



МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Магнитогорский государственный технический университет им. Г.И. Носова»



РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки (специальность)
22.03.02 Metallurgy

Направленность (профиль/специализация) программы
Технология литейных процессов

Уровень высшего образования - бакалавриат

Форма обучения
заочная

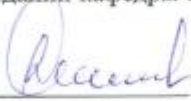
Институт/ факультет	Институт металлургии, машиностроения и материалообработки
Кафедра	Металлургии и химических технологий
Курс	1

Магнитогорск
2024 год

45
Рабочая программа составлена на основе ФГОС ВО - бакалавриат по направлению подготовки 22.03.02 Metallurgy (приказ Минобрнауки России от 02.06.2020 г. № 702)

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры Metallurgy и химических технологий

09.01.2024, протокол № 4

Зав. кафедрой  А.С. Харченко

Рабочая программа одобрена методической комиссией ИММиМ

20.02.2024 г. протокол № 4

Председатель  А.С. Савинов

Согласовано:

Зав. кафедрой Литейных процессов и материаловедения

 Н.А. Феоктистов

Рабочая программа составлена:

доцент кафедры МиХТ, канд. хим. наук  С.А. Крылова

Рецензент:

доцент кафедры Химии, канд. техн. наук  Л.Г. Коляда

Лист актуализации рабочей программы

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2025 - 2026 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 2026 - 2027 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 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

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 химических реакций и химическое равновесие. - Катализаторы и каталитические системы.	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			
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 рН. - 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 (модуля)

а) Основная литература:

1. 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.com/catalog/product/1860987> -Режим доступа: по подписке.

2. Основы химии: Учебник / В.Т. Иванов, О.Н. Гева. - Москва: КУРС: ИНФРА-М, 2019. - 556 с. - Текст : электронный. - URL: <https://new.znanium.com/catalog/product/1022478>

б) Дополнительная литература:

1. 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. - Имеется печатный аналог.

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 : электрон-ный. - 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 : электрон-ный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

4. Гаршин, А. П. Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях : учебное пособие / А.П. Гаршин. — 2-е изд., испр. и доп. — Москва : ИНФРА-М, 2022. — 304 с. — (Высшее образование: Бакалавриат). — DOI 10.12737/1070937. - ISBN 978-5-16-015940-9. - Текст : электронный. - URL: <https://znanium.com/catalog/product/1853100> – Режим доступа: по подписке.

в) Методические указания:

1. Махоткина, Е. С. Классы неорганических веществ. Основные законы химии : практикум [для вузов] / Е. С. Махоткина, М. В. Шубина ; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. - Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2020. - 1 CD-ROM. - Загл. с титул. экрана. - URL: <https://host.megaprolib.net/MP0109/Download/MObject/2757> - 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 : электрон ный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

3. 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 : электрон-ный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

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

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.

6 Учебно-методическое обеспечение самостоятельной работы обучающихся

Экзаменационные вопросы

1. Основные понятия атомно-молекулярного учения: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, химическая формула.
2. Закон Авогадро. Число Авогадро. Молекулярная и молярная массы. Моль как единица количества вещества.
3. Строение атома. Корпускулярно- волновой дуализм электрона, принцип неопределенности . Квантово-механическое объяснение строения атома.
4. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Квантовые числа, их физический смысл. Атомные орбитали (АО) и их расположение в пространстве.
5. Многоэлектронные атомы. Принципы построения электронной оболочки: принцип Паули, правило Клечковского, правило Гунда.
6. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева (ПСЭ) и электронная структура атомов. Причина периодического изменения свойств элементов.
7. Химическая термодинамика. Система. Классификация систем (по отношению к окружающей среде, по агрегатному состоянию). Параметры состояния, функции состояния.
8. Химическая термодинамика. Внутренняя энергия системы. Первый закон термодинамики. Теплота и работа.
9. Энтальпия системы. Экзо- и эндотермические процессы. Закон Гесса, следствия из него. Термохимические уравнения. Привести примеры.
10. Энтальпия образования вещества. Расчет энтальпии реакции при стандартных условиях. Экзо- и эндотермические реакции. Привести примеры.
11. Энтропия, её физический смысл. Изменение энтропии в изолированных системах. Второй закон термодинамики. Расчёт изменения энтропии при химических процессах и фазовых переходах. Привести примеры.
12. Свободная энергия Гиббса и её изменение в химических процессах. Направление химических процессов. Расчет значений термодинамических функций с помощью справочников. Привести пример.
13. Химическая кинетика. Истинная и средняя скорость химических реакций. Графическое изображение изменения концентраций реагентов и продуктов реакции во времени. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
14. Закон действия масс, константа скорости, её физический смысл. Графическое изображение зависимости скорости реакции от концентрации реагентов (на примере реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой).
15. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Экспериментальное определение значения температурного коэффициента скорости и энергии активации реакции.
16. Регулирования скорости реакции с помощью катализаторов. Активные молекулы. Энергия активации реакции. Энергетическая диаграмма хода химической реакции.
17. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Графическое изображение изменения скоростей прямой и обратной реакции во времени. Константа равновесия, её связь с изменением энергии Гиббса реакции.

18. Химическое равновесие. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние концентраций веществ, давления, температуры на сдвиг равновесия. Роль катализаторов при достижении системами состояния химического равновесия.

19. Способы выражения состава раствора: молярность, нормальность, моляльность, титр, массовая доля, мольная доля.

20. Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Сильные и слабые электролиты. Составление ионно-молекулярных уравнений.

21. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей, амфотерных гидроксидов. Привести примеры.

22. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Применение закона действующих масс к процессу диссоциации слабых электролитов. Константа диссоциации.

23. Электролитическая диссоциация воды. Водородный и гидроксильный показатели.

24. Гидролиз солей. Изменение pH растворов солей в результате гидролиза. Степень и константа гидролиза.

25. Ионные равновесия в растворах малорастворимых электролитов. Растворимость. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадков.

26. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления элементов, зависимость ее от положения элемента в ПСЭ. Окислители и восстановители. Направление протекания окислительно-восстановительных реакций.

27. Возникновение разности потенциалов на границе электрод-раствор. Равновесный электродный потенциал. Измерение стандартных электродных потенциалов. Ряд стандартных электродных потенциалов.

28. Уравнение электродного потенциала (уравнение Нернста). Концентрационный гальванический элемент.

29. Гальванический элемент (Г.Э.). ЭДС Г.Э. при стандартных и нестандартных условиях.

30. Коррозия. Коррозия металлов в различных средах. Защита металлов от коррозии. Защитные покрытия. Катодная и протекторная защита. Ингибиторы.

31. Электролиз. Сущность электролиза. Электролиз растворов и расплавов. Последовательность катодных и анодных процессов при электролизе водных растворов. Применение электролиза. Получение и рафинирование металлов. Нанесение гальванических покрытий.

32. Законы электролиза. Расчет количества вещества (массы, объема), выделяющегося на электроде. Привести примеры.

33. Общие свойства металлов. Выделение металлов из их соединений. Химическая активность металлов. Металлы как восстановители.

34. Взаимодействие металлов с водой, водными растворами кислот и солей.

35. Водород, его химические свойства. Водородные соединения металлов и неметаллов.

Примеры заданий по темам

Пример задания по теме: «Кинетика. Равновесие»

1: Как изменится скорость диссоциации N_2O_4 по реакции:

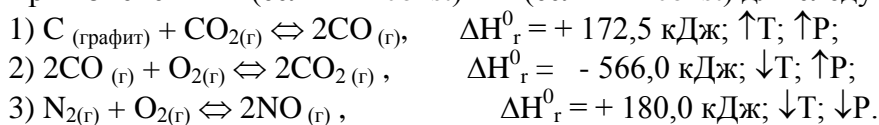


если начальная концентрация N_2O_4 составляла 0,08 моль/л, а к моменту наступления равновесия диссоциировало 50 % N_2O_4 .

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

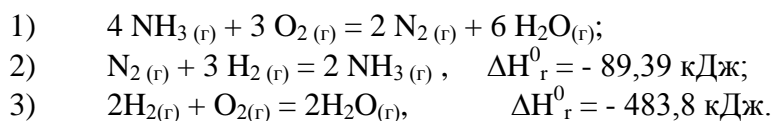
3: Для равновесной системы: $\text{FeO}_{(к)} + \text{CO}_{(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(к)} + \text{CO}_2_{(г)}$
константа равновесия равна $K_c = 0,5$. Определить равновесные концентрации CO и CO_2 , моль/л, если начальные концентрации этих веществ составляли, моль/л:
 $[\text{CO}]_{\text{н}} = 0,05$; $[\text{CO}_2]_{\text{н}} = 0,01$.

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

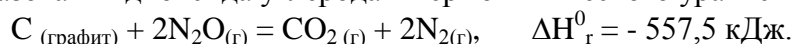


Пример задания по теме: «Термодинамика»

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



2: Вычислить стандартную теплоту образования $\text{N}_2\text{O}_{(г)}$, исходя из стандартной теплоты образования диоксида углерода и термохимического уравнения:



3: При некоторой температуре Т эндотермическая реакция $\text{A} \rightarrow \text{B}$ практически идет до конца. Определить:

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

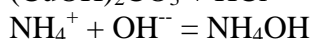
Пример задания по теме: «Растворы»

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 рН в 0,0001Н растворе H_2SO_4 .

4. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения:



5. Доказать амфотерность $\text{Sb}(\text{OH})_3$.

6. Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу:

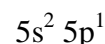
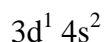
Al_2S_3 , NaCN , $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$, CaCl_2 .

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

Найти степень диссоциации HCN в $0,001\text{M}$ растворе. Найти концентрацию ионов CN^- в этом растворе.

Пример задания по теме: «Строение атома»

- Для приведённых электронных состояний указать квантовые числа электронов.



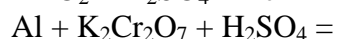
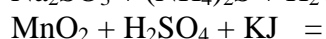
- Составить электронные формулы элементов с порядковыми номерами



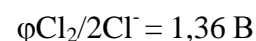
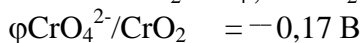
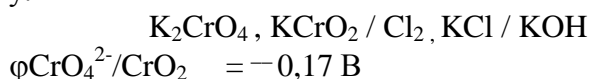
- указать возможновалентные электроны и свойства элементов в нормальном состоянии атомов (металл, неметалл);
- для возможновалентных электронов составить электронографические формулы в нормальном и возбуждённых состояниях атома. Указать возможные валентности (для возбуждённых состояний указать электронные 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.



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.

Оценочные средства для проведения промежуточной аттестации

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>Теоретические вопросы</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Основные понятия атомно-молекулярного учения: атом, молекула, химический элемент, простое и сложное вещество, химическая формула. 2. Закон Авогадро. Число Авогадро. Молекулярная и молярная массы. Моль как единица количества вещества. 3. Энтальпия системы. Экзо- и эндотермические процессы. Закон Гесса, следствия из него. Термохимические уравнения. 4. Энтропия, её физический смысл. Изменение энтропии в изолированных системах. Второй закон термодинамики. 5. Свободная энергия Гиббса и её изменение в химических процессах. Направление химических процессов. 6. Химическая кинетика. Истинная и средняя скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. 7. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. 8. Регулирования скорости реакции с помощью катализаторов. Активные молекулы. Энергия активации реакции.. 9. Химическое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Константа равновесия, её связь с изменением энергии Гиббса реакции. 10. Химическое равновесие. Сдвиг химического равновесия. Принцип Ле-Шателье. Влияние концентраций веществ, давления, температуры на сдвиг равновесия. Роль катализаторов при достижении системами состояния химического равновесия.

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>11. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.</p> <p>12. Растворы электролитов. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда.</p> <p>13. Диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерные электролиты.</p> <p>14. Растворимость. Произведение растворимости. Условие образования и растворения осадков.</p> <p>15. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. рН.</p> <p>16. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза.</p> <p>17. Строение атома. Корпускулярно- волновой дуализм электрона, принцип неопределенности . Квантово-механическое объяснение строения атома.</p> <p>18. Волновая функция. Уравнение Шредингера. Квантовые числа, их физический смысл. Атомные орбитали (АО) и их расположение в пространстве.</p> <p>19. Многоэлектронные атомы. Принципы построения электронной оболочки: принцип Паули, правило Клечковского, правило Гунда.</p> <p>20. Периодическая система элементов Д.И.Менделеева (ПСЭ) и электронная структура атомов. Причина периодического изменения свойств элементов.</p> <p>21. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Классификация окислительно-восстановительных реакций.</p> <p>22. Электрохимические системы. Законы Фарадея. Электродный потенциал.</p> <p>23. Гальванический элемент.</p> <p>24. Электрохимические системы: электролиз расплавов и растворов. Анодный и катодный процессы . Применение электролиза.</p> <p>25. Коррозия. Виды коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.</p> <p><i>Тесты</i></p> <p>1. Стандартные тепловые эффекты принято обозначать: а) $\Delta U_{ст}$ в) $Q_{101,3}^{273}$</p>

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p data-bbox="952 355 1444 384">б) ΔH_{298}° г) $\Delta H_{ст}$</p> <p data-bbox="875 424 1827 491">2. Какие из приведенных реакций являются эндотермическими? а) $\frac{1}{2} N_2 + \frac{3}{2} H_2 = NH_3$, $\Delta H = -46$ КДж/моль</p> <p data-bbox="936 529 1848 558">б) $H_2 + \frac{4}{2} O_2 = H_2 O$, $\Delta H = -242$ КДж/моль</p> <p data-bbox="936 596 1798 625">в) $\frac{1}{2} N_2 + \frac{1}{2} O_2 = NO$, $\Delta H = 90$ КДж/моль</p> <p data-bbox="936 663 1823 692">г) $\frac{1}{2} H_2 + \frac{1}{2} I_2 = HI$, $\Delta H = 26$ КДж/моль</p> <p data-bbox="875 735 1771 802">3. Как изменяется энтропия при разложении карбоната кальция? а) увеличивается в) не уменьшается</p> <p data-bbox="967 841 1489 869">б) уменьшается г) не знаю</p> <p data-bbox="875 911 1928 1093">4. Скорость химической реакции – это ... а) время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ б) изменение количества вещества реагентов (или продуктов) реакции в единицу времени в единице объема в) количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции</p> <p data-bbox="875 1134 1765 1278">5. В каких единицах выражается скорость химической реакции? а) моль л⁻¹с⁻¹ б) безразмерная величина в) моль² с</p> <p data-bbox="875 1319 1722 1463">6. От каких факторов зависит скорость химических реакций? а) от природы реагирующих веществ б) от температуры в) от объема реакционного сосуда</p>

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>7. . Значение pH 0,1 М раствора HClO₄ равно 1) 1 2) 2 3) 11 4) 13</p> <p>8. Для подавления гидролиза хлорида хрома (III) следует добавить соляную кислоту добавить щелочь разбавить раствор водой повысить температуру</p> <p>9. Степени окисления кислорода а) в воде и б) в перексиде водорода соответственно равны ... а) – 2; б) – 2 а) – 2; б) + 2 а) – 2; б) – 1</p> <p>10. Перманганат калия в ОВР, протекающих в кислой среде, восстанавливается до ... катиона Mn²⁺ манганат-иона MnO₄²⁻ оксида марганца (II) MnO</p> <p>11. Химическое понятие «количество вещества» обозначает: 1) порцию вещества, измеренную в молях; 2) массу вещества; 3) 6*10²³ структурных частиц вещества; 4) число молекул вещества.</p>
ОПК-1.2	Решает стандартные профессиональные задачи с применением общеинженерных знаний	<p>– Определите термодинамическую возможность протекания реакции $\text{CaO}_{(к)} + 2 \text{C}_{(к)} = \text{CaC}_{2(к)} + \text{CO}_{(г)}$, $\Delta H_r = 460 \text{ кДж}$ при стандартных условиях. Рассчитайте температуру начала реакции, если $S(\text{CaO})=38 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$; $S(\text{C})=6 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$; $S(\text{CaC}_2)= 70 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$; $S(\text{CO})=197 \text{ Дж/моль}\cdot\text{К}$.</p> <p>– Опишите работу гальванического элемента: $\text{Co} \text{CoCl}_2 \text{AuCl}_3 \text{Au}$ Укажите: ○ электродные процессы</p>

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<ul style="list-style-type: none"> ○ токообразующую реакцию ○ электродные потенциалы ○ электродвижущую силу при стандартных условиях – Реакция идет по уравнению: $4\text{NH}_3(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{NO}(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, $\Delta H^0_{\text{г}} < 0$. Напишите <ul style="list-style-type: none"> ○ Выражение скорости прямой и обратной реакции ○ Выражение константы равновесия Укажите направление смещения равновесия: <ul style="list-style-type: none"> ○ А) при повышении давления, ○ Б) при уменьшении температуры. – Начальные концентрации исходных веществ в реакции: $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{SO}_3(\text{г})$ 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

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства
		<p>пояснения. Укажите энергию активации реакции.</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 $\text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2 \text{CO}(\text{г}) + 2 \text{H}_2(\text{г})$ 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) причину найденного изменения энтропии. Рассчитайте температуру начала реакции. – Выразите через концентрации реагентов константы равновесия следующих реакций $\text{N}_2(\text{г}) + 3 \text{H}_2(\text{г}) = 2 \text{NH}_3(\text{г})$, $\Delta H = -92,2 \text{ кДж}$. Укажите направление смещения химического равновесия этих реакций: а) при понижении температуры, если давление постоянно; б) при повышении давления, если температура постоянна. – Гомогенная реакция протекает по уравнению $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) = 2 \text{HI}(\text{г})$. Начальная концентрация водорода 2,1 моль/л, иода 1,5 моль/л. Во сколько раз изменится скорость реакции, когда прореагирует 30% водорода? – Сколько миллилитров 96%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,84 г/мл потребуется для приготовления 2 л 0,25М раствора? – Какие из следующих солей подвергаются гидролизу: Na_2SiO_3. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. KBr?

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства										
		<p>Составьте ионные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей. Какое значение pH (\leq или ≥ 7) имеют растворы этих солей?</p> <ul style="list-style-type: none"> – Рассчитайте электродвижущую силу и определите направление самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях, используя значения окислительно-восстановительных потенциалов $\text{HJ} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. – 6. На основании периодической таблицы охарактеризуйте химические элементы с порядковыми номерами 21 и 34: строение атома (заряд ядра; состав ядра, число электронов, энергетических уровней и подуровней; электронная формула), формулы и химический характер соединений (высшего оксида и гидроксида; водородных соединений). – 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 кислой среде за 20 мин, если скорость коррозии составила 0,01 г/ч. – 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="898 1417 2141 1453"> <thead> <tr> <th data-bbox="898 1417 1032 1453">Номер</th> <th data-bbox="1037 1417 1514 1453">Объем, мл</th> <th data-bbox="1518 1417 1742 1453">Концентрация</th> <th data-bbox="1747 1417 1928 1453">Время</th> <th data-bbox="1933 1417 2141 1453">Скорость</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td> </td> <td> </td> <td> </td> <td> </td> <td> </td> </tr> </tbody> </table>	Номер	Объем, мл	Концентрация	Время	Скорость					
Номер	Объем, мл	Концентрация	Время	Скорость								

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции	Оценочные средства						
		опыта	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄	Na ₂ S ₂ O ₃ , 10 ⁻² моль/л	появления мути, с	реакции, 10 ² , с ⁻¹
		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		
<p>По данным таблицы построить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия, Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.</p>								
<p>8. В 250 г раствора поваренной соли с массовой долей 8% растворили 15 г того же вещества. Рассчитайте массу соли в полученном растворе.</p>								
<p>12. В соответствии с термохимическим уравнением реакции $2\text{CO}_{(г)} = \text{CO}_{2(г)} + \text{C}_{(тв)} + 173 \text{ кДж}$ рассчитайте, сколько выделилось теплоты, когда прореагировало 13 л (н.у.) угарного газа.</p>								

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 одно практическое задание.

Показатели и критерии оценивания экзамена:

– на оценку «**отлично**» (5 баллов) – обучающийся демонстрирует высокий уровень сформированности компетенций, высокий уровень знаний не только на уровне воспроизведения и объяснения информации, но и интеллектуальные навыки решения проблем и задач:

- дается комплексная оценка предложенной ситуации;
- демонстрируются глубокие знания теоретического материала и умение их применять;
- последовательное, правильное выполнение всех практических заданий;
- умение обоснованно излагать свои мысли, делать необходимые выводы.

– на оценку «**хорошо**» (4 балла) – обучающийся демонстрирует средний уровень сформированности компетенций:

- дается комплексная оценка предложенной ситуации;
- демонстрируются достаточные знания теоретического материала и умение их применять; но допускаются незначительные ошибки, неточности
- выполнение всех практических заданий; возможны единичные ошибки, исправляемые самим студентом после замечания преподавателя;
- затруднения при аналитических операциях, переносе знаний и умений на новые, нестандартные ситуации.

– на оценку «**удовлетворительно**» (3 балла) – обучающийся демонстрирует пороговый уровень сформированности компетенций:

- затруднения с комплексной оценкой предложенной ситуации;
- неполное теоретическое обоснование, требующее наводящих вопросов преподавателя;
- выполнение заданий при подсказке преподавателя;
- затруднения в формулировке выводов.

– на оценку «**неудовлетворительно**» (2 балла) – обучающийся демонстрирует знания не более 20% теоретического материала, допускает существенные ошибки, не может показать интеллектуальные навыки решения простых задач.

– на оценку **«неудовлетворительно»** (1 балл) – обучающийся не может показать знания на уровне воспроизведения и объяснения информации, не может показать интеллектуальные навыки решения простых задач неправильная оценка предложенной ситуации;