен</p>
<p>ОПК-3 -Способен систематизировать, анализировать и обобщать результаты научных исследований на основе информационной и библиографической культуры</p>	<p>Д-1 - Демонстрировать развитие когнитивных умений З-1 - Демонстрировать понимание принципов анализа и обобщения результатов научных исследований З-3 - Демонстрировать понимание приемов и способов самостоятельного поиска и осмысления информации в</p>	<p>Лабораторные занятия Отчет по лабораторным работам № 1 Отчет по лабораторным работам № 2 Отчет по лабораторным работам № 3 Отчет по лабораторным работам № 4 Отчет по лабораторным работам № 5</p>

<p>(Прикладные математика и физика)</p>	<p>соответствии с профессиональными задачами П-1 - Иметь опыт представления обобщенных результатов исследовательской деятельности и их оформления в виде текстовых, графических и иных материалов в соответствии с требованиями П-3 - Иметь опыт подготовки и оформления отчетов по лабораторным работам, практикам, научным исследованиям на основе информационной и библиографической культуры У-1 - Систематизировать и анализировать результаты экспериментов, наблюдений, измерений У-3 - Интерпретировать результаты собственных исследований, соотнося их с данными научной литературы, формулировать заключения и выводы по результатам исследований</p>	<p>Отчет по лабораторным работам № 6 Экзамен</p>
<p>ОПК-1 -Способен формулировать и решать задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя фундаментальные знания основных закономерностей развития природы, человека и общества (Биотехнические системы и технологии; Инноватика и интеллектуальная собственность; Инноватика и интеллектуальная собственность; Нанотехнологии; Приборостроение; Управление</p>	<p>Д-1 - Демонстрировать умение эффективно работать в команде З-1 - Привести примеры основных закономерностей развития природы, человека и общества З-2 - Обосновать значимость использования фундаментальных естественнонаучных и философских знаний в формулировании и решении задач профессиональной деятельности знаний П-1 - Работая в команде, формулировать и решать задачи в рамках поставленного задания, относящиеся к области профессиональной деятельности У-1 - Использовать понятийный аппарат и терминологию основных закономерностей развития природы, человека и</p>	<p>Домашняя работа № 1 Домашняя работа № 2 Домашняя работа № 3 Контрольная работа № 1 Контрольная работа № 2 Контрольная работа № 3 Лекции Экзамен</p>

<p>качеством; Электроника и наноэлектроника; Ядерные физика и технологии)</p>	<p>общества при формулировании и решении задач профессиональной деятельности У-2 - Определять конкретные пути решения задач профессиональной деятельности на основе фундаментальных естественнонаучных знаний</p>	
<p>УК-1 -Способен осуществлять поиск, критический анализ и синтез информации, применять системный подход для решения поставленных задач, в том числе в цифровой среде</p>	<p>Д-7 - Проявлять аналитические умения З-10 - Демонстрировать понимание научной, в том числе физической, картины мира, с позиций системного подхода к познанию важнейших принципов и общих законов, лежащих в основе окружающего мира З-11 - Сделать обзор методов анализа и осмысления научных знаний о процессах и явлениях природы и окружающей среды, ее сохранении, месте и роли человека в природе П-8 - Иметь опыт поиска и обобщения научного материала, опираясь на системный анализ процессов и явлений природы и окружающей среды, для решения поставленных задач У-12 - Распознавать и описывать природные объекты, выявлять основные признаки материальных и нематериальных систем и причинно-следственные связи в процессах и явлениях природы и окружающей среды, используя методы критического и системного анализа</p>	<p>Дискуссия Домашняя работа № 1 Домашняя работа № 2 Домашняя работа № 3 Контрольная работа № 1 Контрольная работа № 2 Контрольная работа № 3 Лабораторные занятия Лекции Отчет по лабораторным работам № 1 Отчет по лабораторным работам № 2 Отчет по лабораторным работам № 3 Отчет по лабораторным работам № 4 Отчет по лабораторным работам № 5 Отчет по лабораторным работам № 6 Экзамен</p>

3. ПРОЦЕДУРЫ КОНТРОЛЯ И ОЦЕНИВАНИЯ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ В РАМКАХ ТЕКУЩЕЙ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ПО ДИСЦИПЛИНЕ МОДУЛЯ В БАЛЬНО-РЕЙТИНГОВОЙ СИСТЕМЕ (ТЕХНОЛОГИЧЕСКАЯ КАРТА БРС)

3.1. Процедуры текущей и промежуточной аттестации по дисциплине

1. Лекции: коэффициент значимости совокупных результатов лекционных занятий – 0.7		
Текущая аттестация на лекциях	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
<i>контрольная работа №3. "ОВР. Комплексные соединения"</i>	1,16	25
<i>домашняя работа "Электрохимические процессы. Коррозия металлов"</i>	1,11	10
<i>контрольная работа №2. "Свойства растворов. Основы электрохимии"</i>	1,12	25
<i>контрольная работа №1. "Стехиометрические расчеты. Энергетика. Химическая кинетика"</i>	1,6	25
<i>дискуссия</i>	1,16	15
Весовой коэффициент значимости результатов текущей аттестации по лекциям – 0.40		
Промежуточная аттестация по лекциям – экзамен		
Весовой коэффициент значимости результатов промежуточной аттестации по лекциям – 0.60		
2. Практические/семинарские занятия: коэффициент значимости совокупных результатов практических/семинарских занятий – не предусмотрено		
Текущая аттестация на практических/семинарских занятиях	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
Весовой коэффициент значимости результатов текущей аттестации по практическим/семинарским занятиям– не предусмотрено		
Промежуточная аттестация по практическим/семинарским занятиям–нет		
Весовой коэффициент значимости результатов промежуточной аттестации по практическим/семинарским занятиям– не предусмотрено		
3. Лабораторные занятия: коэффициент значимости совокупных результатов лабораторных занятий –0.30		
Текущая аттестация на лабораторных занятиях	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
<i>домашняя работа "ОВР. Комплексные соединения"</i>	1,16	10
<i>домашняя работа "Растворы"</i>	1,9	10
<i>Письменный опрос "Энергетика химических процессов"</i>	1,5	10
<i>Письменный опрос "Строение атома и ПСЭ"</i>	1,10	5
<i>Письменный опрос "Химическая кинетика и равновесие"</i>	1,6	10
<i>Отчет по л.р. "Основы электрохимии".</i>	1,13	5
<i>Отчет по л.р. "ОВР с участием р-элементов".</i>	1,14	5
<i>Письменный опрос "Химическая связь"</i>	1,11	5
<i>Письменный опрос "Концентрация"</i>	1,3	5
<i>Письменный опрос "Стехиометрические расчеты"</i>	1,2	5
<i>Письменный опрос "Классы химических соединений"</i>	1,4	5
<i>Отчет по л.р. "Труднорастворимые электролиты. Обменные реакции в растворах".</i>	1,10	5
<i>Отчет по л.р. "Свойства металлов".</i>	1,12	5

<i>Отчет по л.р. "Комплексные соединения".</i>	1,16	5
<i>Письменный опрос "Лантаниды. Актиниды"</i>	1,16	5
<i>Отчет по л.р. "Свойства лантанидов и актинидов"</i>	1,16	5
Весовой коэффициент значимости результатов текущей аттестации по лабораторным занятиям -1.00		
Промежуточная аттестация по лабораторным занятиям –нет		
Весовой коэффициент значимости результатов промежуточной аттестации по лабораторным занятиям – 0.00		
4. Онлайн-занятия: коэффициент значимости совокупных результатов онлайн-занятий –не предусмотрено		
Текущая аттестация на онлайн-занятиях	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
Весовой коэффициент значимости результатов текущей аттестации по онлайн-занятиям -не предусмотрено		
Промежуточная аттестация по онлайн-занятиям –нет		
Весовой коэффициент значимости результатов промежуточной аттестации по онлайн-занятиям – не предусмотрено		

3.2. Процедуры текущей и промежуточной аттестации курсовой работы/проекта

Текущая аттестация выполнения курсовой работы/проекта	Сроки – семестр, учебная неделя	Максимальная оценка в баллах
Весовой коэффициент текущей аттестации выполнения курсовой работы/проекта– не предусмотрено		
Весовой коэффициент промежуточной аттестации выполнения курсовой работы/проекта– защиты – не предусмотрено		

4. КРИТЕРИИ И УРОВНИ ОЦЕНИВАНИЯ РЕЗУЛЬТАТОВ ОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ МОДУЛЯ

4.1. В рамках БРС применяются утвержденные на кафедре/институте критерии (признаки) оценивания достижений студентов по дисциплине модуля (табл. 4) в рамках контрольно-оценочных мероприятий на соответствие указанным в табл.1 результатам обучения (индикаторам).

Таблица 4

Критерии оценивания учебных достижений обучающихся

Результаты обучения	Критерии оценивания учебных достижений, обучающихся на соответствие результатам обучения/индикаторам
Знания	Студент демонстрирует знания и понимание в области изучения на уровне указанных индикаторов и необходимые для продолжения обучения и/или выполнения трудовых функций и действий, связанных с профессиональной деятельностью.
Умения	Студент может применять свои знания и понимание в контекстах, представленных в оценочных заданиях, демонстрирует освоение умений на уровне указанных индикаторов и необходимых для продолжения обучения и/или выполнения трудовых функций и действий, связанных с профессиональной деятельностью.

Опыт /владение	Студент демонстрирует опыт в области изучения на уровне указанных индикаторов.
Другие результаты	Студент демонстрирует ответственность в освоении результатов обучения на уровне запланированных индикаторов. Студент способен выносить суждения, делать оценки и формулировать выводы в области изучения. Студент может сообщать преподавателю и коллегам своего уровня собственное понимание и умения в области изучения.

4.2 Для оценивания уровня выполнения критериев (уровня достижений обучающихся при проведении контрольно-оценочных мероприятий по дисциплине модуля) используется универсальная шкала (табл. 5).

Таблица 5

Шкала оценивания достижения результатов обучения (индикаторов) по уровням

Характеристика уровней достижения результатов обучения (индикаторов)				
№ п/п	Содержание уровня выполнения критерия оценивания результатов обучения (выполненное оценочное задание)	Шкала оценивания		
		Традиционная характеристика уровня		Качественная характеристика уровня
1.	Результаты обучения (индикаторы) достигнуты в полном объеме, замечаний нет	Отлично (80-100 баллов)	Зачтено	Высокий (В)
2.	Результаты обучения (индикаторы) в целом достигнуты, имеются замечания, которые не требуют обязательного устранения	Хорошо (60-79 баллов)		Средний (С)
3.	Результаты обучения (индикаторы) достигнуты не в полной мере, есть замечания	Удовлетворительно (40-59 баллов)		Пороговый (П)
4.	Освоение результатов обучения не соответствует индикаторам, имеются существенные ошибки и замечания, требуется доработка	Неудовлетворительно (менее 40 баллов)	Не зачтено	Недостаточный (Н)
5.	Результат обучения не достигнут, задание не выполнено	Недостаточно свидетельств для оценивания		Нет результата

5. СОДЕРЖАНИЕ КОНТРОЛЬНО-ОЦЕНОЧНЫХ МЕРОПРИЯТИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ МОДУЛЯ

5.1. Описание аудиторных контрольно-оценочных мероприятий по дисциплине модуля

5.1.1. Лекции

Самостоятельное изучение теоретического материала по темам/разделам лекций в соответствии с содержанием дисциплины (п. 1.2. РПД)

5.1.2. Лабораторные занятия

Примерный перечень тем

1. Важнейшие классы неорганических соединений
 2. Энергетика химических процессов
 3. Химическая кинетика и равновесие
 4. Основные характеристики растворов
 5. Строение атома и ПСЭ
 6. Химическая связь и строение молекул
 7. Электрохимические процессы
 8. ОВР
 9. Неметаллы
 10. Металлы
 11. Комплексные соединения
 12. Лантаниды, актиниды
- LMS-платформа – не предусмотрена

5.2. Описание внеаудиторных контрольно-оценочных мероприятий и средств текущего контроля по дисциплине модуля

Разноуровневое (дифференцированное) обучение.

Базовый

5.2.1. Контрольная работа № 1

Примерный перечень тем

1. Стехиометрические расчеты.
2. Способы выражения концентраций и газовых смесей.
3. Энергетика химических процессов.
4. Химическая кинетика и равновесие.

Примерные задания

1. Сколько граммов чистого мрамора CaCO_3 и какой объем раствора соляной кислоты с массовой долей 26 % и $\rho = 1,132 \text{ г/см}^3$ надо взять, чтобы получить 83 литра углекислого газа (объем измерен при температуре 300К и давлении 90 кПа)?

2. Синтез фосгена протекает по реакции: $\text{Cl}_2 + \text{CO} = \text{COCl}_2$. Определите исходные концентрации хлора и оксида углерода (II), если известны концентрации всех веществ в условиях равновесия: $[\text{Cl}_2] = 14,2 \text{ г/л}$, $[\text{CO}] = 2,8 \text{ г/л}$, $[\text{COCl}_2] = 198 \text{ г/л}$. Рассчитайте константу равновесия при данных условиях. Укажите, в каком направлении сместится равновесие реакции при увеличении давления.

3. Экзо- или эндотермическим является процесс: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 = 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{г})$? Возможно ли самопроизвольное протекание реакции в стандартных условиях? Найдите ориентировочно температуру, при которой установится термодинамическое равновесие в данной системе.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.2. Контрольная работа № 2

Примерный перечень тем

1. Свойства растворов.
2. Электрохимические процессы. Гальванические элементы. Электролиз водных растворов. Коррозия металлов.

Примерные задания

1. Какие вещества называются электролитами? Определите, какие из трех веществ являются электролитами, если известно, что водный раствор первого не проводит электрический ток, одномолярный раствор второго замерзает при минус 1,860С, одномолярный водный раствор третьего кипит при 100,70С.

2. Степень ионизации муравьиной кислоты НСООН в растворе с концентрацией 0,2 моль/л равна 0,03. Рассчитать константу ионизации и рН раствора.

3. Рассчитайте электродный потенциал серебряного электрода, погруженного
А) в раствор соли AgNO₃ с молярной концентрацией 0,01 моль/л;
Б) в насыщенный раствор соли AgCl.

4. Одинаковы ли будут продукты электролиза водных растворов MnSO₄ и MnCl₂? Электролиз проводят с угольными электродами. Для каждого случая приведите уравнения электродных процессов.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.3. Контрольная работа № 3

Примерный перечень тем

1. Комплексные соединения, строение, диссоциация
2. Окислительно - восстановительные реакции.

Примерные задания

1. При взаимодействии фторидов натрия и алюминия образуется комплексное соединение, в котором на 0,27 г алюминия приходится 1,14 г фтора. Напишите реакцию комплексообразования. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексобразователя, геометрическую форму и магнитные свойства комплексного иона. Напишите выражение суммарной константы нестойкости комплексного иона и найдите ее значение в справочнике.

2. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения следующих реакций:



3. Сколько граммов нитрита калия потребуется для выделения всего иода из 10 мл подкисленного раствора иодида калия с массовой долей 15% и $\rho = 1,12 \text{ г/см}^3$?

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.4. Домашняя работа № 1

Примерный перечень тем

1. Основные характеристики растворов

Примерные задания

1. В одном литре раствора содержится 0,1 моль кислоты HA ($K_{HA} = 1 \cdot 10^{-7}$).

Рассчитайте pH раствора.

2. 5 молей электролита KA_2 содержатся в 5 литрах раствора. Рассчитайте концентрацию катионов и анионов (моль/л), если $\alpha = 0,001$. Рассчитайте константу ионизации.

3. Рассчитайте растворимость (г/л) электролита $AuCl_3$.

4. Образуется ли осадок при смешении равных объемов растворов $AgNO_3$ и Na_2CO_3 с одинаковыми молярными концентрациями 0,002 моль/л?

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.5. Домашняя работа № 2

Примерный перечень тем

1. Электрохимические процессы. гальванические элементы. Электролиз. Коррозия металлов

Примерные задания

Металл Cr находится в контакте с металлом Cu. Какой из них будет корродировать в следующих средах: а) $NaCl + H_2O$, б) $O_2 + H_2O$. Ответ мотивировать. Для каждой среды записать уравнения катодного и анодного процессов, проходящих при работе данной гальванопары. Указать знаки полюсов и назвать электроды.

2. Металл Fe покрыт металлом Mg. анодное или катодное это покрытие? Приведите уравнения электродных процессов, проходящих при нарушении целостности покрытия в среде влажный воздух + пары CO_2 .

3. Какие из указанных металлов Ag, Be, Co могут быть использованы для протекторной защиты детали из Fe? Написать уравнения электродных процессов, протекающих при работе гальванопары "металл-покрытие" в среде H^+ .

4. Деталь из металла Zn соединена с "+" источника постоянного тока. Защищена ли она от коррозии? Какой процесс будет протекать на детали в кислой среде (уравнение процесса написать).

Дан гальванический элемент:

5. $Pt (H_2) | H^+ || CuCl_2 | Cu$,
 $pH = 0$ $C(CuCl_2) = 1$ моль/л

Обозначить полюса (плюс, минус).

Назвать электроды (анод, катод).

Записать электродные процессы.
Рассчитать ЭДС.

6. Какие продукты образуются на аноде и катоде при электролизе водного раствора KCl, если анод C и катод Fe.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.6. Домашняя работа № 3

Примерный перечень тем

1. Окислительно-восстановительные реакции
2. Комплексные соединения

Примерные задания

1. Возможен ли процесс:



Ответ: 1. Да. 2. Нет.

2. Возможно ли совместное сосуществование следующих ионов в растворе:

Cl⁻, S²⁻, I⁻ ?

Ответ: 1. Да. 2. Нет.

3. Написать ионное уравнение окислительно-восстановительной реакции и выяснить, какой коэффициент стоит перед молекулой H₂O.



4. Химический состав комплексного соединения отражается формулой $\text{CoCl}_2(\text{NO}_3) \cdot 5\text{NH}_3$. Измерение физических свойств раствора данного соединения показало, что изотонический коэффициент близок к 3. Известно, что хлорид-ионы полностью осаждаются при действии AgNO_3 . Запишите координационную формулу комплексного соединения.

5. Рассчитать концентрацию (моль/л) всех частиц в 0,1-молярном растворе комплексного соединения $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$. Значение константы нестойкости см. в справочнике.

Определить тип гибридизации орбиталей комплексообразователя, геометрическую форму и магнитные свойства комплексного иона.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.7. Дискуссия

Примерный перечень тем

1. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса. Возможность и направленность химической реакции. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Зависимость скорости реакции от температуры. Активные молекулы и энергия активации. Катализ гомогенный и гетерогенный. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия и ее связь с энергией Гиббса. Смещение равновесия, принцип Ле-

Шателье. Сольватная теория Менделеева. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Неэлектролиты. Электролиты. Состояние сильных электролитов в растворах. Труднорастворимые электролиты. Основные сведения о строении атомов. Квантовая (волновая) модель атома Шредингера. Волновая функция. Периодическая система элементов. Периодическое изменение свойств химических элементов в соответствии с электронной структурой атома. Электронные аналоги. Природа и основные типы химической связи. Метод молекулярных орбиталей. Метод валентных связей. Понятие об электродных потенциалах. Измерение электродных потенциалов. Гальванический элемент. Топливные элементы. Электролиз водных растворов солей. Химическая и электрохимическая коррозия. Окислительно-восстановительные свойства элементарных веществ и их соединений. Галогеноводороды. Вода. Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов. Окислительно-восстановительная двойственность сульфитов.. Нитриды. Общие свойства металлов. Положение в ПСЭ. Нахождение в природе. Изменение активности металлов по отдельным группам ПСЭ. Степени окисления. Взаимодействие с неметаллами. Свойства и получение оксидов. Окислительно-восстановительные свойства металлов и их соединений. Получение металлов: извлечение из руд, способы восстановления (алюминий, бериллий, магний, молибден, вольфрам, железо). Металлы как конструкционные материалы. Комплексные соединения. Общая характеристика f-элементов.

Примерные задания

- Для какой реакции соответствует стандартной энтальпии образования MgSO_4 ? $\text{MgO} + \text{SO}_3 = \text{MgSO}_4$, $\text{Mg} + \text{S} + 2 \text{O}_2 = \text{MgSO}_4$, $\text{MgS} + 2 \text{O}_2 = \text{MgSO}_4$,
- Возможен ли процесс при стандартных условиях $3 \text{Fe}_3\text{O}_4 + 8 \text{Al} = 4 \text{Al}_2\text{O}_3 + 9 \text{Fe}$.
- В каком порядке возрастает дипольный момент связей 1) H–N 2) H–O 3) H–F 4) H–C.
- В каком направлении сместится равновесие реакции, если увеличить давление?
 $\text{CH}_3\text{OH}(\text{г}) + 1,5 \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г})$
- Как следует изменить температуру, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции? $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{SO}_3$ $\Delta H = -197 \text{ кДж}$
- Во сколько раз изменится скорость прямой реакции, если концентрацию H_2S увеличить в 4 раза? $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 = 2 \text{HCl} + \text{S}(\text{тв})$
- Назовите элементы (может быть один элемент), имеющие в предпоследнем слое 8, а в последнем – 3 электрона. Какие свойства, металлические или неметаллические, у них преобладают.
- Какие элементы являются химическими аналогами 39Y . Ответ дайте на основании строения двух внешних электронных слоев элемента и его аналогов

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.8. Отчет по лабораторным работам № 1

Примерный перечень тем

1. Труднорастворимые электролиты. Ионно-молекулярные уравнения реакций

Примерные задания

Задание 1. Влияние температуры на растворимость иодида свинца

В пробирку внесите по 2-3 капли растворов соли свинца (II) и иодида калия. Отметьте цвет полученного осадка. Добавьте 2-3 мл дистиллированной воды и осторожно нагрейте почти до кипения. Если осадка много, добавьте еще воды и продолжайте нагревать почти до полного его растворения. Поставьте пробирку в штатив и наблюдайте, как в процессе медленного охлаждения насыщенного раствора появляется осадок иодида свинца в крупнокристаллической форме. Запишите уравнение образования осадка в ионной и молекулярной форме. Запишите выражение ПР и найдите в справочнике его численное значение. Сделайте вывод о влиянии температуры на растворимость осадка.

Задание 2. Получение труднорастворимых гидроксидов

Осуществите следующие реакции, выбрав нужные реактивы, и сохраните осадки:

1. $\text{Ni}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Ni}(\text{OH})_2$ $\text{Al}^{3+} + 3\text{NH}_3\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4^+$
2. $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2$ $\text{Cr}^{3+} + 3\text{NH}_3\text{H}_2\text{O} = \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NH}_4^+$
3. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$ $\text{Pb}^{2+} + 2\text{NH}_3\text{H}_2\text{O} = \text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4^+$
4. $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$ $\text{Be}^{2+} + 2\text{NH}_3\text{H}_2\text{O} = \text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4^+$

Встряхните осадки, разделите их на две пробирки (или продублируйте реакцию получения гидроксида в другой пробирке). В первую прилейте равный объем разбавленной серной кислоты, во вторую – равный объем щелочи. Тщательно перемешайте содержимое пробирок. Растворились ли осадки?

Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения протекающих реакций, отметьте цвета осадков и растворов. Укажите характер гидроксидов. Для одного из осадков (по указанию преподавателя) запишите выражение для ПР и, используя его справочное значение, рассчитайте концентрацию ионов металла (моль/л) в насыщенном растворе этого осадка.

Задание 3. Получение труднорастворимых солей

В три пробирки внесите по 2-3 капли раствора хлорида бария, затем добавьте по 2-3 капли растворов следующих солей: в первую – сульфат натрия, во вторую – карбонат натрия, в третью – оксалат натрия (соль щавелевой кислоты $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$). Наблюдайте появление белых осадков во всех трех пробирках. Затем добавьте во все пробирки по 1 мл разбавленной хлористоводородной кислоты HCl , встряхните пробирки, наблюдайте растворение некоторых осадков. Какие это осадки? Почему не все осадки растворились?

Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения всех реакций. Сделайте общий вывод о направлении протекания ионообменных реакций с участием твердых фаз в водных растворах.

Задание 4. Условия перехода одного осадка в другой

Смешайте в пробирке по 2 капли растворов нитрата свинца и сульфата натрия, наблюдайте образование осадка, запишите его цвет. Затем в эту пробирку добавьте

несколько капель раствора сульфида натрия Na_2S и хорошо перемешайте. Отметьте изменение цвета осадка. Напишите уравнения протекающих реакций в ионном и молекулярном виде. Найдите в справочнике значения произведения растворимости сульфата и сульфида свинца, сравните их и сделайте вывод о направлении протекания реакций, связанных с переходом одного осадка в другой.

Подтвердите свой вывод расчетом константы равновесия данной реакции по формуле, приведенной ниже:



LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.9. Отчет по лабораторным работам № 2

Примерный перечень тем

1. Основы электрохимии

Примерные задания

Задание 1. Коррозия металлов и методы защиты от коррозии

Задание 1.1. Коррозия металлов в кислой среде

В стеклянную трубку, согнутую под углом, налейте разбавленный раствор соляной кислоты. В одно колено трубки введите полоску цинка. Наблюдается ли выделение водорода из соляной кислоты?

Введите в другое колено медную проволоку, не доводя ее до соприкосновения с цинком. Наблюдается ли выделение водорода на меди?

Продвиньте медную проволоку глубже, так, чтобы она контактировала с цинком. Как меняется интенсивность выделения водорода и на каком из металлов он выделяется? Отодвиньте медную проволоку от цинка и убедитесь, что интенсивность выделения водорода снова меняется.

Почему в соляной кислоте растворяется (корродирует) цинк, а медь не корродирует? Напишите уравнение реакции взаимодействия цинка с соляной кислотой. Какой металл корродирует после соприкосновения пластинок? Объясните выделение водорода на меди при контакте с цинком, учитывая, что цинк с медью образуют гальваническую пару. Запишите процессы, проходящие на электродах гальванопары Cu-Zn в кислой среде. Как влияет на коррозию контакт металла с менее активным металлом?

Задание 1.2. Коррозия при участии гальванических микроэлементов (коррозия углеродистой стали)

В углеродистой стали кристаллы железа контактируют с зёрнами неметаллических включений – углерода, цементита Fe_3C и других карбидов. На поверхности такой стали при соприкосновении ее с водой или растворами электролитов возникает множество

микроскопических гальванических элементов, в которых железо служит анодом:
 $\text{Fe} \square \text{H}_2\text{O} \square \square \text{H}_2\text{O} \square \text{C}$ (или Fe_3C).

В данном опыте электролитом является водный раствор поваренной соли NaCl . За счет высокой электропроводности раствора и активизирующего действия ионов хлора существенно возрастает скорость процесса коррозии.

В стакан с раствором хлорида натрия добавьте несколько капель гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и поместите в него пластинку из углеродистой стали. Оставьте стакан в спокойном состоянии на некоторое время, стараясь не перемешивать раствор, и наблюдайте появление окрашенного слоя около пластинки.

Реактив $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красная кровяная соль) дает характерную реакцию с ионами Fe^{2+} , образуя соединение синего цвета $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$, называемое «турнбулевой синью».

Запишите процессы, протекающие при гальванокоррозии углеродистой стали.

Задание 1.3. Протекторная защита от коррозии

В стакан с раствором хлорида натрия добавьте 1-2 капли фенолфталеина и опустите железную и цинковую пластинки, которые имеют плотный контакт друг с другом. Оставьте стакан в спокойном состоянии, стараясь не перемешивать раствор, и наблюдайте появление окрашенного слоя около одной из пластин.

Приведите схему гальванопары. Какой металл растворяется, играя роль протектора? Около какого металла наблюдается окрашивание раствора и о каком процессе оно свидетельствует? Сделайте вывод о том, каким образом можно подобрать протектор для конкретного металла, располагая справочными данными или стандартным рядом напряжения металлов.

Задание 1.4. Электрозащита от коррозии

Этот метод защиты иначе называют «катодным», поскольку защищаемый металл соединяют с «минусом» внешнего источника постоянного тока. Электроны, полученные металлом, препятствуют переходу в раствор ионов этого металла.

В стакан с раствором хлорида натрия добавьте несколько капель $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и поместите в него два одинаковых железных электрода, закрепленных на пластмассовой подставке. Присоедините электроды к источнику постоянного тока. Наблюдайте образование окрашенной синей «рубашки» около одного электрода и бурное выделение пузырьков газа на другом электроде.

Какой из электродов не корродирует? Какой газ выделяется? Чем обусловлено появление синего окрашивания раствора? Запишите электродные процессы, протекающие на катоде и аноде.

Задание 2. Электролиз водных растворов солей

Во всех опытах электролизер заполняют раствором до метки. Графитовые электроды перед каждым опытом тщательно промывают водой и, если необходимо, зачищают наждачной бумагой. При подключении электродов к источнику постоянного тока обращайте внимание на маркировку “+” и “-“ на вилке, розетке и держателях электродов.

Задание 2.1. Электролиз хлорида олова SnCl_2

Заполните электролизер раствором хлорида олова. В оба колена электролизера опустите графитовые электроды, подключите их к источнику постоянного тока и пропустите ток в течение 2-4 минут. Наблюдайте выделение на одном электроде кристаллов металлического олова, на другом – пузырьков газа.

Напишите уравнения катодного и анодного процессов.

Задание 2.2. Электролиз иодида калия KI

Заполните электролизер раствором иодида калия, добавьте 5-6 капель фенолфталеина и аккуратно перемешайте раствор. В оба колена электролизера поместите графитовые электроды и соедините их с источником постоянного тока. Пропустите ток до появления окраски растворов около обоих электродов.

Запишите цвета растворов. Напишите уравнения катодного и анодного процессов и объясните, почему окрасились растворы около электродов.

Задание 2.3. Электролиз сульфата натрия Na_2SO_4

Перед началом опыта напишите уравнения процессов, которые должны протекать на катоде “-“ и аноде “+” при электролизе сульфата натрия с угольными электродами.

Заполните электролизер раствором сульфата натрия и поместите в оба колена графитовые электроды, но не подключайте их к источнику тока. В соответствии со знаками электродов и ожидаемыми процессами добавьте в одно колено электролизера 2 капли фенолфталеина (индикатор на ионы гидроксидов OH^-), а в другое – 2 капли метилового оранжевого (индикатор на ионы H^+). Пропустите электрический ток и наблюдайте появление окрашенных “рубашек” около электродов.

Задание 2.4. Электролиз сульфата меди CuSO_4

Налейте в электролизер раствор сульфата меди, погрузите в него графитовые электроды и пропустите через раствор электрический ток. Через 1-2 минуты прекратите электролиз и обратите внимание, что на катоде образовался красный налет меди.

Напишите уравнения катодного и анодного процессов. Какой газ выделяется на аноде?

Поменяйте полюса электродов (переставьте вилку в розетке), вследствие чего помедненный электрод станет анодом. Снова пропустите электрический ток и наблюдайте за помедненным электродом.

Что происходит с медью на аноде? Какое вещество выделяется на катоде? С какого момента на аноде начинает выделяться газ? Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе раствора сульфата меди с медным анодом.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.10. Отчет по лабораторным работам № 3

Примерный перечень тем

1. Окислительно-восстановительные реакции с участием р-элементов (неметаллов) V, VI, VII групп Периодической системы

Примерные задания

Задание 1. Реакции с участием типичных восстановителей (галогенидов, сульфидов, аммиака)

Задание 1.1. Получение хлора из соляной кислоты

Хлорид-ионы можно окислить до элементарного хлора только очень сильными окислителями. Объясните, почему?

В пробирку поместите несколько кристалликов какого-либо окислителя: а) диоксида марганца MnO_2 , б) диоксида свинца PbO_2 , в) бихромата калия $K_2Cr_2O_7$, г) перманганата калия $KMnO_4$. Добавьте 3-5 капель концентрированной соляной кислоты. Осторожно подогрейте пробирку (кипятить не обязательно). Докажите, что в ходе реакции образуется хлор, во-первых, по запаху, во-вторых, используя иодкрахмальную бумагу (бумагу, пропитанную растворами KI и крахмала). Для этого смочите бумажку дистиллированной водой и поднесите ее к отверстию пробирки. Объясните наблюдаемое изменение цвета бумажки. При составлении уравнения реакции учтите, что окислители восстанавливаются до ионов Mn^{2+} , Pb^{2+} , Cr^{3+} .

Задание 1.2. Свойства сульфидов

В пробирку внесите 5 капель одного из следующих растворов: а) перманганата калия, б) бихромата калия, в) хлорида железа (III), г) бромной воды Br_2 , д) спиртового раствора иода I_2 . Подкислите раствор 2-3 каплями разбавленной соляной или азотной кислот. Приливайте по каплям раствор сульфида натрия до изменения цвета раствора. Запишите наблюдаемые явления. Имейте в виду, что в ходе реакции сульфид-ионы окисляются либо до коллоидной серы (раствор мутнеет), либо до сульфат-ионов. Образование ионов SO_4^{2-} докажете качественной реакцией с хлоридом бария.

Задание 1.3. Восстановительные свойства аммиака

В пробирку внесите 2-3 капли бромной воды (Br_2) и 1-2 капли концентрированного раствора аммиака. Наблюдайте изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции, учитывая, что аммиак окисляется бромом до свободного азота.

Задание 2. Реакции с участием типичных окислителей

Задание 2.1. Сравнительная активность свободных галогенов

В две пробирки внесите по 2-3 капли раствора иодида калия. В первую пробирку добавьте 1 мл хлорной воды Cl_2 , во вторую – 1 мл бромной воды Br_2 . Выделившийся иод экстрагируйте в органическую фазу, для чего в каждую пробирку внесите 5-6

капель CCl_4 и хорошо встряхните их содержимое. Поставьте пробирки в штатив и в спокойном состоянии дайте фазам расслоиться. Обратите внимание на изменение цвета органической фазы – это цвет сольватированных молекул иода.

В третьей пробирке проведите аналогичную реакцию бромида натрия (бромида калия) с хлорной водой и экстрагируйте выделившийся бром в органическую фазу CCl_4 . Отметьте цвет сольватированных молекул брома в органическом растворителе.

Приведите значения соответствующих о.-в. потенциалов и обоснуйте утверждение, что более легкие галогены вытесняют более тяжелые из их солей. Объясните хорошую растворимость брома и иода в органическом растворителе.

Задание 2.2. Взаимодействие иода с алюминием

В фарфоровой чашке растирается смесь кристаллического иода и порошка алюминия. После добавления к смеси нескольких капель горячей воды наблюдается бурная реакция окисления алюминия иодом. Какой цвет имеет образующийся иодид алюминия? Напишите уравнение реакции. Какую роль играет вода?

Задание 2.3. Окисление хрома (III) до хрома (VI) кислородными соединениями галогенов

Хром (III) легко окисляется в щелочной среде, образуя хромат-ионы CrO_4^{2-} - желтого цвета. В кислой среде хром (III) окисляется до бихромат-ионов $Cr_2O_7^{2-}$ - оранжевого цвета только очень сильными окислителями в присутствии катализатора. Приведите значения о.-в. потенциалов для системы $Cr(VI)/Cr(III)$ в кислой и щелочной средах и оцените восстановительную способность хрома(III).

Поместите в пробирку 1 каплю раствора соли хрома (III), прилейте 1мл дистиллированной воды и добавляйте по каплям разбавленный раствор щелочи. Наблюдайте образование осадка гидроксида хрома и последующее растворение его при добавлении избытка щелочи за счет образования ионов $[Cr(OH)_4]^-$ - изумрудно-зеленого цвета. Добавьте какой-либо из перечисленных окислителей: а) несколько кристалликов периодата калия KJO_4 , б) 1-2 мл раствора гипохлорита натрия $NaClO$, в) 1-2 мл раствора гипобромита натрия $NaBrO$ (см. примечание). Наблюдайте изменение окраски раствора из зеленой ($[Cr(OH)_4]^-$) в желтую (CrO_4^{2-}). Если реакция идет медленно, то нагрейте пробирку. Наличие хромат-ионов докажете качественной реакцией - получением осадка хромата бария.

Примечание. Приготовление раствора гипобромита натрия: налейте в пробирку 1 мл бромной воды и добавляйте по каплям разбавленный раствор щелочи до обесцвечивания раствора.

Задание 2.4. Взаимодействие иодата KJO_3 и иодида калия KJ (реакция конмутации)

Налейте в пробирку 5-6 капель раствора иодата калия и добавьте 1 каплю раствора иодида. Идет ли реакция? Подкислите раствор разбавленной серной кислотой. Какое вещество образуется в ходе реакции? Какая среда благоприятствует данной реакции?

Задание 3. Соединения, обладающие о.-в. двойственностью

Задание 3.1. Взаимодействие сульфита натрия Na_2SO_3 с бромом или иодом

Налейте в пробирку либо 1 мл бромной воды (а), либо 2-3 капли спиртового раствора иода (б). Приливайте по каплям раствор сульфита натрия до обесцвечивания исходного раствора. Разделите полученный раствор на две пробирки и добавьте в одну 2 капли нитрата серебра, в другую – 2 капли нитрата свинца. О присутствии каких ионов свидетельствуют образовавшиеся осадки? Какие о.-в. свойства проявляет сульфит в этих реакциях?

Задание 3.2. Взаимодействие сульфита Na_2SO_3 и сульфида натрия Na_2S (реакция конмутации)

Налейте в пробирку несколько капель раствора сульфита натрия и прибавьте равный объем сульфида. Идет ли реакция? Подкислите раствор. Образование какого вещества приводит к помутнению раствора? Какие о.-в. свойства проявляет сульфит в присутствии сульфида? Какая среда благоприятствует протеканию реакции?

Задание 3.3. Взаимодействие сульфита натрия Na_2SO_3 и нитрита NaNO_2 с бихроматом калия

Налейте в пробирку 5-6 капель раствора бихромата калия, подкислите раствор разбавленной серной кислотой и добавьте 1 мл раствора соли: а) сульфита натрия, б) нитрита натрия. Слегка подогрейте содержимое пробирки. Наблюдайте изменение цвета раствора с желто-оранжевого до сине-зеленого, характерного для солей хрома(III). Какие о.-в. свойства проявляет сульфит и нитрит в этих реакциях?

Задание 3.4. Взаимодействие нитрита калия KNO_2 с иодидом калия KJ или сульфидом натрия Na_2S

Налейте в пробирку 2-3 капли раствора иодистого калия (а) либо сульфида натрия (б). Подкислите раствор разбавленной кислотой: в случае (а) – серной, в случае (б) – азотной или соляной. Добавьте несколько капель раствора нитрита калия. Чем вызвано изменение окраски раствора в реакции с иодидом калия? Напишите уравнение реакции, учитывая, что нитрит восстанавливается до оксида азота (II). В варианте (б) сульфид-ионы переходят в сульфат-ионы. Докажите наличие сульфат-ионов качественной реакцией с солью бария. Какие о.-в. свойства проявляет нитрит в этих реакциях?

Задание 3.5. Взаимодействие оксида азота NO с перманганатом калия

В одну пробирку налейте 1 мл разбавленного раствора перманганата (слаборозового цвета) и подкислите его разбавленной серной кислотой. В другую пробирку поместите небольшое количество медной стружки, налейте разбавленной азотной кислоты и подогрейте до начала реакции образования NO . Вставьте в нее газоотводную трубку и

погрузите ее выходную часть в пробирку с перманганатом. Продолжайте нагревать пробирку с медной стружкой и наблюдайте исчезновение розовой окраски перманганата.

Какие свойства проявляет оксид азота в этой реакции? Напишите уравнения реакций, протекающих в обеих пробирках. Какой газ бурого цвета образуется при контакте оксида азота с воздухом? Исходя из строения молекулы оксида азота, объясните его неустойчивость на воздухе.

Задание 4. Участие среды (H⁺ и OH⁻ - ионов) в о.-в. реакциях.

Восстановление перманганата калия нитритом
или сульфитом в различных средах

В три пробирки налейте по 1 мл разбавленного раствора перманганата калия. В первую добавьте равный объем разбавленного раствора серной кислоты, во вторую не добавляйте ничего (нейтральная среда), в третью прилейте 1-2 мл разбавленного раствора щелочи. Затем в каждую пробирку внесите 3-5 капель раствора: а) нитрита NaNO₂ или KNO₂, б) сульфита Na₂SO₃.

Наблюдайте за изменением цвета раствора в каждом отдельном случае.

Напишите уравнения реакций, учитывая, что в кислой среде образуются ионы Mn²⁺ (бесцветные), в нейтральной – нерастворимый оксид MnO₂ (коричневый), в щелочной – ионы MnO₄²⁻ (зеленого цвета), которые очень неустойчивы и легко восстанавливаются до MnO₂

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.11. Отчет по лабораторным работам № 4

Примерный перечень тем

1. Свойства металлов (s-, p-, d-элементов)

Примерные задания

Задание 1. Взаимодействие металлов с водой и щелочами

Растворение металлов в воде идет в соответствии с уравнением



Следовательно, в воде способны растворяться металлы, имеющие значения стандартных потенциалов $E^0(Me^{n+}/Me) = -0,41$ В (потенциал восстановления ионов водорода в нейтральной среде). Для многих даже активных металлов процесс растворения затруднен из-за наличия прочных оксидных пленок на поверхности металла, а также вследствие образования труднорастворимых гидроксидов.

Задание 1.1. Взаимодействие металлического магния с водой

В пробирку налейте 1 мл воды и опустите в нее стружку магния. Взаимодействует ли магний с холодной водой? Нагрейте пробирку пламенем спиртовки и наблюдайте выделение пузырьков водорода. Заметное взаимодействие магния с водой при нагревании обусловлено увеличением растворимости Mg(OH)₂.

Слегка охладите пробирку и прибавьте 1-2 капли фенолфталеина. На присутствие каких ионов указывает изменение окраски индикатора? Напишите уравнение реакции растворения магния в воде.

Аккуратно слейте окрашенный раствор так, чтобы стружка магния осталась в пробирке. Внесите в пробирку несколько кристалликов хлорида аммония NH_4Cl и налейте 1 мл воды. Наблюдайте бурное взаимодействие металла с водой.

Хлорид аммония растворяет пленку гидроксида магния:



В результате этой реакции образуется гидрат аммиака – основание более слабое, чем $\text{Mg}(\text{OH})_2$, поэтому равновесие сдвигается вправо, пленка гидроксида магния растворяется и не препятствует реакции магния с водой.

Задание 1.2. Взаимодействие алюминия с водой и щелочами

Налейте в пробирку 1 мл воды, опустите в нее гранулу алюминия и убедитесь в том, что реакция не идет ни при комнатной температуре, ни при нагревании. Объясняется это тем, что поверхность алюминия легко пассивируется, покрываясь пленкой оксида.

Добавьте в пробирку 1 мл щелочи и наблюдайте, как через некоторое время начинается активное вытеснение водорода из воды. Щелочь растворяет образующийся на поверхности металла оксид (или его гидроксид) с образованием гидроксиалюмината и тем способствует дальнейшей реакции между чистым металлом и водородными ионами воды:



Подберите коэффициенты к данным реакциям.

Оксидную пленку на поверхности алюминия можно разрушить также раствором соли ртути. При взаимодействии алюминия с солью ртути на поверхности металла образуется амальгама. Вследствие этого нарушается плотная структура защитной пленки, что дает возможность металлу проявить свою химическую активность.

В пробирку поместите гранулу алюминия, добавьте 1-2 капли раствора нитрата ртути, потрите поверхность алюминия стеклянной палочкой и прилейте 1 мл воды. Наблюдайте активное взаимодействие алюминия с водой.

Задание 2. Взаимодействие металлов с серной и азотной кислотами

Разбавленная H_2SO_4 . В разбавленной серной кислоте роль окислителя играют ионы водорода, поэтому разбавленная серная кислота растворяет металлы, стоящие в ряду напряжения до водорода с выделением H_2 .

Концентрированная H_2SO_4 . Является сильным окислителем за счет серы (VI) и в реакциях с металлами восстанавливается до SO_2 , коллоидной серы S0 или H_2S в зависимости от активности металла.

Азотная кислота HNO_3 окисляет почти все металлы, образуя соли нитраты (реже оксиды), а сама восстанавливается до различных продуктов: NO_2 , NO , N_2O , N_2 , NH_4^+ (водород практически не выделяется). Диоксид азота NO_2 (бурого цвета) образуется в

реакциях концентрированной азотной кислоты с любыми металлами. Другие продукты азота образуются при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с металлами различной активности.

Задание 2.1. Взаимодействие серной кислоты с металлами

В две пробирки поместите стружку одного металла: а) алюминий, б) железо, в) цинк, г) медь. В первую пробирку налейте 1 мл разбавленной кислоты, во вторую – концентрированной. Если реакция при комнатной температуре не идет, осторожно нагрейте пробирки. Одинаковы ли продукты реакции при взаимодействии металла с серной кислотой различной концентрации? Почему медь не растворяется в разбавленной кислоте, но растворяется в концентрированной?

Задание 2.2. Взаимодействие азотной кислоты с металлами

В две пробирки внесите стружку (или порошок) одного из указанных металлов: а) медь, б) железо, в) цинк. В одну из них добавьте 3-4 капли разбавленной азотной кислоты, в другую – концентрированной. Отметьте, идет ли реакция при комнатной температуре. Если реакция протекает медленно, нагрейте пробирки. Напишите уравнения реакции, учитывая, что концентрированная азотная кислота восстанавливается до NO_2 (бурый газ) любыми металлами, а разбавленная - до NO (медью), до N_2O (цинком и железом).

Задание 3. Вытеснение металлов из их солей более активными металлами

Задание 3.1. Взаимодействие алюминия с солями меди.

Влияние хлорид ионов на коррозию алюминия

В две пробирки поместите по одной грануле алюминия и добавьте в одну из них 1 мл сульфата меди, а в другую – столько же хлорида меди. Обратите внимание на то, что в первой пробирке алюминий остается почти без изменения, а во второй – он быстро покрывается налетом меди, а затем начинает интенсивно выделяться газ (какой?).

Напишите уравнение реакции вытеснения меди алюминием. Запишите схему образующейся гальванопары Al-Cu и процессы, протекающие на катоде и аноде.

Задание 3.2. Вытеснение железом Cu и Sn из растворов их солей

В пробирку налейте 1 мл одного из растворов: а) сульфат меди; б) хлорид олова (II). Поместите в нее железный гвоздь, предварительно очищенный наждачной бумагой. Наблюдайте, как на поверхности гвоздя появляется налет меди или олова.

Напишите уравнение реакции. Пользуясь рядом напряжений металлов, укажите, какие еще металлы можно вытеснить железом из растворов их солей.

Задание 3.3. Вытеснение цинком Cu , Sn , Pb из растворов их солей

В пробирку поместите гранулу цинка и прибавьте 5-6 капель одного из следующих растворов: а) сульфат меди; б) хлорид олова (II); в) нитрат или ацетат свинца (II). Наблюдайте выделение налета меди или олова и свинца в виде блестящих кристаллов.

Напишите уравнение реакции. Какие еще металлы можно вытеснить из растворов их солей цинком?

Задание 4. Окислительные свойства соединений металлов

Соединения, в которых металлы имеют высокие степени окисления, проявляют сильные окислительные свойства: $K_2Cr_2O_7$, $KMnO_4$, $NaBiO_3$, PbO_2 , MnO_2 , $FeCl_3$ и др.

Если при проведении опыта реакция идет медленно, то пробирку с раствором необходимо подогреть.

Задание 4.1. Взаимодействие хлорида железа (III) с восстановителями

В пробирку внесите 1-2 капли раствора $FeCl_3$, разбавьте водой до объема 1-2 мл и добавьте какого-либо восстановителя: а) 1-2 капли раствора иодида калия KI ; б) 1-2 капли раствора сульфида натрия Na_2S ; в) 2-3 капли насыщенного раствора сульфита Na_2SO_3 или небольшое количество кристаллической соли; г) порошок металлического цинка.

Объясните наблюдаемое изменение цвета раствора. Чтобы убедиться в появлении ионов Fe^{2+} , прибавьте 1 каплю раствора $K_3[Fe(CN)_6]$, который с ионами Fe^{2+} дает осадок «турнбулевой сини» $Fe_3[Fe(CN)_6]_2$. Напишите уравнения реакций.

Задание 4.2. Окисление марганца (II) висмутатом натрия $NaBiO_3$

В пробирку внесите 1-2 капли раствора соли марганца (II), 2 мл разбавленного раствора азотной кислоты и несколько кристалликов висмутата натрия. Перемешайте и дайте кристаллам висмутата осесть. Отметьте, что раствор приобрел малиновую окраску вследствие образования ионов MnO_4^- .

Задание 4.3. Окислительные свойства перманганата калия $KMnO_4$

Опыт (а). В три пробирки налейте по 1 мл разбавленного (бледно-розового цвета) раствора $KMnO_4$. В первую пробирку добавьте 5-6 капель разбавленной серной кислоты, во вторую не добавляйте ничего (нейтральная среда), в третью – 3-4 капли разбавленной щелочи. В каждую пробирку внесите по 1 капле раствора иодида калия KI .

Какое вещество в первой пробирке окрашивает раствор в бурый цвет, во второй - выпадает в осадок, в третьей – окрашивает раствор в зеленый цвет? Напишите уравнения реакций, учитывая, что в щелочной среде KI окисляется до иодата KIO_3 .

Опыт (б). В пробирку внесите 3-5 капель раствора перманганата калия и 2-3 капли разбавленного раствора серной кислоты. Добавьте 3-4 капли раствора пероксида водорода. Наблюдайте изменение окраски раствора и выделение пузырьков газа.

Опыт (в). Взаимодействие перманганата калия с сульфитом натрия в различных средах (см. работу 6, задание 4).

Задание 4.4. Окислительные свойства бихромата калия $K_2Cr_2O_7$

В пробирку налейте 1 мл раствора бихромата, 5-6 капель разбавленной серной кислоты и добавьте один из следующих реактивов: а) несколько кристалликов сульфита Na_2SO_3 ; б) несколько кристалликов нитрита натрия $NaNO_2$; в) 1 мл раствора хлорида олова (II).

Наблюдайте во всех случаях изменение окраски раствора из оранжевой в зеленую.

Задание 4.5. Окислительные свойства диоксида свинца PbO_2

В пробирку внесите небольшое количество порошка диоксида свинца, 3-5 капель разбавленной серной кислоты и 1-2 капли раствора иодида калия. Нагрейте пробирку. Наблюдайте изменение цвета раствора и объясните, чем оно обусловлено.

Задание 4.6. Окислительные свойства солей меди (II)

Налейте в пробирку 1 мл раствора $CuSO_4$ и добавьте 2-3 капли раствора иодида калия KI . Наблюдайте образование осадка и окрашивание содержимого пробирки в бурый цвет, что обусловлено выделением свободного иода. Для определения цвета выпавшего осадка CuI необходимо свободный иод перевести в бесцветный ион. Для этого прибавьте в пробирку несколько капель раствора сульфита натрия до исчезновения бурой окраски. Каков цвет иодида меди (I)? Напишите уравнения реакций взаимодействия:



Задание 5. Восстановительные свойства соединений металлов

Соединения металлов с более низкими (из всех возможных) степенями окисления проявляют в окислительно-восстановительных реакциях восстановительные свойства: соли железа (II), олова (II), хрома (II, III) и др.

В тех случаях, когда реакция идет медленно, необходимо подогреть пробирку с реакционной смесью.

Задание 5.1. Взаимодействие солей железа (II) с окислителями

В пробирку внесите 1 мл раствора любой соли железа (II) и добавьте по 2-3 капли одного из следующих растворов: а) $KMnO_4$; б) H_2O_2 ; в) $K_2Cr_2O_7$.

Наблюдайте изменение цвета растворов: в случае (а) – обесцвечивание перманганата вследствие превращения ионов MnO_4^- в Mn^{2+} и появление желтой окраски вследствие образования соли $Fe(III)$; в случае (б) – образование желтого раствора соли $Fe(III)$; в

случае (в) – появление сине-зеленого цвета раствора вследствие образования смеси солей Cr(III) зеленого цвета и Fe(III) желтого цвета.

Докажите появление ионов Fe^{3+} в растворе, добавив либо 1 каплю раствора $(NH_4)CNS$, либо 1 каплю раствора $K_4[Fe(CN)_6]$ (желтая кровяная соль). В первом случае образуется роданид железа (III) $Fe(CNS)_3$ красно-бурого цвета, во втором – осадок «берлинской лазури» $Fe_4[Fe(CN)_6]_3$.

Задание 5.2. Взаимодействие хлорида олова (II) с солями железа (III)

В пробирку внесите 1-2 капли раствора хлорида железа (III), разбавьте водой до объема 1-2 мл и добавьте 2-3 капли хлорида олова (II). Как изменилась окраска раствора? Докажите наличие ионов Fe^{2+} в растворе качественной реакцией с феррицианидом калия $K_3[Fe(CN)_6]$ (см. задание 4.1).

Задание 5.3. Взаимодействие соли хрома (III) с периодатом калия KJO_4 или PbO_2 в щелочной среде

Опыт (а). Выполнение реакции с KJO_4 см. в работе 6, задание 2.3 а.

Опыт (б). В пробирку поместите небольшое количество порошка PbO_2 , 1 мл раствора щелочи и осторожно нагрейте. В горячий раствор внесите 2 капли раствора соли хрома (III) и снова нагрейте пробирку. Наблюдайте появление желтой окраски раствора, характерной для ионов хромата CrO_4^{2-} . Наличие последних докажите качественной реакцией – получением осадка хромата бария.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.12. Отчет по лабораторным работам № 5

Примерный перечень тем

1. Комплексные соединения

Примерные задания

Задание 1. Соединения с комплексными анионами

Задание 1.1. Получение тетраиодомеркурата (II) калия

В пробирку внесите 1-2 капли раствора соли ртути (II) и 2-3 капли иодида калия KI . Наблюдайте образование осадка иодида ртути. Отметьте цвет осадка. Продолжите добавление по каплям раствора иодида калия, тщательно перемешивая содержимое пробирки, до полного растворения осадка.

Растворение первоначально выпавшего осадка в избытке осадителя – признак комплексообразования.

Напишите уравнения реакций осаждения иодида ртути и его растворения с образованием наиболее устойчивых иодидных комплексов ртути (II) с координационным числом 4 (см. справочник [4]). Напишите уравнение процесса ионизации комплексного соединения и выражение константы нестойкости K_{1-4} комплексного иона.

Задание 1.2. Получение растворов комплексных соединений
Ag(I), Hg(II), Bi(III)

Напишите формулу одного из комплексных соединений, перечисленных ниже, и получите в пробирке раствор данного соединения:

- а) диороданоаргентат аммония (лиганды – роданид-ионы CNS⁻);
- б) гексаиодовисмутат (III) калия;
- в) тетрароданомеркурат (II) аммония (лиганды – роданид-ионы CNS⁻);
- г) тритиосульфатоаргентат натрия (лиганды – тиосульфат-ионы S₂O₃²⁻).

В пробирку поместите 1 мл раствора соли соответствующего металла (комплексообразователя) и по каплям добавляйте реагент, содержащий нужный лиганд, до образования осадка. Отметьте его цвет. Растворите осадок, добавляя по каплям тот же реагент-осадитель. Запишите цвет раствора полученного комплексного соединения.

Напишите уравнения реакций осаждения и растворения осадка в избытке реагента-осадителя с образованием комплексного соединения.

Задание 1.3. Получение гидроксокомплексов

Растворение амфотерных гидроксидов в щелочах – это процесс образования гидроксокомплексов [Me(OH)_n]^{q-}.

В пробирку внесите 5-6 капель одного из растворов солей: а) ZnCl₂; б) AlCl₃; в) Cr(NO₃)₃; г) BeCl₂; д) Pb(NO₃)₂. Осадите гидроксид металла, добавляя по каплям разбавленный раствор аммиака. Отметьте цвет осадка. В пробирку с осадком добавьте 1 мл разбавленного раствора щелочи. Наблюдайте растворение осадка вследствие образования комплексного соединения.

Напишите уравнения реакций образования гидроксида и его растворения в щелочи. В уравнении реакции комплексообразования запишите наиболее устойчивый гидроксокомплекс металла, характеризующийся наибольшим значением константы устойчивости $K_{\text{уст}}$ (см. справочник [4]).

Задание 2. Соединения с комплексными катионами.
Аммиачные комплексы

В пробирку внесите 5-6 капель одного из следующих растворов солей: а) Cu(II); б) Zn(II); в) Ni(II). Добавьте по каплям разбавленный раствор аммиака, перемешивая раствор после каждой капли, и наблюдайте образование осадка гидроксида. Отметьте цвет осадка. Прилейте 1-2 мл концентрированного раствора аммиака и тщательно

перемешайте. Наблюдайте растворение осадка гидроксида вследствие образования аммиачных комплексов $[Me(NH_3)_n]^{q+}$. Отметьте цвет раствора.

Напишите уравнения реакций осаждения гидроксида и растворения его при добавлении избытка аммиака. В уравнении реакции комплексообразования запишите наиболее устойчивый комплексный ион, характеризующийся наибольшим значением константы устойчивости β_n (см. справочник [4]).

Задание 3. Разрушение комплексных ионов

В две пробирки внесите по 4-5 капель раствора соли меди (II). В одну добавьте несколько капель раствора сульфида натрия Na_2S , в другую – оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4$. Наблюдайте образование осадков в обеих пробирках. Отметьте их цвет.

Напишите уравнения реакций. Выпишите из справочника значения ПР для сульфида и оксалата меди (II). Какой из этих осадков менее растворим?

В двух других пробирках приготовьте раствор аммиаката меди: внесите по 4-5 капель раствора соли меди (II) и по каплям добавьте концентрированный раствор аммиака до полного растворения выпавшего вначале осадка гидроксида меди. Образующиеся комплексные ионы $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$ окрашивают раствор в насыщенный сине-фиолетовый цвет. В одну пробирку добавьте сульфид натрия, в другую – оксалат аммония.

В какой пробирке появился осадок и, следовательно, произошло разрушение аммиаката меди? Почему не образовался осадок в другой пробирке? Сопоставьте значения ПР для оксалата и сульфида меди (II) и константу нестойкости аммиаката меди и объясните наблюдаемые явления. Напишите уравнения реакций образования аммиаката меди и его разрушения.

Задание 4. Разделение ионов в растворе с использованием реакций комплексообразования

Для проведения опыта используйте модельные смеси двух солей металлов:
а) Fe(III) и Cu(II); б) Fe(III) и Al(III); в) Fe(III) и Ni(II); г) Fe(III) и Cr(III).

Операцию разделения ионов проведите с помощью растворов аммиака или щелочи, используя различие в свойствах гидроксидов указанных металлов. Ионы железа(III) образуют гидроксид, нерастворимый в избытке аммиака и щелочи, тогда как гидроксиды меди, алюминия, никеля, хрома способны растворяться в избытке либо аммиака, либо щелочи с образованием аммиакатов или гидроксокомплексов (см. задания 1, 2 и справочник). Образовавшиеся две фазы (осадок и раствор), каждая из которых содержит соединение только одного металла, разделяют фильтрованием.

В пробирку внесите 1 мл раствора, содержащего смесь ионов. Выберите подходящий реагент для разделения – аммиак (концентрированный раствор) или щелочь. Добавляйте реагент по каплям, тщательно перемешивая раствор, и наблюдайте образование осадков гидроксидов. Прилейте еще 1 мл реагента (избыток) и нагрейте содержимое пробирки для лучшей коагуляции осадка гидроксида железа. Разделите фазы фильтрованием, используя

воронку и фильтровальную бумагу. Отметьте цвет осадка и фильтрата. Напишите уравнения всех реакций.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.2.13. Отчет по лабораторным работам № 6

Примерный перечень тем

1. Свойства лантанидов и актинидов на примере Ce, Th, U

Примерные задания

Задание 1. Соединения церия (III, IV)

Задание 1.1. Свойства гидроксида церия (III)

В пробирку налейте 0,5 мл раствора соли церия (III) и добавляйте по каплям раствор щелочи до образования осадка гидроксида церия (III). Проверьте, растворяется ли осадок в избытке щелочи. Поставьте пробирку в штатив и, периодически встряхивая ее, наблюдайте за изменением цвета осадка при окислении его кислородом воздуха.

Запишите цвета осадков. Напишите уравнения реакций осаждения гидроксида Ce(III) и его окисления с образованием гидроксида Ce(IV).

Задание 1.2. Окисление церия (III) в кислой среде

В пробирку внесите 0,5 мл раствора соли церия (III), добавьте 1 мл разбавленной серной кислоты и внесите на кончике шпателя порошок диоксида свинца PbO₂ или висмутата натрия NaBiO₃. Пробирку встряхните и отфильтруйте избыток реагентов или дайте раствору отстояться. Как изменился цвет раствора? Напишите уравнение реакции окисления церия.

Задание 1.3. Восстановление церия (IV) в кислой среде

В пробирку внесите несколько капель раствора соли церия (IV) и добавьте 1-2 капли раствора пероксида водорода H₂O₂. Наблюдайте изменение окраски раствора. Напишите уравнение реакции.

Задание 2. Свойства гидроксида тория (IV)

В две пробирки внесите по 3-4 капли раствора соли тория и добавьте в каждую несколько капель раствора щелочи. Отметьте цвет осадка. В одну пробирку добавьте еще 5-6 капель щелочи (избыток), в другую – равный объем разбавленной кислоты HCl или H₂SO₄. Растворились ли осадки? Сделайте заключение о характере гидроксида тория и напишите уравнения всех реакций.

Задание 3. Соединения урана (VI, IV)

Задание 3.1. Осаждение диураната натрия Na₂U₂O₇

В пробирку внесите 3-4 капли раствора нитрата уранила $UO_2(NO_3)_2$ и добавляйте по каплям щелочь $NaOH$ до выпадения осадка диураната. Отметьте цвет осадка и напишите уравнение реакции.

Задание 3.2. Окислительно-восстановительные свойства соединений урана

В пробирку внесите 1 мл раствора соли уранила $UO_2(NO_3)_2$, подкислите раствор разбавленной соляной кислотой (2-3 капли) и внесите на кончике шпателя порошок металлического цинка. Тщательно перемешайте содержимое пробирки и поставьте пробирку в штатив. Наблюдайте за изменением цвета раствора. Напишите уравнение реакции восстановления $U(VI)$ до $U(IV)$.

В другой пробирке приготовьте подкисленный раствор перманганата калия слабо-розового цвета. К нему добавьте раствор восстановленного урана из первой пробирки. Наблюдайте обесцвечивание раствора перманганата. Напишите уравнение реакции окисления $U(IV)$ до $U(VI)$.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.3. Описание контрольно-оценочных мероприятий промежуточного контроля по дисциплине модуля

5.3.1. Экзамен

Список примерных вопросов

1. Основные классы неорганических соединений: оксиды, гидроксиды (кислоты и основания), соли. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. Изменение энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Энергия Гиббса. Возможность и направленность химической реакции. Скорость химической реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Активные молекулы и энергия активации. Катализ гомогенный и гетерогенный. Химическое равновесие в гомогенных и гетерогенных системах. Константа равновесия и ее связь с энергией Гиббса. Смещение равновесия, принцип Ле-Шателье. Понятия: раствор, растворитель, растворимость, концентрация. Способы выражения состава раствора: молярная и моляльная концентрации, молярная и массовая доли растворенного вещества. Сольватная теория Менделеева. Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Неэлектролиты. Законы Рауля о понижении упругости насыщенного пара растворителя над раствором, о изменении температур фазовых переходов. Электролиты. Электролитическая диссоциация и ее причины. Изотонический коэффициент. Степень ионизации электролитов. Связь степени ионизации с изотоническим коэффициентом. Константа ионизации, ее связь со степенью ионизации и концентрацией раствора. Смещение равновесия. Состояние сильных электролитов в растворах. Активность. Коэффициент активности. Ионная сила раствора. Труднорастворимые электролиты. Гетерогенное равновесие. Произведение растворимости. Основные сведения о строении атомов. Квантовая (волновая) модель атома Шредингера. Волновая функция. Атомная орбиталь. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева. Периодическая система элементов.

Периодическое изменение свойств химических элементов в соответствии с электронной структурой атома. Электронные аналоги. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Природа и основные типы химической связи. Метод молекулярных орбиталей. Метод валентных связей. Ковалентная связь. Свойства связи. Гибридизация орбиталей. Степень окисления и валентность. Понятие об электродных потенциалах. Измерение электродных потенциалов. Стандартный водородный электрод. Стандартные (нормальные) потенциалы. Ряд напряжений металлов. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. Топливные элементы. Электролиз расплавов. Электролиз водных растворов солей. Химическая и электрохимическая коррозия. Окислительно-восстановительные свойства элементарных веществ и их соединений. Типичные окислители, восстановители, соединения, обладающие окислительно-восстановительной двойственностью. Возможность и направленность окислительно-восстановительных реакций. Участие среды в окислительно-восстановительных реакциях. Простые вещества. Периодическое изменение свойств элементарных веществ. Периодическое изменение свойств высших оксидов. Галогеноводороды. Водородная связь. Кислоты и соли. Плавиновая кислота. Соляная кислота. Окислительные свойства кислородных соединений галогенов. Вода. Получение водородных соединений. Восстановительные свойства сероводорода и сульфидов. Окислительно-восстановительная двойственность сульфитов. Серная кислота: получение, окислительные свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Нитриды. Соединения с водородом. Аммиак: получение, свойства. Обзор соединений с азотом в положительных степенях окисления. Азотная кислота. Реакции с участием разбавленной и концентрированной азотной кислоты. Общие свойства металлов. Положение в ПСЭ. Нахождение в природе. Изменение активности металлов по отдельным группам ПСЭ. Степени окисления. Взаимодействие с неметаллами. Свойства и получение оксидов. Окислительно-восстановительные свойства металлов и их соединений. Взаимодействие металлов с кислотами. Взаимодействие металлов с водой и щелочами (в присутствии кислорода и без него). Получение металлов: извлечение из руд, способы восстановления (алюминий, бериллий, магний, молибден, вольфрам, железо). Металлы как конструкционные материалы. Железо-основной конструкционный материал. Легкие конструкционные материалы (бериллий, магний, алюминий, титан). Использование других металлов в технике: ванадий, тантал, хром, молибден, вольфрам, цирконий, гафний. Комплексные соединения: внешняя сфера, комплексный ион, комплексообразователь, лиганды, координационное число. Диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости. Разрушение комплексного иона. Природа химической связи в комплексных соединениях. Общая характеристика f-элементов. Физические и химические свойства. Аномальные степени окисления. Оксиды, гидроксиды, соли. Кремний и германий. Физические и химические свойства. Получение и применение. Влияние примесей на свойства кремния и германия. Сверхчистые вещества и способах их получения.

LMS-платформа – не предусмотрена

5.4 Содержание контрольно-оценочных мероприятий по направлениям воспитательной деятельности

Направление воспитательной	Вид воспитательной	Технология воспитательной	Компетенция	Результаты	Контрольно-оценочные
----------------------------	--------------------	---------------------------	-------------	------------	----------------------

деятельности	деятельности	деятельности		обучения	мероприятия
Профессиональное воспитание	учебно-исследовательская, научно-исследовательская	Технология дебатов, дискуссий	ОПК-1	Д-1	Дискуссия Лабораторные занятия