МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

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

УТВЕРЖДАЮ
Директор ИЕиС
Ю.В. Сомова

03.02.2025 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ (МОДУЛЯ)

ХИМИЯ

Направление подготовки (специальность)
15.03.01 Машиностроение

Направленность (профиль/специализация) программы
Машины и технологии обработки металлов давлением

Уровень высшего образования - бакалавриат

Форма обучения
заочная

Институт/ факультет	Институт естествознания и стандартизации
Кафедра	Химии
Курс	1

Магнитогорск
2025 год

Рабочая программа составлена на основе ФГОС ВО - бакалавриат по направлению подготовки 15.03.01 Машиностроение (приказ Минобрнауки России от 09.08.2021 г. № 727)

Рабочая программа рассмотрена и одобрена на заседании кафедры Химии 15.01.2025, протокол № 4

Зав. кафедрой _____ Н.Л. Медяник

Рабочая программа одобрена методической комиссией ИЕиС 03.02.2025 г. протокол № 3

Председатель _____ Ю.В. Сомова

Согласовано:
Зав. кафедрой Машины и технологии обработки давлением и машиностроения

_____ С.И. Платов

Рабочая программа составлена:
зав. кафедрой кафедры Химии, д-р техн. наук _____ Н.Л.Медяник

Рецензент:
зав. кафедрой ТСиСА, д-р техн. наук _____ И.Ю.Мезин

Лист актуализации рабочей программы

Рабочая программа пересмотрена, обсуждена и одобрена для реализации в 2026 - 2027 учебном году на заседании кафедры Химии

Протокол от __ _____ 20__ г. № __
Зав. кафедрой _____ Н.Л. Медяник

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

Протокол от __ _____ 20__ г. № __
Зав. кафедрой _____ Н.Л. Медяник

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

Протокол от __ _____ 20__ г. № __
Зав. кафедрой _____ Н.Л. Медяник

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

Протокол от __ _____ 20__ г. № __
Зав. кафедрой _____ Н.Л. Медяник

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

Протокол от __ _____ 20__ г. № __
Зав. кафедрой _____ Н.Л. Медяник

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 Химия входит в обязательную часть учебного плана образовательной программы.

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

Дисциплина Химия входит в базовую 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

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

В результате освоения дисциплины (модуля) «Химия» обучающийся должен обладать следующими компетенциями:

Код индикатора	Индикатор достижения компетенции
ОПК-1 Способен применять естественнонаучные и общеинженерные знания, методы математического анализа и моделирования в профессиональной деятельности;	
ОПК-1.1	Решает стандартные профессиональные задачи с применением общеинженерных знаний
ОПК-1.2	Применяет методы моделирования и математического анализа для решения задач в профессиональной деятельности

4. Структура, объём и содержание дисциплины (модуля)

Общая трудоемкость дисциплины составляет 3 зачетных единиц 108 акад. часов, в том числе:

– контактная работа – 10,6 акад. часов:
– аудиторная – 8 акад. часов;
– внеаудиторная – 2,6 акад. часов;
– самостоятельная работа – 88,7 акад. часов;
– в форме практической подготовки – 0 акад. час;
– подготовка к экзамену – 8,7 акад. час

Форма аттестации - экзамен

Раздел/ тема дисциплины	Курс	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 Химическая термодинамика								
1.1 1 Химическая термодинамика	1				20	- самостоятельное изучение учебной и научной литературы; - решение контрольной работы.	Защита контрольной работы.	ОПК-1.1, ОПК-1.2
Итого по разделу					20			
2. 2 Химическая кинетика								
2.1 2 Химическая кинетика	1				18,3	- самостоятельное изучение учебной и научной литературы; - решение контрольной работы.	Защита контрольной работы	ОПК-1.1, ОПК-1.2
Итого по разделу					18,3			
3. 3 Растворы								
3.1 3 Растворы	1	2		4	10	- оформление отчета по лабораторным работам; - самостоятельное изучение учебной и научной литературы;	Защита лабораторной работы. Защита контрольной работы.	ОПК-1.1, ОПК-1.2

						- решение контрольной работы.		
Итого по разделу		2		4	10			
4. 4 Дисперсные системы								
4.1 4 Дисперсные системы	1				15	- самостоятельное изучение учебной и научной литературы; - решение контрольной работы.	Защита контрольной работы	ОПК-1.1, ОПК-1.2
Итого по разделу					15			
5. 5 Окислительно-восстановительные процессы								
5.1 5 Окислительно-восстановительные процессы	1				10	- самостоятельное изучение учебной и научной литературы; - решение контрольной работы.	Защита контрольной работы	ОПК-1.1, ОПК-1.2
Итого по разделу					10			
6. 6 Электрохимические системы								
6.1 6 Электрохимические системы	1			2	15,4	- оформление отчета по лабораторным работам; - самостоятельное изучение учебной и научной литературы; - решение контрольной работы.	Защита лабораторной работы. Защита контрольной работы.	ОПК-1.1, ОПК-1.2
Итого по разделу				2	15,4			
Итого за семестр		2		6	88,7		экзамен	
Итого по дисциплине		2		6	88,7		экзамен	

5 Образовательные технологии

В процессе преподавания дисциплины «Химия» применяется традиционная информационно-коммуникационная образовательные технологии.

Лекции проходят как в информационной форме, где имеет место последовательное изложение материала в дисциплинарной логике, осуществляемое преимущественно вербальными средствами, так и в форме лекций-беседы или диалога с аудиторией, лекций с применением элементов «мозговой атаки», лекций-консультаций, где теоретический материал заранее выдается студентам для самостоятельного изучения, для подготовки вопросов лектору, таким образом, лекция проходит по типу вопросы-ответы-дискуссия.

Помимо этого в лекции могут использоваться элементы проблемного изложения. Особое место в процессе преподавания дисциплины «Химия» занимают лекции с использованием демонстрационного химического эксперимента, который позволяет наиболее полно реализовать метод проблемного обучения через постановку проблем с помощью демонстраций явлений, реакций или процессов.

Для реализации информационно-коммуникационной образовательной технологии проводятся лекции-визуализации, в ходе которых изложение теоретического материала сопровождается презентацией.

Лекционный материал закрепляется в ходе лабораторных работ, в ходе которых учебная работа проводится с реальными химическими веществами. На лабораторных работах выполняются групповые или индивидуальные задания по пройденной теме. При проведении лабораторных занятий используется метод контекстного обучения, который позволяет усвоить материал путем выявления связей между конкретным знанием и его применением. Кроме того, целесообразно использовать технологию коллективного взаимообучения (парную работу) трех видов: статическая пара, динамическая пара, вариационная пара; совмещая ее с технологией модульного обучения. Выполнив эксперимент, обучающиеся формулируют обобщенные выводы по серии опытов, используя приемы аналогии и сравнения.

Самостоятельная работа обучающихся включает в себя самые разнообразные формы учебной деятельности: выполнение домашних заданий, завершение оформления лабораторных работ, подготовка к практикуму, изучение основного и дополнительного материала по учебникам и пособиям, чтение и проработка научной литературы в библиотеке, написание рефератов и курсовых работ, подготовка к коллоквиумам, зачетам, итоговой аттестации.Самостоятельная работа обучающихся должна быть направлена на закрепления теоретического материала, изложенного преподавателем, на проработку тем, отведенных на самостоятельное изучение, на подготовку к лабораторным занятиям, выполнение домашних заданий и подготовку к рубежному и заключительному контролю. При проведении рубежного и заключительного контроля основными задачами, стоящими перед преподавателем, являются: выявление степени правильности, объема, глубины знаний, умений, навыков, полученных при изучении курса наряду с выявлением степени самостоятельности в применении полученных знаний, умений и навыков.

Современные интерактивные средства позволяют экспериментировать с новыми формами контроля. Обучающимся предлагаются тесты и задачи в электронном виде, с автоматизированной системой проверки. В отличие от обычного тестирования такой способ контроля позволяет студентам в любое время пройти тест, проанализировать ошибки и пройти тест вторично

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. Гельфман, М. И. Химия : учебник / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — 4-е изд. — Санкт-Петербург : Лань, 2022. — 480 с. — ISBN 978-5-8114-0200-7. — Текст : электронный // Лань : электронно-библиотечная система. — URL: https://e.lanbook.com/book/210221 (дата обращения: 17.01.2025). — Режим доступа: для авториз. пользователей.

2. Химия : учебник для вузов / Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал ; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. — 2-е изд., перераб. и доп. — Москва : Издательство Юрайт, 2023. — 431 с. — (Высшее образование). — ISBN 978-5-534-02453-1. — Текст : электронный // Образовательная платформа Юрайт [сайт]. — URL: https://urait.ru/book/cover/7F0C2B24-7759-4C94-8783-185D7EB61E88 (дата обращения: 17.01.2025).

б) Дополнительная литература:

1. Медяник, Н. Л. Растворы : практикум / Н. Л. Медяник, Э. Р. Муллина, О. А. Мишурина ; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. - Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2019. - 1 CD-ROM. - Загл. с титул. экрана. - URL : https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=4027.pdf&show=dcatalogues/1/1532656/4027.pdf&view=true (дата обращения: 26.04.2023)). - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

2. Медяник, Н. Л. Дисперсные системы : практикум / Н. Л. Медяник, Э. Р. Муллина, О. А. Мишурина ; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. - Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2019. - 1 CD-ROM. - Загл. с титул. экрана. - URL: https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=3850.pdf&show=dcatalogues/1/1530463/3850.pdf&view=true (дата обращения: 26.04.2023). - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

3. Коляда, Л. Г. Окислительно-восстановительные реакции. Основы электрохимии : учебное пособие / Л. Г. Коляда, Э. Р. Муллина ; МГТУ. - Магнитогорск : МГТУ, 2015. - 58 с. : ил., табл. - URL: https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=1147.pdf&show=dcatalogues/1/1121163/1147.pdf&view=true (дата обращения: 26.04.2023). - Макрообъект. - Текст : электронный. - Имеется печатный аналог.

4. Мишурина, О. А. Химическая кинетика. Состояние химического равновесия : практикум / О. А. Мишурина, Э. Р. Муллина, О. В. Ершова ; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. - Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2019. - 1 CD-ROM. - Загл. с титул. экрана. - URL: https://magtu.informsystema.ru/uploader/fileUpload?name=3851.pdf&show=dcatalogues/1/1530464/3851.pdf&view=true (дата обращения: 26.04.2023). - Макрообъект. - Текст : электронный. - Сведения доступны также на CD-ROM.

5. Коровин, Н.В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов /Н.В. Коровин –9-е изд., перераб.- М.: Высш. шк., 2007.- 557 с.: ил. - ISBN 978-5-06-004403-4. - Текст: непосредственный.

6. Краткий справочник физико-химических величин / сост.: Н. М. Барон, А. М. Пономарева, А. А. Равдель, З. Н. Тимофеева; под ред. А. А. Равделя, А. М. Пономаревой. - 10-е изд., испр. и доп. - СПб. : Иван Федоров, 2003. - 238 с. : ил. - ISBN

5-8194-0071-2. - Текст: непосредственный.

7. Известия высших учебных заведений. Химия и химическая технология: научно-технический журнал – ISSN 0579-2991.

в) Методические указания:

1. Мишурина, О.А. Энергетика химических процессов: методические указания к лабораторным работам по дисциплине «Химия» для обучающихся всех направлений подготовки и специальностей дневной формы обучения / О.А. Мишурина; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2016. – 11 с. – Текст : непосредственный.

2. Коляда, Л.Г. Химическая термодинамика: методические указания для самостоятельной работы по дисциплине «Химия» для обучающихся всех направлений подготовки и специальностей всех форм обучения / Л.Г. Коляда; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2020. – 18 с. – Текст : непосредственный.

3. Коляда, Л.Г. Скорость химических реакций и химическое равновесие: Методические указания к лабораторным работам по дисциплине «Химия» для обучающихся всех направлений подготовки и специальностей всех форм обучения / Л.Г. Коляда, Е.В. Тарасюк; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2020. –8 с. – Текст : непосредственный.

4. Родионова, Н.И. Химическая кинетика. Химическое равновесие: методические указания для самостоятельной работы по дисциплине «Химия» для обучающихся всех направлений подготовки и специальностей всех форм обучения / Н.И. Родионова, А.П. Пономарев; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2020. – 20 с. – Текст : непосредственный.

5. Чупрова, Л.В. Растворы: методическая разработка к лабораторным работам по дисциплине «Химия» для обучающихся всех направлений подготовки и специальностей всех форм обучения / Л.В. Чупрова, Т.М. Куликова; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2020. – 41 с. – Текст : непосредственный.

6. Чупрова, Л.В. Растворы: методическая разработка к самостоятельной работе по дисциплине «Химия» для обучающихся по всем направлениям подготовки и специальностям всех форм обучения / Л.В. Чупрова, Э.Р. Муллина, О.А. Мишурина; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2017. – 26 с. – Текст : непосредственный.

7. Коляда, Л.Г. Коллоидные растворы: методические указания к лабораторной работе по дисциплине «Химия» для обучающихся по всем направлениям подготовки и специальностям всех форм обучения / Л.Г. Коляда, Л.А. Бодьян; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2017. – 9 с. – Текст : непосредственный.

8. Коляда, Л.Г. Окислительно-восстановительные реакции: методические указания к лабораторной работе по дисциплине «Химия» для обучающихся всех направлений подготовки и специальностей всех форм обучения / Л.Г. Коляда, Е.В. Тарасюк; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2020. – 10 с. – Текст : непосредственный.

9. Коляда, Л.Г. Окислительно-восстановительные реакции и электрохимические процессы: методическая разработка к самостоятельной работе для обучающихся по всем направлениям подготовки и специальностям всех форм обучения / Л.Г. Коляда, Е.В. Тарасюк, Э.Р. Муллина; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2017. – 41 с. – Текст : непосредственный.

10. Мишурина, О.А. Электрохимические процессы: методические указания к лабораторной работе по дисциплине «Химия» для обучающихся по всем направлениям подготовки и специальностям всех форм обучения / О.А. Мишурина,

Н.И. Родионова; Магнитогорский гос. технический ун-т им. Г. И. Носова. – Магнитогорск : МГТУ им. Г. И. Носова, 2017. – 13 с. – Текст : непосредственный.

г) Программное обеспечение и Интернет-ресурсы:

Программное обеспечение

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

Профессиональные базы данных и информационные справочные системы

Название курса	Ссылка
Электронная база периодических изданий East View Information Services, ООО «ИВИС»	https://dlib.eastview.com/
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:

1. Учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа.

Оснащение аудитории: мультимедийные средства хранения, передачи и представления информации

2. Учебные аудитории для проведения лабораторных занятий, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации. Оснащение: Оборудование для выполнения лабораторных работ, химическая посуда, реактивы, Наглядные материалы: таблицы, схемы, плакаты.

3. Помещения для самостоятельной работы обучающихся.

Оснащение аудитории: Персональные компьютеры с пакетом MS Office, выходом в Интернет и с доступом в электронную информационно-образовательную среду университета

4. Помещения для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования.

Оснащение аудитории: Стеллажи, сейфы для хранения учебного оборудования. Инструменты для ремонта лабораторного оборудования.

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

6. 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.

Аудиторная самостоятельная работа обучающихся предполагает прохождение тестирования по каждому разделу дисциплины. Тесты включают теоретические и практические задания, ответы на которые требуют глубокого понимания изученного материала. Тесты построены единообразно: к каждому вопросу предлагается четыре варианта ответов, среди которых один или несколько правильных. Обработка результатов осуществляется путем сопоставления полученных результатов с эталонными и протекает очень быстро. Максимальное количество баллов в каждой теме курса – 10.

Контрольные вопросы для защиты лабораторных работ

Тема «Химическая термодинамика»

Энергетика химических процессов

1. Может ли процесс растворения вещества в воде сопровождаться ростом энтальпии системы?
2. Может ли условие $\Delta H<0$ характеризовать растворение вещества в воде?
3. Что называется теплотой (энтальпией) растворения вещества?
4. Что называется теплотой (энтальпией) нейтрализации?
5. Что называется теплотой (энтальпией) осаждения?
6. Как изменяется энтальпия в экзотермических реакциях?
7. Какой знак имеет изменение энтальпии эндотермической реакции?

Тема «Химическая кинетика»

Скорость химических реакций

1. Что изучает химическая кинетика?
2. Дайте определение скорости гомогенной и гетерогенной реакций.
3. От каких факторов зависит скорость химической реакции?
4. Дайте определение закона действия масс.
5. Что называют константой скорости?
6. От каких факторов зависит константа скорости? Сформулируйте правило Вант-Гоффа.
7. Что называют температурным коэффициентом? Какие он может иметь значения?
8. Почему повышение температуры увеличивает скорость реакции?

Тема «Растворы»

Приготовление раствора соляной кислоты и установление его точной концентрации

1. Перечислите основные способы выражения концентрации растворов.
2. Как рассчитать молярную концентрацию раствора, если известна эквивалентная концентрация?
3. Как рассчитать массу раствора, если известна массовая доля растворённого вещества в растворе и масса воды.
4. Что такое эквивалент вещества?
5. Как рассчитать молярную массу эквивалента вещества?
6. В каких единицах измеряется титр растворённого вещества?

Электролитическая диссоциация

1. Какие вещества называются электролитами?
2. Что такое электролитическая диссоциация?
3. Что называют степенью диссоциации электролита?
4. Какие электролиты относятся к сильным?
5. В каком случае реакции ионного обмена протекают необратимо?
6. Какие вещества в ионных уравнениях записывают в ионном виде?

Гидролиз солей

1. Что такое гидролиз солей?
2. Какие соли подвергаются гидролизу?
3. Как определить среду раствора соли?
4. Что такое степень гидролиза?
5. Как рассчитать константу гидролиза?
6. Какие факторы влияют на смещение равновесия реакции гид-ролиза соли?
7. При каких условиях можно усилить гидролиз соли?

Тема «Дисперсные системы»

Коллоидные растворы

1. Какие системы называют дисперсными?
2. 2.По каким принципам можно классифицировать дисперсные системы?
3. Что является основным признаком коллоидного состояния вещества?
4. Какова природа поверхностной энергии?
5. Какими способами можно получить дисперсные системы?
6. Объясните механизм устойчивости коллоидных систем.
7. В чем состоит сущность агрегативной устойчивости?
8. Чем обусловлена седиментационная устойчивость?
9. Какой процесс называется коагуляцией?
10. Назовите способы коагуляции золей.

Тема «Окислительно-восстановительные процессы»

Окислительно-восстановительные реакции

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными?
2. Что называют окислением и восстановлением?
3. Что называют окислителем и восстановителем?
4. Назовите вещества, известные как сильные окислители.
5. Назовите вещества, известные как сильные восстановители.
6. Что называют окисленной формой и восставленной формой вещества?
7. В каких случаях вещества проявляют только окислительную функцию? Приведите примеры.
8. В каких случаях вещества проявляют только восстановительную функцию? Приведите примеры.
9. В каких случаях вещества проявляют окислительную и восстановительную функции? Приведите примеры.
10. Является ли вещество, отдающее свои е-, в некоторой реакции окислителем или восстановителем? Окисляется оно или восстанавливается? Увеличивается или уменьшается его степень окисления?
11. Является ли вещество, принимающее е-, в некоторой реакции окислителем или восстановителем? Окисляется оно или восстанавливается? Увеличивается или уменьшается его степень окисления?
12. Укажите степень окисления атомов в следующих веществах: хлорид бария, йод, хлорная кислота, цианид-ион, гидроксид магния, теллуровая кислота.

13. Что такое окислительно-восстановительный потенциал?
14. Какие реакции относятся к реакциям диспропорционирования?
15. Какие реакции относятся к внутримолекулярному окислению - восстановлению?
16. Какие реакции относятся к межмолекулярному окислению - восстановлению?
17. Что такое электродвижущая сила окислительно-восстановительной реакции?

Тема «Электрохимические системы»

Электрохимические процессы

1. Электрохимические системы.
2. Классификация электрохимических процессов.
3. Гальванический элемент Даниэля – Якоби.
4. Электродвижущая сила гальванического элемента.
5. Измерение электродных потенциалов.
6. Ряд стандартных электродных потенциалов. Свойства металлов в соответствии с их положением в ряду напряжений.
7. Уравнение Нернста.
8. Электролиз расплавов и растворов.
9. Катодные и анодные процессы.
10. Объединенный закон Фарадея. Выход по току.

Коррозия металлов

1. Что такое коррозия?
2. Какие виды коррозии вам известны?
3. Электрохимическая коррозия. Анодное окисление металла и катодное восстановление окислителя.
4. Перечислите способы защиты металлов от коррозии.
5. Почему возросла скорость выделения водорода при добавлении соли?
6. Сравните результаты опытов по коррозии при контакте железа и цинка, и железа и медной проволоки в дистиллированной и «морской» воде. Где процесс протекает быстрее и чем вы это объясните?

Варианты тематических тестовых заданий для текущего контроля

Химическая термодинамика

В тестах по теме «Химическая термодинамика»: первые шесть заданий оцениваются в 0,5 балла, седьмое – в 1 балл, а восьмое, девятое и десятое задания – в 2 балла.

Тест № 1

1. При рассмотрении химической реакции *система* означает:
   а) исходные реагенты
   б) продукты химической реакции
   в) реакционный сосуд
   г) исходные реагенты и продукты реакции
2. Первый закон (первое начало) термодинамики математически записывается так:
   а) $PV = \upsilon RT$ в) $K = A_{exp} (- E_A / RT)$
   б) $K = R / N_A$ г) $\Delta U = Q - W$
3. В экзотермической реакции:
   а) энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$)
   б) тепловой эффект реакции отрицателен ($Q < 0$)
   в) энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$)

г) давление реакционной системы повышается

4. Стандартные тепловые эффекты принято обозначать:
   а) ΔUст в) $Q_{101,3}^{273}$
   б) $\Delta H°_{298}$ г) ΔHст
5. Какие из приведенных реакций являются эндотермическими?
   а) $1/2\ N_2 + 3/2\ H_2 = NH_3$, ΔH = – 46 КДж/моль
   б) $H_2 + 4/2\ O_2 = H_2O$, ΔH = –242 КДж/моль
   в) $1/2\ N_2 + 1/2\ O_2 = NO$, ΔH = 90 КДж/моль
   г) $1/2\ H_2 + 1/2\ I_2 = HI$, ΔH = 26 КДж/моль
6. Какая из написанных ниже реакций отвечает теплоте образования оксида азота (||) в стандартных условиях?
   а) $1/2\ N_2 + O = NO$ в) $1/2\ N_2 + 1/2\ O_2 = NO$
   б) $N + 1/2\ O_2 = NO$ г) $NH_3 + 5/2\ O_2 = 2\ NO + 3\ H_2O$
7. При восстановлении 16г оксида меди(||) по реакции :
   $CuO_{(к)} + C_{(графит)} = Cu_{(к)} + Co_{(г)}$, поглотилось 22 кДж теплоты.
   Энтальпия образования оксида меди (||) равна:
   а) 110 в)220,5
   б) -200,5 г)735
8. Для реакции $NiO_{(к)} + C_{(графит)} = Ni_{(к)} + CO_{(г)}$. Определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре 627°С.

Вещество	$\Delta H°_{298}$ (КДж/моль)	$S°_{298}$ (Дж/моль*К)
$NiO_{(к)}$	–239,7	38
$C_{(графит)}$	0	5,74
$Ni_{(к)}$	0	29,9
$CO_{(г)}$	–110,5	197,4

В ответе укажите значения энергии Гиббса при стандартных условиях, при температуре 627°С и температуру начала реакции

а) 74,5;- 3600; 70,4К в)148; 36; 511К
б) 74,5; -36; 704К г) 225; 78; 279К

9. Как изменяется энтропия при разложении карбоната кальция?
   а) увеличивается в) не уменьшается
   б) уменьшается г) не знаю
10. Данная реакция:
    $2KClO_{3\,(ТВ)} \rightarrow 2KCl_{(ТВ)} + 3O_{2\,(г)}$ ΔH<O
    может самопроизвольно протекать
    а) в прямом направлении в) не может протекать
    б) в обратном направлении г) не знаю

Химическая кинетика

В тестах по теме «Химическая кинетика»: первое, второе, третье, четвертое и пятое задания оцениваются в 0,5 балла; шестое, седьмое, восьмое, девятое и десятое – в 1 балл, а одиннадцатое – в 2,5 балла.

Тест № 1

1. Раздел химии, изучающий скорости и механизмы химических реакций, называется
   а) химическая термодинамика
   б) термохимия
   в) химическая кинетика
2. 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

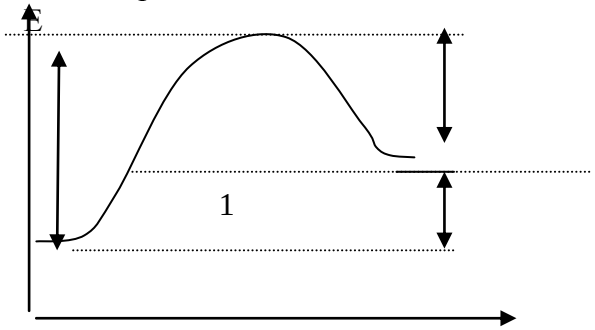
в) количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции

3. В каких единицах выражается скорость химической реакции?
   а) моль $л^{-1}с^{-1}$
   б) безразмерная величина
   в) $моль^2$ с
4. От каких факторов зависит скорость химических реакций?
   а) от природы реагирующих веществ
   б) от температуры
   в) от объема реакционного сосуда
5. Состояние химического равновесия обратимых процессов количественно характеризуется …
   а) равновесными концентрациями продуктов реакции
   б) энергией активизации
   в) константой равновесия
6. Как записывается выражение для скорости реакции
   $4\ NO_{(г)} + 6\ H_2O = 4\ NH_{3\ (г)} + 5\ O_{2\ (г)}$
   а) $V = k[NO]^4[H_2O]$ б) $V = k[NH_3][O_2]$ в) $V = k[NO]^4[H_2O]^6$
7. Как запишется выражение для константы равновесия реакции A + 2 B = C +D?
   а) $K_P = [C][D] / [A][B]^2$
   б) $K_P = [C][D] / [A][B]$
   в) $K_P = [A][B]^2 / [C][D]$
8. Какой отрезок на диаграмме показывает значение теплового эффекта реакции?

а) 1

б) 2

в) 3



9. Что можно сказать о реакции, изображенной на диаграмме к вопросу 8?
   а) экзотермическая реакция
   б) эндотермическая реакция
   в) реакция описывает состояние равновесия
10. Равновесие реакции $Fe_3O_4 + 4CO = 3Fe + 4CO_2$, $\Delta H>0$
    смещается влево.
    а) при понижении температуры
    б) при повышении температуры
    в) при повышении давления
11. Для реакции $C_{(к)} + 2\ H_{2\ (г)} = CH_{4\ (г)}$ при некоторой температуре константа равновесия равна 0,8. Равновесная концентрация водорода равна 1,2 моль/л. Вычислите исходную концентрацию водорода.
    а) 1,2
    б) 3,5
    в) 5,0

Растворы

В тестах по теме «Растворы»: первое задание оценивается в 1 балл; второе, третье, четвертое, пятое и шестое задания - в 1,5 балла; седьмое, восьмое, девятое и десятое – в 0,5 балла.

Тест №1

1. Для уравнения реакции $Cu\,SO_4 + KOH \rightarrow$… сокращенное ионное уравнение запишется в виде
   1) $2K^+ + SO_4^{2-} = K_2SO_4$
   2) $Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2K^+ + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$
   3) $CuSO_4 + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow + SO_4^{2-}$
   4) $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow$
2. Масса (в г) хлорида натрия в 300 мл 0,2 М раствора равна
   1) 0,8 2) 3,51 3) 20 4) 1,24
3. Значение РН 0,1 М раствора $HClO_4$ равно
   1) 1 2) 2 3) 11 4) 13
4. Для подавления гидролиза хлорида хрома (III) следует
   1) добавить соляную кислоту
   2) добавить щелочь
   3) разбавить раствор водой
   4) повысить температуру
5. В разбавленном растворе, приготовленным из гидросульфата кальция и воды, сумма коэффициентов в уравнении необратимой диссоциации растворенного вещества – это
   1) 3 2) 4 3) 5 4) 6
6. Растворимость оксалата серебра равна $3{,}27\cdot10^{-3}$ г/ 100г H_2O. Определите произведение растворимости $Ag_2C_2O_4$
   1) $5\cdot10^{-12}$ 2) $1{,}16\cdot10^{-8}$ 3) $10{,}7\cdot10^{-6}$ 4) $2{,}31\cdot10^{-8}$
7. Массовая доля растворенного вещества – это отношение
   1) массы вещества к массе воды
   2) количества вещества к объему воды
   3) массы вещества к массе раствора
   4) количества вещества к объему раствора
8. К слабым электролитам относится …
   1) гидроксид аммония
   2) гидроксид калия
   3) хлорид кальция
   4) марганцовая кислота
9. Известно, что водные растворы многих солей могут иметь щелочную или кислую среду. Причиной этого является …
   1) электролиз солей
   2) диспропорционирование солей
   3) гидратирование солей
   4) гидролиз солей
10. Значение РН чистой воды при 25^oC составляет
   1) 1 2) 7 3) 0 4) 10

Дисперсные системы

В тестах по теме «Дисперсные системы»: первое, второе, третье и четвертое задания оцениваются в 1 балл; пятое и шестое задания - в 3 балла.

Тест №1

1. Укажите размеры частиц коллоидных систем
   1) меньше 1 нм
   2) больше 100 нм
   3) от 1 нм до 100 нм
2. Какие ионы способны вызвать коагуляцию коллоида, частицы которого имеют положительный заряд?
   1) катионы
   2) анионы
   3) полярные молекул
3. Для какого электролита порог коагуляции коллоида с положительно заряженной частицей должен быть наименьшим?
   1) хлорид калия
   2) сульфат калия
   3) ортофосфат калия
4. Мицелла золя имеет строение: $\{[Fe(OH)_3]_m\ n\ Fe^{3+} \cdot (3n - x)\ Cl^-\}\ x\ Cl^-$

какой электролит играет роль ионного стабилизатора?
   1) хлорид железа (lll)
   2) вода
   3) гидроксид калия
5. При взаимодействии 20 мл 0,001Н нитрата свинца (ll) с 10 мл 0,02Н сульфата калия образуется золь сульфата свинца (ll). К какому электроду должны перемещаться частицы дисперсной фазы при электролизе?
   1) находятся в состоянии динамического равновесия
   2) к катоду
   3) к аноду
6. В две колбы налито по 50 мл золя гидроксида железа. Для того чтобы вызвать коагуляцию золя потребовалось добавить: в первую – 5,3 мл 1Н раствора хлорида калия; в другую – 18,7 мл 0,001Н раствора фосфата натрия. Вычислите порог коагуляции каждого электролита.

Окислительно-восстановительные процессы

В тестах по теме «Окислительно-восстановительные процессы»: первое, второе, третье, четвертое и пятое задания оцениваются в 0,5 балла; шестое – в 1 балл; седьмое и восьмое – в 2 балла, а девятое – в 2,5 баллов.

Тест № 1

1. Окислитель – это атом, молекула или ион, который …
1) увеличивает свою степень окисления
2) принимает электроны
3) отдает свои электроны
2. Процесс восстановления имеет место в случае, когда …
1) нейтральные атомы превращаются в положительно-заряженные ионы
   2) положительный заряд иона уменьшается
   3) отрицательный заряд иона увеличивается
3. Из представленных ниже реакций к ОВР диспропорционирования принадлежит …
   1) $S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$
   2) $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$
   3) $Mg + S = MgS$
4. К восстановителям относятся …
   1) металлы, водород, углерод
   2) активные неметаллы

3) элементы, находящиеся в средней части периодической системы

5. Степени окисления кислорода а) в воде и б) в пероксиде водорода соответственно равны …
   1) а) – 2; б) – 2
   2) а) – 2; б) + 2
   3) а) – 2; б) – 1
6. Перманганат калия в ОВР, протекающих в кислой среде, восстанавливается до …
   1) катиона Mn^{2+}
   2) манганат-иона MnO_4^{2-}
   3) оксида марганца (II) MnO
7. В реакции, протекающей по схеме $Cr_2S_3 + KNO_3 \rightarrow K_2CrO_4 + K_2SO_4 + NO$ окислению подвергаются следующие элементы …
   1) азот и сера
   2) сера и хром
   3) хром и азот
8. Сумма коэффициентов в реакции, приведенной в вопросе № 7 равна …
   1) 26 2) 18 3) 35
9. Сумма коэффициентов в реакции $KMnO_4 + HCI_{конц.} \rightarrow$ … равна
   1) 30 2) 26 3) 35

Электрохимические системы

В тестах по теме «Электрохимические системы»: первое, второе и пятое задания оцениваются в 1 балл; третье и четвертое задания– в 1,5 балла; шестое и седьмое – в 2 балла.

Тест №1

1. Электродный потенциал определяют по уравнению …
   1) Нернста
   2) Менделеева-Клапейрона
   3) Больцмана
   4) Аррениуса
2. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента $Mg|MgSO_4||CuSO_4|Cu$ при стандартных условиях
   1) – 2,03
   2) – 2,71
   3) 2,71
   4) 0,81
3. Какие продукты образуются на катоде при электролизе раствора нитрата серебра?
   1) водород
   2) серебро
   3) азотная кислота
   4) кислород
4. Укажите сумму коэффициентов в уравнении электролиза раствора нитрата меди (II)
   1) 12
   2) 11
   3) 10
   4) 8
5. Какая из приведенных окислительно-восстановительных реакций протекает самопроизвольно в прямом направлении?
   1). $FeSO_4 + Cu \rightarrow$…
   2) $CuSO_4 + Fe \rightarrow$…
   3) $CuSO_4 + Na \rightarrow$…
   4) $HCI + Cu \rightarrow$…
6. Вычислите массу цинка, полученного при электролизе сульфата цинка, который проводили в течение 20 сек при силе тока 1А

1) $2{,}1\cdot10^{-4}$
2) 0,05
3) 0,013
4) $6{,}7\cdot10^{-3}$

7. Приведите схемы электродных процессов и молекулярное уравнение реакции, протекающей при электрохимической коррозии гальванопары Zn|Mg в сернокислой среде. В ответе укажите сумму коэффициентов в молекулярном уравнении.
   1) 6
   2) 5
   3) 4
   4) 8

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»

В домашнем задании по теме «Химическая термодинамика»: первая задача оценивается в 2,5 балла; вторая – в 1,5 балла; третья – в 1 балл.

Задача №1

Для реакции $CH_{4\ (г)} + CO_{2\ (г)} = 2\ CO_{\ (г)} + 2\ H_{2\ (г)}$ определите возможное направление самопроизвольного течения реакции при стандартных условиях и при температуре T = 927 ^{0}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: $CaC_{2\ (к)} + 2\ H_2O_{(г)} = Ca(OH)_{2\ (к)} + C_2H_{2\ (г)}$, 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:
$H_{2\ (г)} + CO_{2\ (г)} = CO_{\ (г)} + H_2O_{(г)}$. Термохимические уравнения:

а) $H_{2\ (г)} + ½\ O_{2\ (г)} = H_2O_{\ (г)}$, $\Delta H = -241{,}9$ кДж;

б) $2\ CO_{\ (г)} + O_{2\ (г)} = 2\ CO_{2\ (г)}$, $\Delta H = -566{,}2$ кДж.

Домашнее задание № 2
по теме «Химическая кинетика»

В домашнем задании по теме «Химическая кинетика»: первая задача оценивается в 1,5 балла; вторая – в 0,5 балла; третья, четвертая и пятая – в 1 балл.

Задача №1

Реакция протекает по уравнению: $O_{2\ (г)} + 2\ CO_{\ (г)} = 2\ CO_{2\ (г)}$. Начальные концентрации реагирующих веществ равны: $[O_2] = 1{,}2$ моль/л, $[CO] = 0{,}8$ моль/л. Во сколько раз изменится скорость прямой реакции, когда прореагирует 30% CO? Во сколько раз изменятся скорости примой и обратной реакции, если увеличить давление в системе в два раза?

Задача №2

При температуре 40 ^{0}C некоторое количество вещества вступает в реакцию за 20мин. Рассчитайте время, при котором это же количество вещества вступит в реакцию при температуре 200 ^{0}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: $Fe_{(т)} + H_2O_{(ж)} = FeO_{(т)} + H_{2(г)}$, если равновесные концентрации реагирующих веществ равны: $[H_2O]$=0,3моль/л, $[H_2]$ = 0,4 моль/л.

Задача №4

Для реакционной системы: $CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)}$ начальные концентрации равны: $[H_2O]$ = 0,5 моль/л, [CO] = 0,6 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:

$$N_{2(г)} + 3\ H_{2(г)} = 2\ NH_{3(г)},\ \Delta H = -92{,}2\ кДж;$$

$$CO_{2(г)} + C_{(т)} = 2\ CO_{(г)},\ \Delta H = +160{,}5\ кДж;$$

$$CO_{(г)} + H_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + H_{2(г)},\ \Delta H = -41{,}1\ кДж.$$

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»

В домашнем задании по теме «Растворы»: первая, вторая, третья и пятая задачи оценивается в 1 балл; четвертая и шестая – в 0,5 балла.

Задача №1

В каком объеме воды следует растворить 135г $SnCl_2$ для получения 3М раствора хлорида олова (II) с плотностью р = 1,405 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:

$HBr + NaOH \rightarrow$

$AgNO_3 + H_2S \rightarrow$

$MgCl_2 + KOH \rightarrow$

$CaF_2 + HCl \rightarrow$

$Sb(OH)_3 + H_2SO_4 \rightarrow$

$Sb(OH)_3 + NaOH \rightarrow$

Задача №3

Составьте по два молекулярных уравнения реакций к следующим ионным:

$Ba^{2+} + CrO_4^{2-} \rightarrow BaCrO_4$;

$NH_4^+ + OH^- \rightarrow NH_4OH$;

$ZnS + 2H^+ \rightarrow Zn^{2+} + H_2S$

Задача №4

Вычислите pH 0,05М раствора серной кислоты.

Задача №5

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?

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»

В домашнем задании по теме «Окислительно-восстановительные процессы»: первая задача оценивается в 1,5 балла; вторая – в 2,5 балла; третья – в 1 балл.

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:

$HJ + H_3PO_4 \rightarrow J_2 + H_3PO_3 + H_2O$

$HNO_2 \rightarrow HNO_3 + NO + H_2O$

$H[AuCl_4] + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Au + NaCl + O_2 + H_2O$

$NH_4ReO_4 + H_2 \rightarrow Re + NH_3 + H_2O$

$KBrO \rightarrow O_2 + KBr$

Задача №2

Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций:

$KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow$

$NaCrO_2 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow$

$Bi(OH)_3 + Na_2S_2O_8 + NaOH \rightarrow$

$Bi_2O_3 + C \rightarrow$

$Mg + HNO_{3\,(разб)} \rightarrow$

Задача №3

Даны две окислительно-восстановительные пары: KNO_2, KNO_3; и $Pb(NO_3)_2$, 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»

В домашнем задании по теме «Электрохимические системы»: первая задача оценивается в 1 балл; вторая – в 1,5 балла; третья – в 2,5 балла.

Задача №1

Составьте электронно-ионные уравнения электродных процессов и молекулярное уравнение токообразующей реакции, протекающей при работе гальванического элемента $Co/Co(NO_3)_2$ // $Al(NO_3)_3/Al$. Рассчитайте ЭДС (Е) 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 $Co(NO_3)_2$, 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.
16. Фазовые равновесия.
17. Фазовые диаграммы для однокомпонентных систем.

Контрольные вопросы по теме «Растворы»

7. Понятие раствора. Растворимость вещества. Растворимость газа.
8. Растворы. Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, мольная доля, титр).
9. Коллигативные свойства растворов. Идеальный раствор.
10. Законы Рауля: I (тонометрический) и II (эбуллиоскопический и криоскопический).
11. Осмос. Осмотическое давление. Схема осмометра.

12. Кислотно-основные взаимодействия веществ.
13. Ионная теория кислот и оснований Аррениуса. Основные понятия и положения теории Аррениуса.
14. Диссоциация кислот, оснований и солей с точки зрения ионной теории Аррениуса (примеры).
15. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
16. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации.
17. Закон разбавления Оствальда.
18. Реакции ионного обмена между электролитами (на примере реакций образования слабого электролита, осадка и газа).
19. Произведение растворимости.
20. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели.
21. Гидролиз солей. Типы гидролиза солей.
22. Количественные характеристики процесса гидролиза.
23. 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»

11. Электрохимические системы. Классификация электрохимических процессов.
12. Электрохимические процессы, протекающие на границе раздела «металл – раствор».
13. Гальванический элемент Даниэля – Якоби.
14. Электродвижущая сила гальванического элемента.
15. Измерение электродных потенциалов. Ряд стандартных электродных потенциалов. Свойства металлов в соответствии с их положением в ряду напряжений.
16. Уравнение Нернста.
17. Электролиз расплавов и растворов. Катодные и анодные процессы.

18. Объединенный закон Фарадея. Выход по току.
19. Коррозия металлов. Классификация коррозионных процессов.
20. Химическая коррозия.
21. Электрохимическая коррозия. Анодное окисление металла и катодное восстановление окислителя.
22. Примеры коррозии в кислой среде и атмосферной коррозии.
23. Скорость коррозии.
24. Защита металлов от коррозии.
25. Защитные покрытия.
26. Электрохимические способы защиты от коррозии металлов.
27. Химические источники тока. Гальванический элемент.
28. Химические источники тока. Аккумуляторы.
29. Химические источники тока. Топливные элементы.

ПРИЛОЖЕНИЕ 2

7. 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 применять естественнонаучные и общеинженерные знания, методы математического анализа и моделирования в профессиональной деятельности		
ОПК-1.1:	Решает стандартные профессиональные задачи с применением общеинженерных знаний	***Перечень теоретических вопросов:*** 1. Основы химической термодинамики: система, термодинамические параметры системы, функции состояния системы. Первый закон термодинамики. 2. Энергетика химических процессов. 3. Энтальпия. Закон Гесса и следствия из него. 4. Энтропия. Уравнение Больцмана. Второй и третий законы термодинамики. 5. Энергия Гиббса. Направления химических процессов. 6. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Средняя и истинная скорости реакции. Кинетическая кривая. 7. Скорость реакции и методы её регулирования. 8. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. 9. Энергия активации. Активированный комплекс. Уравнение Аррениуса. 10. Катализаторы и каталитические системы. Гомогенный катализ. 11. Катализаторы и каталитические системы. Гетерогенный катализ. 12. Химическое равновесие. Константа химического равновесия. 13. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. 14. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. 15. Растворы электролитов. Степень и константа электролитической диссоциации. Закон разбавления Оствальда. 16. Диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерные электролиты. 17. Растворимость. Произведение растворимости. Условие образования и растворения осадков. 18. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. pH. 19. Гидролиз солей. Степень и константа гидролиза. 20. Дисперсные системы. Классификация. Лиофильные и лиофобные коллоиды. 21. Строение коллоидных частиц. 22. Коагуляция коллоидных растворов. 23. Окислительно-восстановительные свойства веществ. Классификация окислительно-восстановительных реакций. 24. Электрохимические системы. Законы Фарадея. Электродный потенциал.

		25. Гальванический элемент Даниэля Якоби. 26. Электрохимические системы: электролиз расплавов. Применение электролиза. 27. Электролиз. Анодный и катодный процессы при электролизе растворов. Применение электролиза. Коррозия. Виды коррозии. Способы защиты металлов от коррозии.
ОПК-1.2:	Применяет методы моделирования и математического анализа для решения задач в профессиональной деятельности	***Примерные практические задания*** 1. Определить с какими из указанных ниже веществ может взаимодействовать раствор гидроксида калия: иодоводородная кислота, хлорид меди (II), оксид углерода (IV), оксид свинца (II), гидроксид алюминия, гидроксид аммония. Составьте уравнения возможных реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. 2. Определите возможность восстановления оксида железа Fe_3O_4 углеродом при стандартных условиях и температуре 1100 К. Реакция восстановления Fe_3O_4: $Fe_3O_{4(к)} + 4C_{(к)} = 3Fe_{(к)} + 4CO_{(г)}$ 3. Температурный коэффициент реакции равен 2,5. Как изменится скорость реакции: а) при повышении температуры от 60 до 100°С; б) при охлаждении реакционной смеси от 50 до 30°С? 4. Для обратимой реакции $Fe_3O_{4(К)} + H_{2(г)} = 3FeO_{(К)} + H_2O_{(Г)}$ запишите выражение константы равновесия $\Delta H°$, кДж = + 69,8. Предложите способы увеличения концентрации продуктов реакции. 5. При прокаливании металлического титана образуется белый порошок, который растворяется в концентрированной серной кислоте и сплавляется со щелочью. Что представляет собой это соединение? Напишите уравнения всех указанных реакций. 6. Сколько миллилитров 96%-ного раствора серной кислоты с плотностью 1,84 г/мл потребуется для приготовления 2 л 0,25М раствора? 7. Какие вещества и в каком количестве выделятся при прохождении 48250 Кл электричества через раствор хлорида марганца (II)? Составьте схему электролиза этого раствора. 8. Алюминий склепан с медью. Какой из металлов будет корродировать в среде серной кислоты и атмосфере влажного воздуха? Составьте схемы электрохимической коррозии. 9. Провести анализ влияния концентрации на скорость химической реакции $Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 = S + SO_2 + Na_2SO_4 + H_2O$ по экспериментальным данным. Провести обработку полученных данных с использованием современных информационных технологий. Результаты оптов представить в виде таблицы 1. Таблица 1

Номер опыта	Объем, мл			Концентрация $Na_2S_2O_3$, 10^{-2} моль/л	Время появления мути, с	Скорость реакции, 10^2, $с^{-1}$
	$Na_2S_2O_3$	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		

По данным таблицы 1 построить график зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия, отложив на оси абсцисс концентрацию $Na_2S_2O_3$, а на оси ординат – скорость реакции.

Сделать вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия.

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

Промежуточная аттестация по дисциплине «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.