ФЕДЕРАЛЬНОЕ АГЕНТСТВО ЖЕЛЕЗНОДОРОЖНОГО ТРАНСПОРТА

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Иркутский государственный университет путей сообщения»
(ФГБОУ ВО ИрГУПС)

УТВЕРЖДЕНА
приказом и.о. ректора
от «07» июня 2021 г. № 79

Б1.О.12 Химия

рабочая программа дисциплины

Специальность/направление подготовки – 23.05.05 Системы обеспечения движения поездов
Специализация/профиль – Телекоммуникационные системы и сети железнодорожного транспорта
Квалификация выпускника – Инженер путей сообщения
Форма и срок обучения – очная форма 5 лет; заочная форма 6 лет
Кафедра-разработчик программы – Техносферная безопасность

Общая трудоемкость в з.е. – 3
Часов по учебному плану (УП) – 108

Формы промежуточной аттестации
очная форма обучения:
экзамен 1 семестр
заочная форма обучения:
экзамен 1 курс

Очная форма обучения **Распределение часов дисциплины по семестрам**

Семестр	1	**Итого**
Вид занятий	Часов по УП	**Часов по УП**
Аудиторная контактная работа по видам учебных занятий/ в т.ч. в форме ПП*	51	**51**
– лекции	17	**17**
– практические (семинарские)		
– лабораторные	34	**34**
Самостоятельная работа	21	**21**
Экзамен	36	**36**
Итого	108	**108**

Заочная форма обучения **Распределение часов дисциплины по семестрам**

Курс	1	**Итого**
Вид занятий	Часов по УП	**Часов по УП**
Аудиторная контактная работа по видам учебных занятий/ в т.ч. в форме ПП*	12	**12**
– лекции	6	**6**
– практические (семинарские)		
– лабораторные	6	**6**
Самостоятельная работа	78	**78**
Экзамен	18	**18**
Итого	108	**108**

ИРКУТСК

Электронный документ выгружен из ЕИС ФГБОУ ВО ИрГУПС и соответствует оригиналу
Подписант ФГБОУ ВО ИрГУПС Трофимов Ю.А.
00920FD815CE68F8C4CA795540563D259C с 07.02.2024 05:46 по 02.05.2025 05:46 GMT+03:00
Подпись соответствует файлу документа

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования – специалитет по специальности 23.05.05 Системы обеспечения движения поездов, утвержденным Приказом Минобрнауки России от 27.03.2018 г. № 217.

Программу составил(и):
д.х.н., доцент, профессор, Н.В. Руссавская

Рабочая программа рассмотрена и одобрена для использования в учебном процессе на заседании кафедры «Техносферная безопасность», протокол от «4» июня 2021 г. № 13

Зав. кафедрой, д. т. н., профессор Е.А. Руш

СОГЛАСОВАНО

Кафедра «Автоматика, телемеханика и связь», протокол от «4» июня 2021 г. № 10

Зав. кафедрой, к. т. н., доцент А.В. Пультяков

1 ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ДИСЦИПЛИНЫ	
1.1 Цель дисциплины	
1	формирование у обучающихся научного мировоззрения, овладение теоретическими основами и практическими навыками по применению химических методов и подходов для успешного усвоения дисциплин профессиональной направленности
1.2 Задачи дисциплины	
1	установление взаимосвязи между строением вещества и его химическими свойствами
2	изучение основных химических процессов, возможности и направления их протекания
3	овладение навыками расчетов с использованием основных понятий и законов химии и работы с лабораторным оборудованием
4	формирование научного мышления

1.3 Цель воспитания и задачи воспитательной работы в рамках дисциплины

Профессионально-трудовое воспитание обучающихся

Цель профессионально-трудового – формирование у обучающихся осознанной профессиональной ориентации, понимания общественного смысла труда и значимости его для себя лично, ответственного, сознательного и творческого отношения к будущей деятельности, профессиональной этики, способности предвидеть изменения, которые могут возникнуть в профессиональной деятельности, и умению работать в изменённых, вновь созданных условиях труда.

Цель воспитания достигается по мере решения в единстве следующих задач:

– формирование сознательного отношения к выбранной профессии;

– воспитание чести, гордости, любви к профессии, сознательного отношения к профессиональному долгу, понимаемому как личная ответственность и обязанность;

– формирование психологии профессионала;

– формирование профессиональной культуры, этики профессионального общения;

– формирование социальной компетентности и другие задачи, связанные с имиджем профессии и авторитетом транспортной отрасли

Экологическое воспитание обучающихся

Цель экологического воспитания – формирование ответственного отношения к окружающей среде, которое строится на базе экологического сознания, что предполагает соблюдение нравственных и правовых принципов природопользования и пропаганду идей его оптимизации, активную деятельность по изучению и охране природы.

Цель достигается по мере решения в единстве следующих задач:

– развитие экологического сознания и устойчивого экологического поведения;

– формирование умений и навыков разумного природопользования, нетерпимого отношения к действиям, приносящим вред экологии;

– приобретение опыта эколого-направленной деятельности;

– становление и развитие у обучающихся экологической культуры, бережного отношения к родной земле, природным богатствам России и мира, понимание влияния социально-экономических процессов на состояние природной и социальной среды;

– формирование у обучающихся экологической картины мира, развитие у них стремления беречь и охранять природу;

– развитие экологического сознания, мировоззрения и устойчивого экологического поведения

2 МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП	
Блок/часть ОПОП	Блок 1. Дисциплины / Обязательная часть
2.1 Дисциплины и практики, на которых основывается изучение данной дисциплины	
1	Дисциплина изучается на начальном этапе формирования компетенции
2.2 Дисциплины и практики, для которых изучение данной дисциплины необходимо как предшествующее	
1	Б1.О.07 Математика
2	Б1.О.11 Физика
3	Б1.О.13 Математическое моделирование систем и процессов
4	Б1.О.14 Инженерная экология
5	Б1.О.41 Теория автоматического управления
6	Б1.О.42 Теория линейных электрических цепей
7	Б1.О.44 Теория дискретных устройств
8	Б1.О.46 Теория передачи сигналов
9	Б1.О.48 Каналообразующие устройства автоматики, телемеханики и связи
10	Б3.01(Д) Выполнение выпускной квалификационной работы

3 ПЛАНИРУЕМЫЕ РЕЗУЛЬТАТЫОБУЧЕНИЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ, СООТНЕСЕННЫЕ С ТРЕБОВАНИЯМИ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОСВОЕНИЯ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ

Код и наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемые результаты обучения
ОПК-1 Способен решать инженерные задачи в профессиональной деятельности с использованием методов естественных наук, математического анализа и моделирования	ОПК-1.3 Знает основные понятия и законы химии, способен объяснять сущность химических явлений и процессов	Знать: основные законы химии, основные классы неорганических соединений, основы строения вещества, основные закономерности химических процессов, свойства растворов, электрохимические процессы в растворах и расплавах, причины коррозионных процессов и способы защиты металлов от коррозии
		Уметь: определять принадлежность вещества к основным классам неорганических соединений; составлять химические формулы веществ, уравнения химических реакций и производить расчеты по ним; определять тепловой эффект процессов, возможность протекания химических реакций; охарактеризовывать состояние и поведение вещества в водном растворе
		Владеть: теоретическими основами химической науки; способами проведения расчетов по химическим формулам и уравнениям реакций; навыками проведения качественных опытов, раскрывающих свойства отдельных веществ; навыками проведения химического эксперимента

4 СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Код	Наименование разделов, тем и видов работ	Очная форма					Заочная форма					*Код индикатора достижения компетенции
		Семестр	Часы				Курс	Часы				
			Лек	Пр	Лаб	СР		Лек	Пр	Лаб	СР	
1.0	**Раздел 1. Основные законы и понятия химии.**											
1.1	Основные понятия и законы химии	1	2			1	1/зимняя				7	ОПК-1.3
1.2	Получение и изучение свойств оксидов, гидроксидов и солей	1			2	1	1/зимняя					ОПК-1.3
1.3	Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения водорода	1			2	1	1/зимняя					ОПК-1.3
2.0	**Раздел 2. Строение вещества.**											
2.1	Квантово-механическая модель строения атома. Периодические свойства элементов. Химическая связь	1	2			3	1/зимняя				8	ОПК-1.3
2.2	Электронная структура атомов и одноатомных ионов металлов	1			2		1/зимняя					ОПК-1.3
2.3	Химическая связь. Ее разновидности. Гибридизация. Виды межмолекулярного взаимодействия	1			2		1/зимняя					ОПК-1.3
3.0	**Раздел 3. Основные закономерности протекания химических процессов.**											
3.1	Энергетика химических превращений	1	2			3	1/зимняя				10	ОПК-1.3
3.2	Тепловые эффекты реакций растворения	1			2		1/зимняя					ОПК-1.3
3.3	Определение теплоты нейтрализации. Расчет тепловых эффектов	1			2		1/зимняя					ОПК-1.3
3.4	Определение направления протекания химической	1			2		1/зимняя					ОПК-1.3

4 СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Код	Наименование разделов, тем и видов работ	Очная форма					Заочная форма					*Код индикатора достижения компетенции
		Семестр	Часы				Курс	Часы				
			Лек	Пр	Лаб	СР		Лек	Пр	Лаб	СР	
	реакции. Условие термодинамического равновесия											
3.5	Химическая кинетика и равновесие	1	2			3	1/зимняя	1			10	ОПК-1.3
3.6	Изучение влияния концентрации веществ и температуры на скорость химической реакции и химическое равновесие	1			6		1/зимняя					ОПК-1.3
4.0	**Раздел 4. Химические системы.**											
4.1	Растворы. Общие свойства растворов	1	2			1	1/зимняя	1			3	ОПК-1.3
4.2	Приготовление раствора и определения его концентрации	1			2	1	1/зимняя					ОПК-1.3
4.3	Ионно-обменные реакции в растворе	1			2	1	1/зимняя			1	5	ОПК-1.3
4.4	Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз	1			2	1	1/зимняя			1	5	ОПК-1.3
4.5	Окислительно-восстановительные процессы в растворах	1	2		2	1	1/зимняя	1		1	6	ОПК-1.3
5.0	**Раздел 5. Электрохимические системы.**											
5.1	Электрохимические системы	1	2			2	1/зимняя	1			4	ОПК-1.3
5.2	Определение ЭДС гальванического элемента	1			2		1/зимняя					ОПК-1.3
5.3	Электролиз	1	2		2	1	1/зимняя	1		1	4	ОПК-1.3
5.4	Коррозия металлов	1	1		2	1	1/зимняя	1		2	4	ОПК-1.3
	Форма промежуточной аттестации – экзамен	1	36				1/летняя	18				ОПК-1.3
	Контрольная работа	1					1/летняя				12	ОПК-1.3
	Итого часов (без учёта часов на промежуточную аттестацию)		17		34	21		6		6	78	

5 ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ПРОВЕДЕНИЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

Фонд оценочных средств для проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации по дисциплине оформлен в виде приложения № 1 к рабочей программе дисциплины и размещен в электронной информационно-образовательной среде Университета, доступной обучающемуся через его личный кабинет

6 УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

6.1 Учебная литература

6.1.1 Основная литература

	Библиографическое описание	Кол-во экз. в библиотеке/ онлайн
6.1.1.1	Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие - Изд. стер. / Н. Л. Глинка. М. : Кнорус, 2013. - 749с.	58
6.1.1.2	Никольский, А. Б. Химия : учебник и практикум для вузов / А. Б. Никольский, А. В. Суворов. — 2-е изд., пер. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 507 с. —	Онлайн

	URL: https://urait.ru/bcode/536213 (дата обращения: 22.04.2024). — Текст : электронный.	
6.1.1.3	Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии : учебно-практическое пособие / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 14-е изд. — Москва : Юрайт, 2024. — 236 с. — URL: https://urait.ru/bcode/535603 (дата обращения: 22.04.2024). — Текст : электронный.	Онлайн
6.1.1.4	Глинка, Н. Л. Общая химия в 2 т. Том 1 : учебник для вузов / Н. Л. Глинка ; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 20-е изд., пер. и доп. — Москва : Юрайт, 2024. — 353 с. — URL: https://urait.ru/bcode/537456 (дата обращения: 22.04.2024). — Текст : электронный.	Онлайн
6.1.2 Дополнительная литература		
	Библиографическое описание	Кол-во экз. в библиотеке/ онлайн
6.1.2.1	Якимова, Г. А. Химия : лаб. практикум / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 99с.	275
6.1.2.2	Синеговская, Л. М. Строение вещества : учеб. пособие по дисциплине "Химия" / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2012. - 136с.	191
6.1.2.3	Руссавская, Н. В. Химические системы. Основные классы неорганических соединений : учеб. пособие по дисциплине "Химия" / Н. В. Руссавская, Г. А. Якимова ; ред. Н. А. Корчевин. Иркутск : ИрГУПС, 2015. - 67с.	386
6.1.2.4	Ясько, С. В. Химия сб. задач : сб. задач / сост.: С. В. Ясько, Г. А. Якимова. Иркутск : ИрГУПС, 2015. - 144с.	274
6.1.2.5	Руссавская, Н. В. Химия : учеб.-метод. пособие / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2022. - 103с.	188
6.1.2.6	Руссавская, Н. В. Химия : учеб. пособие / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 124с.	387
6.1.2.7	Руссавская, Н. В. Химия сб. задач в 2 ч. : сб. задач в 2 ч. / ред. Н. В. Руссавская ; сост.: Г. А. Якимова, С. В. Ясько. Иркутск : ИрГУПС, 2016. - 102с.	283
6.1.3 Учебно-методические разработки (в т. ч. для самостоятельной работы обучающихся)		
	Библиографическое описание	Кол-во экз. в библиотеке/ онлайн
6.1.3.1	Руссавская, Н. В. Методические указания по изучению дисциплины Б1.О.12 Химия для специальности 25.05.05 Системы обеспечения движения поездов, специализация Телекоммуникационные системы и сети железнодорожного транспорта / Н. В. Руссавская ; ИрГУПС. – Иркутск : ИрГУПС, 2023. – 15 с. - Текст: электронный. - URL: https://www.irgups.ru/eis/for_site/umkd_files/mu_786_1418_2021_1_signed.pdf	Онлайн
6.2 Ресурсы информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»		
6.2.1	Электронно-библиотечная система «Издательство Лань», https://e.lanbook.com/	
6.2.2	Электронно-библиотечная система «Образовательная платформа ЮРАЙТ», https://urait.ru/	
6.2.3	Электронно-библиотечная система «Университетская библиотека онлайн», https://biblioclub.ru/	
6.3 Программное обеспечение и информационные справочные системы		
6.3.1 Базовое программное обеспечение		
6.3.1.1	Microsoft Windows Professional 10, государственный контракт от 20.07.2021 № 0334100010021000013-01	
6.3.1.2	Microsoft Office Russian 2010, государственный контракт от 20.07.2021 № 0334100010021000013-01	
6.3.1.3	FoxitReader, свободно распространяемое программное обеспечение http://free-software.com.ua/pdf-viewer/foxit-reader/	
6.3.1.4	Adobe Acrobat Reader DC свободно распространяемое программное обеспечение https://get.adobe.com/ru/reader/enterprise/	
6.3.1.5	Яндекс. Браузер. Прикладное программное обеспечение общего назначения, Офисные приложения, лицензия – свободно распространяемое программное обеспечение по лицензии BSD License	
6.3.2 Специализированное программное обеспечение		
6.3.2.1	Не предусмотрено	
6.3.3 Информационные справочные системы		
6.3.3.1	Не предусмотрены	
6.4 Правовые и нормативные документы		
6.4.1	Не предусмотрены	

7 ОПИСАНИЕ МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЙ БАЗЫ, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ОСУЩЕСТВЛЕНИЯ УЧЕБНОГО ПРОЦЕССА ПО ДИСЦИПЛИНЕ	
1	Корпуса А, Б, В, Г, Д, Е ИрГУПС находятся по адресу г. Иркутск, ул. Чернышевского, д. 15; корпус Л ИрГУПС находится – по адресу г. Иркутск, ул. Лермонтова, д.80
2	Учебная аудитория Д-805 для проведения лекционных и практических занятий, лабораторных работ, групповых и индивидуальных консультаций, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), текущего контроля и промежуточной аттестации. Основное оборудование: специализированная мебель, мультимедиапроектор, экран, (ноутбук переносной). Для проведения занятий имеются учебно-наглядные пособия (презентации, плакаты).
3	Лаборатория Г-109 «Химия» для проведения лекционных и практических занятий, лабораторных работ, групповых и индивидуальных консультаций, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), текущего контроля и промежуточной аттестации. Основное оборудование: специализированная мебель электрошкаф сушильный; весы электронные; микроскоп; шейкер; центрифуга; рефрактомер; баня водяная; МКМФ; pH-метр; аквадистиллятор
4	Лаборатория Г-111 «Комплексная лаборатория» для проведения лекционных и практических занятий, лабораторных работ, групповых и индивидуальных консультаций, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), текущего контроля и промежуточной аттестации. Основное оборудование: специализированная мебель термостат суховоздушный; весы электронные; весы лабораторные; карманный pH-метр.
5	Помещения для самостоятельной работы обучающихся оснащены компьютерной техникой, подключенной к информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», и обеспечены доступом в электронную информационно-образовательную среду ИрГУПС. Помещения для самостоятельной работы обучающихся: – читальные залы; – учебные залы вычислительной техники А-401, А-509, А-513, А-516, Д-501, Д-503, Д-505, Д-507; – помещения для хранения и профилактического обслуживания учебного оборудования – А-521

8 МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ ПО ОСВОЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ	
Вид учебной деятельности	Организация учебной деятельности обучающегося
Лекция	Лекция (от латинского «lection» – чтение) – вид аудиторных учебных занятий. Лекция: закладывает основы научных знаний в систематизированной, последовательной, обобщенной форме; раскрывает состояние и перспективы развития соответствующей области науки и техники; концентрирует внимание обучающихся на наиболее сложных, узловых вопросах; стимулирует познавательную активность обучающихся. Во время лекционных занятий обучающийся должен уметь сконцентрировать внимание на изучаемых проблемах и включить в работу все виды памяти: словесную, образную и моторно-двигательную. Для этого весь материал, излагаемый преподавателем, обучающемуся необходимо конспектировать. На полях конспекта следует помечать вопросы, выделенные обучающимся для консультации с преподавателем. Выводы, полученные в виде формул, рекомендуется в конспекте подчеркивать или обводить рамкой, чтобы лучше запоминались. Полезно составить краткий справочник, содержащий определения важнейших понятий лекции. К каждому занятию следует разобрать материал предыдущей лекции. Изучая материал по учебнику или конспекту лекций, следует переходить к следующему вопросу только в том случае, когда хорошо усвоен предыдущий вопрос. Ряд вопросов дисциплины может быть вынесен на самостоятельное изучение. Такое задание требует оперативного выполнения. В конспекте лекций необходимо оставить место для освещения упомянутых вопросов. Обозначить вопросы, термины, материал, который вызывает трудности, пометить и попытаться найти ответ в рекомендуемой литературе. Если самостоятельно не удается разобраться в материале, то необходимо сформулировать вопрос и задать преподавателю на консультации, на практическом занятии
Лабораторная работа	Основной целью лабораторных работ является теоретическое обоснование, наглядное и/или экспериментальное подтверждение и/или проверка существенных теоретических положений (законов, закономерностей) анализ существующих методик и методов их реализации и т.д. Они занимают преимущественное место при изучении дисциплин обязательной части и части, формируемой участниками образовательных отношений Блока 1. Исходя из цели, содержанием лабораторных работ могут быть: - экспериментальная проверка формул, методик расчета; - проведение натурных измерений свойств, рабочих параметров, режимов работы при помощи лабораторного оборудования и/или стендов и макетов;

	- ознакомление, анализ и теоретические выкладки по устройству, принципу действия и способам обслуживания аппаратов, деталей машин, механизмов, процессов, протекающих в них при этом и т.д.; - наглядная графическая интерпретация чертежей, схем, объемных поверхностей и т.д., воспроизводимых с помощью специализированного программного обеспечения; - имитационное моделирование процессов, протекающих в сложных химических, физических, механических, электрических и пр. объектах; - наглядное представление о работе персонала конкретной организации или подразделения ОАО «РЖД» посредством моделирования штатных и внештатных ситуаций в виртуальных специализированных АРМ (автоматизированных рабочих мест); - установление и подтверждение закономерностей (путем сравнения проведенного эксперимента и рассчитанных значений) и т.д.; - ознакомление с методиками проведения экспериментов, наглядным устройством стенд-макетов и пр.; - установление свойств веществ, их качественных и количественных характеристик; - анализ различных характеристик процессов, в том числе производственных и иных процессов; - расчет параметров различных явлений и процессов, смоделировать которые не возможно в реальных условиях (например, чрезвычайные ситуации и пр.); - наблюдение развития явлений, процессов и др. Допускается иное содержание лабораторных работ, если это будет способствовать реализации целей и задач дисциплины и формированию соответствующих компетенций. По характеру выполняемых лабораторных работ возможны: - ознакомительные работы, используемые для закрепления изученного теоретического материалы; - аналитические работы, используемые для получения новой информации на основе формализованных методов; - творческие работы, ориентированные на самостоятельный выбор подходов решения задач. Прежде, чем приступить к лабораторным занятиям, обучающимся необходимо повторить теоретический материал по теме работы. Каждая лабораторная работа оснащена методическими указаниями, разработанными преподавателями, ведущими дисциплину
Самостоятельная работа	Обучение по дисциплине «Химия» предусматривает активную самостоятельную работу обучающегося. В разделе 4 рабочей программы, который называется «Структура и содержание дисциплины», все часы самостоятельной работы расписаны по темам и вопросам, а также указана необходимая учебная литература: обучающийся изучает учебный материал, разбирает примеры и решает разноуровневые задачи в рамках выполнения как общих домашних заданий, так и индивидуальных домашних заданий (ИДЗ) и других видов работ, предусмотренных рабочей программой дисциплины. При выполнении домашних заданий обучающемуся следует обратиться к задачам, решенным на предыдущих практических занятиях, решенным домашним работам, а также к примерам, приводимым лектором. Если этого будет недостаточно для выполнения всей работы можно дополнительно воспользоваться учебными пособиями, приведенными в разделе 6.1 «Учебная литература». Если, несмотря на изученный материал, задание выполнить не удается, то в обязательном порядке необходимо посетить консультацию преподавателя, ведущего практические занятия, и/или консультацию лектора. Домашние задания, индивидуальные домашние задания и другие работы, предусмотренные рабочей программой дисциплины должны быть выполнены обучающимся в установленные преподавателем сроки в соответствии с требованиями к оформлению текстовой и графической документации, сформулированным в Положении «Требования к оформлению текстовой и графической документации. Нормоконтроль»
Комплекс учебно-методических материалов по всем видам учебной деятельности, предусмотренным рабочей программой дисциплины (модуля), размещен в электронной информационно-образовательной среде ИрГУПС, доступной обучающемуся через его личный кабинет	

Приложение № 1 к рабочей программе

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

для проведения текущего контроля успеваемости и промежуточной аттестации

1. Общие положения

Фонд оценочных средств (ФОС) является составной частью нормативно-методического обеспечения системы оценки качества освоения обучающимися образовательной программы.

Фонд оценочных средств предназначен для использования обучающимися, преподавателями, администрацией ИрГУПС, а также сторонними образовательными организациями для оценивания качества освоения образовательной программы и уровня сформированности компетенций у обучающихся.

Задачами ФОС являются:

– оценка достижений обучающихся в процессе изучения дисциплины;

– обеспечение соответствия результатов обучения задачам будущей профессиональной деятельности через совершенствование традиционных и внедрение инновационных методов обучения в образовательный процесс;

– самоподготовка и самоконтроль обучающихся в процессе обучения.

Фонд оценочных средств сформирован на основе ключевых принципов оценивания: валидность, надежность, объективность, эффективность.

Для оценки уровня сформированности компетенций используется трехуровневая система:

– минимальный уровень освоения, обязательный для всех обучающихся по завершению освоения образовательной программы; дает общее представление о виде деятельности, основных закономерностях функционирования объектов профессиональной деятельности, методов и алгоритмов решения практических задач;

– базовый уровень освоения, превышение минимальных характеристик сформированности компетенций; позволяет решать типовые задачи, принимать профессиональные и управленческие решения по известным алгоритмам, правилам и методикам;

– высокий уровень освоения, максимально возможная выраженность характеристик компетенций; предполагает готовность решать практические задачи повышенной сложности, нетиповые задачи, принимать профессиональные и управленческие решения в условиях неполной определенности, при недостаточном документальном, нормативном и методическом обеспечении.

2. Перечень компетенций, в формировании которых участвует дисциплина.
Программа контрольно-оценочных мероприятий.
Показатели оценивания компетенций, критерии оценки

Дисциплина «Химия» участвует в формировании компетенций:

ОПК-1. Способен решать инженерные задачи в профессиональной деятельности с использованием методов естественных наук, математического анализа и моделирования

Программа контрольно-оценочных мероприятий очная форма обучения

№	Наименование контрольно-оценочного мероприятия	Объект контроля	Код индикатора достижения компетенции	Наименование оценочного средства (форма проведения*)
1 семестр				
1.0	**Раздел 1. Основные законы и понятия химии**			
1.1	Текущий контроль	Основные понятия и законы химии	ОПК-1.3	Разноуровневые задачи (задания/письменно) Тестирование (компьютерные технологии)
1.2	Текущий контроль	Получение и изучение свойств оксидов, гидроксидов и солей	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
1.3	Текущий контроль	Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения водорода	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
2.0	**Раздел 2. Строение вещества**			
2.1	Текущий контроль	Квантово-механическая модель строения атома. Периодические свойства элементов. Химическая связь	ОПК-1.3	Разноуровневые задачи (задания/письменно) Тестирование (компьютерные технологии)
2.2	Текущий контроль	Электронная структура атомов и одноатомных ионов металлов	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
2.3	Текущий контроль	Химическая связь. Ее разновидности. Гибридизация. Виды межмолекулярного взаимодействия	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
3.0	**Раздел 3. Основные закономерности протекания химических процессов**			
3.1	Текущий контроль	Энергетика химических превращений	ОПК-1.3	Разноуровневые задачи (задания/письменно) Тестирование (компьютерные технологии)
3.2	Текущий контроль	Тепловые эффекты реакций растворения	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
3.3	Текущий контроль	Определение теплоты нейтрализации. Расчет тепловых эффектов	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
3.4	Текущий контроль	Определение направления протекания химической реакции. Условие термодинамического равновесия	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
3.5	Текущий контроль	Химическая кинетика и равновесие	ОПК-1.3	Разноуровневые задачи (задания/письменно) Тестирование (компьютерные технологии)
3.6	Текущий контроль	Изучение влияния концентрации веществ и температуры на скорость химической реакции и химическое равновесие	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
4.0	**Раздел 4. Химические системы**			

4.1	Текущий контроль	Растворы. Общие свойства растворов	ОПК-1.3	Разноуровневые задачи (задания/письменно) Тестирование (компьютерные технологии)
4.2	Текущий контроль	Приготовление раствора и определения его концентрации	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
4.3	Текущий контроль	Ионно-обменные реакции в растворе	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
4.4	Текущий контроль	Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
4.5	Текущий контроль	Окислительно-восстановительные процессы в растворах	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
5.0	**Раздел 5. Электрохимические системы**			
5.1	Текущий контроль	Электрохимические системы	ОПК-1.3	Разноуровневые задачи (задания/письменно) Тестирование (компьютерные технологии)
5.2	Текущий контроль	Определение ЭДС гальванического элемента	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
5.3	Текущий контроль	Электролиз	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
5.4	Текущий контроль	Коррозия металлов	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
	Промежуточная аттестация	Раздел 1. Основные законы и понятия химии. Раздел 2. Строение вещества. Раздел 3. Основные закономерности протекания химических процессов. Раздел 4. Химические системы. Раздел 5. Электрохимические системы.	ОПК-1.3	Экзамен (собеседование) Экзамен - тестирование (компьютерные технологии)

Программа контрольно-оценочных мероприятий заочная форма обучения

№	Наименование контрольно-оценочного мероприятия	Объект контроля	Код индикатора достижения компетенции	Наименование оценочного средства (форма проведения*)
1 курс, сессия зимняя				
1.0	**Раздел 1. Основные законы и понятия химии.**			
1.1	Текущий контроль	Основные понятия и законы химии	ОПК-1.3	Тестирование (компьютерные технологии)
2.0	**Раздел 2. Строение вещества.**			
2.1	Текущий контроль	Квантово-механическая модель строения атома. Периодические свойства элементов. Химическая связь	ОПК-1.3	Тестирование (компьютерные технологии)
3.0	**Раздел 3. Основные закономерности протекания химических процессов.**			
3.1	Текущий контроль	Энергетика химических превращений	ОПК-1.3	Тестирование (компьютерные технологии)
3.2	Текущий контроль	Химическая кинетика и равновесие	ОПК-1.3	Тестирование (компьютерные технологии)
4.0	**Раздел 4. Химические системы.**			
4.1	Текущий контроль	Растворы. Общие свойства растворов	ОПК-1.3	Тестирование (компьютерные технологии)
4.2	Текущий контроль	Ионно-обменные реакции в растворе	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)

4.3	Текущий контроль	Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
4.4	Текущий контроль	Окислительно-восстановительные процессы в растворах	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
5.0	**Раздел 5. Электрохимические системы.**			
5.1	Текущий контроль	Электрохимические системы	ОПК-1.3	Тестирование (компьютерные технологии)
5.2	Текущий контроль	Электролиз	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
5.3	Текущий контроль	Коррозия металлов	ОПК-1.3	Лабораторная работа (письменно/устно)
1 курс, сессия летняя				
	Текущий контроль	Раздел 1. Основные законы и понятия химии. Раздел 2. Строение вещества. Раздел 3. Основные закономерности протекания химических процессов. Раздел 4. Химические системы. Раздел 5. Электрохимические системы	ОПК-1.3	Контрольная работа (КР) (письменно)
	Промежуточная аттестация	Раздел 1. Основные законы и понятия химии. Раздел 2. Строение вещества. Раздел 3. Основные закономерности протекания химических процессов. Раздел 4. Химические системы. Раздел 5. Электрохимические системы	ОПК-1.3	Экзамен (собеседование) Экзамен - тестирование (компьютерные технологии)

*Форма проведения контрольно-оценочного мероприятия: устно, письменно, компьютерные технологии.

Описание показателей и критериев оценивания компетенций. Описание шкал оценивания

Контроль качества освоения дисциплины включает в себя текущий контроль успеваемости и промежуточную аттестацию. Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация обучающихся проводятся в целях установления соответствия достижений обучающихся поэтапным требованиям образовательной программы к результатам обучения и формирования компетенций.

Текущий контроль успеваемости – основной вид систематической проверки знаний, умений, навыков обучающихся. Задача текущего контроля – оперативное и регулярное управление учебной деятельностью обучающихся на основе обратной связи и корректировки. Результаты оценивания учитываются в виде средней оценки при проведении промежуточной аттестации.

Для оценивания результатов обучения используется четырехбалльная шкала: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно» и двухбалльная шкала: «зачтено», «не зачтено».

Перечень оценочных средств, используемых для оценивания компетенций, а также краткая характеристика этих средств приведены в таблице.

Текущий контроль

№	Наименование оценочного средства	Краткая характеристика оценочного средства	Представление оценочного средства в ФОС
1	Контрольная работа (КР)	Средство для проверки умений применять полученные знания по заранее определенной методике для решения	Типовое задание для выполнения

		задач или заданий по разделу дисциплины. Может быть использовано для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности обучающихся	контрольной работы по разделам/темам дисциплины
2	Разноуровневые задачи (задания)	Различают задачи: – репродуктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать знание фактического материала (базовые понятия, алгоритмы, факты) и умение правильно использовать специальные термины и понятия, узнавание объектов изучения в рамках определенного раздела дисциплины; может быть использовано для оценки знаний и умений обучающихся; – реконструктивного уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения синтезировать, анализировать, обобщать фактический и теоретический материал с формулированием конкретных выводов, установлением причинно-следственных связей; может быть использовано для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности обучающихся; – творческого уровня, позволяющие оценивать и диагностировать умения, интегрировать знания различных областей, аргументировать собственную точку зрения; может быть использовано для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности обучающихся	Комплект разноуровневых задач и заданий или комплекты задач и заданий определенного уровня
3	Тестирование (компьютерные технологии)	Система стандартизированных заданий, позволяющая автоматизировать процедуру измерения уровня знаний и умений обучающегося. Может быть использовано для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности обучающихся	Фонд тестовых заданий
4	Лабораторная работа	Средство, позволяющее оценить умение обучающегося письменно/устно излагать суть поставленной задачи, самостоятельно применять стандартные методы решения поставленной задачи с использованием имеющейся лабораторной базы, проводить анализ полученного результата работы. Может быть использовано для оценки умений, навыков и (или) опыта деятельности обучающихся	Образец задания для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты

Промежуточная аттестация

№	Наименование оценочного средства	Краткая характеристика оценочного средства	Представление оценочного средства в ФОС
1	Экзамен	Средство, позволяющее оценить знания, умения, навыков и (или) опыта деятельности обучающегося по дисциплине. Может быть использовано для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности обучающихся	Перечень теоретических вопросов и практических заданий (образец экзаменационного билета) к экзамену
2	Тест – промежуточная аттестация в форме экзамена	Система автоматизированного контроля освоения компетенций (части компетенций) обучающимся по дисциплине (модулю) с использованием информационно-коммуникационных технологий. Может быть использовано для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности обучающихся	Фонд тестовых заданий

Критерии и шкалы оценивания компетенций в результате изучения дисциплины при проведении промежуточной аттестации в форме экзамена. Шкала оценивания уровня освоения компетенций

Шкала оценивания	Критерии оценивания	Уровень освоения компетенции
«отлично»	Обучающийся правильно ответил на теоретические вопросы. Показал отличные знания в рамках учебного материала. Правильно выполнил практические задания. Показал отличные умения и владения навыками применения полученных знаний и умений при решении задач в рамках учебного материала. Ответил на все дополнительные вопросы	Высокий
«хорошо»	Обучающийся с небольшими неточностями ответил на теоретические вопросы. Показал хорошие знания в рамках учебного материала. С небольшими неточностями выполнил практические задания. Показал хорошие умения и владения навыками применения полученных знаний и умений при решении задач в рамках учебного материала. Ответил на большинство дополнительных вопросов	Базовый
«удовлетворительно»	Обучающийся с существенными неточностями ответил на теоретические вопросы. Показал удовлетворительные знания в рамках учебного материала. С существенными неточностями выполнил практические задания. Показал удовлетворительные умения и владения навыками применения полученных знаний и умений при решении задач в рамках учебного материала. Допустил много неточностей при ответе на дополнительные вопросы	Минимальный
«неудовлетворительно»	Обучающийся при ответе на теоретические вопросы и при выполнении практических заданий продемонстрировал недостаточный уровень знаний и умений при решении задач в рамках учебного материала. При ответах на дополнительные вопросы было допущено множество неправильных ответов	Компетенция не сформирована

Тест – промежуточная аттестация в форме экзамена

Критерии оценивания	Шкала оценивания
Обучающийся верно ответил на 90 – 100 % тестовых заданий при прохождении тестирования	«отлично»
Обучающийся верно ответил на 80 – 89 % тестовых заданий при прохождении тестирования	«хорошо»
Обучающийся верно ответил на 70 – 79 % тестовых заданий при прохождении тестирования	«удовлетворительно»
Обучающийся верно ответил на 69 % и менее тестовых заданий при прохождении тестирования	«неудовлетворительно»

Критерии и шкалы оценивания результатов обучения при проведении текущего контроля успеваемости

Контрольная работа

Шкалы оценивания		Критерии оценивания
«отлично»	«зачтено»	Обучающийся полностью и правильно выполнил задание контрольной работы. Показал отличные знания и умения в рамках усвоенного учебного материала. Контрольная работа оформлена аккуратно и в соответствии с предъявляемыми требованиями
«хорошо»		Обучающийся выполнил задание контрольной работы с небольшими неточностями. Показал хорошие знания и умения в рамках усвоенного учебного материала. Есть недостатки в оформлении контрольной работы
«удовлетворительно»		Обучающийся выполнил задание контрольной работы с

		существенными неточностями. Показал удовлетворительные знания и умения в рамках усвоенного учебного материала. Качество оформления контрольной работы имеет недостаточный уровень
«неудовлетворительно»	«не зачтено»	Обучающийся не полностью выполнил задания контрольной работы, при этом проявил недостаточный уровень знаний и умений

Разноуровневые задачи (задания)

Шкалы оценивания		Критерии оценивания
«отлично»	«зачтено»	Демонстрирует очень высокий/высокий уровень знаний, умений, навыков в соответствии с критериями оценивания. Все требования, предъявляемые к заданию, выполнены
«хорошо»		Демонстрирует достаточно высокий/выше среднего уровень знаний, умений, навыков в соответствии с критериями оценивания. Все требования, предъявляемые к заданию, выполнены
«удовлетворительно»		Демонстрирует средний уровень знаний, умений, навыков в соответствии с критериями оценивания. Большинство требований, предъявляемых к заданию, выполнены. Демонстрирует низкий/ниже среднего уровень знаний, умений, навыков в соответствии с критериями оценивания. Многие требования, предъявляемые к заданию, не выполнены
«неудовлетворительно»	«не зачтено»	Демонстрирует очень низкий уровень знаний, умений, навыков в соответствии с критериями оценивания. Не ответа.

Тестирование

Шкалы оценивания		Критерии оценивания
«отлично»	«зачтено»	Обучающийся верно ответил на 90 – 100 % тестовых заданий при прохождении тестирования
«хорошо»		Обучающийся верно ответил на 80 – 89 % тестовых заданий при прохождении тестирования
«удовлетворительно»		Обучающийся верно ответил на 70 – 79 % тестовых заданий при прохождении тестирования
«неудовлетворительно»	«не зачтено»	Обучающийся верно ответил на 69 % и менее тестовых заданий при прохождении тестирования

Лабораторная работа

Шкалы оценивания		Критерии оценивания
«отлично»	«зачтено»	Лабораторная работа выполнена в обозначенный преподавателем срок, письменный отчет без замечаний. Лабораторная работа выполнена обучающимся в полном объеме с соблюдением необходимой последовательности. Обучающийся работал полностью самостоятельно; показал необходимые для проведения работы теоретические знания, практические умения и навыки. Работа (отчет) оформлена аккуратно, в наиболее оптимальной для фиксации результатов форме
«хорошо»		Лабораторная работа выполнена в обозначенный преподавателем срок, письменный отчет с небольшими недочетами. Лабораторная работа выполнена обучающимся в полном объеме и самостоятельно. Допущены отклонения от необходимой последовательности выполнения, не влияющие на правильность конечного результата. Работа показывает знание обучающимся основного теоретического материала и овладение умениями, необходимыми для самостоятельного выполнения работы. Допущены неточности и небрежность в оформлении результатов работы (отчета)
«удовлетворительно»		Лабораторная работа выполнена с задержкой, письменный отчет с недочетами. Лабораторная работа выполняется и оформляется обучающимся при посторонней помощи. На выполнение работы затрачивается много времени. Обучающийся показывает знания теоретического материала, но испытывает затруднение при самостоятельной работе с источниками знаний или приборами
«неудовлетворительно»	«не зачтено»	Лабораторная работа не выполнена, письменный отчет не

		представлен. Результаты, полученные обучающимся, не позволяют сделать правильных выводов и полностью расходятся с поставленной целью. Показывается плохое знание теоретического материала и отсутствие необходимых умений. Лабораторная работа не выполнена, у учащегося отсутствуют необходимые для проведения работы теоретические знания, практические умения и навыки

3. Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

3.1 Типовые контрольные задания для выполнения контрольных работ

Контрольные варианты заданий выложены в электронной информационно-образовательной среде ИрГУПС, доступной обучающемуся через его личный кабинет.

Ниже приведен образец типовых вариантов заданий для выполнения контрольных работ.

Образец типового варианта контрольной работы

Задание 1.1. Рассчитайте молярную массу эквивалентов $M_{экв}$ двухвалентного металла, если при его взаимодействии массой m(Me) (табл. 1.1) с кислотой выделяется водород объемом $V(H_2)$, измеренный при определенной температуре и давлении. Определите молярную массу и назовите металл.

Нормальные условия: температура 273 К, давление 101,325 кПа.

Таблица 1.1

Данные к задачам 1–20

Номер задачи	m(Me), г	$V(H_2)$, мл	t, °C	P, Па
12	2,314	510	21	98640

Ответ: $M_{экв}$ = 56,2 г/моль; M (Me) = 112,4 г/моль; металл – кадмий (Cd).

Задание 1.2. На нейтрализацию кислоты массой m израсходовано некоторое количество гидроксида m (табл. 1.2). Рассчитайте молярную массу эквивалентов кислоты и гидроксида. Напишите уравнение реакции.

Таблица 1.2

Данные к задачам 21–40

Номер задачи	Кислота		Гидроксид	
	Формула	m, г	Формула	m, г
26	H_2SO_4	0,326	KOH	0,186

Ответ: $M_{экв}$(KOH) = 56 г/моль; $M_{экв}(H_2SO_4)$ = 98 г/моль. Основность кислоты равна 1 ($M/M_{экв}$). Уравнение протекающей реакции:

$$KOH + H_2SO_4 = K\mathbf{H}SO_4 + H_2O.$$

Задание 2.1. Выполните следующие задания в соответствии с номером вашего варианта и данными табл. 2.2.

1. Для атома элемента с порядковым номером или координатами в периодической системе элементов (столбец 1):

– запишите краткую электронную конфигурацию;

– укажите квантовые числа валентных электронов.

2. Запишите электронную конфигурацию одноатомного иона, образованного атомом элемента с координатами в периодической системе элементов (столбец 1) и формальным

зарядом (столбец 2).

3. Руководствуясь периодической системой элементов, укажите символ атома элемента, иону которого отвечает электронная конфигурация (столбец 3).

Таблица 2.2

Данные к задачам 41–60

Номер задачи	Координаты элемента	Заряд иона	Электронная конфигурация иона
47	5, VII A	1–	$Э^{2+}$ [Ar] $3d^5$

Ответ: 1. Элемент с координатами 5, VII A находится в 5 периоде 7 группе главной подгруппе ПС. Это элемент – йод. Краткая электронная формула: [Kr] $4d^{10}5s^25p^5$. Валентными будут $5s^25p^5$, квантовые числа имеют значения: для $5s^2$: n = 5, *l* = 0, m = 0, s = ½, -½; для $5p^5$: n = 5, *l* = 1, m = -1,0,1; s = ½, -½.
2. [Kr] $4d^{10}5s^25p^6$ – анион иода I^-.
3. Электронная конфигурация иона $Э^{2+}$ [Ar] $3d^5$, что соответствует иону, атом которого находится в 4 периоде в 5 группе побочной подгруппе → Mn: [Ar] $3d^54s^2$.

Задание 3.1. Решите задачу из табл. 3.4 в соответствии с выбранным вариантом.

Таблица 3.4

Данные к задачам 61–80

Номер задачи	Условие задачи
61	Исходя из положения марганца, рубидия, мышьяка в периодической системе, составьте формулы оксидов, отвечающих их высшей степени окисления, и соответствующих им гидроксидов

Ответ: марганец – элемент 4 периода седьмой группы *побочной* подгруппы, металл, в высшей степени окисления проявляет кислотные свойства – $Mn_2O_7 \rightarrow HMnO_4$; рубидий - элемент 5 периода первой группы главной подгруппы, металл, проявляет основные свойства – $Rb_2O \rightarrow RbOH$; мышьяк – элемент 4 периода пятой группы главной подгруппы, неметалл, проявляет кислотные свойства – $As_2O_5 \rightarrow HAsO_3$.

Задание 4.1. Дано уравнение реакции (см. номер задачи в табл. 4.1):

1. Запишите термохимическое уравнение реакции. Вычислите изменение энтальпии реакции $\Delta_r H^0_{298}$ и определите, является ли данная реакция экзо- или эндотермической.

2. Вычислите, какое количество теплоты *Q* выделяется или поглощается в ходе химической реакции для заданной массы *m* или объема *V* одного из вступивших в реакцию веществ.

3. По виду уравнения реакции, не прибегая к расчетам, определите знак изменения энтропии реакции $\Delta_r S^0_{298}$. Вычислите изменение энтропии реакции в стандартных условиях, объясните знак $\Delta_r S^0_{298}$.

4. Определите, какой из факторов, энтальпийный или энтропийный, способствует самопроизвольному течению реакции.

5. Вычислите энергию Гиббса прямой реакции в стандартных условиях $\Delta_r G^0_{298}$ и определите, в каком направлении при 298 К (прямом или обратном) будет протекать реакция.

6. Определите температуру, при которой реакция находится в равновесии ($T_{равн}$).

7. Рассчитайте $\Delta_r G^0_T$ при

$$T_1 = T_{равн} - 100;$$
$$T_2 = T_{равн} + 100.$$

Таблица 4.1

Данные к задачам 81–100

Номер задачи	Уравнение реакции aA + bB = cC + dD	m_A, г	V_B, л
84	$2NF_3$(г) + O_2(г) = $2NOF_3$(г)	42,6	

Ответ: 1. $2NF_3$(г) + O_2(г) = $2NOF_3$(г); ΔH = – 110, 6 кДж. Так теплота выделяется (ΔH < 0) то это реакция экзотермическая.
2. При сгорании 42,6 г NF_3 выделится 33,18 кДж тепла.
3. По уравнению реакции можно предположить, что энтропия системы уменьшается, так как уменьшается суммарный объем газов и системы становиться более сложной.
Подтверждаем расчетом: ΔS = –171,2 Дж; значение ΔS < 0, энтропия системы уменьшается.
4. Протеканию реакции способствует энтальпийный фактор (ΔH < 0), и не способствует фактор энтропийный TΔS = 298· (–0,1712) = – 51,02 кДж.
5. ΔG = ΔH – TΔS = –110,6 – (–51,2) = –59,4 кДж. Таким образом, если ΔG < 0, то реакция идет в прямом направлении при стандартных условиях.
6. $T_{равн.}$ = ΔH/ΔS = –110,6/-0,1712 = 646 К, т.е при этой температуре система будет находится в равновесии.

$$\Delta G = \Delta H - T_{равн}\,\Delta S = -110{,}6 - 646(-0{,}1712) = 0 \text{ кДж (состояние равновесия)}$$

7. При увеличении температуры на 100 градусов (746 К) начнет преобладать эндотермический фактор, ΔG >0, равновесие сместится в обратном направлении

$$\Delta G = \Delta H - T_1\Delta S = -110{,}6 - 746(-0{,}1712) = 17{,}12 \text{ кДж.}$$

При уменьшении температуры на 100 градусов (546 К) будет преобладать энтальпийный фактор, ΔG < 0, равновесие сместится в прямом направлении:

$$\Delta G = \Delta H - T_2\Delta S = -110{,}6 - 546(-0{,}1712) = -17{,}12 \text{ кДж.}$$

Таким образом, данный процесс возможен в стандартных условиях лишь при температурах не выше 646 К.

Задание 5.1. Дано уравнение реакции (см. номер варианта в табл. 5.1).

1. Запишите кинетические уравнения скоростей прямой $v_{пр}$ и обратной $v_{обр}$ реакций. Гомо- или гетерогенной является данная реакция?

2. Рассчитайте скорость прямой реакции в начальный момент времени $v_{о,пр}$ при $C_о$. Как изменится скорость прямой реакции к моменту времени v_t , когда прореагирует 20 % вещества *B?*

3. Рассчитайте изменение скорости прямой реакции при одновременном повышении давления в системе в 3 раза (v_p) и температуры на 20 °С при γ = 2 (для четных вариантов); при одновременном понижении давления в системе в 2 раза (v_p) и температуры на 20 °С при γ = 2 (для нечетных вариантов).

Задание 5.2. Даны уравнение реакции и исходные концентрации веществ (см. номер варианта в табл. 5.1).

1. Запишите выражение для константы равновесия химической реакции через концентрации K_C.

2. Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ к моменту времени, когда прореагирует 30 % вещества *A* и вычислите константу равновесия.

3. Укажите направление смещения равновесия при изменении каждого из факторов ($C_{исх}$, P_i, V и T).

Таблица 5.1

Данные к задачам 101–120

Номер задачи	Задание 1, 2			Изменение внешних условий			
	aA + bB → cC + dD	C_o(A), моль/л	C_o(B), моль/л	$C_{исх}$	P_i	V	T
118	$2H_2S$(г) + CH_4(г) = CS_2(г) + $4H_2$(г)	1,5	1,5	↓	↑	↑	↓

Ответ к заданию 1: 1. $\overrightarrow{v} = \overrightarrow{k} \cdot C^2(H_2S) \cdot C(CH_4)$; $\overleftarrow{v} = \overleftarrow{k} \cdot C(CS_2) \cdot C^4(H_2)$. Реакция относится к гомогенной, т.к. все реагенты в одинаковом состоянии – газы.

2.

$$\overrightarrow{v_o} = \overrightarrow{k} \cdot C^2(H_2S) \cdot C(CH_4) = \vec{k} \cdot (1{,}5)^2 \cdot 1{,}5 = 3{,}375\,\vec{k}.$$

$\overrightarrow{v_t} = \overrightarrow{k} \cdot C^2(H_2S) \cdot C(CH_4) = \vec{k} \cdot (0{,}9)^2 \cdot 1{,}2 = 0{,}972\,\vec{k}$, скорость реакции уменьшится со временем.

3. (вариант четный). При увеличении давления в системе в три раза увеличиться и концентрация каждого компонента в 3 раза, т.е скорость реакции возрастет:

$$\overrightarrow{v_P} = \overrightarrow{k} \cdot C^2(H_2S) \cdot C(CH_4) = \vec{k} \cdot (3 \cdot 1{,}5)^2 \cdot 3 \cdot 1{,}5 = 91{,}125\vec{k}.$$

При повышении температуры на 20°С скорость реакции увеличиться:

$$\overrightarrow{v_T} = v_0\gamma^2 = 3{,}375\,\vec{k} \cdot 2^2 = 13{,}5\,\vec{k}.$$

Одновременном повышении температуры и давлении скорость реакции станет равной

$$v = v_P \cdot v_T = 91{,}125 \cdot 13{,}5\,\overrightarrow{k} = 1230{,}2\,\vec{k}, \text{ т. е увеличится в } 364{,}5 \text{ раза}$$

Ответ к заданию 2: 1. $K = \frac{[CS_2][H_2]^4}{[H_2S]^2[CH_4]}$.

2. $K = \frac{0{,}225 \cdot 0{,}9^4}{1{,}05^2 \cdot 1{,}275} = 0{,}1$.

3. При понижении концентрации исходных веществ равновесие сместится влево;
при повышении давления равновесие сместится влево;
при повышении объема – влево;
при понижении температуры – влево (реакция эндотермическая, ΔH = 227,3 кДж).

Задание 6.1. Имеется раствор вещества данной концентрации и плотности (табл. 6.1). Определите молярную концентрацию вещества (*C*), молярную концентрацию эквивалентов вещества ($C_{экв}$), массовую долю растворенного вещества (*w*, %) в растворе и титр раствора (*T*).

Таблица 6.1

Данные к задачам 121–140

Номер задачи	Вещество	ρ, г/мл	Концентрация			
			$C_{экв}$, моль/л	*w*, %	*C*, моль/л	*T*, г/мл
133	Na_2CO_3	1,05		5		

Ответ: С = 0,495 М (0,5 М); $C_{экв}$ = 0,99 н (1 н); Т = 0, 0525 г/мл.

Задание 7.1. Окислительно-восстановительные реакции протекают по приведенным схемам. Для каждой реакции укажите: а) окислитель и восстановитель; б) какое вещество окисляется, какое вещество восстанавливается. Составьте электронные уравнения и на основании их расставьте коэффициенты в уравнениях реакций (табл. 7.1).

Таблица 7.1

Данные к задачам 181–200

Номер задачи	Схемы реакций
185	$Cr_2O_3 + KNO_3 + KOH = K_2CrO_4 + KNO_2 + H_2O$

	$HNO_3 + H_2S = H_2SO_4 + NO + H_2O$

$$Cr_2O_3 + 3\ KNO_3 + 4\ KOH = 2\ K_2CrO_4 + 3\ KNO_2 + 2\ H_2O$$

Cr_2O_3 – восстановитель, процесс окисление;
KNO_3 – окислитель процесс восстановления.

$$8\ HNO_3 + 3\ H_2S = 3\ H_2SO_4 + 8\ NO + 4H_2O$$

HNO_3 – окислитель процесс восстановления;

Задание 8.1. Даны два электрода (табл. 8.2):

1. Запишите уравнение Нернста для расчета электродного потенциала и вычислите его значение для каждого электрода в растворе при заданных условиях и $T = 298$ К.

2. Запишите электрохимическую систему (гальванический элемент), уравнения электродных реакций (на катоде и аноде), суммарной (токообразующей) реакции, определяющих работу этого элемента.

3. Рассчитайте равновесное напряжение (ЭДС) составленного гальванического элемента, изменение свободной энергии Гиббса $\Delta_r G^0$.

Таблица 8.2

Данные к задачам 201–220

Номер задачи	Электрод I		Электрод II	
	схема электрода	C_M^{n+}, моль/л	схема электрода	C_M^{n+}, моль/л
208	Fe/Fe^{2+}	0,1	Cu/Cu^{2+}	0,01

Ответ: 1. $E\ (Fe^{2+}/Fe) = -0,4695$ В, $E\ (Cu^{2+}/Cu) = 0,281$ В.

2. $Fe|Fe^{2+}\ (0,1\ M)||Cu^{2+}\ (0,01\ M)|Cu$.

Анод: $Fe - 2e = Fe^{2+}$

Катод: $Cu^{2+} + 2e = Cu$

Токообразующая реакция: $Fe + Cu^{2+} = Fe^{2+} + Cu$.

3. ЭДС = 0,75 В.

Задание 9.1. Какие коррозионные процессы могут протекать при контакте двух металлов (табл. 9.1)? Составьте уравнения анодного и катодного процессов и результирующее (суммарное) уравнение процесса коррозии в заданных условиях. Если коррозия невозможна, то объясните, почему?

Таблица 9.1

Задание к задачам 221–232

Номер задачи	Металлы	Среда
227	Cu, Sn	а) раствор H_2SO_4; б) влажный воздух

Ответ: а) Анодный процесс: $Sn - 2e = Sn^{2+}$

Катодный процесс: $2H^+ + 2e = H_2^0$

ТОР : $Sn + 2H^+ = Sn^{2+} + H_2^0$

Схема образующегося гальванического элемента в кислом растворе:

$$(-)\ Sn\ |\ H_2SO_4\ |\ H_2\ |\ Cu\ (+).$$

б) Анодный процесс: $Sn - 2e = Sn^{2+}$

Катодный процесс: $2H_2O + O_2 + 4e = 4\ OH^-$

ТОР : $2Sn + 2H_2O + O_2 = 2Sn(OH)_2$.

Схема образующегося гальванического элемента во влажном воздухе:

$$(–)\ Sn \mid Sn^{2+} \mid O_2, H_2O \mid OH^- \mid Cu\ (+).$$

Задание 10.1. Дан водный раствор электролита (табл. 10.1):

1. Запишите электрохимическую систему уравнения электродных реакций электролиза с графитовыми электродами.

2. Укажите pH раствора до электролиза (больше, меньше или равно 7). Если в процессе электролиза меняется pH раствора у электродов, укажите в какую сторону.

3. Рассчитайте массу или объем (для газа) веществ, выделившихся на электродах при электролизе. Катодный выход металла по току равен 80%, если на электроде протекает две реакции. Если на катоде выделяется только один металл или один газ, выход по току процесса равен 100%. Анодный выход по току 100% во всех случаях.

4. Как изменится анодный процесс, если анод заменить на металл, указанный в табл. 10.1. Запишите соответствующие электродные реакции

Таблица 10.1

Данные к задачам 241–260

Номер задачи	Раствор электролита	*I*, А	*t*, ч	*Q*, А·с	Материал анода
247	$Bi(NO_3)_3$			5	Bi

Ответ: 1. В водном растворе нитрата висмута (III) диссоциирует по схеме: $Bi(NO_3)_3 \leftrightarrow Bi^{3+} + 3NO_3^-$. Электродный потенциал меди (+0,215 В) значительно больше потенциала восстановления ионов водорода из воды (–0,41 В). Поэтому на катоде происходит процесс восстановления ионов Bi^{3+}. При электролизе водных растворов нитрат-анионы не окисляются на аноде, на нем происходит окисление воды.

Катод (–): $Bi^{3+}, H_2O – Bi^{3+} + 3\bar{e} = Bi$.

Анод (+): $NO_3^-, H_2O – 2H_2O – 4\bar{e} = 4H^+ + O_2$.

У анода: $H^+ + NO_3^- = HNO_3$.

Итоговая реакция: $4Bi(NO_3)_3 + 6H_2O \rightarrow 4\ Bi + 12HNO_3 + 3O_2$

Продукты электролиза – Bi и O_2.

2. Раствор $Bi(NO_3)_3$ имеет кислую среду (pH < 7). В процессе электролиза у анода pH уменьшается.

3. m (Bi) = 0,003 г, $V(O_2) = 2{,}9 \cdot 10^{-4}$ л.

4. При замене анода на висмут на аноде будет окисляться металл анода, т.е. висмут.

3.2 Типовые контрольные задания для решения разноуровневых задач (индивидуальных заданий)

Контрольные варианты заданий выложены в электронной информационно-образовательной среде ИрГУПС, доступной обучающемуся через его личный кабинет.

Ниже приведен образец типовых вариантов заданий для решения разноуровневых задач.

Образец заданий для решения разноуровневых задач
«Основные классы неорганических соединений»

1. Напишите уравнения следующих превращений:

Вари-ант	**Задание**
4	**а)** Кобальт → нитрат кобальта(II) → нитрат гидроксокобальта(II) → гидроксид кобальта(II) → ортотофосфат кобальта(II) → гидроксоортофосфат кобальта(II). **б)** $SbCl_3 \rightarrow Sb(OH)_3 \rightarrow Na_3[Sb(OH)_6] \rightarrow Sb(OH)_3 \rightarrow Sb_2O_3$

Ответ: а) $3Co + 8HNO_3 \rightarrow 3Co(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$;
$Co(NO_3)_2 + NaOH \rightarrow CoOHNO_3 + NaNO_3$;
$CoOHNO + NaOH \rightarrow Co(OH)_2 + NaNO_3$;
$3\ Co(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Co_3(PO_4)_2 + 6H_2O$;
$Co_3(PO_4)_2 + 3NaOH \rightarrow (CjOH)_3PO_4 + Na_3PO_4$.

б) $SbCl_3 + 3NaOH \rightarrow Sb(OH)_3 + 3NaCl$;
$Sb(OH)_3 + 3NaOH \rightarrow Na_3[Sb(OH)_6]$;
$Na_3[Sb(OH)_6] + 3HCl \rightarrow Sb(OH)_3 + 3NaCl + 3H_2O$;
$2Sb(OH)_3 \rightarrow Sb_2O_3 + 3H_2O$.

2. Произведите расчет по уравнению реакции.

Вари-ант	Исходные вещества	Известная величина	Рассчитать
3	Mg + HCl	*m*(Mg) = 7,2 г	V_o (газа), л

Ответ: 6,72 л.

Образец заданий для решения разноуровневых задач
«Основные понятия и законы химии»

1. По заданному условию для газа определите все остальные его характеристики (незаполненные графы).

Вари-ант	Газ	Масса газа, г	Объем газа, л		Абсолютная масса 1 моле-кулы	Количество вещества, моль	Число молекул
			при Т=290К, Р=100 кПа	при н.у.			
3	Cl_2	2					

Ответ: $\nu = 0{,}028$ моль, $N = 1{,}7\cdot10^{22}$, $m_o = 1{,}18\cdot10^{-22}$, $V_o = 0{,}627$ л, $V_{T,P} = 0{,}672$ л.

2. Допишите уравнения реакций, не изменяя коэффициенты. Укажите фактор эквивалентности основания и кислоты.

Вариант	**Уравнение**	**Уравнение**
4	$Fe(OH)_3 + 2\ HNO_3 \rightarrow$	$KOH + H_2S \rightarrow$

Ответ:
$Fe(OH)_3 + 2\ HNO_3 \rightarrow FeOH(NO_3)_2 + 2H_2O$, $f_{экв}\ (Fe(OH)_3) = ½$, $f_{экв}\ (HNO_3) = 1$
$KOH + H_2S \rightarrow KHS + H_2O$, $f_{экв}(KOH) = 1$, $f_{экв}(H_2S) = 1$.

3. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла и с помощью Периодической системы элементов, определите металл, при взаимодействии 1 г которого с разбавленной соляной кислотой выделится водород объемом V, измеренном при давлении р и температуре Т.

№	**V, л**	**P, мм рт. ст.**	**T, °C**
3	1,020	735	19

Ответ : $M_{экв} = 12{,}15$ г/моль, A = 24,3, металл Mg.

Образец заданий для решения разноуровневых задач
«Квантово-механическая модель строения атома. Периодические свойства элементов. Химическая связь»

Задание 1. Для приведенных в таблице элементов: **а)** изобразите графически (с помощью квантовых ячеек) электронную структуру атомов элементов в нормальном и возбужденном состоянии; **б)** составьте электронные формулы для нормального и возбужденного состояния; **в)** запишите набор квантовых чисел для валентных электронов (в невозбужденном и возбужденном состоянии); **г)** с помощью электронной формулы опишите местоположение элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа) и предскажите главные

химические свойства (металл или неметалл, степень окисления, формулы и характер оксидов)

Вариант	Элементы
10	As, Co

Ответ: Элемент мышьяк As: в невозбужденном состоянии – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} \mathbf{4s^2 4p^3}$;

n	4	4	4	4	4
l	0	0	1	1	1
m	0	0	–1	0	1
s	1/2	–1/2	1/2	1/2	1/2

в возбужденном состоянии – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} \mathbf{4s^1 4p^3 4d^1}$

n	4	4	4	4	4
l	0	1	1	1	2
m	0	–1	0	1	–2
s	1/2	1/2	1/2	1/2	1/2

Мышьяк – элемент 4 периода пятой группы главной подгруппы, неметалл, высшая степень окисления +5; низшая степень окисления –3; может проявлять +3. Оксиды кислотные: As_2O_5, As_2O_3.

<u>Элемент кобальт Co</u>: в невозбужденном состоянии – $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{3d^7 4s^2}$**;**

n	3	3	3	3	3	3	3	4	4
l	2	2	2	2	2	2	2	0	0
m	-2	-1	0	1	2	-2	-1	0	0
s	1/2	1/2	1/2	1/2	1/2	-1/2	-1/2	1/2	-1/2

в возбужденном состоянии –$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 \mathbf{3d^7 4s^2 4p^1}$

n	3	3	3	3	3	3	3	4	4
l	2	2	2	2	2	2	2	0	1
m	-2	-1	0	1	2	-2	-1	0	-1
s	1/2	1/2	1/2	1/2	1/2	-1/2	-1/2	1/2	1/2

Кобальт – элемент 4 периода, восьмой группы побочной подгруппы, металл, степень окисления +2, +3. CoO – основный оксид, Co_2O_3 – с долей амфотерности.

Задание 2

- Покажите распределение валентных электронов по орбиталям для каждого атома в рассматриваемых молекулах;
- Определите механизм образования связи и ее вид;
- Определите полярность связи;
- Укажите, имеет ли место гибридизация, ее вид;
- Покажите геометрическую структуру молекул;
- Определите полярность молекул.

Вариант	Молекулы
4	GaI_3; $COCl_2$

Ответ: а) молекула GaI_3: галлий Ga: [Ar] $3d^{10}4s^2 4p^1 \rightarrow Ga^*$: [Ar] $3d^{10}4s^1 4p^2$; йод I: [Kr] $4d^{10}5s^2 5p^5$.
Связь образована по обменному механизму, с высокой долей ионности (сильно полярная ковалентная). Молекула имеет строение плоского треугольника, т.к. галлий находится в состоянии sp^2-гибридизации. Связь галлий-йод полярная, молекула – неполярна.
б) молекула $COCl_2$: углерод C: [He] $2s^2 2p^2 \rightarrow C^*$: [He] $2s^1 2p^3$; O: [He] $2s^2 2p^4$; Cl: [Ne] $3s^2 3p^5$. Связь образована по обменному механизму, полярная ковалентная. Молекула имеет угловое строение, углерод находится в состоянии sp^2-гибридизации. Связи C-O и C-Cl полярны, молекула –полярна.

Образец заданий для решения разноуровневых задач
«Энергетика химических превращений»

Дано уравнение реакции (см. номер задачи в табл. 4.1):

1. Запишите термохимическое уравнение реакции. Вычислите изменение энтальпии реакции $\Delta_r H^0_{298}$ и определите, является ли данная реакция экзо- или эндотермической.

2. Вычислите, какое количество теплоты Q выделяется или поглощается в ходе химической реакции для заданной массы m или объема V одного из вступивших в реакцию веществ.

3. По виду уравнения реакции, не прибегая к расчетам, определите знак изменения энтропии реакции $\Delta_r S^0_{298}$. Вычислите изменение энтропии реакции в стандартных условиях, объясните знак $\Delta_r S^0_{298}$.

4. Определите, какой из факторов, энтальпийный или энтропийный, способствует самопроизвольному течению реакции.

5. Вычислите энергию Гиббса прямой реакции в стандартных условиях $\Delta_r G^0_{298}$ и определите, в каком направлении при 298 К (прямом или обратном) будет протекать реакция.

6. Определите температуру, при которой реакция находится в равновесии ($T_{равн}$).

7. Рассчитайте $\Delta_r G^0_T$ при

$$T_1 = T_{равн} - 100;$$
$$T_2 = T_{равн} + 100.$$

Таблица 4.1

Данные к задачам 81–100

Номер задачи	Уравнение реакции aA + bB = cC + dD	m_A, г	V_B, л
84	$2NF_3$(г) + O_2(г) = $2NOF_3$(г)	42,6	

Ответ: 1. $2NF_3$(г) + O_2(г) = $2NOF_3$(г); ΔH = – 110, 6 кДж. Так теплота выделяется (ΔH < 0) то это реакция экзотермическая.

2. При сгорании 42,6 г NF_3 выделится 33,18 кДж тепла.

3. По уравнению реакции можно предположить, что энтропия системы уменьшается, так как уменьшается суммарный объем газов и системы становиться более сложной.

Подтверждаем расчетом: ΔS = –171,2 Дж; значение ΔS < 0, энтропия системы уменьшается.

4. Протеканию реакции способствует энтальпийный фактор (ΔH < 0), и не способствует фактор энтропийный TΔS = 298· (–0,1712) = – 51,02 кДж.

5. ΔG = ΔH – TΔS = –110,6 – (–51,2) = –59,4 кДж. Таким образом, если ΔG < 0, то реакция идет в прямом направлении при стандартных условиях.

6. $T_{равн.}$ = ΔH/ΔS = –110,6/-0,1712 = 646 К, т.е при этой температуре система будет находится в равновесии.

$\Delta G = \Delta H - T_{равн}\,\Delta S = -110{,}6 - 646(-0{,}1712) = 0$ кДж (состояние равновесия)

7. При увеличении температуры на 100 градусов (746 К) начнет преобладать эндотермический фактор, ΔG >0, равновесие сместится в обратном направлении

$$\Delta G = \Delta H - T_1\Delta S = -110{,}6 - 746(-0{,}1712) = 17{,}12 \text{ кДж}.$$

При уменьшении температуры на 100 градусов (546 К) будет преобладать энтальпийный фактор, ΔG < 0, равновесие сместится в прямом направлении:

$$\Delta G = \Delta H - T_2\Delta S = -110{,}6 - 546(-0{,}1712) = -17{,}12 \text{ кДж}.$$

Образец заданий для решения разноуровневых задач
«Химическая кинетика и равновесие»

Дано уравнение реакции (см. номер варианта в табл. 5.1).

1. Запишите кинетические уравнения скоростей прямой $v_{пр}$ и обратной $v_{обр}$ реакций.

Гомо- или гетерогенной является данная реакция?

2. Рассчитайте скорость прямой реакции в начальный момент времени $v_{о,пр}$ при $C_о$. Как изменится скорость прямой реакции к моменту времени v_t , когда прореагирует 20 % вещества *B?*

3. Рассчитайте изменение скорости прямой реакции при одновременном повышении давления в системе в 3 раза (v_p) и температуры на 20 °С при γ = 2 (для четных вариантов); при одновременном понижении давления в системе в 2 раза (v_p) и температуры на 20 °С при γ = 2 (для нечетных вариантов).

Задание 5.2. Даны уравнение реакции и исходные концентрации веществ (см. номер варианта в табл. 5.1).

1. Запишите выражение для константы равновесия химической реакции через концентрации K_C.

2. Рассчитайте равновесные концентрации всех веществ к моменту времени, когда прореагирует 30 % вещества *A* и вычислите константу равновесия.

3. Укажите направление смещения равновесия при изменении каждого из факторов ($C_{исх}$, P_i, V и T).

Таблица 5.1

Данные к задачам 101–120

Номер задачи	Задание 1, 2			Изменение внешних условий			
	aA + bB → cC + dD	$C_о$(A), моль/л	$C_о$(B), моль/л	$C_{исх}$	P_i	V	T
118	$2H_2S$(г) + CH_4(г) = CS_2(г) + $4H_2$(г)	1,5	1,5	↓	↑	↑	↓

Ответ к заданию 1: 1. $\overrightarrow{v} = \overrightarrow{k} \cdot C^2(H_2S) \cdot C(CH_4)$; $\overleftarrow{v} = \overleftarrow{k} \cdot C(CS_2) \cdot C^4(H_2)$. Реакция относится к гомогенной, т.к. все реагенты в одинаковом состоянии – газы.

2.

$\overrightarrow{v_o} = \overrightarrow{k} \cdot C^2(H_2S) \cdot C(CH_4) = \vec{k} \cdot (1{,}5)^2 \cdot 1{,}5 = 3{,}375\,\vec{k}.$

$\overrightarrow{v_t} = \overrightarrow{k} \cdot C^2(H_2S) \cdot C(CH_4) = \vec{k} \cdot (0{,}9)^2 \cdot 1{,}2 = 0{,}972\,\vec{k}$, скорость реакции уменьшится со временем.

3. (вариант четный). При увеличении давления в системе в три раза увеличиться и концентрация каждого компонента в 3 раза, т.е скорость реакции возрастет:

$$\overrightarrow{v_P} = \overrightarrow{k} \cdot C^2(H_2S) \cdot C(CH_4) = \vec{k} \cdot (3 \cdot 1{,}5)^2 \cdot 3 \cdot 1{,}5 = 91{,}125\vec{k}.$$

При повышении температуры на 20°С скорость реакции увеличиться:

$$\overrightarrow{v_T} = v_0\gamma^2 = 3{,}375\,\vec{k} \cdot 2^2 = 13{,}5\,\vec{k}.$$

Одновременном повышении температуры и давлении скорость реакции станет равной

$$v = v_P \cdot v_T = 91{,}125 \cdot 13{,}5\,\overrightarrow{k} = 1230{,}2\,\vec{k}, \text{т. е увеличится в } 364{,}5 \text{ раза}$$

Ответ к заданию 2: 1. $K = \frac{[CS_2][H_2]^4}{[H_2S]^2[CH_4]}$.

2. $K = \frac{0{,}225 \cdot 0{,}9^4}{1{,}05^2 \cdot 1{,}275} = 0{,}1.$

3. При понижении концентрации исходных веществ равновесие сместится влево;
при повышении давления равновесие сместится влево;
при повышении объема – влево;
при понижении температуры – влево (реакция эндотермическая, ΔH = 227,3 кДж).

Образец заданий для решения разноуровневых задач
«Растворы. Общие свойства растворов»

Задание 1. Имеется раствор вещества данной концентрации и плотности (табл. 6.1). Определите молярную концентрацию вещества (C), молярную концентрацию эквивалентов вещества ($C_{экв}$), массовую долю растворенного вещества (w, %) в растворе и титр раствора (T).

Таблица 6.1

Данные к задачам 121–140

Номер задачи	Вещество	ρ, г/мл	Концентрация			
			$C_{экв}$, моль/л	*w*, %	*C*, моль/л	*T*, г/мл
133	Na_2CO_3	1,05		5		

Ответ: C = 0,495 M (0,5 M); $C_{экв}$ = 0,99 н (1 н); T = 0, 0525 г/мл.

Задание 2. Рассчитайте температуру кипения и замерзания раствора, состав которого представлен в табл. 6.3.

Температуры кипения, кристаллизации, криоскопическая и эбуллиоскопическая постоянные чистых растворителей приведены в Приложении 5.1.

Таблица 6.3

Номер варианта	**Растворитель**		**Растворенное вещество**	
	Вещество	**Масса, г**	**Вещество**	**Масса, г**
6	Бензол C_6H_6	250	Камфора $C_{10}H_{16}O$	7,55

Ответ: $T_{кип}$ = 85,42°C; $T_{зам}$ = 4,44°C.

Образец заданий для решения разноуровневых задач
«Электрохимические системы»

1. Составьте схему гальванического элемента из двух полуэлементов, напишите уравнение токообразующей реакции, рассчитайте ЭДС, ΔE и изменение свободной энергии Гиббса ΔG для составленного элемента.

Вариант	Концентрация катионов полуэлементов, моль/л	
	первого	второго
2	Mg/Mg^{2+} – 0.1	Ag/Ag^{+} – 0.01

Ответ: анодный процесс: $Mg – 2e = Mg^{2+}$;
катодный процесс: $Ag^{+} + e = Ag^{o}$;
ТОР: $Mg + 2Ag^{+} = Mg^{2+} + 2Ag^{o}$.
ЭДС = 3,072 В, ΔG = –592896 Дж.

2. Напишите схемы катодного и анодного процессов при электролизе раствора соли с инертными электродами. Рассчитайте массу (для газа – объем при н. у.) выделяющегося на катоде вещества при заданных условиях.

Вариант	Соль	Сила тока, А	Время
4	$CuCl_2$	2.5	25 мин.

Ответ: катодный процесс: $Cu^{2+} + 2e = Cu^{o}$;
анодный процесс: $2Cl^{-} – 2e = Cl_2$;
уравнение процесса: $CuCl_2 \rightarrow Cu^{o} + Cl_2$.
Масса выделившейся на катоде меди равна 1,24 г.

3. Два металла находятся в контакте друг с другом. Какой из металлов будет корродировать при попадании их в электролитически проводящую среду? Составьте схему коррозионного гальванического элемента и уравнения реакции анодного окисления и катодного восстановления.

Вари-ант	Контактирующие металлы	Среда электролита
1	Fe, Ag	Влажный воздух

Ответ: анодный процесс: Fe, Fe – 2 e = Fe^{2+}; катодный процесс: $2H_2O + O_2 + 4e = 4OH^-$

$$2Fe + 2H_2O + O_2 = 2\ Fe(OH)_2$$

$$4Fe(OH)_2 + 2H_2O + O_2 = 4Fe(OH)_3.$$

Схема коррозионного гальванического элемента: (–) Fe| H_2O, O_2| $Fe(OH)_3$| Ag (+).

3.3 Типовые контрольные задания для проведения тестирования

Фонд тестовых заданий по дисциплине содержит тестовые задания, распределенные по разделам и темам, с указанием их количества и типа.

Структура фонда тестовых заданий по дисциплине

Индикатор достижения компетенции	Тема в соответствии с РПД/РПП	Характеристика ТЗ	Количество тестовых заданий, типы ТЗ
ОПК-1.3	Основные понятия и законы химии	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Основные классы неорганических соединений	Знание	10 – ОТЗ 10 – ЗТЗ
		Умение	10 – ОТЗ 10 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	10 – ОТЗ 10 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Квантово-механическая модель строения атома	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5– ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Периодические свойства элементов.	Знание	5 – ОТЗ 5– ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Химическая связь. Гибридизация. Виды межмолекулярного взаимодействия	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Энергетика химических превращений	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Химическая кинетика и равновесие	Знание	10 – ОТЗ 10 – ЗТЗ
		Умение	10 – ОТЗ 10 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	10 – ОТЗ 10 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Растворы. Общие свойства растворов	Знание	5 – ОТЗ

			5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Ионно-обменные реакции в растворе	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Окислительно-восстановительные процессы в растворах	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Электрохимические системы	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Электролиз	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
ОПК-1.3	Коррозия металлов	Знание	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Умение	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Навык и (или) действие	5 – ОТЗ 5 – ЗТЗ
		Итого	Итого

Полный комплект ФТЗ хранится в электронной информационно-образовательной среде ИрГУПС и обучающийся имеет возможность ознакомиться с демонстрационным вариантом ФТЗ.

Ниже приведен образец типового варианта итогового теста, предусмотренного рабочей программой дисциплины.

Образец типового варианта итогового теста по дисциплине,
предусмотренного рабочей программой дисциплины
(образец одного варианта из 20 вопросов 10 - ОТЗ/ 10- ЗТЗ)

1. Вещество, образованное атомами разных химических элементов, называют _____ веществом. (**Ответ**: *сложным*)
2. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ выражает закон _____. (**Ответ**: *действующих масс (ЗДМ)*)

3. Какой из кислот соответствует название «сернистая кислота»?

а) H_2S; б) $H_2S_2O_3$; в) $\mathbf{H_2SO_3}$; г) H_2SO_4.

4. Массовое число атома равно ….
   а) числу протонов в атоме; б) числу нейтронов в атоме;
   в) **числу нуклонов в атоме**; г) числу электронов в атоме.

5. Возбужденному состоянию атома отвечает электронная конфигурация:

   а) $\mathbf{ls^2 2s^1 2p^1}$; б) $ls^2 2s^2 2p^2$; в) $ls^2 2s^2 2p^3$; г) $ls^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$

6. Магнитное квантовое число для орбиталей *d*-подуровня принимает значения …
   а) 0, 1, 2; б) – 2, – 1, 0, +1, +2;
   в) **– 1, 0, +1**; г) 1, 2, 3.

7. Для определения массовой доли растворенного вещества воспользуемся формулой …
   а) $m = V \cdot p$; б) $C = \frac{n}{V}$;
   в) $m(в-ва) = m(р-ра) - m(H_2O)$; **г)** $\omega = \frac{m(в-ва)}{m(р-ра)}$.

8. Функция, приращение которой равно теплоте, полученной системой в изобарном процессе называется _____. (**Ответ**: *энтальпией*)
9. Согласно термохимическому уравнению

$$CH_4\ (г) + 2O_2 = CO_2\ (г) + 2H_2O\ (г),\ \Delta H = -802{,}3\ кДж,$$

объем метана (н.у.) необходимый для получения 15000 кДж теплоты, составляет ___ л.
Ответ: 418,8 л.

10. Температурный коэффициент химической реакции равен 2; для увеличения скорости реакции в 8 раз температуру необходимо увеличит на ____ градусов. (**Ответ**: на 30°)
11. Для увеличения выхода аммиака по уравнению реакции

$$N_2\ (г) + 3H_2\ (г) \leftrightarrow 2NH_3\ (г),\ \Delta H < 0,$$

необходимо (*не менее 2-х ответа*):

   а) понизить концентрацию азота; б) **повысить давление**;
   в) повысить концентрацию аммиака; г) **понизить температуру**.

12. Любой раствор состоит как минимум из ____ компонентов, один из которых _____, а другой _____.
Ответ: *двух, растворитель, растворенное вещество*.

13. Установите соответствие между формулой электролита и числом ионов, которые образуются в результате электролитической диссоциации 1 моль электролита

Формула электролита	*Число молей ионов*
а) NH_4Br	1) 2
б) $Al_2(SO_4)_3$	2) 3
в) Na_2CO_3	3) 4
г) $FeCl_3$	4) 5
	5) 6

Ответ : а = 1; б = 4; в = 2; г = 3.

14. Для веществ, приведенных в перечне, определите характер среды их водных растворов.

а) нитрат калия; б) хлороводород; в) сульфат аммония; г) ацетат калия.

Ответ: а) нейтральная; б) кислая; в) щелочная (основная); г) кислая.

15. В окислительно-восстановительной реакции окислитель ____ (*принимает*) электроны, а восстановитель их ____ (*отдает*). Число отданных и принятых электронов в системе _____ (*одинаково*).

16. Величина равновесного потенциала кадмиевого электрода при концентрации ионов кадмия в электролите 10^{-4} моль/л, T = 298 K, φ^0 (Cd^{2+}/Cd) = – 0,402 В равна _____ (*указать значение с точностью до второго знака*).
Ответ: – 0,52 В.

17. При электролизе водного раствора сульфата никеля (II) на аноде протекает процесс:
$$2\ H_2O \rightarrow O_2 + 4\ H^+ + 4e.$$
Из какого материала может быть сделан анод:
а) из никеля; б) из меди; в) **из платины**; г) из натрия?

18. Олово содержит примесь меди. Какой из металлов будет разрушаться при коррозии в нейтральной среде? Какой процесс будет происходить на катоде …
Ответ: разрушается олово, на катоде идет восстановление среды по уравнению
$$2H_2O + 2e = H_2 + 2OH^-$$

19. Установите соответствие между формулой соли и продуктами электролиза водного раствора этой соли, которые выделились на инертных электродах:

Формула соли	Продукты электролиза
а) Na_3PO_4	1) металл, Br_2
б) $CuBr_2$	2) металл, O_2
в) $AlBr_3$	3) H_2, O_2
	4) H_2, Br_2

Ответ: а = 3; б = 1; в = 4.

20. При обработке смеси алюминия и магния раствором гидроксида натрия выделился водород, объемом 11,2 л, а при обработке такого же количества этой же смеси соляной кислотой выделился водород объемом 33,6 л (н.у.). Определите состав смеси(в г и %).
Ответ: масса алюминия 9 г (43 %), масса магния 12 г (57 %).

3.4 Типовые задания для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты

Контрольные варианты заданий выложены в электронной информационно-образовательной среде ИрГУПС, доступной обучающемуся через его личный кабинет.

Ниже приведен образец типовых вариантов заданий для выполнения лабораторных работ и примерный перечень вопросов для их защиты.

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме
«Получение и изучение свойств оксидов, гидроксидов и солей»

Цель работы – ознакомление с важнейшими классами неорганических соединений: оксидами, гидроксидами, солями, способами их получения и свойствами.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Неорганических соединений известно около 300 тысяч, их можно разделить на три важнейших класса – оксиды, гидроксиды и соли.

Оксиды – продукты соединения элементов с кислородом. Различают солеобразующие и несолеобразующие оксиды, а также пероксиды, которые по свойствам относятся к солям пероксида водорода H_2O_2. Пероксиды образуют щелочные (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельные (Ca, Sr, Ba) металлы, в них атомы кислорода связаны между собой ковалентной связью (например, K_2O_2: K–O–O–K) и легко разлагаются с отщеплением атомарного кислорода, поэтому пероксиды являются сильными окислителями. Несолеобразующих оксидов немного (например, CO, NO, N2O), они не образуют солей ни с кислотами, ни с основаниями. Солеобразующие оксиды подразделяют на основные, кислотные и амфотерные.

Основные оксиды образуют металлы с низшими степенями окисления +1, +2 , их гидратами являются основания. Хорошо растворимые в воде основания щелочных металлов называются щелочами. Основания щелочно-земельных металлов (Ca, Sr, Ba) также образуются при растворении в воде соответствующих оксидов, но их растворимость меньше, к щелочам приближается только гидроксид бария Ba(OH)2. Основные оксиды реагируют с кислотными оксидами и кислотами, образуя соли:

$$CaO + CO_2 = CaCO_3;\ CuO + 2\ HCl = CuCl_2 + H_2O.$$

Кислотные оксиды образуют неметаллы (B, C, N, P, S, Cl и др.), а также металлы, расположенные в побочных подгруппах больших периодов, образующие соединения высших степеней окисления +5, +6, +7 (V, Cr, Mn и др.). Гидратами кислотных оксидов являются кислоты. Кислотные оксиды реагируют с основными оксидами и основаниями:

$$SO_2 + Na_2O = Na_2SO_3;\ N_2O_5 + 2\ NaOH = 2\ NaNO_3 + H_2O.$$

Амфотерные оксиды образуют металлы главных и побочных подгрупп средних степеней окисления +3, +4 (Al, Cr, Mn, Sn и др.), иногда +2 (Sn, Pb) , их гидраты проявляют как основные, так и кислотные свойства. Амфотерные оксиды реагируют как с кислотами, так и с основаниями:

$$Cr_2O_3 + 6\ HCl = 2\ CrCl_3 + 3\ H_2O;\ Cr_2O_3 + 2\ NaOH = 2\ NaCrO_2 + H_2O$$

Оксиды можно получить реакцией соединения элемента с кислородом:

$$2Mg + O_2 = MgO,\ 4P + 5O_2 = 2\ P_2O_5$$

или реакцией разложения сложного вещества: $CaCO_3 = CaO + CO_2$,

$$2\ Zn(NO_3)_2 = 2\ ZnO + 4\ NO_2 + O_2.$$

Гидроксиды – продукты соединения оксидов с водой, различают основные (основания), кислотные (кислоты) и амфотерные (амфолиты) гидроксиды.

Основания при диссоциации в растворе в качестве анионов образуют только гидроксид – ионы: $NaOH \rightarrow Na^+ + OH^-$.

Кислотность основания определяется числом ионов OH^-. Многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

$$Ca(OH)_2 \leftrightarrow (CaOH)^+ + OH^-,\ (CaOH)^+ \leftrightarrow Ca^{2+} + OH^-.$$

Водные растворы хорошо растворимых оснований (щелочей) изменяют окраску индикаторов: в щелочных растворах **фиолетовый лакмус синеет**, **бесцветный фенолфталеин становится малиновым, метиловый оранжевый – желтым**.

Основания реагируют с кислотами, образуя соли и воду: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$. Если основание и кислота взяты в эквимолярных отношениях, то среда становится нейтральной, а такая реакция называется реакцией нейтрализации.

Многие нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются:

$$Cu(OH)_2 = CuO + H_2O.$$

Щелочи получают растворением оксидов в воде: $Na_2O + H_2O = 2\ NaOH$.
Нерастворимые в воде основания обычно получают действием щелочей на растворимые соли металлов: $CuSO_4 + 2\ NaOH = Cu(OH)_2 \downarrow + Na_2SO_4$.

Кислоты согласно теории электролитической диссоциации в качестве катиона образуют только катионы водорода H+ (точнее ионы гидроксония H_3O^+): $HCl = H^+ + Cl^-$.
Различают кислоты бескислородные (HCl, HI, H_2S, HCN и др.) и кислородсодержащие (HNO_3, H_2SO_4, H_2SO_3, H_3PO_4 и др.).

Основность кислоты определяется числом катионов водорода, образующихся при диссоциации. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:

$$H_2SO_3 \leftrightarrow H^+ + HSO_3^-;\ HSO_3^- \leftrightarrow H^+ + SO_3^-.$$

В растворах кислот **лакмус становится красным**, **метиловый оранжевый – розовым, фенолфталеин остается бесцветным.**
Кислоты получают растворением кислотных оксидов в воде:

$$P_2O_5 + 3\ H_2O = 2\ H_3PO_4$$

или по реакции обмена соли с кислотой:

$$Ca_3(PO_4)_2 + 3\ H_2SO_4 = 3\ CaSO_4 + 2\ H_3PO_4.$$

Амфолиты представляют собой гидроксиды, проявляющие в реакциях как основные, так и кислотные свойства. К ним относятся Be $(OH)_2$, Al $(OH)_3$, $Zn(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ и др. Амфотерные гидроксиды реагируют с основаниями как кислоты, с кислотами – как основания: $Cr(OH)_3 + 3\ HCl = CrCl_3 + 3\ H_2O$; $Cr(OH)_3 + 3\ NaOH = Na_3[Cr(OH)_6]$.

Соли при диссоциации образуют катионы металлов (или ион аммония NH^{4+}) и анионы кислотных остатков: $Na_2SO_4 \leftrightarrow 2\ Na^+ + SO_4^{\ 2-}$, $NH_4NO_3 \leftrightarrow NH^{4+} + NO^{3-}$.
Соли различают средние, кислые и основные. Существуют также двойные соли, образованные разными металлами и одним кислотным остатком (KAl(SO4)2) и смешанные, образованные одним металлом и разными кислотными остатками (CaClOCl).

Средние соли можно рассматривать как продукты полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла или гидроксогрупп основания кислотными остатками: NaCl, K_2SO_4, $AlPO_4$. Средние соли диссоциируют на катионы металла и анионы кислотных остатков: $AlPO_4 \leftrightarrow Al^{3+} + PO_4^{3-}$.

Кислые соли (гидросоли) являются продуктами неполного замещения атомов водорода многоосновных кислот атомами металла: $NaHSO_4$, Al $(H_2PO_4)_3$, $KHCO_3$.
Диссоциация кислой соли выражается уравнением: $Al(H_2PO_4)_3 \leftrightarrow Al^{3+} + 3\ (H_2PO_4)^{3-}$. Анион $(H_2PO_4)^{3-}$ дальнейшей диссоциации подвергается в незначительной степени.

Основные соли (гидроксосоли) являются продуктами неполного замещения гидроксогрупп многокислотного основания на кислотные остатки: $AlOHSO_4$, MgOHCl, $(CuOH)_2SO_4$.

Диссоциация основной соли выражается уравнением: $AlOHSO_4 \leftrightarrow (AlOH)^{2+} + SO_4^{\ 2-}$.
Катион $(AlOH)^{2+}$ дальнейшей диссоциации подвергается в незначительной степени.

Средние соли могут быть получены многими способами:

соединением металла и неметалла: $2\ Na + Cl_2 = 2\ NaCl$;

соединением основного и кислотного оксидов: $CaO + CO_2 = CaCO_3$;

вытеснением активным металлом водорода или менее активного металла:

$$Zn + 2\ HCl = H_2 + ZnCl_2,\ Zn + CuSO_4 = ZnSO_4 + Cu;$$

реакцией нейтрализации: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$;

реакцией обмена: $Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = BaSO_4 + 2\ NaNO_3$ и др.

Кислые соли могут быть получены в кислой среде:

$$NaOH + H_2SO_4\ (\text{избыток}) = NaHSO_4 + H_2O;$$

$$Na_3PO_4 + 2\ H_3PO_4\ (\text{избыток}) = 3\ NaH_2PO_4.$$

Основные соли могут быть получены в щелочной среде:

$$H_2SO_4 + 2\ Cu(OH)_2\ (\text{избыток}) = (CuOH)_2\ SO_4 + 2\ H_2O,$$

$$2\ CuSO_4 + 2\ NaOH(\text{недостаток}) = (CuOH)_2\ SO_4 + Na_2SO_4$$

Кислые соли при избытке щелочи и основные соли при избытке кислоты переходят в средние соли:

$$NaHSO_4 + NaOH\ (\text{избыток}) = Na_2SO_4 + H_2O,$$

$$(CuOH)_2SO_4 + H_2SO_4\ (\text{избыток}) = 2\ CuSO_4 + 2\ H_2O.$$

Для многих металлов характерны комплексные соединения, которые диссоциируют в растворе как сильные электролиты, образуя устойчивые комплексные ионы:

$$CuSO_4 + 8NH_4OH\ (\text{избыток}) = [Cu\ (NH_3)_4](OH)_2 + [Cu\ (NH_3)_4]\ SO_4 + 8\ H_2O\ .$$

Степень диссоциации комплексных соединений незначительна:

$$[Cu\ (NH_3)_4](OH)_2 \leftrightarrow [Cu\ (NH_3)_4]^{2+} + 2\ OH^-$$

$$[Cu\ (NH_3)_4]\ SO_4 \leftrightarrow [Cu\ (NH_3)_4]^{2+} + SO_4^{2-}$$

Комплексные соединения многих d – металлов окрашены, что позволяет их использовать в аналитической практике для обнаружения ионов металлов.

Вопросы для подготовки к лабораторной работе:

1. Какие бинарные соединения называются оксидами? Какими способами можно получить оксиды? Приведите примеры реакций.
2. Какие вещества называются кислотами? Приведите примеры реакций получения кислот.
3. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры кислот различной основности.
4. Какие вещества называются основаниями? Приведите примеры реакций получения оснований.
5. Чем определяется кислотность оснований? Приведите примеры оснований различной кислотности.

6. Какие химические соединения относятся к классу солей? Приведите примеры солей различных типов и способов их получения.

ПРАКТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

РАЗДЕЛ 1. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Опыт 1. Получение оксида реакцией соединения

а) Получение оксида магния

Стружку сплава магния возьмите тигельными щипцами и внесите в пламя горелки. Опыт проводите над асбестовой сеткой или фарфоровой чашкой. Магний горит ярким белым пламенем, покрываясь белым налетом оксида магния. Напишите уравнения реакции образования оксида магния. Осторожно опустите стружку с образовавшимся оксидом в пробирку с дистиллированной водой, добавьте 2-3 капли фенолфталеина, который является индикатором на наличие ионов гидроксида, определяющих щелочную среду, отметьте окраску раствора. Напишите уравнение реакции образования гидроксида магния.

б) Получение оксида меди

Возьмите тигельными щипцами кусочек медной фольги или тонкой медной пластины и прокалите его в пламени горелки до образования черного налета оксида меди Cu (II). Напишите уравнение реакции образования оксида меди. Налейте в пробирку 1-2 мл концентрированной соляной кислоты и опустите в нее прокаленный кусочек меди. Обратите внимание на исчезновение черного налета и появление окраски раствора, характерной для комплексного иона меди (II) $[CuCl_4]^{2-}$. Отметьте эту окраску. Напишите уравнение реакции взаимодействия оксида меди с соляной кислотой, сделайте вывод о характере оксида меди – осно́вный или кислотный.

Опыт 2. Получение оксида реакцией разложения

Возьмите тигельными щипцами кусочек мела и прокалите его в пламени горелки. Напишите уравнение реакции разложения карбоната кальция. Опустите прокаленный мел в пробирку с дистиллированной водой, добавьте 2-3 капли фенолфталеина, отметьте окраску раствора, напишите уравнение реакции образования гидроксида кальция.

РАЗДЕЛ 2. ПОЛУЧЕНИЕ И СВОЙСТВА ГИДРОКСИДОВ МЕТАЛЛОВ

Опыт 3. Получение гидроксида никеля

Внесите по 10 капель соли никеля в 3 пробирки, добавьте в каждую ячейку по 10 капли раствора гидроксида натрия, обратите внимание на окраску образовавшегося гидроксида никеля, напишите уравнение реакции.

Проверьте растворимость гидроксида никеля в кислоте и избытке щелочи, для чего в одну ячейку добавьте 6-8 капель щелочи, в другую – 6-8 капель соляной кислоты. Напишите уравнение протекающей реакции. Укажите характер гидроксида никеля.

Опыт 4. Получение гидроксида алюминия

Внесите по 10 капель соли алюминия в 3 пробирки, добавьте в каждую ячейку по 3-5 капель раствора гидроксида натрия, напишите уравнение реакции.

Проверьте растворимость гидроксида алюминия в кислоте и избытке щелочи, для чего в одну ячейку добавьте 2-3 капли щелочи, в другую – 2-3 капли соляной кислоты. Напишите уравнение протекающих реакций. Укажите характер гидроксида алюминия.

Опыт 5. Получение гидроксида меди

В пробирку налейте 1-2 мл раствора соли меди, добавьте 3-4 мл раствора гидроксида натрия, отметьте окраску образовавшегося осадка, напишите уравнение реакции. Закрепите пробирку в держателе и осторожно нагрейте ее в пламени горелки, обратите внимание на изменение цвета осадка, напишите уравнения реакции разложении гидроксида меди.

РАЗДЕЛ 3. ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОТ

Опыт 6. Получение уксусной кислоты

В пробирку поместите небольшое количество кристаллического ацетата натрия CH_3COONa и по каплям прилейте соляной кислоты, обратите внимание на появление запаха уксуса, напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

Опыт 7. Получение угольной кислоты

В пробирку поместите небольшой кусочек мела и прилейте раствор соляной кислоты. Опишите происходящие явления, напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

РАЗДЕЛ 4. ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ

Опыт 8. Получение средней соли

Внесите 6-8 капель соли бария в пробирку, добавьте по каплям раствор сульфата натрия до видимого химического эффекта. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

Опыт 9. Получение основной соли

Внесите 1-2 капли соли кобальта в пробирку, добавьте по каплям раствора гидроксида натрия до образования голубого осадка основной соли кобальта, добавьте избыток гидроксида натрия, обратите внимание на изменение цвета осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярной и молекулярно-ионной форме.

Опыт 10. Получение кислой соли

Налейте в пробирку 2-3 мл насыщенного раствора гидроксида кальция, добавьте по каплям раствора фосфорной кислоты до выпадения осадка средней соли фосфата кальция по реакции: $3\ Ca(OH)_2 + 2\ H_3PO_4 = Ca_3(PO_4)_2 \downarrow + 6\ H_2O$

В избытке фосфорной кислоты осадок растворяется с образованием кислой соли:

$Ca_3(PO_4)_2 + 4\ H_3PO_4 = 3\ Ca(H_2\ PO_4)_2$

Напишите уравнения приведенных реакций в молекулярно-ионной форме.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ К ЗАЩИТЕ ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЫ

1. Дайте определение материи. Закончите определение: одной из форм существования материи является…
2. Какие формы существования материи известны?
3. Каким соотношением связаны изменения массы и энергии в ходе какого-либо процесса?
4. Приведите формулировку закона сохранения массы. Почему для химических процессов верен частный случай закона сохранения материи – закон сохранения массы?
5. Закончите следующие определения:
   а) мельчайшей химически неделимой частицей вещества является…;
   б) вид атомов, имеющих одинаковый заряд ядра, называется …;
   в) мельчайшая частица вещества, состоящая из атомов и обладающая всеми химическими свойствами данного вещества, называется … .
6. Что называется аллотропией? Чем вызвано явление аллотропии?
7. Дайте определение понятиям: «простое вещество», «сложное вещество»
8. Из каких атомов состоят молекулы: а) воды; б) оксида углерода (IV); в) соляной кислоты, г) озона, д) аммиака?
9. Что такое относительная атомная масса, относительная молекулярная масса?
10. В чем сходство и различие понятий «масса атома» и «относительная атомная масса»?
11. Что такое молярная масса вещества? В каких единицах она выражается?
12. Сформулируйте закон сохранения массы и энергии.
13. Сформулируйте закон постоянства состава.
14. Сформулируйте закон кратных отношений.
15. Сформулируйте закон простых объемных отношений.
16. Что такое парциальное давление газа в смеси? Сформулируйте закон парциальных давлений *или* закон Дальтона (Дж.Дальтон, 1801). Как рассчитать парциальное давление какого-либо компонента смеси.
17. Дайте определение понятию «моль».
18. Можно ли связать «моль» и «постоянная Авогадро»?
19. Что такое молярный объем и в каких единицах он выражается?
20. Сформулируйте закон Авогадро.
21. Как формулируется следствия из закона Авогадро? Какие условия газового состояния называются нормальными?
22. Какая связь существует между равными объемами различных газов?
23. Какая связь между относительной молекулярной массой газа и относительной плотностью? Как находят плотность одного газа по отношению к другому?
24. Сколько молекул содержится в газе объемом 22,4 $м^3$, взятом при нормальных условиях?

25. Через какой промежуточный продукт, легко разлагающийся при нагревании, можно получить оксид металла из его соли? Покажите на примерах:
$$FeCl_3 \rightarrow Fe_2O_3;\ CuSO_4 \rightarrow CuO;\ Al(CH_3COO)_3 \rightarrow Al_2O_3.$$
26. Возможно ли взаимодействие между оксидами:
   Li_2O и SO_3; Na_2O и BeO; Al_2O_3 и K_2O; BaO и MgO; N_2O_5 и ZnO?
27. Анализом установлено, что в образце оксида бария массовая доля примеси сульфата бария составляет 10%. Как был проведен анализ и какой объем раствора нужного реагента концентрации 2 моль/л был затрачен на обработку навески массой 5 г?
   Ответ: 30 мл реагента.
28. С какими из перечисленных веществ взаимодействует соляная кислота:
$$MgO;\ AgNO_3;\ SO_3;\ CuSO_4;\ Ca(OH)_2;\ Cu;\ Fe;\ KOH?$$
29. Какие свойства гидроксидов NaOH, $Al(OH)_3$, $Ni(OH)_2$ могут быть использованы для их разделения из твердой смеси?
30. Найдите массовую долю гидроксида натрия, превратившегося в карбонат за счет поглощения углекислого газа из воздуха, если масса гидроксида возросла с 200 г до 232,5 г. Чему равен объем поглощенного при этом CO_2 (условия нормальные).

Ответ: 50%, 28 л.

31. Какими способами можно получить из данной соли другую с тем же катионом или тем же анионом:

$$NaCl \rightarrow AgCl;\ Ba(NO_3)_2 \rightarrow BaSO_4;$$
$$Fe_2(SO_4)_3 \rightarrow FeCl_3;\ Na_2CrO_4 \rightarrow BaCrO_4\ ?$$

32. При помощи каких реакций можно осуществить следующие переходы:

а) $Fe \rightarrow FeCl_2 \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 \rightarrow Fe$;

б) $Zn \rightarrow ZnS \rightarrow ZnO \rightarrow (ZnOH)_2SO_4 \rightarrow ZnCl_2 \rightarrow ZnO \rightarrow Zn$.

33. Какой объем CO_2 (условия нормальные) потребуется для растворения 1,0 г свежеосажденного $CaCO_3$? Какие процессы произойдут в растворе при:

а) кипячении, б) добавлении щелочи, в) добавлении соляной кислоты?

Ответ: 0,224 л.

34. К какому классу относится каждое из следующих соединений: Cs_2O; $Na[Al(OH)_4]$; H_4SiO_4; NO_2; $[Fe(OH)_2]_2SO_4$; $Ca(HCO_3)_2$?

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме

«Определение молярной массы эквивалента магния методом вытеснения водорода»

Теоретическая часть

Химическим эквивалентом Э(В) называется условная или реальная частица, равная или в целое число раз меньшая соответствующей ей формульной единице:

$$Э(B) = \frac{1}{Z(B)} \cdot B, \qquad (1)$$

где *B* — формульная единица вещества — реально существующая частица, такая как атом (Cu, Na, C), молекула (N_2, KOH, $A1_2(SO_4)_3$, CO_2), ион (OH^- , SO_4^{2-} , Cu^{2+}).

Эквивалентное число Z(B) показывает, какое число эквивалентов вещества *B* условно содержится в данной формульной единице этого вещества. Величина обратная эквивалентному числу $\frac{1}{Z(B)} = f_{экв}$ называется *фактором эквивалентности.* Эквивалентное число Z всегда больше или равно 1 и является беразмерной величиной; при *Z*= 1 эквивалент соответствует формульной единице вещества.

Расчет эквивалентного числа различных формульных единиц приведен в табл. 1.

Величина эквивалентного числа, а следовательно, и эквивалента зависят от химической реакции, в которой участвует данное вещество. Например, для реакции $H_2SO_4 + 2\ KOH \rightarrow K_2SO_4 + 2H_2O$ эквивалентное число $Z(H_2SO_4) = n(H^+) = 2$, т.к. в реакции участвуют два иона H^+ серной кислоты, и, следовательно, эквивалентом H_2SO_4 будет являться условная частица $½H_2SO_4$ ($Э(H_2SO_4) = ½\ H_2SO_4$).

В реакции $H_2SO_4 + KOH \rightarrow KHSO_4 + H_2O$ замещается только один ион водорода H^+, и поэтому $Z(H_2SO_4) = n(H^+) = 1$, а эквивалентом кислоты является частица H_2SO_4 ($Э(H_2SO_4) = 1H_2SO_4$).

Эквивалент как частица может быть охарактеризован молярной массой $M_Э$(B), молярным объемом $V_Э$(B) и определенным количеством вещества $n_Э$ (B).

Количество вещества эквивалентов $n_Э$(B) вещества B равно:

$$n_Э(B) = Z(B) \cdot n(B) \qquad (2)$$

Масса одного моля эквивалентов вещества B называется молярной массой эквивалентов вещества $M_Э$(B) и равна:

$$M_Э(B) = m(B)/n_э(B) \quad \text{или}$$

$$M_Э(B) = M(B)/Z(B) \text{ (г/моль, кг/моль).} \quad (3)$$

Например, $M_Э(KOH) = M(KOH)/Z(KOH)$, где $Z(KOH) = n(OH^-) = 1$, следовательно, $M_Э(KOH) = 56/1 = 56$ г/моль.

Молярным объемом эквивалентов газообразного вещества $V_э(B)$ называется объем одного моля эквивалентов газообразного вещества:

$$V_Э \text{ (газа)} = V_{газ}/n_э$$

или

$$V_э(\text{газа}) = V_M/Z(B) = 22{,}414/Z(B) \text{ (л/моль).} \quad (4)$$

Таблица 1

Расчет эквивалентного числа различных формульных единиц

Частица	**Эквивалентное число *Z***	**Пример**
Элемент	Z(Э) = B(Э), где B(Э) – валентность элемента	$Z(S)_{H2SO4} = 6$ $Z(C)_{C02} = 4$
Простое вещество	Z(в-ва) = *n*(Э) · B(Э), где *n*(Э) – число атомов элемента; B(Э) – валентность элемента	$Z(O_2) = 2{\cdot}2 = 4$
		$Z(C1_2) = 2{\cdot}1 = 2$
Оксид	$Z(Э_2O_X)$ = *n*(Э) ·B(Э), где *n*(Э) - число атомов элемента; B(Э) — валентность элемента	$Z(H_2O) = 2{\cdot}1 = 2$
		$Z(SO_2) = 1{\cdot}4 = 4$
		$Z(A1_2O_3) = 2{\cdot}3 = 6$
Кислота	Z(к-ты) = *n* (H^+), где *n* (H^+) — число отданных в ходе реакции ионов H^+ (основность кислоты)	$Z(H_2SO_4) = 1$ – основность равна 1
		$Z(H_2SO_4) = 2$ – основность равна 2
Основание	Z(осн-я) = *n* (OH^-), где *n*(OH^-) – число отданных в ходе реакции гидроксид ионов OH^- (кислотность основания)	$Z(Ca(OH)_2) = 1$ – кислотность равна 1
		$Z(Ca(OH)_2) = 2$ – кислотность равна 2
Соль	Z(соан) = *n* (Me) · B(Me) = *n* (A) · B(A), где *n* (Me), B(Me) – число атомов металла и его валентность; *n*(A), B(A) – число кислотных остатков и их заряд	$Z(Na_2SO_4) = 2{\cdot}1 = 1{\cdot}2 = 2$
		$Z(A1_2(CO_3)_3) = 2 \cdot 3 = 3 \cdot 2 = 6$
Частица в ОВР	Z(частицы) = n_e, где n_e – число электронов, участвующих в процессе, на одну формульную единицу	$SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e \rightarrow SO_3^{2-} + H_2O$
		$Z(SO_4^{2-}) = 2$, $Z(H^+) = 1$
		$2Cl^- - 2e \rightarrow Cl_2$
		$Z(Cl^-) = 1$, $Z(C1_2) = 2$
Ион	Z(иона) = *n,* где *n* — заряд иона	$Z(SO_4^{2-}) = 2$

В химических реакциях вещества взаимодействуют согласно *закону эквивалентов* (И. Рихтер 1792 г.): в реакциях всегда участвуют равные количества вещества эквивалентов всех реагентов.

Например, для реакции $aA + вB \rightarrow cC + dD$ будут справедливы равенства:

$$n_э(A) = n_э(B) = n_э(C) = n_Э(D) \quad (5)$$

или

$$\frac{m(A)}{M_Э(A)} = \frac{m(B)}{M_Э(B)} = \frac{m(C)}{M_Э(C)} = \frac{m(D)}{M_Э(D)}. \quad (6)$$

Если вещества газообразные, то закон эквивалентов принимает вид

$$\frac{V(A)}{V_Э(A)} = \frac{V(B)}{V_Э(B)} = \frac{V(C)}{V_Э(C)} = \frac{V(D)}{V_Э(D)}. \quad (7)$$

Закон эквивалентов для реагирующих веществ, находящихся в растворе, выражается уравнением:

$$C_Э(A) \cdot V_{р.ра}(A) = C_э(B) \cdot V_{р.ра}(B), \quad (8)$$

где $C_Э(i) = \frac{n_Э(i)}{V_Э(i)}$ (моль/л) – молярная концентрация эквивалентов раствора *i*-го вещества.

Молярную массу эквивалентов металла можно определить, например, измерив объем водорода, выделившегося в ходе реакции взаимодействия известной массы активного металла с соляной кислотой $M + xHCl \rightarrow MCl_x + (x/2)H_2$.

По закону эквивалентов из соотношения

$$n_Э(M) = n_Э(H_2) \quad \text{или} \quad \frac{m(M)}{M_Э(M)} = \frac{m(H_2)}{M_Э(H_2)} \quad (9)$$

Вопросы и задачи для самоконтроля

1. Что называют эквивалентом вещества?
2. Что называется эквивалентом вещества?
3. Как определить эквивалент вещества в химических соединениях?
4. Что показывает эквивалент в химических реакциях.
5. Что называется молярной массой эквивалента? В каких единицах она измеряется?
6. Как определить количество эквивалента?
7. Что называется эквивалентным объемом вещества?
8. Как определить эквивалентный объем газообразного вещества?
9. Чему равен эквивалент и эквивалентная масса водорода, кислорода? Какой объем занимает эквивалент водорода, кислорода?
10. Определите эквиваленты и эквивалентные массы элементов в следующих соединениях: HF, H_2O, NH_3.
11. Дайте формулировку закона эквивалентов.
12. В чем причина того, что эквивалент элемента часто не является постоянной величиной?
13. Какая взаимосвязь между молярной массой, валентностью и эквивалентной массой элемента?
14. Всегда ли постоянна масса эквивалента? Приведите примеры.
15. Какие параметры (переменные) характеризуют состояния газа?
16. К раствору, содержащему 1 г соляной кислоты, прибавили раствор, содержащий 1 г гидроксида натрия. Будет ли полученный раствор нейтральным, кислым или щелочным? Ответ подтвердите расчетом.
17. Сколько молей эквивалентов цинка вступило в реакцию с кислотой, если при этом выделилось 2,8 л водорода при н.у.?
18. Вычислите молярную массу эквивалентов металла, если $1{,}168 \cdot 10^{-3}$ кг его вытесняют из кислоты $438 \cdot 10^{-3}$ м^3 водорода, измеренного при 17 °С и давлении 98642 Па.
19. При взаимодействии 6,75 г металла с серой образовалось 18,75 г сульфида. Рассчитайте молярную массу эквивалентов металла.

Экспериментальная часть

Цель работы: определить эквивалентную массу металла по количеству выделившегося водорода, сравнить полученное значение с теоретическим.

Приборы: барометр, термометр, волюмометрическая установка (рис. 1): пробирка (1), газоотводная трубка (2), бюретка (3), химическая воронка (4), укрепленные на штативе.

Реактивы: раствор соляной кислоты HCl, металл Mg.

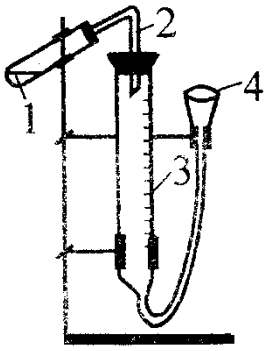

Рис. 1. Прибор для определения эквивалента металла

Порядок выполнения работы

1. Получить у преподавателя навеску металла.
2. Определить условия эксперимента:
– температуру по термометру;
– атмосферное давление по барометру, находящемуся в лаборатории.
3. Закрыть пробирку пробкой от газоотводной трубки и определить начальный уровень жидкости в бюретке ($V_{нач.}$).
4. Сняв пробирку с прибора, заполнить ее на ¼ соляной кислотой. Затем быстро опустить металл. Закрыть пробирку пробкой от газоотводной трубки, после чего закрепить на место.
5. Наблюдать растворение металла и выделение водорода. Выделяющийся водород собирается в бюретке.
6. После прекращения выделения водорода замерить конечный уровень жидкости в бюретке ($V_{кон.}$).
7. Оформить полученные данные в виде протокола по образцу (*см табл.2*).

Таблица 2

Протокол выполнения лабораторной работы

№	*Название*	*Обозначение*	*Величины*	*Единицы измерения*
1	Масса металла	m		г
2	Температура опыта	t		^{o}C
3	Абсолютная температура опыта	T		К
4	Атмосферное давление	P		мм рт. ст.
5	Атмосферное давление	P		Па
6	Давление насыщенного водяного пара при температуре опыта	P_{H_2O}		мм рт. ст.
7	Парциальное давление водорода	P_{H_2}		мм рт. ст.
8	Парциальное давление водорода	P_{H_2}		Па
9	Исходный уровень жидкости в бюретке	$V_{нач.}$		мл
10	Конечный уровень жидкости в бюретке	$V_{кон.}$		мл
11	Объем выделившегося водорода при температуре опыта	V_{H_2}		мл

	$V_{H_2} = V_{кон.} - V_{нач.}$			
12	Объем выделившегося водорода при н.у.	$V_{о,H_2}$		л
13	Масса выделившегося водорода	m_{H_2}		г
14	Эквивалентная масса водорода	$M_{Э,H_2}$		г/моль
15	Эквивалентный объем водорода	$V_{Э,H_2}$		л/моль
16	Эквивалентная масса металла теоретическая	$M_{Э,Me(т)}$		г/моль
17	Эквивалентная масса металла практическая а) через массу водорода; б) через объем водорода при н.у.	$M_{Э,Me(п)}$		г/моль
18	Ошибка опыта	ΔЭ		%

8. Написать уравнение реакции между металлом (магнием) и раствором соляной кислоты.

9. Все расчеты по приведенным ниже формулам производить в отчете.

10. Сделать вывод по работе. Объяснить отклонение практического значения от значения теоретического.

Расчеты

1. Определить парциальное давление водорода по формуле:

$$P_{H_2} = P - P_{H_2O}.$$

Давление насыщенного водяного пара (P_{H_2O}) смотрите в табл. 2.

2. Объем выделившегося водорода, при нормальных условиях (н.у.), рассчитать по объединенному газовому закону:

$$\frac{P_o V_o}{T_o} = \frac{PV}{T},$$

где P_o – атмосферное давление при нормальных условиях;
P_o = 760 мм рт. ст. = 101325 Па;
T_o – температура при нормальных условиях, T_o = 273 К;
V_o – объем водорода, измеренный при нормальных условиях, мл;
P – атмосферное давление при условиях опыта, мм рт. ст.;
T – температура при условиях опыта, К;
V – объем водорода, измеренный при условиях эксперимента, мл.

3. Массу выделившегося водорода рассчитать по уравнению состояния идеального газа (уравнение Менделеева – Клапейрона):

$$PV = \frac{m}{M} RT,$$

где R – универсальная газовая постоянная (R = 8,3144 Дж/моль·К);
m, M – масса и молярная масса газообразного вещества, г; г/моль;
T – температура опыта, К;
P – давление водорода при температуре опыта, Па;
V – объем водорода при условиях эксперимента, м^3.

4. Пользуясь законом эквивалентов, определить практическое значение эквивалентной массы металла через массу водорода и объем водорода.

$$\frac{m_1}{M_{Э,1}} = \frac{m_2}{M_{Э,2}}, \qquad \frac{m_1}{M_{Э,1}} = \frac{V_{о,2}}{V_{Э,2}},$$

где m_1 и $M_{Э,1}$ – масса и эквивалентная масса металла, г; г/моль;

m_2 и $M_{Э,2}$ – масса и эквивалентная масса водорода, г; г/моль;

$V_{о,2}$ и $V_{Э,2}$ – объем водорода при нормальных условиях и эквивалентный объем водорода, л; л/моль.

5. Вычислить теоретическое значение эквивалентной массы магния

$$M_{Э,Mg\,(тт} = \frac{A_{Mg}}{\text{валентность}}.$$

6. По полученным значениям установить ошибку эксперимента:

$$\Delta Э_{\%} = \frac{M_{Э,Me(т)} - M_{Э,Me(п)}}{M_{Э,Me(т)}} \cdot 100.$$

Таблица 3

Давление насыщенного водяного пара при различных температурах

T, °C	P(H_2O), кПа	P(H_2O), мм рт.ст.	T, °C	P(H_2O), кПа	P(H_2O), мм рт.ст.	T, °C	P(H_2O), кПа	P(H_2O), мм рт.ст.
10	1,226	9,2	**15**	1,706	12,8	**20**	2,333	17,5
11	1,306	9.8	**16**	1,813	13,6	**21**	2,479	18,0
12	1,390	10,5	**17**	1,933	14,5	**22**	2,639	19,8
13	1,493	11,2	**18**	2,066	15,5	**23**	2,813	21,1
14	1,599	12,0	**19**	2,199	16,5	**24**	2,986	22,4

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме
«Тепловые эффекты реакций растворения»

Методическое описание выполнение работы смотрите п.6.1.2.6 Якимова, Г. А. Химия : лаб. практикум / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 99с. (стр. 14-20).

Вопросы для подготовки

1. Что называется термодинамической системой? Классификация систем.
2. Что определяют параметры системы? Какие параметры характеризуют состояние системы? Какие параметры относятся к интенсивным, а какие – к экстенсивным
3. Какие величины характеризуют состояние системы? Как они называются?
4. Дайте определение понятиям *внутренняя энергия*, *теплота, работа*.
5. Каков физический смысл внутренней энергии системы как функции состояния? Можно ли значение внутренней энергии системы найти опытным путем?
6. Какой закон лежит в основе термохимии? Запишите его математическое выражение.

7. Применение первого закона к «изопроцессам» в идеальном газе: изотермический, изохорный, изобарный.
8. Дайте определение понятия «тепловой эффект реакции»?
9. Какие условия называются стандартными.
10. Что изучает термохимия? Как называются уравнения реакций, в которых указаны тепловые эффекты и агрегатное состояние веществ? Какими свойствами обладают эти уравнения?
11. Закон Гесса и следствия из него. Применение этого закона к химическим процессам (*в учебнике посмотрите, как применяется этот закон*)
12. Что называется стандартной теплотой образования вещества?
13. Что называется стандартной теплотой сгорания вещества?
14. Что называется удельной теплотой сгорания?
15. Что называется теплоемкостью? Виды теплоемкости, их взаимосвязь между собой.
16. Как зависит тепловой эффект реакции от температуры. Запишите закон Кирхгофа в дифференциальной и интегральной формах
17. Какие процессы называются самопроизвольными, несамопроизвольными?
18. Сформулируйте постулат Томсона, постулат Клаузиуса? О чем говорят эти постулаты?
19. Второй закон термодинамики.
20. Что является критерием самопроизвольности для изолированной системы?
21. Что называется фазой? Что называется фазовым переходом?
22. Третий закон термодинамики. Абсолютные значения стандартных энтропий вещества.
23. Что называется стандартной энтропией вещества?
24. Как определяется изменение энтропии системы в результате протекания определенного процесса в стандартных условиях?
25. Какой функцией состояния оценивается принципиальная возможность протекания химической реакции в стандартных условиях в закрытой системе? Условие самопроизвольности процесса.
26. Проиллюстрируйте примерами тот факт, что направление химического процесса зависит и от энтропийного, и от энтальпийного факторов?
27. Что называется стандартной энергией Гиббса образования вещества?
28. Как определяется изменение свободной энергии Гиббса системы в результате протекания определенного процесса в стандартных условиях?

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме
«Изучение влияния концентрации веществ и температуры на скорость химической реакции и химическое равновесие»

Методическое описание выполнение работы смотрите п.6.1.2.6 Якимова, Г. А. Химия : лаб. практикум / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 99с. (стр. 21-28).

Вопросы для самоконтроля

1. Какие реакции называют гомогенными, какие гетерогенными?
2. Какие реакции называются обратимыми, какие необратимыми?
3. В каких случаях реакция протекает практически до конца? Какие необходимы для этого условия?
4. Что изучает предмет «химическая кинетика»?
5. Что называется «скоростью химической реакции?»
6. Какую скорость реакции называют истинной, средней?
7. От каких факторов зависит скорость химической реакции? Перечислите их и коротко охарактеризуйте.
8. Как формулируется закон действующих масс? К каким системам он применим?

9. Чем отличается запись кинетического уравнения для гомогенных реакций от гетерогенных?
10. Что называется порядком реакции и молекулярностью реакции?
11. Какой физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов она зависит?
12. Чем объясняется увеличение скорости реакции с ростом температуры?
13. Что называется энергией активации?
14. Каким правилом определяется зависимость скорости реакции от температуры?
15. Что показывает температурный коэффициент скорости химической реакции?
16. Какая зависимость между скоростью реакции и временем ее протекания?
17. Начертите график зависимости скорости прямой и обратной реакции от времени, укажите состояние равновесия.
18. Какие реакции называются цепными? Укажите основные стадии данных реакций. В каких условиях они протекают?
19. Какие реакции можно отнести к фотохимическим?
20. Какое состояние называют химическим равновесием?
21. Можно ли сказать, что при установлении равновесия химическая реакция прекращается?
22. Что называется константой химического равновесия? От каких факторов зависит константа равновесия?
23. Как константа равновесия выражается через равновесные концентрации реагирующих веществ?
24. Каковы особенности константы равновесия для гетерогенных химических процессов?
25. Как константа равновесия взаимосвязана с изменением энергии Гиббса реакции?
26. Как влияет изменение температуры на константу равновесия? Есть ли в этом случае аналогия с температурной зависимостью константы скорости химической реакции?
27. Изменится ли состояние равновесия при введении в реакционную смесь катализатора? Какой вывод следует сделать о влиянии катализатора на константу равновесия?
28. Сформулируйте правило для определения направления смещения равновесия при изменении давления в реакциях между газообразными веществами.
29. Как влияет изменение концентрации одного из веществ на смещение равновесия в гомогенной системе?
30. Каково влияние изменения температуры на смещения равновесия в экзотермических и эндотермических реакциях?
31. Сформулируйте в общем виде принципы смещения равновесия (принцип Ле Шателье).
32. Какое явление называют катализом?
33. Что такое катализатор?
34. Приведите примеры каталитических химических реакций?
35. Что такое положительный и отрицательный катализ?
36. Какое определение можно дать ингибитору?
37. Как катализатор влияет на энергию активации химической реакции?
38. Чем отличается гомогенный катализ от гетерогенного?
39. В чем особенности ферментативного катализа?
40. В чем сущность избирательности катализаторов?
41. В чем заключается действие ингибиторов химических реакций?
42. Какие вещества называются промоторами?
43. Что такое каталитические яды?

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме
«Ионно-обменные реакции в растворе»

Методическое описание выполнение работы смотрите п.6.1.2.6 Якимова, Г. А. Химия : лаб. практикум / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 99с. (стр. 33-36).

Вопросы для самоконтроля

1. Что понимается под электролитической диссоциацией веществ в растворах?
2. Какие факторы способствуют электролитической диссоциации веществ в растворах?
3. Объясните процесс электролитической диссоциации в воде веществ с ионным типом связи? Приведите примеры.
4. Как происходит электролитическая диссоциация в воде веществ с ковалентным типом связи? Приведите примеры.
5. Укажите факты, свидетельствующие о гидратации ионов в водных растворах.
6. Изложите основное положение теории электролитической диссоциации. Какие вещества относятся к электролитам и неэлектролитам?
7. Как объясняет теория электролитической диссоциации общие свойства: а) кислот; б) оснований?
8. Что выражает степень электролитической диссоциации?
9. Что понимается под «кажущейся» степенью электролитической диссоциации, коэффициент активности? Что характеризует коэффициент активности?
10. Что называют ионным произведением раствора и как он определяется?
11. Можно ли рассматривать процесс электролитической диссоциации как обратимую реакцию?
12. Что выражает константа электролитической диссоциации? Какую информацию можно получить из ее значения?
13. Как связана степень электролитической диссоциации слабого электролита с его концентрацией в растворе? Сформулируйте «закон разбавления».
14. Каким образом можно сместить равновесие электролитической диссоциации?
15. Какие электролиты подвергаются ступенчатой диссоциации в растворах?
16. Почему некоторые гидроксиды получили название амфотерных?
17. Как тип диссоциации и сила гидроксида зависят от полярности связей Н–О–Э?
18. Что называется ионным произведением воды? Как оно определяется?
19. Объясните, как зависит величина ионного произведения воды от температуры?
20. Как определяется водородный показатель (pH)? Почему можно ограничиться величиной pH в определении среды (в том числе и щелочной)?
21. Докажите, что pH + pOH = 14.
22. Чему равна концентрация ионов водорода и гидроксид-ионов в кислой, нейтральной и щелочной среде?
23. Как изменится pH кислого или щелочного раствора при изменении концентрации ионов водорода в 10 раз?
24. Дайте определение понятию «индикатор». Какие индикаторы вы знаете, для чего они служат? Чем еще можно определить среду раствора?
25. Какая реакция называется реакцией обмена?
26. В каких случаях возможно протекание обменной реакции между электролитами в растворах?
27. Какова форма записи в молекулярно-ионных уравнениях сильных электролитов, малодиссоциированных веществ, труднорастворимых соединений и газов?

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме
«Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз»

Методическое описание выполнение работы смотрите п.6.1.2.6 Якимова, Г. А. Химия : лаб. практикум / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 99с. (стр. 35-41).

Вопросы для самоконтроля

1. Можно ли считать гидролиз обменной реакцией растворенного вещества с растворителем – водой? Какие другие определения Вы можете дать гидролизу?
2. Какие типы гидролиза в зависимости от состава солей известны?
3. Как гидролизуется соль образованная сильным основанием и слабой кислотой? Запишите для нее выражение для определения константы гидролиза.
4. Как протекает гидролиз для соли, образованной слабым основанием и сильной кислотой? Как в этом случае выглядит константа гидролиза.
5. Какие соли не подвергается гидролизу? Почему?
6. Как гидролизуются соли образованные слабым основанием и слабой кислотой? Можно ли утверждать, что такая соль не подвергается гидролизу?
7. Какие соли подвергаются полному гидролизу?
8. Гидролиз каких солей протекает ступенчато?
9. Что называется степенью гидролиза? От чего зависит величина степени гидролиза, как она определяется?
10. Какие факторы влияют на смещение гидролиза?

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме
«Окислительно-восстановительные процессы в растворах»

Методическое описание выполнение работы смотрите п.6.1.2.6 Якимова, Г. А. Химия : лаб. практикум / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 99с. (стр. 67-72).

Вопросы для самоконтроля

1. Какие реакции называются окислительно-восстановительными? Приведите примеры.
2. Как классифицируются эти реакции?
3. Какие реакции называются межмолекулярными? Ответ подтвердите примерами.
4. Какие реакции относятся к внутримолекулярным? Ответ подтвердите примерами.
5. Какие реакции называются реакциями диспропорционирования?
6. Дайте определение следующим понятиям: степень окисления, процесс окисления и процесс восстановления; окислитель и восстановитель.
7. Как определить степень окисления элемента в молекуле, в частице?
8. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства простых веществ в зависимости от положения соответствующих элементов в периодической системе Д.И. Менделеева? Приведите примеры типичных окислителей и восстановителей.
9. Покажите на примерах, как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений элемента в зависимости от его степени окисления.
10. По каким признакам можно отнести то или иное вещество только к окислителям, только к восстановителям или к веществам, проявляющим двойственные свойства? Приведите примеры.
11. Как составляются уравнения окислительно-восстановительных процессов с помощью метода электронного баланса?
12. Что лежит в основе электронно-ионного метода составления уравнений?
13. В каких случаях целесообразно пользоваться только методом полуреакций?
14. В чем преимущество этого метода перед методом электронного баланса?
15. Какие существуют правила при составлении окислительно-восстановительных реакций с использованием метода ионно-электронного баланса?
16. Какие факторы влияют на протекание восстановительно-окислительных реакций?
17. На примере восстановления перманганата калия покажите влияние среды на протекание восстановительно-окислительных реакций.
18. Какими кислотами обычно создается кислая среда? Почему?

19. Как концентрация окислителя и восстановителя влияет на состав продуктов реакции?
20. Как состав продуктов зависит от концентрации и степени разбавления кислот?
21. Что называется эквивалентом окислителя? Как его определить?
22. Что называется эквивалентом восстановителя? Как его определить?

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме
«Электролиз»

Методическое описание выполнение работы смотрите п.6.1.2.6 Якимова, Г. А. Химия : лаб. практикум / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 99с. (стр. 74-85).

Вопросы для самоконтроля

1. Что такое электролиз? Сущность электролиза?
2. Дайте определение понятиям: катод, анод, катодный процесс, анодный процесс.
3. Электролиз расплавов.
4. Электролиз растворов электролитов.
5. В чем различие электролиза расплава и раствора?
6. Какова последовательность восстановительных процессов на катоде при электролизе водных растворов электролитов?
7. Каковы закономерности анодных процессов при электролизе водных растворов электролитов?
8. Какие материалы используются для электродов при электролизе?
9. Как происходит электролиз с растворимым электродом?
10. Законы Фарадея.
11. Что такое выход по току?
12. Где применяется электролиз?

Образец заданий для выполнения лабораторной работы и примерный перечень вопросов для ее защиты по теме
«Коррозия металлов»

Методическое описание выполнение работы смотрите п.6.1.2.6 Якимова, Г. А. Химия : лаб. практикум / Федер. агентство ж.-д. трансп., Иркут. гос. ун-т путей сообщ.. Иркутск : ИрГУПС, 2014. - 99с. (стр. 86-91).

Вопросы для самоконтроля

1. Что называется коррозией? Значение коррозии.
2. Классификация коррозионных процессов по условиям коррозионного процесса.
3. Классификация коррозионных процессов по характеру поражения.
4. Химическая коррозия. Покажите на примере.
5. Какую коррозию называют газовой? Ответ подтвердите примерами.
6. Электрохимическая коррозия. Покажите механизм электрохимической коррозии.
7. Роль катода при коррозии.
8. Роль анода при коррозии.
9. Какая коррозия называется коррозией с кислородной деполяризацией?
10. При каких значениях pH возможна коррозия с выделением водорода?
11. Покажите, как протекает коррозия под каплей воды.
12. Коррозия изделий, находящихся в напряженном состоянии.
13. Коррозия при контакте двух металлов.

14. Термодинамические предпосылки коррозии.
15. Факторы, влияющие на скорость протекания коррозии.
16. Как зависит скорость коррозии от кислотности среды?
17. Как протекает коррозия в естественных условиях (атмосферная, подземная, коррозия блуждающими токами)
18. Методы борьбы с коррозионными разрушениями.
19. Защитные покрытия: виды, методы нанесения, применение.
20. Какое из покрытий (катодное или анодное) эффективнее защищает металл от коррозии?
21. Электрохимическая защита: виды и механизмы действия.
22. Что такое протекторная защита? Где она применяется?
23. Как защитить металлическое сооружение от коррозии под действием блуждающих токов?
24. Что называется ингибиторами коррозии? Какие ингибиторы вы знаете.
25. Почему в железной бочке можно хранить концентрированную и нельзя хранить разбавленную серную кислоту? Почему никель устойчив в щелочной среде?

3.5 Перечень теоретических вопросов к экзамену

(для оценки знаний)

Раздел 1. Основные законы и понятия химии

1. Основные понятия химии (молекула, атом, простое и сложное вещество, моль, относительная атомная и молекулярная массы.)
2. Классы неорганических соединений. Определение, химические свойства, генетическая связь между ними.
3. Типы химических реакций.
4. Закон сохранения массы.
5. Закон постоянства состава.
6. Закон кратных отношений.
7. Закон Авогадро, следствия из закона Авогадро.
8. Эквивалент. Закон эквивалентов. Определение эквивалента сложного вещества. Молярная масса эквивалента и способы ее определения для простого и сложного вещества. Эквивалентный объем.
9. Основные газовые законы.

Раздел 2. Строение вещества

10. Атом и его строения. Модели строения атома: по Резерфорду, Бору, современные представления. Достоинства и недостатки каждой из этих моделей.
11. Квантовые числа: главное квантовое число, орбитальное квантовое число, магнитное квантовое число, спиновое. Характеристика квантовых чисел и их значения.
12. Строение многоэлектронных атомов. Принцип минимальной энергии. Принцип запрета Паули. Правила Клечковского. Правило Гунда.
13. Периодический закон и периодическая система. Структура периодической системы.
14. Периодические свойства элементов. Изменение атомного радиуса, энергия ионизации, сродство к электрону и электроотрицательность.
15. Химическая связь. Основные характеристики связи.
16. Виды химических связей. Ионная и металлическая связь. Их характеристика и особенности.
17. Ковалентная связь. Разновидности ковалентной связей. Характеристика ковалентной связи (направленность, насыщенность, полярность).
18. Гибридизация. Основные положения этой теории (модели). Основные принципы использования этих моделей.

19. Типы кристаллических решеток, реализуемых в различных веществах. Характеристика связей в них.

Раздел 3. Основные закономерности протекания химических процессов

20. Термодинамика. Термодинамическая система. Классификация термодинамических систем.
21. Параметры системы и характеристические функции. Виды процессов.
22. Внутренняя энергия, теплота, работа. Определение, характеристика и их взаимосвязь.
23. Энтальпия системы и ее изменения.
24. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения.
25. Закон Гесса. Следствия из закона Гесса. Термохимические расчеты.
26. Энтропия как мера неупорядоченности системы. Изменения энтропии при химической реакции.
27. Энергия Гиббса и направленность химической реакции. Энергия Гиббса образования веществ, химической реакции. Изотерма Вант-Гоффа.
28. Химическая кинетика. Скорость химической реакции: определение, факторы, влияющие на скорость реакции.
29. Закон сохранения массы. Кинетические уравнения химической реакции. Порядок реакции
30. Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Внт-Гоффа.
31. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.
32. Химическое равновесие. Условие наступления химического равновесия в системе.
33. Константа химического равновесия. Способы выражения константы равновесия. Взаимосвязь между константами равновесия, выраженными различными способами.
34. Факторы, влияющие на значение константы химического равновесия.
35. Факторы, влияющие на состояние химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Раздел 4. Химические системы

36. Растворы. Определение и основные понятия (растворитель, растворенное вещество, растворимость). Классификация растворов.
37. Способы выражения концентрации растворов.
38. Особенности растворимости твердых, жидких и газообразных веществ в жидкостях.
39. Диффузия и осмос. Основные понятия и характеристики. Осмотическое давление.
40. I закон Рауля. Понижение давления насыщенного пара над раствором.
41. Температура кипения и замерзания раствора. II закон Рауля. Понижение температуры замерзания и повышение температуры кипения растворов. Эбулиоскопия и криоскопия.
42. Растворы электролитов. Электролитическая диссоциация, ее механизм.
43. Сильные и слабые электролиты. Степень электролитической диссоциации. Факторы, влияющие на диссоциацию.
44. Растворы слабых электролитов. Константа диссоциации. Закон разбавления Оствальда.
45. Диссоциация оснований, кислот, солей и амфотерных гидроксидов.
46. Реакция обмена в водных растворах электролитов. Ионные реакции и уравнения. Классификация реакций обмена в растворах. Признаки необратимости.
47. Диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Среды водных растворов электролитов. Индикаторы.
48. Гидролиз солей. Типы солей по их отношению к гидролизу.
49. Факторы, влияющие на гидролиз.
50. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Основные понятия (окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления). Важнейшие окислители и восстановители.
51. Степень окисления и валентность. Правила определения степени окисления элемента в молекуле, в частице.

52. Типы окислительно-восстановительных реакций.
53. Методы составления ОВР.
54. Факторы, влияющие на протекание ОВР.

Раздел 5. Электрохимические системы

55. Металлы. Особенности строения и свойства. Особенности взаимодействие металлов с кислотами, щелочами и водой.
56. Понятие об электродном потенциале. Факторы, влияющие на значение потенциала электрода. Уравнение Нернста.
57. Стандартный водородный электрод. Стандартный электродный потенциал. Ряд стандартных электродных потенциалов и следствия из него.
58. Определение ЭДС гальванического элемента.
59. Химические источники тока. Гальванические элементы (ГЭ Даниэля-Якоби, концентрационные ГЭ, ГЭ с одним электролитом, сухой ГЭ).
60. Электролиз. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов.
61. Анодные и катодные процессы при электролизе водных растворов.
62. Законы Фарадея. Выход по току. Применение электролиза.
63. Аккумуляторы. Разновидность аккумуляторов. Устройство и принцип работы аккумулятора.
64. Топливный элемент. Устройство и принцип работы.
65. Коррозия металлов. Классификация коррозионных разрушений.
66. Химическая коррозия. Основные положения.
67. Электрохимическая коррозия. Механизм протекания электрохимической коррозии
68. Коррозия под действием блуждающих токов.
69. Факторы, влияющие на протекание коррозии.
70. Методы защиты металлов от коррозии: защитные покрытия (металлические, неметаллические, химические), электрохимические методы защиты (протекторная, анодная, катодная защиты).

3.6 Перечень типовых простых практических заданий к экзамену

(для оценки умений)

1. Определите, какие вещества относится к простым: кальций, аммиак, вода, графит, лед, песок, сероводород, бром?
2. Рассчитайте количество вещества: а) азота массой 14 г; б) кислорода массой 48 г; в) железа массой 112 г; г) фосфора массой 31 г.
3. Какое количество (число молей) $ZnCl_2$ получится при действии избытка хлора на 2,7 г цинка.
4. Сколько молей содержится в 100 г следующих веществ при нормальных условиях; а) кислорода; б) брома; в) хлора; г) метана; д) аммиака?
5. Определите плотность по водороду и по воздуху паров следующих веществ: а) O_2; б) N_2; в) Cl_2; г) CO (молекулярная масса водорода принять равной 2, а воздуха – 29).
6. Рассчитать молярные массы эквивалентов следующих соединений: CrO_3, LiOH, H_2SO_4, $CaCO_3$.
7. Укажите к какому классу принадлежат следующие неорганические вещества, дайте им название: NaH_2PO_4, $HClO_2$, Ni_2O_3, BeO, HBr, $Mn(OH)_2$, $(NH_4)_2SO_4$.
8. Какое количества вещества эквивалента содержится в образцах: а) магния массой 60 г; б) натрия массой 230 г; в) алюминия массой 108 г.
9. Определите молярную массу эквивалента цинка, если при растворении цинка массой 10 г в кислоте выделится водород объемом 3,43 л.
10. Какой из перечисленных оксидов имеет амфотерный характер: Na_2O, BaO, BeO, MnO_2?

11. Углерод имеет изотопы с массовыми числами 12 и 13. Укажите для каждого изотопа порядковый номер, число протонов и нейтронов, заряд ядра.
12. Какой элемент имеет в основном состоянии электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$?
13. Пользуясь Периодической системой Д.И. Менделеева, укажите формулы высших кислородных соединений элементов: марганца, ванадия: германия.
14. Элемент побочной группы имеет высший оксид XO_3. Образует ли этот элемент газообразное соединение с водородом? Дайте обоснованный ответ.
15. Сколько граммов гидроксида калия содержится в растворе объемом 200 мл с массовой долей КОН 10%,плотность которого равна 1,9?
16. Вычислите массу хлорида натрия, необходимую для приготовления 250 мл 0,1 М раствора NaCl.
17. В какой цвет будет окрашен лакмус в водных растворах $CuSO_4$, K_2CO_3, $NaNO_3$, K_2S, $ZnCl_2$, NaCN?
18. Определите массовую долю кристаллизационной воды в медном купоросе $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.
19. При стандартных услоиях протекают реакции:

$$SiCl_2\,(ж) + 2H_2O\,(ж) = SiO_2\,(тв) + 4HCl\,(г)$$
$$SiH_4\,(г) + 2O_2(г) = SiO_2\,(тв) + 2H_2O\,(ж).$$

Для обеих реакций $\Delta G^o_{298} < 0$. Не пользуясь таблицами, определите, какая из реакций не может быть эндотемической.

20. Напишите кинетическое уравнение реакции

$$2SO_{2\,(г)} + O_{2\,(г)} = 2SO_{3\,(г)}.$$

Определите, как изменится скорость этой реакции при увеличении:
а) концентрации SO_2 в 3 раза;
б) концентрации O_2 в 2 раза;
г) общего давления в системе в 3 раза.

21. Определите, сколько электронов способен принять атом водорода, кремния, хлора?
22. Определите степень окисления атомов элементов в соединениях: $K_2B_4O_7$, $CaMnO_4$, $NaClO_4$, $Sn(SO_4)_2$, $Na_2Cr_2O_7$.
23. Напишите молекулярные уравнения реакций, происходящих при электролизе на нерастворимых электродах водных растворов следующих солей: а) $MgCl_2$; б) Na_3PO_4; в) $NiSO_4$; г) $Pb(NO_3)_2$.
24. При сгорании 6,5 г цинка выделилось 34,8 кДж теплоты (условия стандартные). Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
25. Что образуется на катоде при электролизе растворов солей натрия, если анод медный?
26. Изменится ли количество соли при электролизе водных растворов при растворимом аноде из никеля: $CaCl_2$, $NiSO_4$, $Fe(NO_3)_2$?
27. Какие из перечисленных металлов (Mg, Al, Sn, Pb) могут быть использованы при составлении гальванического элемента в качестве катода, если роль анода в нем выполняет Zn.

3.7 Перечень типовых практических заданий к экзамену

(для оценки навыков и (или) опыта деятельности)

1. Укажите, к какому классу принадлежат следующие неорганические соединения, дайте им названия:

$$Cu(OH)_2,\ CO_2,\ Al_2O_3,\ HNO_3,\ BaCl_2,\ Fe_2(SO_4)_3,\ KOH,\ Br.$$

1. Общее давление в сосуде со смесью газов при некоторой температуре составляет 2 атм. В смеси содержится 5,56 моль аргона, 2,24 моль ксенона и 0,75 моль неона. Определите парциальное давление каждого из компонентов смеси.
2. Составьте полные электронные формулы атомов элементов № 34 и № 72. Укажите электродное семейство, приведите графическую формулу валентного электронного уровня.

3. Укажите порядковый номер, химические знаки и знаки аналогов элементов, атомы которых имеют следующие валентные электронные структуры: $4s^24p^1$, $5d^66s^2$.
4. Определите вид гибридизации электронных облаков и пространственную структуру молекулы $SiCl_4$.
5. Предскажите структуру молекул H_2S, AsH_3, ClF_3, CCl_4, BrF_4.
6. Вычислите стандартное изменение энтальпии реакции

$$4KClO_{3\,(кр)} = 3KclO_{4\,(кр)} + KCl_{\,(кр)}$$

используя $\Delta_f H^o$ следующих реакций:

2. $KclO_{3\,(кр)} = 2KCl_{\,(кр)} + 3O_{2\,(г)}$, $\Delta_f H^o = -77{,}6$ кДж/моль;
   $KclO_{4\,(кр)} = KCl_{\,(кр)} + 2O_{2\,(г)}$, $\Delta_f H^o = -3{,}7$ кДж/моль.

7. Реакция горения ацетилена выражается термодинамическим уравнением:

$$C_2H_{2\,(г)} + 2{,}5\,O_{2\,(г)} = 2CO_{2\,(г)} + H_2O_{\,(г)}\ ;\ \Delta H^o_{298} = -1256 \text{ кДж}$$

Рассчитайте теплоту образования ацетилена. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании ацетилена объемом 2,60 $м^3$ (объем приведен к нормальным условиям)

8. Укажите, увеличивается или уменьшается энтропия в результате следующих процессов:

а) $CH_{4\,(г)} + H_2O_{(г)} \rightarrow CO_{(г)} + 3H_{2(г)}$; б) $I_{2(т)} \rightarrow I_{2\,(г)}$;
в) $CaO_{(т)} + CO_{2\,(г)} \rightarrow CaCO_{3\,(т)}$; г) $H_2O_{(г)} \rightarrow H_2O_{(ж)}$.

9. Второй закон термодинамики. Энтропия и ее изменения при химической реакции. Не прибегая к вычислениям изменения энтропии в ходе реакции, выберите те реакции в ходе которых суммарная энтропия уменьшается. Объясните почему.

а) $H_2O_{(ж)} \rightarrow H_{2\,(г)} + O_{2\,(г)}$; б) $CaO_{\,(т)} + CO_{2\,(г)} \rightarrow CaCO_{3\,(т)}$;
в) $C_2H_{4\,(г)} + H_{2\,(г)} \rightarrow C_2H_{6\,(г)}$; г) $KclO_{3\,(т)} \rightarrow KCl_{\,(т)} + O_{2\,(г)}$.

10. При какой температуре наступит равновесие системы

$$4HCl_{\,(г)} + O_{2\,(г)} = 2Cl_{2\,(г)} + 2H_2O_{\,(г)};\ \Delta H = -114{,}42 \text{ кДж?}$$

Хлор или кислород в этой системе является более сильным окислителем и при какой температуре?

12. Исходя из значений стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG^o_{298} реакции, протекающей по уравнению

$$NH_{3\,(г)} + HCl_{\,(г)} = NH_4Cl_{\,(к)}$$

Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно.

13. Растворимость дихромата калия $K_2Cr_2O_7$ в 100 г воды при 80°С составляет 73,0 г, а при 20°С – 12,3 г. Какова масса осадка, который образуется при охлаждении 200 г насыщенного при 80 °С раствора дихромата калия до 20°С?
14. Константа скорости реакции разложения N_2O, протекающей по уравнению $2\,N_2O =$
    3. $N_2 + O_2$, равна $5\cdot10^{-4}$. Начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O.
15. Почему при изменении давления смещается равновесие системы $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ и не смещается равновесие системы $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$? Ответ подтвердите на основании расчета скорости прямой и обратной реакций в системах до и после изменения давления. Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем.
16. В системе $2NO_2 \leftrightarrow N_2O_4$ при 60°С и стандартном давлении установилось равновесие. Во сколько раз следует уменьшить объем, чтобы давление возросло в 2 раза?
17. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80°С? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.
18. Константа скорости некоторой реакции первого порядка равна $7{,}87\cdot10^3$ $с^{-1}$ при 273 К и $4{,}87\cdot10^7$ $с^{-1}$ при 338 К. Вычислите константу скорости этой реакции при 298 К и энергию активации.
19. Сколько миллилитров 20%-ного раствора NaOH (ρ = 1,225 г/мл) можно приготовить из 250 мл 36%-ного раствора (ρ = 1,395 г/мл)?

20. Определите массу соли и воды, которые потребуются для приготовления раствора объемом 120 мл (плотность раствора 1,1 г/мл) с массовой долей соли 15%.
21. В 100 г воды растворено 68,4 г сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Определить давление пара раствора при 20°С, если давление пара воды при этой температуре равно 2,3 кПа.
22. В каком количестве воды (г) надо растворить 0,5 г неэлектролита с молекулярной массой 32, чтобы получить раствор с температурой замерзания –1,45°С? Криоскопическая константа для воды 1,86°.
23. Вычислите активную концентрацию ионов K^+, Na^+ и Cl^- в растворе, содержащем NaCl с концентрацией 0,01 М и KCl с концентрацией 0,02 М.
24. Степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени в 0,006 М растворе равна 0,85%. Вычислите константу диссоциации.
25. Вычислите pH 0,1 н раствора аммиака, нейтрализованного хлороводородной кислотой на 50%.
26. Растворимость Ag_2SO_4 равна $2{,}68\cdot10^{-2}$ моль/л. Вычислите произведение растворимости Ag_2SO_4.
27. Напишите полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций:
    а) $AlOH^{2+} + H^+ \leftrightarrow Al^{3+} + H_2O$; б) $HCO_3^- + OH^- \leftrightarrow CO_3^{2-} + H_2O$;
    в) $Al(OH)_3 + OH^- \leftrightarrow AlO_2^- + 2H_2O$; г) $Fe(OH)_2 + 2H^+ \leftrightarrow Fe^{2+} + 2\,H_2O$.
28. Какие из солей — $Al_2(SO_4)_3$, K_2S, $Pb(NO_3)_2$, KCl — подвергаются гидролизу? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.
29. Подобрать коэффициенты в уравнениях следующих окислительно-восстановительных реакциях (указать окислитель, восстановитель):

$$CaH_2 + HCl \rightarrow H_2 + CaCl_2$$
$$Na_2MnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow NaMnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O + MnO_2$$

    К какому типу окислительно-восстановительных реакций они относятся?
30. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а) PH_3 и HBr; б) $K_2Cr_2O_7$ и H_3PO_4; в) HNO_3 и H_2S? Почему? На основании ионных полуреакций расставьте коэффициенты в уравнении реакции:

$$AsH_3 + HNO_3 \rightarrow H_3AsO_4 + NO_2 + H_2O$$

31. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов, и вычислите ЭДС медно-кадмиевого гальванического элемента, в котором $[Cd^{2+}] = 0{,}8$ моль/л, а $[Cu^{2+}] = 0{,}01$ моль/л.
32. Какая химическая реакция протекает в гальваническом элементе: $Zn|ZnSO_4||H_2SO_4|H_2(Pt)$, если концентрация сульфата цинка 0,01моль/л, а серной кислоты $5\cdot10^{-4}$ моль/л.
33. ЭДС гальванического элемента, составленного из водородного электрода, погруженного в исследуемый раствор, и электрода, имеющего потенциал $\varphi = +\,0{,}337$ В, равна 0,540 В. Определите pH исследуемого раствора.
34. Смесь оксида меди (II) и металлической меди массой 2,5 г обработали соляной кислотой массой 3,6 г (кислота взята в избытке) Сколько кислоты при этом было израсходовано? Каков состав смеси, если меди в ней 20%?
35. При растворении в горячей азотной кислоте с массовой долей HNO_3 65% (плотность раствора 1,4 г/мл) смеси железа и золота массой 9,5 г выделился оксид азота (II) объемом 2,8 л (н.у.). Определите массовую долю железа в смеси и объем израсходованного раствора кислоты.
36. Какой должна быть сила тока, чтобы при пропускании его через раствор хлорида магния на катоде выделилось 0,56 л водорода за 5 часов? Что и в каком количестве выделится на аноде? Напишите уравнения реакций, которые проходят на электродах.
37. Электролиз. Законы электролиза. Применение электролиза.
    При какой силе тока можно получить на катоде 0,5 г Ni, подвергая электролизу раствор $NiSO_4$ в течение 25 мин?

38. Какие химические процессы протекают при электролизе растворов $CuSO_4$ и KNO_3, если взяты электроды: а) угольные; б) медные? Составьте соответствующие схемы электролиза.
39. Через водный раствор сульфата цинка пропущено 40 А·ч электричества. При этом на катоде выделилось 32,5 г цинка. Составьте уравнения реакций, протекающих на цинковых электродах и рассчитайте катодный выход цинка по току (в %).
40. Укажите какой тип коррозии (химической или электрохимический) возможен при контакте: а) цинка с соляной кислотой в сухом воздухе; б) железа склепанного с оловом в среде разбавленной серной кислоты, обогащенной кислородом?
41. К какому типу покрытий относится лужение (покрытие оловом) меди? Напишите уравнение анодного, катодного и суммарного процессов коррозии, протекающей во влажном воздухе, сернокислой среде.

4. Методические материалы, определяющие процедуру оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

В таблице приведены описания процедур проведения контрольно-оценочных мероприятий и процедур оценивания результатов обучения с помощью оценочных средств в соответствии с рабочей программой дисциплины.

Наименование оценочного средства	Описания процедуры проведения контрольно-оценочного мероприятия и процедуры оценивания результатов обучения
Контрольная работа	Преподаватель на установочном занятии доводит до обучающихся: темы, количество заданий в контрольной работе. Контрольная работа должна быть выполнена в установленный срок и в соответствии с правилами к оформлению (текстовой и графической частей), сформулированными в Положении «Требования к оформлению текстовой и графической документации. Нормоконтроль» в последней редакции. Выполненная контрольная работа передается для проверки преподавателю в установленные сроки. Если контрольная работа выполнена не в соответствии с указаниями или не в полном объеме, она возвращается на доработку
Разноуровневая задача (задание)	Выполнение разноуровневых задач (заданий), предусмотренных рабочей программой дисциплины, проводятся во время практических занятий. Во время выполнения задач (заданий) разрешается пользоваться учебниками, справочниками, конспектами лекций, тетрадями для практических занятий
Тестирование (компьютерные технологии)	Тестирование проводится по результатам освоения тем или разделов дисциплины или по окончанию ее изучения во время практических занятий. Во время проведения тестирования пользоваться учебниками, справочниками, конспектами лекций, тетрадями для практических занятий не разрешено. Преподаватель на практическом занятии, предшествующем занятию проведения теста, доводит до обучающихся: темы, количество заданий в тесте, время выполнения. Результаты тестирования видны обучающемуся на компьютере сразу после прохождения теста
Лабораторная работа	Защита лабораторных работ проводится во время лабораторных занятий. Во время проведения защиты лабораторной работы пользоваться учебниками, справочниками, конспектами лекций, тетрадями не разрешено. Преподаватель на лабораторной работе, предшествующей занятию проведения защиты лабораторной работы, доводит до обучающихся: номер защищаемой лабораторной работы, время на защиту лабораторной работы. Преподаватель информирует обучающихся о результатах защиты лабораторной работы сразу после ее контрольно-оценочного мероприятия

Для организации и проведения промежуточной аттестации составляются типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы.

Перечень теоретических вопросов и типовые практические задания разного уровня сложности для проведения промежуточной аттестации обучающиеся получают в начале семестра через электронную информационно-образовательную среду ИрГУПС (личный кабинет обучающегося).

Описание процедур проведения промежуточной аттестации в форме экзамена и оценивания результатов обучения

Промежуточная аттестация в форме экзамена проводится путем устного собеседования по билетам или в форме компьютерного тестирования.

При проведении промежуточной аттестации в форме собеседования билеты составляются таким образом, чтобы каждый из них включал в себя теоретические вопросы и практические задания.

Билет содержит: два теоретических вопроса для оценки знаний. Теоретические вопросы выбираются из перечня вопросов к экзамену; два практических задания: одно из них для оценки умений (выбирается из перечня типовых простых практических заданий к экзамену); другое практическое задание для оценки навыков и (или) опыта деятельности (выбираются из перечня типовых практических заданий к экзамену).

Распределение теоретических вопросов и практических заданий по экзаменационным билетам находится в закрытом для обучающихся доступе. Разработанный комплект билетов (25-30 билетов) не выставляется в электронную информационно-образовательную среду ИрГУПС, а хранится на кафедре-разработчике фондов оценочных средств.

На экзамене обучающийся берет билет, для подготовки ответа на экзаменационный билет обучающемуся отводится время в пределах 45 минут. В процессе ответа обучающегося на вопросы и задания билета, преподаватель может задавать дополнительные вопросы.

Каждый вопрос/задание билета оценивается по четырехбалльной системе, а далее вычисляется среднее арифметическое оценок, полученных за каждый вопрос/задание. Среднее арифметическое оценок округляется до целого по правилам округления

При проведении промежуточной аттестации в форме компьютерного тестирования вариант тестового задания формируется из фонда тестовых заданий по дисциплине случайным образом, но с условием: 50 % заданий должны быть заданиями открытого типа и 50 % заданий – закрытого типа.

Образец экзаменационного билета

ИРГУПС 20__-20__ учебный год	**Экзаменационный билет № X** **по дисциплине «Химия»**	Утверждаю: Заведующий кафедрой «_____» ИрГУПС _____

1. Химическое равновесие. Константа химического равновесия для гомогенных реакций. Факторы, влияющие на величину константы равновесия.
2. Строение молекул. Понятие о гибридизации атомных орбиталей.
3. Подобрать коэффициенты в уравнении следующей окислительно-восстановительной реакции методом полуреакций (указать окислитель, восстановитель, тип реакции):

$$Na_2MnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow NaMnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O + MnO_2$$

4. Через водный раствор сульфата цинка пропущено 40 А·ч электричества. При этом на катоде выделилось 32,5 г цинка. Составьте уравнения реакций, протекающих на цинковых электродах и рассчитайте катодный выход цинка по току (в %).