



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

15.02.2022 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ОБЩАЯ И НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Направление подготовки (специальность)
22.03.02 Metallurgy

Направленность (профиль/специализация) программы
Ювелирные и промышленные литейные технологии

Уровень высшего образования - бакалавриат

Форма обучения
очная

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

Магнитогорск
2022 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

17.01.2022, протокол № 4

Зав. кафедрой  А.С. Харченко


Рабочая программа одобрена методической комиссией ИММиМ

15.02.2022 г. протокол № 6

Председатель  А.С. Савинов

Согласовано:

Зав. кафедрой Литейных процессов и материаловедения

 Н.А. Феоктистов

Рабочая программа составлена:

доцент кафедры МиХТ, канд. хим. наук  М.В. Шубина

Рецензент:

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

Лист актуализации рабочей программы

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2023 - 2024 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 2024 - 2025 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 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

1 Цели освоения дисциплины (модуля)

Целями освоения дисциплины «Химия» является формирование фундаментальных знаний в области современной химии, включающих основные понятия, законы и закономерности, описывающие свойства химических соединений; развитие навыков самостоятельной работы, необходимых для применения химических знаний при изучении специальных дисциплин и дальнейшей практической 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 программы средней общеобразовательной школы

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

Безопасность жизнедеятельности

Подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы

Физическая химия

Материаловедение

Основы металлургического производства

Методы исследования материалов и процессов

Основы теории синтеза литейных сплавов

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 3 зачетных единиц 108 акад. часов, в том числе:

- контактная работа – 61,2 акад. часов;
- аудиторная – 57 акад. часов;
- внеаудиторная – 4,2 акад. часов;
- самостоятельная работа – 11,1 акад. часов;
- в форме практической подготовки – 0 акад. час;
- подготовка к экзамену – 35,7 акад. час

Форма аттестации - экзамен

| Раздел/ тема дисциплины | Семестр | Аудиторная контактная работа (в акад. часах) | | | Самостоятельная работа студента | Вид самостоятельной работы | Форма текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации | Код компетенции |
|------------------------------|---------|--|-----------|-------------|---------------------------------|---|---|---------------------------------|
| | | Лек. | лаб. зан. | практ. зан. | | | | |
| 1. | | | | | | | | |
| 1.1 Химическая термодинамика | 1 | 4 | 2/2И | | 2 | - оформление отчета по лабораторной работе; - решение домашнего задания № 1; - самостоятельное изучение учебной и научной литературы. | Защита лабораторной работы. Домашнее задание № 1. Устный опрос. | ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3 |
| 1.2 Химическая кинетика | 1 | 3 | 3 | | 2 | - оформление отчета по лабораторной работе; - решение домашнего задания № 2; - самостоятельное изучение учебной и научной литературы. | Защита лабораторной работы. Домашнее задание № 2. Устный опрос. | ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3 |

| | | | | | | | |
|---|----|---------|--|------|---|---|---------------------------------|
| 1.3 Растворы | 14 | 4/1,2И | | 2 | - оформление отчета по лабораторной работе; - решение домашнего задания № 3; - самостоятельное изучение учебной и научной литературы. | Защита лабораторной работы. Домашнее задание № 3. Устный опрос. | ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3 |
| 1.4 Дисперсные системы | 4 | 2 | | 2 | - оформление отчета по лабораторной работе; - самостоятельное изучение учебной и научной литературы. | Защита лабораторной работы. Устный опрос. | ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3 |
| 1.5 Окислительно-восстановительные процессы | 4 | 2 | | 2 | - оформление отчета по лабораторной работе; - решение домашнего задания № 4; - самостоятельное изучение учебной и научной литературы. | Защита лабораторной работы. Домашнее задание № 4. Устный опрос. | ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3 |
| 1.6 Электрохимические системы | 9 | 6 | | 1,1 | - оформление отчета по лабораторной работе; - решение домашнего задания № 5; - самостоятельное изучение учебной и научной литературы. | Защита лабораторной работы. Домашнее задание № 5. Устный опрос. | ОПК-1.1, ОПК-1.2, ОПК-1.3 |
| Итого по разделу | 38 | 19/3,2И | | 11,1 | | | |
| Итого за семестр | 38 | 19/3,2И | | 11,1 | | экзамен | |
| Итого по дисциплине | 38 | 19/3,2И | | 11,1 | | 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 (на лабораторных работах) – 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. 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>

2. Неорганическая химия : учебник / Т.В. Мартынова, И.И. Супоницкая, Ю.С. Агеева. — Москва : ИНФРА-М, 2018. — 336 с. + Доп. материалы [Электронный ресурс; Режим доступа: <http://new.znanium.com>]. — (Высшее образование: Бакалавриат). — www.dx.doi.org/10.12737/25265. - Режим доступа: <https://new.znanium.com/document?id=302331> - Текст : электронный. - URL: <https://new.znanium.com/document?id=302331> .

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://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=2659.pdf&show=dcatalogues/1/1131288/2659.pdf&view=true> . - Макрообъект. - Текст : электрон-ный. - 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://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=1346.pdf&show=dcatalogues/1/1123798/1346.pdf&view=true>. - 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://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=3078.pdf&show=dcatalogues/1/1135288/3078.pdf&view=true> . - 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:

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://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=2659.pdf&show=dcatalogues/1/1131288/2659.pdf&view=true> . - 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://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=3790.pdf&show=dcatalogues/1/1529941/3790.pdf&view=true> . - 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://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=600.pdf&show=dcatalogues/1/1103520/600.pdf&view=true> . - Макрообъект. - Текст : электронный. - Имеется печатный аналог.

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:

г) Программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

Программное обеспечение

| Наименование ПО | № договора | Срок действия лицензии |
|-----------------|------------|------------------------|
|-----------------|------------|------------------------|

| | | |
|----------------|---------------------|-----------|
| MS Office 2007 | № 135 от 17.09.2007 | бессрочно |
| 7Zip | свободно | бессрочно |
| FAR Manager | свободно | бессрочно |

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы

| Название курса | Ссылка |
|--|---|
| Электронные ресурсы библиотеки МГТУ им. Г.И. Носова | https://magtu.informsystema.ru/Marc.html?locale=ru |
| Российская Государственная библиотека. Каталоги | https://www.rsl.ru/ru/4readers/catalogues/ |
| Федеральное государственное бюджетное учреждение «Федеральный институт промышленной собственности» | URL: http://www1.fips.ru/ |
| Информационная система - Единое окно доступа к информационным ресурсам | URL: http://window.edu.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 |
| Электронная база периодических изданий East View Information Services, ООО «ИВИС» | https://dlib.eastview.com/ |

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 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. «Тепловые эффекты процессов»;
- Лабораторная работа № 2. «Скорость химических реакций»;
- Лабораторная работа № 3. «Электролитическая диссоциация»;
- Лабораторная работа № 4. «Гидролиз солей».
- Лабораторная работа № 5. «Дисперсные системы».
- Лабораторная работа № 6. «Окислительно-восстановительные реакции»;
- Лабораторная работа № 7. «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 равновесности (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 рН и гидроксильный рОН 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.

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

Варианты тематических домашних заданий для внеаудиторной самостоятельной работы студентов по темам

Домашнее задание № 1 по теме «Химическая термодинамика»

Задача №1

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.

Задача №2

Вычислите тепловой эффект реакции: $\text{CaC}_2(\text{к}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{к}) + \text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$, пользуясь стандартными теплотами образования реагирующих веществ. Сколько теплоты выделится или поглотится при образовании 2,24 л C_2H_2 ?

Задача №3

По термохимическим уравнениям рассчитайте тепловой эффект реакции:
 $\text{H}_2(\text{г}) + \text{CO}_2(\text{г}) = \text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г})$. Термохимические уравнения:

- а) $\text{H}_2(\text{г}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{г}), \Delta H = -241,9 \text{ кДж};$
б) $2 \text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2 \text{CO}_2(\text{г}), \Delta H = -566,2 \text{ кДж}.$

Домашнее задание № 2
по теме «Химическая кинетика»

Задача №1

Реакция протекает по уравнению: $\text{O}_2(\text{г}) + 2 \text{CO}(\text{г}) = 2 \text{CO}_2(\text{г})$. Начальные концентрации реагирующих веществ равны: $[\text{O}_2] = 1,2 \text{ моль/л}, [\text{CO}] = 0,8 \text{ моль/л}$. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции, когда прореагирует 30% CO? Во сколько раз изменятся скорости прямой и обратной реакции, если увеличить давление в системе в два раза?

Задача №2

При температуре 40°C некоторое количество вещества вступает в реакцию за 20 мин. Рассчитайте время, при котором это же количество вещества вступит в реакцию при температуре 200°C , если температурный коэффициент скорости реакции равен 2. Во сколько раз изменится при этом скорость реакции?

Задача №3

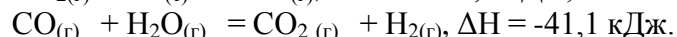
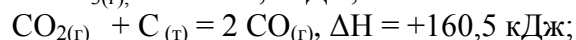
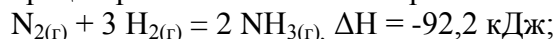
Найдите начальные концентрации исходных веществ и константу равновесия реакции: $\text{Fe}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) = \text{FeO}(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$, если равновесные концентрации реагирующих веществ равны: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,3 \text{ моль/л}, [\text{H}_2] = 0,4 \text{ моль/л}$.

Задача №4

Для реакционной системы: $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ начальные концентрации равны: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,5 \text{ моль/л}, [\text{CO}] = 0,6 \text{ моль/л}$. Определите концентрации всех веществ в момент равновесия, если константа равновесия равна 1,45.

Задача №5

Выразите через концентрации реагентов константы равновесия следующих реакций:



Укажите направление смещения химического равновесия этих реакций: а) при понижении температуры, если давление постоянно; б) при повышении давления, если температура постоянна.

Домашнее задание № 3
по теме «Растворы»

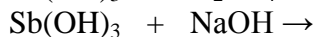
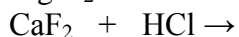
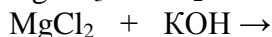
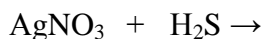
Задача №1

В каком объеме воды следует растворить 135 г SnCl_2 для получения 3М раствора хлорида олова (II) с плотностью $\rho = 1,405 \text{ г/мл}$?

Рассчитайте: а) массовую долю вещества в растворе; б) молярную концентрацию эквивалента; в) моляльность; г) титр; д) мольную долю вещества в растворе.

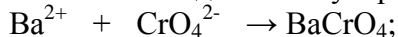
Задача №2

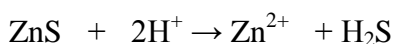
Закончите молекулярные и напишите сокращенные ионные уравнения реакций взаимодействия следующих веществ:



Задача №3

Составьте по два молекулярных уравнения реакций к следующим ионным:





Задача №4

Вычислите pH 0,05M раствора серной кислоты.

Задача №5

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?

Задача №6

Найдите произведение растворимости PbCl_2 , если в 200 мл воды растворяется 2,17 г этого соединения.

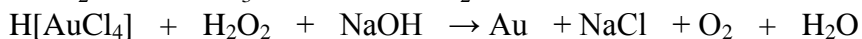
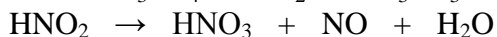
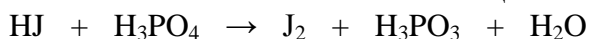
Домашнее задание № 4

по теме «Окислительно-восстановительные процессы»

Задача №1

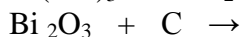
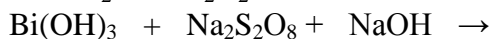
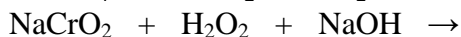
Подберите коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций. Укажите тип каждой реакции.

Рассчитайте электродвижущую силу и определите направление самопроизвольного протекания первой реакции при стандартных условиях, используя значения окислительно-восстановительных потенциалов:



Задача №2

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:



Задача №3

Даны две окислительно-восстановительные пары: KNO_2 , KNO_3 ; и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, PbO_2 . Пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, составьте уравнение возможной реакции в указанной среде (HNO_3). Рассчитайте значение электродвижущей силы реакции.

Домашнее задание № 5

по теме «Электрохимические системы»

Задача №1

Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение токообразующей реакции, протекающей при работе гальванического элемента $\text{Co}/\text{Co}(\text{NO}_3)_2 // \text{Al}(\text{NO}_3)_3/\text{Al}$. Рассчитайте ЭДС (E) гальванического элемента при стандартных условиях.

Приняв потенциал анода равным стандартному значению, рассчитайте концентрацию катионов металла в катодном растворе, при которой ЭДС гальванического элемента уменьшится на 0,02В.

Задача №2

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.

Задача №3

Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов (анод инертный) и молекулярное уравнение реакции, происходящей при электролизе:

- а) расплава NaOH;
- б) 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.

Контрольные вопросы 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.

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><i>Перечень теоретических вопросов к экзамену:</i></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 равновесности (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> <p>46. Скорость химической реакции: средняя и мгновенная (истинная). Закон действия масс для гомогенных реакций.</p> |

| Код индикатора | Индикатор достижения компетенции | Оценочные средства |
|----------------|----------------------------------|--|
| | | <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 запись, окислительно – восстановительные процессы на электродах и ЭДС гальванического элемента.</p> |

| Код индикатора | Индикатор достижения компетенции | Оценочные средства |
|----------------|---|--|
| | | <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> |
| ОПК-1.2 | Решает стандартные профессиональные задачи с применением общинженерных знаний | <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; 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</p> |

| Код индикатора | Индикатор достижения компетенции | Оценочные средства |
|----------------|---|--|
| | | <p>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-1.3 | Применяет методы моделирования и математического анализа для решения задач теоретического и прикладного характера | <p>Примерные практические задания (для домашних заданий):</p> <p>1. 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) причину найденного изменения энтропии. Рассчитайте температуру начала реакции.</p> <p>2. Выразите через концентрации реагентов константы равновесия следующих реакций $\text{N}_2(\text{r}) + 3 \text{H}_2(\text{r}) = 2 \text{NH}_3(\text{r})$, $\Delta H = -92,2 \text{ кДж}$. Укажите направление смещения химического равновесия этих реакций: а) при понижении температуры, если давление постоянно; б) при повышении давления, если температура постоянна.</p> <p>3. Сколько миллилитров 96%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,84 г/мл потребуется для приготовления 2 л 0,25М раствора?</p> <p>4. 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>5. 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> <p>6. Рассчитайте электродвижущую силу и определите направление самопроизвольного протекания реакции при стандартных условиях, используя значения</p> |

| Код индикатора | Индикатор достижения компетенции | Оценочные средства |
|----------------|----------------------------------|---|
| | | <p>окислительно-восстановительных потенциалов $\text{HJ} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.</p> <p>7. 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.</p> <p>8. 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> |

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, 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 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.