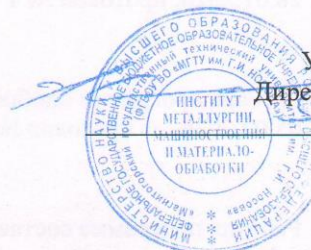




МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования

«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И.
Носова»



УТВЕРЖДАЮ
Директор ИММиМ
А.С. Савинов

05.02.2026 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки (специальность)
22.03.02 Metallurgy

Направленность (профиль/специализация) программы
Metallurgy of black metals

Уровень высшего образования - бакалавриат

Форма обучения
заочная

Институт/ факультет	Институт металлургии, машиностроения и материалообработки
Кафедра	Металлургии и химических технологий
Курс	1

Магнитогорск
2026 год

Рабочая программа составлена на основе ФГОС ВО - бакалавриат по направлению подготовки 22.03.02 Metallургия (приказ Минобрнауки России от 02.06.2020 г. № 702)

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры Metallургии и химических технологий
28.01.2026, протокол № 4

Зав. кафедрой



А.С. Харченко

Рабочая программа одобрена методической комиссией ИММиМ
05.02.2026 г. протокол № 5

Председатель



А.С. Савинов

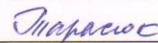
Рабочая программа составлена:
доцент кафедры МиХТ, канд. техн. наук



М.В.Шубина

Рецензент:

доцент кафедры Химии, канд. хим. наук



Е.В.Тарасюк

Лист актуализации рабочей программы

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2027 - 2028 учебном году на заседании кафедры Металлургии и химических технологий

Протокол от _____ 20__ г. № ____
Зав. кафедрой _____ А.С. Харченко

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2028 - 2029 учебном году на заседании кафедры Металлургии и химических технологий

Протокол от _____ 20__ г. № ____
Зав. кафедрой _____ А.С. Харченко

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2029 - 2030 учебном году на заседании кафедры Металлургии и химических технологий

Протокол от _____ 20__ г. № ____
Зав. кафедрой _____ А.С. Харченко

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2030 - 2031 учебном году на заседании кафедры Металлургии и химических технологий

Протокол от _____ 20__ г. № ____
Зав. кафедрой _____ А.С. Харченко

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2031 - 2032 учебном году на заседании кафедры Металлургии и химических технологий

Протокол от _____ 20__ г. № ____
Зав. кафедрой _____ А.С. Харченко

1 Цели освоения дисциплины (модуля)

Целями освоения дисциплины «Общая и неорганическая химия» являются: формирование у студентов современных представлений о строении и свойствах химических веществ, закономерностях протекания химических процессов, способности использовать эти знания в своей профессиональной деятельности.

2 Место дисциплины (модуля) в структуре образовательной программы

Дисциплина Общая и неорганическая химия входит в обязательную часть учебного плана образовательной программы.

Для изучения дисциплины необходимы знания (умения, владения), сформированные в результате изучения дисциплин/ практик:

Химия в объеме средней общеобразовательной школы.

Знания (умения, владения), полученные при изучении данной дисциплины будут необходимы для изучения дисциплин/практик:

Основы металлургического производства

Материаловедение

Физическая химия

Методы исследования материалов и процессов

Безопасность жизнедеятельности

3 Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля) и планируемые результаты обучения

В результате освоения дисциплины (модуля) «Общая и неорганическая химия» обучающийся должен обладать следующими компетенциями:

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции
ОПК-1	Способен решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общеинженерные знания
ОПК-1.1	Использует естественнонаучные законы и принципы при решении практических задач
ОПК-1.2	Решает стандартные профессиональные задачи с применением общеинженерных знаний
ОПК-1.3	Применяет методы моделирования и математического анализа для решения задач теоретического и прикладного характера

4. Структура, объём и содержание дисциплины (модуля)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 4 зачетных единиц 144 академических часов, в том числе:

- контактная работа – 12,9 академических часов;
- аудиторная – 10 академических часов;
- внеаудиторная – 2,9 академических часов;
- самостоятельная работа – 122,4 академических часов;
- в форме практической подготовки – 0 академических часов;
- подготовка к экзамену – 8,7 академических часов

Форма аттестации - экзамен

Раздел/ тема дисциплины	Курс	Аудиторная контактная работа (в академических часах)			Самостоятельная работа студента	Вид самостоятельной работы	Форма текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации	Код компетенции
		Лек.	лаб. зан.	практ. зан.				
1. Раздел 1								
1.1 Химическая термодинамика. -Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и его следствия. - Энтропия и ее изменение в результате реакции. - Энергия Гиббса и ее изменение в изобарно-изотермических системах. Направление химических процессов.	1	0,5			18	- самостоятельное изучение учебной литературы; - оформление контрольной работы	Контрольная работа, устный опрос	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3
Итого по разделу		0,5			18			
2. Раздел 2								
2.1 Химическое равновесие. - Условия химического равновесия. Константа равновесия. - Влияние внешних условий на химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.	1	0,5			16,4	- самостоятельное изучение учебной литературы; - оформление контрольной работы	Контрольная работа, устный опрос	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3
Итого по разделу		0,5			16,4			
3. Раздел 3								
3.1 Химическая кинетика. - Скорость химической реакции и методы ее регулирования. - Кинетика обратимых	1	0,5			18	- самостоятельное изучение учебной литературы;	Контрольная работа, устный опрос	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3

химических реакций и химическое равновесие. - Катализаторы и каталитические системы.						- оформление контрольной работы		
Итого по разделу	0,5			18				
4. Раздел 4								
4.1 Химические реакции в растворах. - Способы выражения состава растворов. - Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация. Кислотно-основные свойства веществ. Реакции ионного обмена. - Диссоциация воды. Водородный показатель pH. - Гидролиз солей.	1	0,5	4		20	- самостоятельное изучение учебной литературы; - оформление контрольной работы; - оформление лабораторных работ №1, 2	Контрольная работа, устный опрос, сдача лабораторных работ №1, 2	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3
Итого по разделу	0,5		4		20			
5. Раздел 5								
5.1 Строение атома. - Квантовые числа. Строение многоэлектронных атомов. - Периодический закон и система Д.И. Менделеева. Периодические свойства химических элементов.	1	1	2		20	- самостоятельное изучение учебной литературы; - оформление контрольной работы	Контрольная работа, устный опрос	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3
Итого по разделу	1		2		20			
6. Раздел 6								
6.1 Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические системы. - Реакции окисления и восстановления в химических процессах. - Электрохимические процессы. Гальванический элемент. Электрохимическая коррозия. Электролиз и электродные процессы в водных системах и расплавах.	1	1			30	- самостоятельное изучение учебной литературы; - оформление контрольной работы	Контрольная работа, устный опрос Экзамен	ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3
Итого по разделу	1				30			
Итого за семестр	4		6		122,4		экзамен	
Итого по дисциплине	4		6		122,4		экзамен	

5 Образовательные технологии

1) Традиционные образовательные технологии ориентируются на организацию образовательного процесса, предполагающую прямую трансляцию знаний от преподавателя к студенту (преимущественно на основе объяснительно-иллюстративных методов обучения). Учебная деятельность студента носит в таких условиях, как правило, репродуктивный характер. Формы учебных занятий:

- Информационная лекция – последовательное изложение материала в дисциплинарной логике, осуществляемое преимущественно вербальными средствами (монолог преподавателя).

- Лабораторная работа – организация учебной работы с реальными материальными и информационными объектами, экспериментальная работа с аналоговыми моделями реальных объектов.

2) Интерактивные технологии – организация образовательного процесса, которая предполагает активное и нелинейное взаимодействие всех участников, достижение на этой основе лично значимого для них образовательного результата. Наряду со специализированными технологиями такого рода принцип интерактивности прослеживается в большинстве современных образовательных технологий.

Интерактивность подразумевает субъект-субъектные отношения в ходе образовательного процесса и, как следствие, формирование саморазвивающейся информационно-ресурсной среды. Формы учебных занятий:

- Семинар-дискуссия – коллективное обсуждение какого-либо спорного вопроса, проблемы, выявление мнений в группе (межгрупповой диалог, дискуссия как спор-диалог).

3) Информационно-коммуникационные образовательные технологии – организация образовательного процесса, основанная на применении специализированных программных сред и технических средств работы с информацией. Формы учебных занятий:

- Лекция-визуализация – изложение содержания сопровождается презентацией (демонстрацией учебных материалов, представленных в различных знаковых системах, в т.ч. иллюстративных, графических, аудио- и видеоматериалов).

6 Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся

Представлено в приложении 1.

7 Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации

Представлены в приложении 2.

8 Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины

а) Основная литература:

1. Иванов, В. Г. Основы химии : учебник / В. Г. Иванов, О. Н. Гева. — Москва : КУРС : ИНФРА-М, 2025. — 560 с. - ISBN 978-5-905554-40-7. - Текст : электронный. - URL: <https://znanium.ru/catalog/product/2168867> . – Режим доступа: по подписке.

2. Мартынова, Т. В. Неорганическая химия : учебник / Т. В. Мартынова, И. И. Супоницкая, Ю. С. Агеева. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : ИНФРА-М, 2023. — 348 с. + Доп. материалы [Электронный ресурс]. — (Высшее образование: Бакалавриат). — DOI 10.12737/1860987. - ISBN 978-5-16-017553-9. - Текст : электронный. - URL: <https://znanium.ru/catalog/product/1860987> . – Режим доступа: по подписке.

б) Дополнительная литература:

1. Махоткина, Е. С. Практикум по общей и неорганической химии : учебное пособие. (Ч. 1) / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2016. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Загл. с титул. экрана. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/1447> . - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

2. Махоткина, Е. С. Растворы : учебное пособие / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина, С. А. Крылова ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2014. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Загл. с титул. экрана. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/371> . - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

3. Махоткина, Е. С. Химические элементы и минералы в биосфере : учебное пособие / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2017. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Загл. с титул. экрана. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/20680> . - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

4. Махоткина, Е. С. Классические методы анализа : учебное пособие / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2016. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Загл. с титул. экрана. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/1469> . - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

в) Методические указания:

1. Махоткина, Е. С. Практикум по общей и неорганической химии : учебное пособие. (Ч. 1) / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2016. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Загл. с титул. экрана. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/1447> . - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

2. Махоткина, Е. С. Коллоидно-дисперсные системы : практикум / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2019. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Загл. с титул. экрана. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/2363> . - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

3. Махоткина, Е. С. Растворы электролитов и неэлектролитов : учебное пособие / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина, С. А. Крылова ; МГТУ. - Магнитогорск, 2012. - 87 с. : табл. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/3489> . - Макрообъект. - Текст : электронный.

4. Махоткина, Е. С. Элементы V-VIII групп периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева : лабораторный практикум / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2018. - 1 электрон. опт. диск (CD-ROM). - Загл. с титул. экрана. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/2143> . - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

г) Программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

Программное обеспечение

Наименование ПО	№ договора	Срок действия лицензии
7Zip	свободно распространяемое	бессрочно
FAR Manager	свободно распространяемое	бессрочно
Браузер Yandex	свободно распространяемое	бессрочно
MS Office 2007 Professional	№ 135 от 17.09.2007	бессрочно

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Название курса	Ссылка
Электронные ресурсы библиотеки МГТУ им. Г.И.	https://host.megaprolib.net/MP0109/Web
Российская Государственная библиотека. Каталоги	https://www.rsl.ru/ru/4readers/catalogues/
Федеральное государственное бюджетное учреждение «Федеральный институт промышленной собственности»	URL: http://www1.fips.ru/
Национальная информационно-аналитическая система – Российский индекс научного цитирования	URL: https://elibrary.ru/project_risc.asp

9 Материально-техническое обеспечение дисциплины (модуля)

Материально-техническое обеспечение дисциплины включает:

Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа. Оснащение: Мультимедийные средства хранения, передачи и представления информации.

Учебные аудитории для проведения лабораторных работ: химические лаборатории. Оснащение: Химические реактивы, Химическая посуда, Лабораторное оборудование, Таблица «Периодическая система химических элементов», Плакаты по темам рабочей программы.

Учебные аудитории для проведения практических занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации. Оснащение: Доска, мультимедийный проектор, экран.

Помещения для самостоятельной работы обучающихся. Оснащение: Персональные компьютеры с пакетом MS Office, выходом в Интернет и с доступом в электронную информационно-образовательную среду университета.

Помещение для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования. Оснащение: Шкафы для хранения учебно-методической документации, учебного оборудования и учебно-наглядных пособий, Инструменты для ремонта лабораторного оборудования.

Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся

Самостоятельная работа обучающихся подразделяется на аудиторную, которая происходит как во время лабораторных занятий, так и на плановых консультациях, и на внеаудиторную, происходящую во время подготовки студентами отчетов по лабораторным занятиям и выполнения домашних заданий.

Темы лабораторных работ:

Лабораторная работа № 1. «Электролитическая диссоциация»;
Лабораторная работа № 2. «Электрохимические процессы».

Экзаменационные вопросы

1. Основные понятия и определения химической термодинамики. Первый закон термодинамики.
2. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и следствия из него.
3. Расчет теплового эффекта в изобарных и изохорных условиях.
4. Тепловой эффект растворения веществ в воде. Процесс растворения кристаллических веществ (солей) в воде.
5. Второй закон термодинамики. Энтропия. Расчет изменения энтропии в результате реакции. Качественное определение знака ΔS_r^0 .
6. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процессов.
7. Расчет изменения энергии Гиббса в результате химических реакций. Энтропийное уравнение и его анализ. Температура равновесия (критическая) $T_{кр}$.
8. Состояние химического равновесия. Условие химического равновесия. Константа равновесия.
9. Связь константы равновесия с изменением термодинамических функций в результате реакции. Влияние температуры на константу равновесия.
10. Принцип Ле-Шателье. Определение направления смещения химического равновесия.
11. Скорость химической реакции: средняя и мгновенная (истинная). Закон действия масс для гомогенных реакций.
12. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагентов. Закон действия масс для гомогенных и гетерогенных реакций. Физический смысл константы скорости химической реакции.
13. Кинетика обратимых химических реакций. Кинетическое условие равновесия. Связь константы равновесия с константами скоростей прямой и обратной реакций.
14. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа.
15. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса и его применение для расчета энергии активации по известному соотношению скоростей химической реакции при двух разных температурах.
16. Активированный комплекс. Энергия активации.
17. Катализаторы и их влияние катализаторов на термодинамику реакции, константу скорости и константу равновесия. Гомогенный и гетерогенный катализ.
18. Растворы. Способы выражения состава раствора, виды концентраций.
19. Электролитическая диссоциация. Схемы диссоциации кристаллических веществ с ионной структурой и полярных молекул.
20. Степень диссоциации. Классификация электролитов по степени диссоциации. Теория электролитической диссоциации Аррениуса.
21. Диссоциация слабых электролитов (примеры их ступенчатой диссоциации), константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
22. Реакции ионного обмена, реакции нейтрализации (рассмотреть на примерах).
23. Диссоциация воды. Водородный pH и гидроксильный pOH показатели.
24. Реакции гидролиза солей. Типы гидролиза (с примерами).

25. Степень гидролиза, константа гидролиза. Смещение равновесия процесса гидролиза.
26. ОВР: основные понятия и определения. Классификация ОВР (рассмотреть на примерах).
27. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжений металлов. Зависимость электродного потенциала от реальных условий. Уравнение Нернста.
28. Химический источник тока – гальванический элемент: структурная схема, краткая запись, окислительно – восстановительные процессы на электродах и ЭДС гальванического элемента.
29. Химическая коррозия металлов и ее виды (с примерами).
30. Электрохимическая коррозия металлов и ее виды. Электродные процессы в коррозионном микроэлементе (рассмотреть на примерах в разных средах).
31. Методы защиты металлов от коррозии (с примерами).
32. Защитные металлические покрытия. Схемы электрохимической коррозии оцинкованного и луженого железа в кислой среде.
33. Электролиз расплавов с инертным анодом. Электролиз растворов с инертным анодом (последовательность электродных процессов). Привести примеры.
34. Электролиз растворов с активным анодом (рассмотреть на примере). Электролитическое рафинирование металлов.
35. Законы электролиза (объединенный закон Фарадея). Выход по току.

Примеры заданий по темам

Пример задания по теме: «Кинетика. Равновесие»

1: Как изменится скорость диссоциации N_2O_4 по реакции:



если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 50 % N_2O_4 .

2: Найти начальные концентрации исходных веществ А и В и константу равновесия K_c реакции, проходящей в системе: $A_{(г)} + 2B_{(г)} \rightleftharpoons C_{(г)}$,
если равновесные концентрации равны, моль/л: $[A] = 0,6$; $[B] = 1,2$; $[C] = 2,16$.

3: Для равновесной системы: $FeO_{(к)} + CO_{(г)} \rightleftharpoons Fe_{(к)} + CO_{2(г)}$
константа равновесия равна $K_c = 0,5$. Определить равновесные концентрации CO и CO_2 , моль/л, если начальные концентрации этих веществ составляли, моль/л:
 $[CO]_н = 0,05$; $[CO_2]_н = 0,01$.

4: Написать выражение константы равновесия K_c и указать направление смещения равновесия при изменении P (если $T = const$) и T (если $P = const$) для следующих реакций:

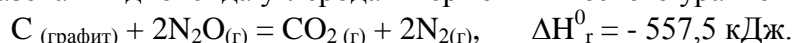
- 1) $C_{(графит)} + CO_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{(г)}$, $\Delta H_r^0 = + 172,5$ кДж; $\uparrow T$; $\uparrow P$;
- 2) $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{2(г)}$, $\Delta H_r^0 = - 566,0$ кДж; $\downarrow T$; $\uparrow P$;
- 3) $N_{2(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{(г)}$, $\Delta H_r^0 = + 180,0$ кДж; $\downarrow T$; $\downarrow P$.

Пример задания по теме: «Термодинамика»

1: Рассчитать тепловой эффект реакции (1) по термохимическим уравнениям (2) и (3). Указать, является ли реакция (1) экзо- или эндотермической.

- 1) $4 NH_{3(г)} + 3 O_{2(г)} = 2 N_{2(г)} + 6 H_2O_{(г)}$;
- 2) $N_{2(г)} + 3 H_{2(г)} = 2 NH_{3(г)}$, $\Delta H_r^0 = - 89,39$ кДж;
- 3) $2H_{2(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)}$, $\Delta H_r^0 = - 483,8$ кДж.

2: Вычислить стандартную теплоту образования $N_2O_{(г)}$, исходя из стандартной теплоты образования диоксида углерода и термохимического уравнения:



3: При некоторой температуре T эндотермическая реакция $A \rightarrow B$ практически идет до конца. Определить:

- 1) знак ΔS_r^0 реакции $A \rightarrow B$;
- 2) знак ΔG_r^0 реакции $B \rightarrow A$ при температуре T ;
- 3) возможность протекания реакции $B \rightarrow A$ при низких температурах.

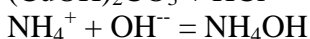
Пример задания по теме: « Растворы »

1. Титр раствора бромида калия с плотностью 1,074 г/мл равен 0,1071. Рассчитайте массовую долю, молярную концентрацию эквивалента, моляльность раствора.

2. Произведение растворимости Ag_3AsO_4 составляет $1 \cdot 10^{-22}$. В каком объеме насыщенного раствора содержится 6,4 мг этой соли.

3. Вычислите pH в 0,0001N растворе H_2SO_4 .

4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:



5. Доказать амфотерность $Sb(OH)_3$.

6. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу:

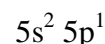
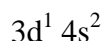


7. Константа диссоциации циановодородной кислоты равна $7,9 \cdot 10^{-9}$.

Найти степень диссоциации HCN в 0,001M растворе. Найти концентрацию ионов CN^- в этом растворе.

Пример задания по теме: «Строение атома»

- Для приведённых электронных состояний указать квантовые числа электронов.



- Составить электронные формулы элементов с порядковыми номерами

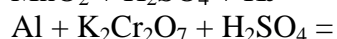
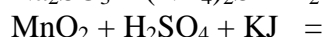


- указать возможновалентные электроны и свойства элементов в нормальном состоянии атомов (металл, неметалл);
- для возможновалентных электронов составить электронографические формулы в нормальном и возбуждённых состояниях атома. Указать возможные валентности (для возбуждённых состояний указать электронные формулы);
- указать возможные С.О. элементов в соединениях;
- для **высшей С.О.** 1-го элемента составить формулу оксида и указать его характер (кислотный, основной, амфотерный), а также формулы гидроксидов и солей. Привести названия всех соединений.
- для отрицательной С.О. (если есть) элемента составить формулу водородного соединения, соли. Привести названия

Пример задания по теме: «Окислительно-восстановительные реакции »

1. Составить уравнения окислительно-восстановительной реакции, идущей в прямом направлении. Методом электронного баланса подобрать коэффициенты. Указать

окислитель и восстановитель.



2. Даны окислительно-восстановительные пары, среда. Составить уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей в прямом направлении. Рассчитать электродвижущую силу.



Пример задания по теме: «Электрохимические процессы»

1. Опишите работу гальванического элемента: $\text{Co}|\text{CoCl}_2||\text{AuCl}_3|\text{Au}$
Укажите: 1) электродные процессы
2) токообразующую реакцию
3) электродные потенциалы
4) электродвижущую силу при стандартных условиях и при концентрациях ионов $[\text{Co}^{2+}] = 0,001$ моль/л, $[\text{Au}^{3+}] = 0,1$ моль/л.
2. Напишите схему коррозии металла **Pb**, находящегося в контакте с **Ti**
1) в кислой среде; 2) во влажной атмосфере.
3. Определите убыль массы анода при коррозии в кислой среде за 20 мин, если скорость коррозии составила 0,01 г/ч.
4. Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов (анод инертный) и молекулярное уравнение реакции, происходящей при электролизе:
а) расплава NaOH;
б) раствора CoSO_4 .
5. Вычислите фактическое количество металла, полученного на катоде при электролизе $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, если электролиз проводили в течении 1 ч. Выход металла по току составил 85%. Укажите возможные причины уменьшения выхода металла по сравнению с расчетным.

Внеаудиторная самостоятельная работа обучающихся осуществляется в виде изучения литературы по соответствующему разделу с проработкой материала; оформления отчетов по лабораторным работам и выполнения домашней контрольной работы.

Вариант домашней контрольной работы

ВАРИАНТ № 1

ТЕМА	ЗАДАНИЕ
	Задание 1. Для реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + \text{H}_2(\text{Г}) = 3\text{FeO}(\text{K}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Г})$ определите возможное направление самопроизвольного

<p style="text-align: center;">Тема 1. Химическая термодинамика</p>	<p>течения реакции при стандартных условиях и при температуре $t = 1227^{\circ}\text{C}$, если тепловой эффект до заданной температуры не изменится.</p> <p>Укажите: а) выделяется или поглощается энергия в ходе реакции; б) причину найденного изменения энтропии. Рассчитайте температуру, при которой устанавливается равновесие и происходит смена знака ΔG.</p> <p>Задание 2. Вычислите тепловой эффект реакции $3\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + 8\text{Al}(\text{K}) = 4\text{Al}_2\text{O}_3(\text{K}) + 9\text{Fe}(\text{K})$, пользуясь стандартными энтальпиями образования реагирующих веществ (приложение 3). Сколько теплоты выделится (поглотится) при образовании вещества Fe в количестве 56 г?</p>
<p style="text-align: center;">Тема 2. Химическая кинетика и химическое равновесие</p>	<p>Задание 1. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится скорость реакции: а) при повышении температуры от 60 до 100°C; б) при охлаждении реакционной смеси от 50 до 30°C?</p> <p>Задание 2. Для обратимой реакции $\text{Fe}_3\text{O}_4(\text{K}) + \text{H}_2(\text{r}) = 3\text{FeO}(\text{K}) + \text{H}_2\text{O}(\text{r})$ запишите выражение константы равновесия $\Delta H^{\circ}, \text{кДж} = +69,8$. Предложите способы увеличения концентрации продуктов реакции.</p>
<p style="text-align: center;">Тема 3. Растворы</p>	<p>Задание 1. В 180 мл воды растворено 20 г сульфата марганца. Получился раствор плотностью 1,101 г/мл. Вычислите молярную, нормальную, моляльную концентрации и массовую долю растворенного вещества.</p> <p>Задание 2. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в растворах между: $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ и NaOH; FeCl_3 и H_2S; NH_4OH и MnCl_2; H_2SO_4 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.</p> <p>Задание 3. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей Na_2SiO_3, SbCl_3, Rb_2SO_4. Какое значение pH (>7, <7) имеют растворы этих солей?</p>
<p style="text-align: center;">Тема 4. Дисперсные системы</p>	<p>Задание 1. Составьте формулу мицеллы золя CaSO_4, полученного путем смешивания двух растворов: CaCl_2 с концентрацией 0,002 мольэкв/л объемом 9 мл и $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ с концентрацией 0,01 мольэкв/л объемом 30 мл.</p> <p>Задание 2. Напишите формулу мицеллы золя, полученного при постепенном приливании к водному раствору соли Na_2S раствора AlCl_3. Укажите знак заряда коллоидной частицы. Какой из электролитов $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, KNO_3, $\text{K}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ является наиболее экономичным коагулятором этого золя?</p>
<p style="text-align: center;">Тема 5. Окислительно-восстановительные свойства веществ</p>	<p>Задание. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в уравнениях, укажите окислитель и восстановитель, напишите электронные уравнения процессов окисления и восстановления</p> $\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CuH} + \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$
	<p>Задание 1. Для гальванического элемента,</p>

<p align="center">Тема 6.</p> <p>Электрохимические системы</p>	<p>образованного пластинами из металлов Zn и Ag, погруженных в растворы их солей с концентрацией ионов металлов $A^{n+} = 0,01$ и $B^{m+} = 0,05$</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) составьте схему гальванического элемента; 2) напишите уравнения электродных процессов и токообразующей реакции; 3) рассчитайте электродвижущую силу гальванического элемента. <p>Задание 2. Составьте уравнения электродных процессов (анод инертный) и молекулярное уравнение реакции, проходящей при электролизе расплава или раствора электролита расплав $CaCl_2$. Вычислите массу металла выделившегося на катоде, если электролиз проводили при силе тока $A = 10,0$ в течение времени $t = 2,5$ ч. Выход металла по току η_t составил 98%.</p> <p>Задание 3. Составьте уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары: Pb - Sn</p> <ol style="list-style-type: none"> а) в кислой среде; б) в атмосфере влажного воздуха.
--	---

Контрольные вопросы (для устных опросов) по темам

Контрольные вопросы по теме «Химическая термодинамика»

1. Основы химической термодинамики: понятие системы, виды систем.
2. Термодинамические параметры и функции состояния системы.
3. Внутренняя энергия. Работа. Теплота.
4. Первый закон термодинамики (вывод).
5. Энтальпия как функция состояния системы. Энтальпия образования вещества.
6. Тепловой эффект химической реакции. Факторы, влияющие на тепловой эффект химической реакции.
7. Термохимия. Закон Гесса.
8. Следствия из закона Гесса.
9. Энтропия как функция состояния системы.
10. Второй закон термодинамики.
11. Третий закон термодинамики.
12. Энергия Гиббса.
13. Направление самопроизвольного протекания химических реакций.

Контрольные вопросы по теме «Химическая кинетика»

1. Химическая кинетика. Скорость химической реакции и методы ее регулирования.
2. Влияние концентрации на скорость химической реакции (закон действующих масс).
3. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант – Гоффа.
4. Теория активных столкновений Аррениуса.
5. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
6. Теория переходного комплекса. Энергетическая диаграмма.
7. Кривая Максвелла – Больцмана. Энергетический барьер.
8. Каталитические системы.
9. Влияние катализатора на скорость химической реакции.
10. Гомогенный и гетерогенный катализ.

11. Колебательные реакции.
12. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции.
13. Константа химического равновесия.
14. Смещение химического равновесия. Принцип Ле–Шателье.
15. Влияние концентрации, давления и температуры.
16. Фазовые равновесия.
17. Фазовые диаграммы для однокомпонентных систем.

Контрольные вопросы по теме «Растворы»

1. Понятие раствора. Растворимость вещества. Растворимость газа.
2. Растворы. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, титр).
3. Коллигативные свойства растворов. Идеальный раствор.
4. Законы Рауля: I (тонометрический) и II (эбуллиоскопический и криоскопический).
5. Осмос. Осмотическое давление. Схема осмометра.
6. Кислотно-основные взаимодействия веществ.
7. Ионная теория кислот и оснований Аррениуса. Основные понятия и положения теории Аррениуса.
8. Диссоциация кислот, оснований и солей с точки зрения ионной теории Аррениуса (примеры).
9. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
10. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации.
11. Закон разбавления Оствальда.
12. Реакции ионного обмена между электролитами (на примере реакций образования слабого электролита, осадка и газа).
13. Произведение растворимости.
14. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели.
15. Гидролиз солей. Типы гидролиза солей.
16. Количественные характеристики процесса гидролиза.
17. Факторы, влияющие на процесс гидролиза.

Контрольные вопросы по теме «Дисперсные системы»

1. Гетерогенные смеси. Дисперсные системы.
2. Дисперсность. Классификации дисперсных систем.
3. Коллоидные растворы. Лиофильные и лиофобные коллоиды.
4. Способы получения коллоидных растворов.
5. Строение коллоидных частиц.
6. Правило Фаянса – Пескова.
7. Устойчивость коллоидных систем. Стабилизаторы.
8. Коагуляция лиофильных и лиофобных коллоидов.
9. Седиментация коллоидов.
10. Коагуляция коллоидных растворов электролитами.
11. Правило Шульце – Гарди. Коагулирующая способность.
12. Оптические свойства коллоидных растворов.
13. Электрические свойства коллоидных растворов.

Контрольные вопросы по теме «Окислительно-восстановительные процессы»

1. Основные понятия теории окислительно-восстановительных реакций.
2. Окислительно-восстановительные свойства веществ.
3. Важнейшие окислители и восстановители.
4. Типы окислительно-восстановительных реакций (примеры).
5. Окислительно-восстановительный потенциал.
6. Уравнение Нернста.

7. Составление окислительно-восстановительных реакций.
8. Направление окислительно-восстановительных реакций.

Контрольные вопросы по теме «Электрохимические системы»

1. Электрохимические системы. Классификация электрохимических процессов.
2. Электрохимические процессы, протекающие на границе раздела «металл – раствор».
3. Гальванический элемент Даниэля – Якоби.
4. Электродвижущая сила гальванического элемента.
5. Измерение электродных потенциалов. Ряд стандартных электродных потенциалов. Свойства металлов в соответствии с их положением в ряду напряжений.
6. Уравнение Нернста.
7. Электролиз расплавов и растворов. Катодные и анодные процессы.
8. Объединенный закон Фарадея. Выход по току.
9. Коррозия металлов. Классификация коррозионных процессов.
10. Химическая коррозия.
11. Электрохимическая коррозия. Анодное окисление металла и катодное восстановление окислителя.
12. Примеры коррозии в кислой среде и атмосферной коррозии.
13. Скорость коррозии.
14. Защита металлов от коррозии.
15. Защитные покрытия.
16. Электрохимические способы защиты от коррозии металлов.
17. Химические источники тока. Гальванический элемент.

Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации

Промежуточная аттестация имеет целью определить степень достижения запланированных результатов обучения по дисциплине за определенный период обучения.

а) Планируемые результаты обучения и оценочные средства для проведения промежуточной аттестации:

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
ОПК-1: Способен решать задачи профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общинженерные знания		
ОПК-1.1	Использует естественнонаучные законы и принципы при решении практических задач	<p>Перечень теоретических вопросов к экзамену:</p> <p>36. Основные понятия и определения химической термодинамики. Первый закон термодинамики.</p> <p>37. Тепловой эффект химической реакции. Закон Гесса и следствия из него.</p> <p>38. Расчет теплового эффекта в изобарных и изохорных условиях.</p> <p>39. Тепловой эффект растворения веществ в воде. Процесс растворения кристаллических веществ (солей) в воде.</p> <p>40. Второй закон термодинамики. Энтропия. Расчет изменения энтропии в результате реакции. Качественное определение знака ΔS_r^0.</p> <p>41. Энергия Гиббса. Критерий самопроизвольного протекания процессов.</p> <p>42. Расчет изменения энергии Гиббса в результате химических реакций. Энтропийное уравнение и его анализ. Температура равновесия (критическая) $T_{кр}$.</p> <p>43. Состояние химического равновесия. Условие химического равновесия. Константа равновесия.</p> <p>44. Связь константы равновесия с изменением термодинамических функций в результате реакции. Влияние температуры на константу равновесия.</p> <p>45. Принцип Ле-Шателье. Определение направления смещения химического равновесия.</p>

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>46. Скорость химической реакции: средняя и мгновенная (истинная). Закон действия масс для гомогенных реакций.</p> <p>47. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагентов. Закон действия масс для гомогенных и гетерогенных реакций. Физический смысл константы скорости химической реакции.</p> <p>48. Кинетика обратимых химических реакций. Кинетическое условие равновесия. Связь константы равновесия с константами скоростей прямой и обратной реакций.</p> <p>49. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа.</p> <p>50. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Уравнение Аррениуса и его применение для расчета энергии активации по известному соотношению скоростей химической реакции при двух разных температурах.</p> <p>51. Активированный комплекс. Энергия активации.</p> <p>52. Катализаторы и их влияние катализаторов на термодинамику реакции, константу скорости и константу равновесия. Гомогенный и гетерогенный катализ.</p> <p>53. Растворы. Способы выражения состава раствора, виды концентраций.</p> <p>54. Электролитическая диссоциация. Схемы диссоциации кристаллических веществ с ионной структурой и полярных молекул.</p> <p>55. Степень диссоциации. Классификация электролитов по степени диссоциации. Теория электролитической диссоциации Аррениуса.</p> <p>56. Диссоциация слабых электролитов (примеры их ступенчатой диссоциации), константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.</p> <p>57. Реакции ионного обмена, реакции нейтрализации (рассмотреть на примерах).</p> <p>58. Диссоциация воды. Водородный рН и гидроксильный рОН показатели.</p> <p>59. Реакции гидролиза солей. Типы гидролиза (с примерами).</p> <p>60. Степень гидролиза, константа гидролиза. Смещение равновесия процесса гидролиза.</p> <p>61. ОВР: основные понятия и определения. Классификация ОВР (рассмотреть на примерах).</p> <p>62. Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжений металлов. Зависимость электродного потенциала от реальных условий. Уравнение Нернста.</p> <p>63. Химический источник тока – гальванический элемент: структурная схема, краткая</p>

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>запись, окислительно – восстановительные процессы на электродах и ЭДС гальванического элемента.</p> <p>64. Химическая коррозия металлов и ее виды (с примерами).</p> <p>65. Электрохимическая коррозия металлов и ее виды. Электродные процессы в коррозионном микроэлементе (рассмотреть на примерах в разных средах).</p> <p>66. Методы защиты металлов от коррозии (с примерами).</p> <p>67. Защитные металлические покрытия. Схемы электрохимической коррозии оцинкованного и луженого железа в кислой среде.</p> <p>68. Электролиз расплавов с инертным анодом. Электролиз растворов с инертным анодом (последовательность электродных процессов). Привести примеры.</p> <p>69. Электролиз растворов с активным анодом (рассмотреть на примере). Электролитическое рафинирование металлов.</p> <p>70. Законы электролиза (объединенный закон Фарадея). Выход по току.</p> <p>Примерные практические задания для экзамена:</p> <p>1. Выразите через концентрации реагентов константы равновесия следующих реакций $N_{2(г)} + 3 H_{2(г)} = 2 NH_{3(г)}$, $\Delta H = -92,2$ кДж. Укажите направление смещения химического равновесия этих реакций: а) при понижении температуры, если давление постоянно; б) при повышении давления, если температура постоянна.</p> <p>2. Определите возможность восстановления оксида железа Fe_3O_4 углеродом при стандартных условиях и температуре 1100 К. Реакция восстановления Fe_3O_4: $Fe_3O_{4(к)} + 4C_{(к)} = 3Fe_{(к)} + 4CO_{(г)}$.</p> <p>3. Закончить уравнения реакций, написав их в молекулярном и ионном виде: $MnS + H_2SO_4 \rightarrow$, $Fe(OH)_3 + NaOH \rightarrow$, $NH_4Cl + KOH \rightarrow$.</p> <p>4. В 2 л раствора гидроксида кальция содержится 478,8 г $Ca(OH)_2$. Плотность раствора 1,14 г/мл. Рассчитайте: $\omega(Ca(OH)_2)$; C_M; $C_{эк}$; C_m; $N(Ca(OH)_2)$ и $N(H_2O)$; T.</p> <p>5. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow$, $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow$.</p> <p>6. Приведите схемы электродных процессов и молекулярные уравнения реакций, протекающих при электрохимической коррозии гальванопары Co/Ni: а) в кислой среде;</p>

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>б) во влажном воздухе. Определите убыль массы анода при коррозии в кислой среде за 20 мин, если скорость коррозии составила 0,01 г/ч.</p> <p>7. Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов (анод инертный) и молекулярное уравнение реакции, происходящей при электролизе раствора CoSO_4. Вычислите фактическое количество металла, полученного на катоде при электролизе $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, если электролиз проводили в течении 1 ч. Выход металла по току составил 85%. Укажите возможные причины уменьшения выхода металла по сравнению с расчетным.</p> <p>8. Какие из следующих солей подвергаются гидролизу: Na_2SiO_3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. KBr? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (\leq или \geq 7) имеют растворы этих солей?</p> <p>9. Золь гидроксида магния получен путем смешивания 0,02 л 0,01н. раствора MgCl_2 и 0,028 л 0,005 н. раствора NaOH. Определите заряд частиц полученного золя и напишите формулу его мицеллы.</p>
ОПК-1.2	Решает стандартные профессиональные задачи с применением общеинженерных знаний	<ul style="list-style-type: none"> – Определите термодинамическую возможность протекания реакции $2 \text{ZnS}_{(к)} + 3 \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2 \text{ZnO}_{(к)} + 2 \text{SO}_{2(г)}$, $\Delta H_r = -890$ кДж при стандартных условиях. Рассчитайте температуру начала реакции, если $S(\text{ZnS})=58$ Дж/моль·К; $S(\text{O}_2)=205$ Дж/моль·К; $S(\text{ZnO})= 44$ Дж/моль·К; $S(\text{SO}_2)=248$ Дж/моль·К. – Опишите работу гальванического элемента: $\text{Co} \text{CoCl}_2 \text{AuCl}_3 \text{Au}$ Укажите: <ul style="list-style-type: none"> ○ электродные процессы ○ токообразующую реакцию ○ электродные потенциалы ○ электродвижущую силу при стандартных условиях – Реакция идет по уравнению: $4\text{NH}_3(г) + 5\text{O}_2(г) = 4 \text{NO}(г) + 6\text{H}_2\text{O}(г)$, $\Delta H_r^0 < 0$. Напишите <ul style="list-style-type: none"> ○ Выражение скорости прямой и обратной реакции ○ Выражение константы равновесия Укажите направление смещения равновесия:

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<ul style="list-style-type: none"> ○ А) при повышении давления, ○ Б) при уменьшении температуры. – Начальные концентрации исходных веществ в реакции: $2 \text{SO}_2(\text{r}) + \text{O}_2(\text{r}) = 2 \text{SO}_3(\text{r})$ были равны 1,8 моль/л SO_2 и 2,4 моль/л O_2. Во сколько раз изменится скорость реакции к моменту, когда прореагирует 0,8 моль/л SO_2? – Закончите молекулярное и составьте сокращенное ионно-молекулярное уравнение для реакций: $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 = \dots$; $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{KOH} = \dots$. $\text{MnS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$, $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$, $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KOH} \rightarrow$. – Написать уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионном виде: CrCl_3, NaNO_3, K_2CO_3. – Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций: $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$, $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$. – Нарисуйте энергетическую диаграмму хода химической реакции. Дайте к ней пояснения. Укажите энергию активации реакции. – Запишите уравнения электролитической диссоциации кислот, оснований, солей, амфотерных гидроксидов. – Пользуясь таблицей растворимости, приведите примеры трех веществ, которые в растворах образуют сульфат- ионы. Запишите уравнения электролитической диссоциации этих веществ.
ОПК-1.3	Применяет методы моделирования и математического анализа для решения задач теоретического и прикладного характера	<ul style="list-style-type: none"> – Для реакции $\text{CH}_4(\text{r}) + \text{CO}_2(\text{r}) = 2 \text{CO}(\text{r}) + 2 \text{H}_2(\text{r})$ определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре $T = 927^\circ\text{C}$, если тепловой эффект реакции до заданной температуры не изменится. Укажите: а) выделяется или поглощается энергия в ходе реакции; б)

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>причину найденного изменения энтропии. Рассчитайте температуру начала реакции.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li data-bbox="981 485 2163 644">– Выразите через концентрации реагентов константы равновесия следующих реакций $N_{2(g)} + 3 H_{2(g)} = 2 NH_{3(g)}$, $\Delta H = -92,2$ кДж. Укажите направление смещения химического равновесия этих реакций: а) при понижении температуры, если давление постоянно; б) при повышении давления, если температура постоянна. <li data-bbox="981 699 2163 804">– Гомогенная реакция протекает по уравнению $H_{2(g)} + I_{2(g)} = 2 HI_{(g)}$. Начальная концентрация водорода 2,1 моль/л, иода 1,5 моль/л. Во сколько раз изменится скорость реакции, когда прореагирует 30% водорода? <li data-bbox="981 858 2163 932">– Сколько миллилитров 96%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,84 г/мл потребуется для приготовления 2 л 0,25М раствора? <li data-bbox="981 986 2163 1107">– Какие из следующих солей подвергаются гидролизу: Na_2SiO_3, $Cu(NO_3)_2$, KBr? Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (\leq или \geq 7) имеют растворы этих солей? <li data-bbox="981 1161 2163 1315">– Рассчитайте электродвижущую силу и определите направление самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях, используя значения окислительно-восстановительных потенциалов $HI + H_3PO_4 \rightarrow I_2 + H_3PO_3 + H_2O$. <li data-bbox="981 1337 2163 1442">– Приведите схемы электродных процессов и молекулярные уравнения реакций, протекающих при электрохимической коррозии гальванопары Co/Ni: а) в кислой среде; б) во влажном воздухе. Определите убыль массы анода при коррозии в

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства																																													
		<p>кислой среде за 20 мин, если скорость коррозии составила 0,01 г/ч.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов (анод инертный) и молекулярное уравнение реакции, происходящей при электролизе раствора CoSO_4. Вычислите фактическое количество металла, полученного на катоде при электролизе $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$, если электролиз проводили в течении 1 ч. Выход металла по току составил 85%. Укажите возможные причины уменьшения выхода металла по сравнению с расчетным. – Провести анализ влияния концентрации на скорость химической реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{S} + \text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ по экспериментальным данным. <table border="1" data-bbox="956 847 2170 1153"> <thead> <tr> <th rowspan="2">Номер опыта</th> <th colspan="3">Объем, мл</th> <th rowspan="2">Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10^{-2} моль/л</th> <th rowspan="2">Время появления мути, с</th> <th rowspan="2">Скорость реакции, 10^2, с^{-1}</th> </tr> <tr> <th>$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$</th> <th>$\text{H}_2\text{O}$</th> <th>$\text{H}_2\text{SO}_4$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>1</td> <td>7</td> <td>2</td> <td>1,3</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>2</td> <td>6</td> <td>2</td> <td>2,6</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>3</td> <td>5</td> <td>2</td> <td>3,9</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>4</td> <td>4</td> <td>4</td> <td>2</td> <td>5,2</td> <td></td> <td></td> </tr> <tr> <td>5</td> <td>5</td> <td>3</td> <td>2</td> <td>6,5</td> <td></td> <td></td> </tr> </tbody> </table> <p>По данным таблицы построить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия, Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.</p>	Номер опыта	Объем, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10^{-2} моль/л	Время появления мути, с	Скорость реакции, 10^2 , с^{-1}	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	1	1	7	2	1,3			2	2	6	2	2,6			3	3	5	2	3,9			4	4	4	2	5,2			5	5	3	2	6,5		
Номер опыта	Объем, мл			Концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 10^{-2} моль/л	Время появления мути, с	Скорость реакции, 10^2 , с^{-1}																																									
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4																																												
1	1	7	2	1,3																																											
2	2	6	2	2,6																																											
3	3	5	2	3,9																																											
4	4	4	2	5,2																																											
5	5	3	2	6,5																																											

б) Порядок проведения промежуточной аттестации, показатели и критерии оценивания:

Промежуточная аттестация по дисциплине «Общая и неорганическая химия» включает теоретические вопросы, позволяющие оценить уровень усвоения обучающимися знаний, и практические задания, выявляющие степень сформированности умений и владений, проводится в форме экзамена.

Экзамен по данной дисциплине проводится в устной форме по экзаменационным билетам, каждый из которых включает 2 теоретических вопроса и задача или в форме теста.

Показатели и критерии оценивания экзамена в устной форме:

– на оценку **«отлично»** (5 баллов) – обучающийся демонстрирует высокий уровень сформированности компетенций, всестороннее, систематическое и глубокое знание учебного материала, свободно выполняет практические задания, свободно оперирует знаниями, умениями, применяет их в ситуациях повышенной сложности.

– на оценку **«хорошо»** (4 балла) – обучающийся демонстрирует средний уровень сформированности компетенций: основные знания, умения освоены, но допускаются незначительные ошибки, неточности, затруднения при аналитических операциях, переносе знаний и умений на новые, нестандартные ситуации.

– на оценку **«удовлетворительно»** (3 балла) – обучающийся демонстрирует пороговый уровень сформированности компетенций: в ходе контрольных мероприятий допускаются ошибки, проявляется отсутствие отдельных знаний, умений, навыков, обучающийся испытывает значительные затруднения при оперировании знаниями и умениями при их переносе на новые ситуации.

– на оценку **«неудовлетворительно»** (2 балла) – обучающийся не демонстрирует знания теоретического материала, допускает существенные ошибки, не может показать интеллектуальные навыки решения простых задач.

Показатели и критерии оценивания экзамена в виде теста:

Вопросы тестов охватывают весь объем изучаемой дисциплины в соответствии с РПД.

- на оценку **«отлично»** (5 баллов) – обучающийся демонстрирует высокий уровень сформированности компетенций, всестороннее, систематическое и глубокое знание учебного материала, свободно выполняет практические задания, свободно оперирует знаниями, умениями, применяет их в ситуациях повышенной сложности, что соответствует результату тестирования **75% и более;**

- на оценку **«хорошо»** (4 балла) – обучающийся демонстрирует средний уровень сформированности компетенций: основные знания, умения освоены, но допускаются незначительные ошибки, неточности, затруднения при аналитических операциях, переносе знаний и умений на новые, нестандартные ситуации, что соответствует результату тестирования **60 -74 %;**

- на оценку **«удовлетворительно»** (3 балла) – обучающийся демонстрирует пороговый уровень сформированности компетенций: в ходе контрольных мероприятий допускаются ошибки, проявляется отсутствие отдельных знаний, умений, навыков, обучающийся испытывает значительные затруднения при оперировании знаниями и умениями при их переносе на новые ситуации, что соответствует результату тестирования **50 - 59 %;**

- на оценку **«неудовлетворительно»** (2 балла) – обучающийся не демонстрирует знания теоретического материала, допускает существенные ошибки, не может показать интеллектуальные навыки решения простых задач, что соответствует результату тестирования **менее 50 %.**