

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение высшего образования
«Ухтинский государственный технический университет»
(УГТУ)
Воркутинский филиал



УТВЕРЖДАЮ

Директор ВФ УГТУ

(подпись)

Л. П. Полякова

(И. О. Фамилия)

" 22 " февраля 20 24 г.

(подпись)

(И. О. Фамилия)

" " 20 г.

(подпись)

(И. О. Фамилия)

" " 20 г.

(подпись)

(И. О. Фамилия)

" " 20 г.

(подпись)

(И. О. Фамилия)

" " 20 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

Дисциплины **Общая и неорганическая химия**

Кафедра Недропользования, строительства и менеджмента ВФ УГТУ

Направление подготовки 21.03.01 Нефтегазовое дело

Профиль подготовки (программа): Эксплуатация и обслуживание объектов транспорта и хранения нефти, газа и продуктов переработки

Форма обучения: очная

Курс(ы) 1



Семестр(ы) 1

Год начала подготовки 2024

Рабочая программа по дисциплине **Общая и неорганическая химия** разработана в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом высшего образования по направлению подготовки 21.03.01 Нефтегазовое дело, утвержденным Приказом Минобрнауки России от 09.02.2018 № 96, учебным планом, одобренным Учебно-методическим советом университета (заседание УМС от 27.02.2024, протокол № 03).

Разработчик
доцент кафедры, кандидат педагогических наук

 Н. И. Ратьер

Рассмотрено на заседании					
кафедры, реализующей ОПОП			Ученого совета филиала		
Дата, номер протокола	ФИО зав. кафедрой	Подпись зав. кафедрой	Дата, номер протокола	ФИО председателя совета	Подпись председателя совета
протокол от 16.02.2024 № 6	Полякова Л.П		протокол от 21.02.2024 № 7	Полякова Л.П	

Согласовано:

Руководитель ОПОП
старший преподаватель кафедры НСиМ,
канд. техн. наук

 В.А. Михайлов

Аннотация рабочей программы по дисциплине Общая и неорганическая химия

Цель преподавания дисциплины

ознакомление студентов с основными законами химии и возможностями их применения при решении задач, возникающих в их последующей профессиональной деятельности.

Задачи изучения

овладение фундаментальными принципами и методами решения научно-технических задач в области химии; формирование навыков по применению положений химии к грамотному научному анализу ситуаций, с которыми инженеру приходится сталкиваться при создании новой техники и новых технологий; освоение основных химических теорий, позволяющих описать явления в природе, и пределов применимости этих теорий для решения современных и перспективных технологических задач; ознакомление студентов с историей и логикой развития химии и основных её открытий.

В ходе изучения дисциплины у обучающегося формируются следующие компетенции:

ОПК-1 Способен решать задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общеинженерные знания

1. Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине (модулю), соотнесенных с планируемыми результатами освоения образовательной программы

1.1. Цель преподавания дисциплины

ознакомление студентов с основными законами химии и возможностями их применения при решении задач, возникающих в их последующей профессиональной деятельности.

1.2. Задачи изучения

овладение фундаментальными принципами и методами решения научно-технических задач в области химии; формирование навыков по применению положений химии к грамотному научному анализу ситуаций, с которыми инженеру приходится сталкиваться при создании новой техники и новых технологий; освоение основных химических теорий, позволяющих описать явления в природе, и пределов применимости этих теорий для решения современных и перспективных технологических задач; ознакомление студентов с историей и логикой развития химии и основных её открытий.

1.3. Компетенции обучающегося, формируемые в результате освоения дисциплины (модуля)

№ п/п	Код и наименование компетенции	Индекс компетенции
Общепрофессиональные (ОПК)		
1.	Способен решать задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общеинженерные знания	ОПК-1

В результате освоения дисциплины обучающийся должен:

знать: основные химические явления и основные законы химии; границы их применимости, применение законов в важнейших практических приложениях; основные химические величины и химические константы, их определение, смысл, способы и единицы их измерения; химические опыты и их роль в развитии науки; назначение и принципы действия важнейших физико-химических приборов;

уметь: объяснить основные наблюдаемые природные и техногенные явления и эффекты с позиций химических взаимодействий; указать, какие законы описывают данное явление или эффект; истолковывать смысл химических величин и понятий; записывать уравнения химических реакций; работать с приборами и оборудованием химической лаборатории; использовать различные методики обработки экспериментальных данных;

владеть: использованием основных химических законов и принципов в важнейших практических приложениях; применением основных методов химических анализов для решения естественнонаучных задач; правильной эксплуатацией основных приборов и оборудованием химической лаборатории; обработкой и интерпретированием результатов эксперимента.

2. Место дисциплины в структуре образовательной программы

2.1. Перечень дисциплин, освоение которых студентами необходимо для изучения данной дисциплины

Дисциплина относится к обязательным дисциплинам программы. Изучение дисциплины опирается на знания, умения и навыки, приобретенные во время освоения высшей математики, физики.

2.2. Перечень дисциплин, изучение которых базируется на материале данной дисциплины

физическая химия; коллоидная химия; материаловедение; химия нефти и газа, коррозионная защита оборудования.

3. Структура и содержание дисциплины:

Общая трудоемкость дисциплины: зачетные единицы – 4
часы – 144

Общее содержание дисциплины по разделам (при необходимости):

3.1. Объем дисциплины и виды учебной работы

Семестр	Всего часов	Итого контактные часы	В том числе					СРС	Контроль	КП, КР, РГР, контр. раб, реферат	Экзамен	Зачет
			Лек	Лаб	Пр	ИЗ	АК					
очная												
1	144	36	16		16	2	2	81	27		+	
ИТОГО	144	36	16		16	2	2	81	27		+	

3.1.1. Объем часов и зачетных единиц по дисциплине

Наименование раздела (модуля) Наименование темы дисциплины	Всего часов	Формируемые компетенции	Аудиторные занятия	в том числе			СРС
				лекции	лабораторные	практические	
1 семестр							
1. Основные понятия и законы химии	26	ОПК-1	6	4		2	20
2.Строение вещества	28	ОПК-1	8	4		4	20
3.Введение в неорганическую химию	28	ОПК-1	8	4		4	20
4.Химия элементов	31	ОПК-1	10	4		6	21
ИЗ	2	×	×	×	×	×	×
АК	2	×	×	×	×	×	×
Контроль	27	×	×	×	×	×	×
Всего часов	144	×	32			16	81

3.1.2. Наименование тем, их содержание, объем в часах лекционных занятий (по семестрам)

№ темы	Наименование темы	Основное содержание темы	Кол-во часов
1.	Основные понятия и законы химии	<p>1.1. Основные понятия в химии: атом, химический элемент, изотопный состав атомов, молекула, простые и сложные вещества. Аллотропия. Валентность. Химический эквивалент, молярная масса эквивалента.</p> <p>1.2. Фундаментальные и частные законы. Закон сохранения массы-энергии; закон эквивалентов, постоянства состава, кратных отношений, Авогадро, правило Дюлонга-Пти. Уравнение состояния идеального газа.</p>	4
2	Строение вещества	<p>1 Строение атома. Характеристика элементарных частиц, составляющих атом. Состав ядра. Изотопы. История развития представлений о строении атома. Теоретические основы современной теории строения атома - квантовой механики: квантование энергии электрона в атоме, двойственная природа электрона, вероятностный характер законов микромира. Квантовые числа. Атомные орбитали, энергетические уровни и подуровни, основные принципы их заполнения: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Гунда. Электронные формулы атомов, валентные электроны. Явление «провала» электрона. Валентные возможности атомов.</p> <p>2.2. Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева. Периодический закон Д.И. Менделеева. опыты Мозли. Связь электронного строения атома с его положением в периодической системе. Свойства атомов, периодически изменяющиеся в зависимости от атомного номера: радиусы атомов и ионов, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.</p> <p>2.3. Химическая связь и строение молекул. Основные особенности химического взаимодействия и механизм образования химической связи. Типы связей и влияние характера химической связи на химические свойства веществ. Энергия связи, длина связи, валентный угол, характеристики полярности связи: дипольный момент, эффективный заряд, степень ионности, их взаимосвязь. Ковалентная связь. Способы рассмотрения ковалентной связи. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Теория гибридизации и пространственная структура молекул. Ионная связь, ее энергия, особенности соединений с ионной связью. Особенности химической связи в металлах. Водородная связь, ее природа и энергия.</p> <p>2.4. Комплексные соединения. Строение комплексных соединений (КС), классификация и номенклатура КС. Поведение комплексных соединений в растворах, константы нестойкости.</p>	4

3.	Введение в неорганическую химию	Распространение химических элементов в космосе и земной коре. Кларк. Распространенные, редкие, рассеянные, благородные, радиоактивные, искусственные элементы. Простые вещества, периодичность в изменении их свойств. Взаимодействие простых веществ с кислотами, щелочами и водой. Бинарные соединения (оксиды, халькогениды, гидриды, нитриды), закономерное изменение кислотно-основных свойств однотипных бинарных соединений. Трехэлементные соединения - гидроксиды (кислоты, основания, амфолиты, соли).	4
4.	Химия элементов	Водород и галогены. Кислород и халькогены. p-Элементы пятой группы. p-Элементы четвертой группы. p-Элементы третьей группы. Химия S — элементов. Химия d – металлов. Химия f - элементов. Благородные газы.	4
		ИТОГО	16

3.1.3. Наименование тем (вопросов), выделенных для самостоятельной работы студентов

№№ тем	Наименование темы (вопроса)	Основное содержание темы (вопроса)	Объем в часах	Литература
1.	Строение вещества	Агрегатные состояния вещества с позиций химических связей между его частицами. Кристаллическая и аморфная структуры твердого состояния. Классификация кристаллов по типу химической связи между частицами. Дефектность и непостоянство состава твердых веществ.	20	ОЛ 1-5 ДЛ 5-8
2.	Химия элементов	Применение простых и сложных соединений p-элементов. Благородные газы. Доменный способ получения чугуна; способы передела чугуна в сталь. Применение платиновых металлов и их соединений.	20	ОЛ 1-5 ДЛ 5-8
3.	Химия элементов	Водород и галогены. Кислород и халькогены. p-Элементы пятой группы. p-Элементы четвертой группы. p-Элементы третьей группы. Химия S — элементов. Химия d – металлов. Химия f - элементов. Благородные газы.	20	ОЛ 1-5 ДЛ 5-8
4.	Классы неорганических соединений	Простые вещества, периодичность в изменении их свойств. Взаимодействие простых веществ с кислотами, щелочами и водой. Бинарные соединения (оксиды, халькогениды, гидриды, нитриды), закономерное изменение кислотно-основных свойств однотипных бинарных соединений. Трехэлементные соединения -	21	ОЛ 1-5 ДЛ 5-8

		гидроксиды (кислоты, основания, амфолиты, соли).		
ИТОГО			81	

3.1.4. Практические занятия, их содержание и объем в часах (по семестрам)

№ темы	Наименование практических занятий (семинаров)	Основное содержание практических занятий (семинаров)	Кол-во часов
1.	Строение атома и периодичность свойств элементов.	Решение задач	2
2.	Химическая связь.	Решение задач	2
3.	Химические свойства, получение и применение водорода и галогенов.	Решение задач	2
4.	Химические свойства, получение и применение кислорода и халькогенов.	Решение задач	2
5.	Химические свойства, получение и применение р-элементов III и IV групп.	Решение задач	4
6.	Химические свойства, получение и применение d-металлов	Решение задач	4
ИТОГО			16

3.1.5. Лабораторные занятия, их наименование и объем в часах

Номер работы	Наименование лабораторной работы	Объем в часах
	Не предусмотрено	2

3.2. Перечень тем курсовых проектов (работ)

№№ п-п	Наименование проекта (работы)
	Не предусмотрено

3.3. Перечень тем РГР

№№ п-п	Наименование проекта (работы)
	На предусмотрено

3.4. Перечень тем рефератов

№№ п-п	Наименование проекта (работы)
	Не предусмотрено

3.5. Перечень тем контрольных работ

№№ п-п	Наименование проекта (работы)
1	На предусмотрено

3.6. Интерактивные образовательные технологии, используемые при проведении учебных занятий

Семестр	Вид занятий (лекции, практические, лабораторные)	Тема	Формируемая компетенция	Интерактив	Кол-во часов
1/1	Лекция	Строение вещества	ОПК-1, ОПК-4	Проблемная лекция	4

1/1	Лекция	Введение в неорганическую химию	ОПК-1, ОПК-4	Проблемная лекция	4
1/1	Практ. Раб	Классы неорганических соединений	ОПК-1, ОПК-4	Обучение на основе опыта	4
1/1	Практ. раб	Металлы (Sn, Pb, Fe, Cr)	ОПК-1, ОПК-4	Обучение на основе опыта	4
		ИТОГО			16

4. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине, основной и дополнительной учебной литературы, необходимой для освоения дисциплины

4.1. Основная и дополнительная литература

№№ п-п	Автор и наименование	Вид пособия	Год издания	Кол-во экз. в библиотеке
основная литература:				
ОЛ-1	Общая и неорганическая химия : учебное пособие / В. В. Денисов, В. М. Таланов, И. А. Денисова [и др.] ; под редакцией В. В. Денисова, В. М. Таланов. — Ростов-на-Дону : Феникс, 2013. — 576 с. — ISBN 978-5-222-20674-4. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт].	УП	2013	http://www.iprbookshop.ru/58967.html .
ОЛ-2	Мифтахова, Н. Ш. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / Н. Ш. Мифтахова, Т. П. Петрова. — Казань : Казанский национальный исследовательский технологический университет, 2017. — 408 с. — ISBN 978-5-7882-2174-8. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт].	УП	2017	http://www.iprbookshop.ru/80237.html .
ОЛ-3	Глинка, Н. Л. Общая химия : учебник для вузов/ Н. Л. Глинка. — 24-е изд., исправл. — Л. : Химия. Ленингр. отд-е, 1985. — 702 с.- Текст: непосредственный	У	1985	70
ОЛ-4	Яшкильдина, С.П. Общая химия [Электронный ресурс]: Учебно-методическое пособие / С.П. Яшкильдина. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2014. - 102 с. — Текст : электронный.	УП	2014	http://lib.ugtu.net/book/18592
дополнительная литература:				
ДЛ-5	Ратиер, Н. И. Химия. Строение атома [Электронный ресурс]: Методические указания / Наталья Игоревна Ратиер ; Ухтинский государственный технический университет, Воркутинский филиал УГТУ. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2016. - 16 с. — Текст: непосредственный + Текст : электронный.	МУ	2016	40 http://lib.ugtu.net/book/27519

ДЛ-6	Бабкина, Т. А. Химия. Выполнение контрольных работ [Электронный ресурс]: Методические указания. Ч. 1 / Татьяна Анатольевна Бабкина. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2016. - 26 с. — Текст : электронный.	МУ	2016	http://lib.ugtu.net/book/27452
ДЛ-7	Апарнев, А. И. Общая и неорганическая химия. Ч.2. Химия элементов : учебное пособие / А. И. Апарнев, Л. В. Шевницына. — Новосибирск : Новосибирский государственный технический университет, 2015. — 90 с. — ISBN 978-57782-2738-5. Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт].	УП	2015	http://www.iprbookshop.ru/91626.html
ДЛ-8	Общая и неорганическая химия. В 2 томах. Т.1 : законы и концепции / Е. В. Савинкина, В. А. Михайлов, Ю. М. Киселёв [и др.] ; под редакцией А. Ю. Цивадзе. — Москва : Лаборатория знаний, 2018. — 492 с. — ISBN 978-5-00101-602-1 (т.1), 978-5-00101-601-4. — Текст : электронный // Электронно-библиотечная система IPR BOOKS : [сайт].	У	2018	http://www.iprbookshop.ru/88928.html

Примечание:

1. Порядковая нумерация сквозная, двухиндексная (ОЛ-1, ОЛ-2, ОЛ-3 и т.д.);
 2. Условные обозначения вида пособия: У – учебник, УП – учебное пособие, Др – монография и другая литература.
- 4.2. Методические пособия и указания

№№ п-п	Наименование	Год издания (состава)	Кол-во экз.
1.	Пискайкина, М. М. Химия. Гидролиз солей. Лабораторный практикум : Методические указания / Мария Михайловна Пискайкина. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2015. - 7 с. Режим доступа:	2015	http://lib.ugtu.net/book/24392
2.	Пискайкина, М.М. Коррозия металлов : Методические указания к лабораторному практикуму по дисциплине "Химия" / М. М. Пискайкина. - Ухта : Изд-во УГТУ, 2013. - 12 с.	2013	http://lib.ugtu.net/book/8352
3.	Определение концентрации раствора по его плотности : Методические указания / Татьяна Анатольевна Бабкина. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2016. - 11 с.	2016	http://lib.ugtu.net/book/27484
4.	Бабкина, Т. А. Химия. Реакции ионного обмена : Методические указания / Т. А. Бабкина. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2015. - 10 с.	2015	http://lib.ugtu.net/book/24382
5.	Крупенский, В.И. Тестовые задания к БРС : Методические указания по дисциплине "Химия" / В. И. Крупенский. - (2-е изд.). - Ухта : Изд-во УГТУ, 2013. - 80 с	2013	http://lib.ugtu.net/book/8312
6.	Бабкина, Т. А. Химия. Реакции ионного обмена :	2015	http://lib.ugtu.net/book/24382

	Методические указания / Т. А. Бабкина. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2015. - 10 с.		gtu.net/book/24382
7.	Пискайкина, М. М. Химия. Катализ : Методические указания к выполнению лабораторной работы / Мария Михайловна Пискайкина. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2016. - 9 с.	2016	http://lib.gtu.net/book/27514
8.	Пискайкина, М. М. Определение массы эквивалента металла : Методические указания к лабораторному практикуму по дисциплине "Химия" / Мария Михайловна Пискайкина. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2017. - 8 с.	2017	http://lib.gtu.net/book/27934
9.	Засовская, М. А. Химия. Термохимия : Методические указания / Мария Александровна Засовская. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2016. - 10 с.	2016	http://lib.gtu.net/book/27497
10	Крупенский, В.И. Химия. Химическая кинетика и химическое равновесие : Методические указания / В.И. Крупенский. - Ухта : Изд-во Ухтинского государственного технического университета, 2014. - 11 с.:	2014	http://lib.gtu.net/book/19372

5. Программное обеспечение и Интернет-ресурсы

5.1. Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети "Интернет", необходимых для освоения дисциплины

каталог образовательных интернет-ресурсов <http://www.edu.ru/>

Химический каталог: химические ресурсы Рунета <http://www.ximicat.com/>

Портал фундаментального химического образования России <http://www.chemnet.ru>

XuMuK: сайт о химии для химиков <http://www.xumuk.ru/>

Химический сервер <http://www.Himhelp.ru>.

5.2. Перечень информационных технологий, программного обеспечения и информационных систем, используемых при осуществлении учебного процесса по дисциплине

6. Фонд оценочных средств для проведения текущей и промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине представлен в Приложение 1

7. Описание материально-технической базы, необходимой для осуществления образовательного процесса по дисциплине

Лекции по дисциплине проводятся в аудитории общей и неорганической химии. В аудитории имеются необходимые учебно-наглядные пособия – Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений металлов, таблица растворимости солей.

Лабораторные занятия проводятся в учебных лаборатории кафедры строительства и экономики (общая площадь – кв.м.), оснащенных всем необходимым учебным лабораторным оборудованием и реактивами, в том числе: лабораторная мебель (столы химические, шкаф вытяжной, мойки и др.); прочее лабораторное оборудование и приборы, необходимые для проведения учебного эксперимента: рН-метры, титровальные установки, стеклянная и фарфоровая химическая посуда, химические реактивы и др.; учебно-наглядные пособия: Периодическая таблица Д.И. Менделеева, ряд напряжений

металлов, таблица растворимости солей. На кафедре имеется необходимое количество ПК, а также принтеров, сканеров и копировальных аппаратов для проведения учебного процесса. Все ПК подключены к развитой внутривузовской корпоративной компьютерной сети, объединяющей локальные сети во всех аудиториях университета в единый аппаратно-программный комплекс.

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования
«Ухтинский государственный технический университет»
ФГБОУ ВПО «УГТУ»

Воркутинский филиал УГТУ

Кафедра Недропользования, строительства и менеджмента

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
ПО ДИСЦИПЛИНЕ

«Общая и неорганическая химия»

Направление подготовки: 21.03.01 Нефтегазовое дело

Профиль подготовки(программа): Эксплуатация и обслуживание объектов транспорта и хранения нефти, газа и продуктов переработки

Квалификация выпускника: бакалавр

Год поступления 2024

1. Перечень компетенций и этапы их формирования

Код и наименование компетенции	Этапы формирования компетенции (семестр/ раздел/тема дисциплины)	Дескрипторные характеристики компетенции (основные признаки)
ОПК-1 Способен решать задачи, относящиеся к профессиональной деятельности, применяя методы моделирования, математического анализа, естественнонаучные и общинженерные знания	Разделы 1-4	<p>Знать: современные методы и средства экспериментальных и лабораторных исследований.</p> <p>Уметь:</p> <ul style="list-style-type: none"> - выполнять экспериментальные и лабораторные исследования; - интерпретировать полученные результаты, составлять и защищать отчеты. <p>Владеть:</p> <ul style="list-style-type: none"> - навыками планирования эксперимента; - современными средствами обработки экспериментальных данных.

2. Паспорт фонда оценочных средств

№ п/п	Контролируемые дидактические единицы (разделы, темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции (или ее части)	Форма контроля	Наименование оценочного средства
1	Раздел 1-4	ОПК-1	Тестирование, экзамен	Тесты рубежного контроля, экзаменационный тест, задачи для самостоятельной работы, вопросы к экзамену

3. Показатели и критерии оценивания компетенций, описание шкал оценивания

Код компетенции	Показатели сформированности	Шкала оценивания	Критерии оценивания
ОПК-1	Знать: современные методы и средства экспериментальных и лабораторных исследований.	<i>Пороговый уровень</i> (обязательный)	Знать: - основы планирования, проведения и обработки результатов эксперимента, основы методов оценки результатов исследований, способы представления научно-технической информации -теоретический контролируемый материала до 50%
		<i>Повышенный уровень</i> (по отношению к пороговому уровню)	Знать теоретический контролируемый материал до 99%

	Уметь: - выполнять экспериментальные и лабораторные исследования; - интерпретировать полученные результаты, составлять и защищать отчеты.	<i>Пороговый уровень</i> (обязательный)	Уметь -правильно использовать достижения науки при постановке и проведении эксперимента в области проектирования, технологии и эксплуатации электронных средств, правильно классифицировать и находить научно-техническую информацию в области проектирования, технологии и эксплуатации электронных средств, правильно оформлять результаты исследований в области проектирования, технологии и эксплуатации электронных средств; -решать типовые задачи, выполнять типовые задания
		<i>Повышенный уровень</i> (по отношению к пороговому уровню)	Уметь решать задачи повышенного уровня
	Владеть: - навыками планирования эксперимента; - современными средствами обработки экспериментальных данных.	<i>Пороговый уровень</i> (обязательный)	Владеть -теоретическими основами физико-математического аппарата для теоретического и экспериментального исследования. -навыками планирования и проведения эксперимента, навыками применения современных программных средств, навыками анализа научной информации в своей предметной области знания,
		<i>Повышенный уровень</i> (по отношению к пороговому уровню)	Владеть практическими навыками работы с физико-математическим аппаратом для теоретического и экспериментального исследования

4. Компетентностно-ориентированные задания (КОЗ)

Основным средством формирования компетентностей выступают компетентностно-ориентированные задания:

- тесты рубежного контроля 1-2;
- задачи для самостоятельной работы 1-2;
- вопросы для подготовки к зачету;

Данные КОЗ представляют собой комплексные задания, предназначенные для контроля уровня успеваемости и освоения компетенций у студента по всем разделам дисциплины «Физическая химия».

Для текущего контроля применяются собеседования, самостоятельные работы. Собеседование - это средство контроля, организованное как специальная беседа преподавателя с обучающимся на темы по каждому разделу дисциплины и рассчитанное на выяснение объема знаний обучающегося.

Самостоятельная работа – это средство проверки умений применять полученные знания для решения задач определенного типа по теме или разделу.
Промежуточный контроль представляет собой экзамен.

4.1. Тесты рубежного контроля

Тема: «Химическая термодинамика»

Вариант 1

1. Схема $\text{CS}_2(\text{Г}) = \text{CS}_2(\text{Ж})$ отражает процесс:
1. Химический; 2. Возгонки; 3. Конденсации; 4. Плавления; 5. Испарения.
2. Для процесса $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{Ж}) + 3\text{O}_2(\text{Г}) = 2\text{CO}_2(\text{Г}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$ справедливо Утверждение:
1. $\Delta H < 0$; эндотермический; температура в системе понижается;
2. $\Delta H > 0$; эндотермический; температура в системе понижается;
3. $\Delta H < 0$; экзотермический; температура в системе понижается;
4. $\Delta H > 0$; эндотермический; температура в системе повышается;
5. $\Delta H < 0$; экзотермический; температура в системе повышается.
3. Тепловой эффект процесса $\text{Ca}(\text{К}) + \text{Cl}_2(\text{Г}) = \text{CaCl}_2(\text{К})$ при 298 К имеет название:
1. Стандартная энтальпия образования вещества;
2. Стандартная теплота сгорания вещества;
3. Стандартная теплота гидратообразования;
4. Интегральная теплота растворения;
5. Теплота разбавления раствора.
4. Калорийность продуктов (по стандартным теплотам сгорания, кДж/моль) в ряду веществ: фруктоза - глюкоза(α) - глюкоза(β)
- 2827,0 - 2802,6 - 2808,0
изменяется следующим образом:
1. Увеличивается; 2. Уменьшается; 3. Проходит через максимум;
4. Проходит через минимум; 5. Практически не изменяется.
5. Для реакции $\text{H}_2\text{O}(\text{Ж}) + \text{CaO}(\text{К}) = \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{К})$ справедливо соотношение
1. $\Delta H = \Delta U$, т. к. $\Delta n = 0$; 2. $\Delta H < \Delta U$, т. к. $\Delta n < 0$; 3. $\Delta H > \Delta U$, т. к. $\Delta n > 0$;
4. $\Delta H = \Delta U$, т. к. $\Delta n > 0$; 5. $\Delta H = \Delta U$, т. к. $\Delta n < 0$.
6. Первый закон термодинамики - это закон:
1. Сохранения энергии;
2. Возрастания энтропии в изолированной системе;
3. Стремление энтропии вещества к нулю при $T \rightarrow 0$;
4. Независимости теплового эффекта от пути процесса;
5. Постоянства состава системы.
7. Математическое выражение I закона термодинамики имеет вид:
1. $TdS > \delta Q$; 2. $QV = \Delta U$; 3. $dS = \delta Q / T$; 4. $TdS > dU + W$; 5. $Q = \Delta U + p\Delta V$.
8. Второй закон термодинамики - это закон:
1. Сохранения энергии;
2. Возрастания энтропии в изолированной системе;
3. Стремление энтропии вещества к нулю при $T \rightarrow 0$;
4. Независимости теплового эффекта от пути процесса;
5. Постоянства состава системы.

9. Энтропия в ряду веществ $\text{H}_2(\text{Г})$ - $\text{C}(\text{ГРАФИТ})$ - $\text{CH}_4(\text{Г})$ изменяется следующим образом:

1. Увеличивается;
2. Уменьшается;
3. Проходит через максимум;
4. Проходит через минимум;
5. Практически не изменяется.

10. Энтропия увеличивается в ряду веществ:

1. $\text{S}(\text{РОМБ})$ - $\text{SO}_2(\text{Г})$ - $\text{SO}_3(\text{Г})$
2. $\text{H}_2\text{O}(\text{Ж})$ - $\text{H}_2\text{O}(\text{Г})$ - $\text{H}_2\text{O}(\text{К})$
3. $\text{I}_2(\text{Г})$ - $\text{Cl}_2(\text{Г})$ - $\text{F}_2(\text{Г})$
4. $\text{SO}_2(\text{Г})$ - $\text{C}(\text{ГРАФ})$ - $\text{CO}_2(\text{Г})$
5. $\text{O}_3(\text{Г})$ - $\text{O}_2(\text{Г})$ - $\text{O}(\text{Г})$.

11. Энтропия увеличивается в результате протекания реакции:

1. $2\text{H}_2(\text{Г}) + \text{CO}(\text{Г}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{Г})$;
2. $\text{CO}_2(\text{Г}) + \text{H}_2(\text{Г}) = \text{CO}(\text{Г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Г})$;
3. $\text{H}_2(\text{Г}) + \text{I}_2(\text{Г}) = 2\text{HI}(\text{Г})$;
4. $2\text{NO}_2(\text{Г}) = 2\text{NO}(\text{Г}) + \text{O}_2(\text{Г})$;
5. $\text{C}(\text{ГРАФИТ}) + \text{O}_2(\text{Г}) = \text{CO}_2(\text{Г})$.

12. Наименее прочным является соединение: ΔG°

298, кДж / моль

1. $\text{GeO}_2(\text{К})$ -500,79
2. $\text{SnO}_2(\text{К})$ -519,83
3. $\text{PbO}_2(\text{К})$ -217,55
4. $\text{CO}_2(\text{Г})$ -394,37
5. $\text{SiO}_2(\text{К})$ -856,67.

13. Критерием самопроизвольного протекания процесса в изолированной системе является изменение функции:

1. $\Delta S > 0$;
2. $\Delta H > 0$;
3. $\Delta A < 0$;
4. $\Delta G < 0$;
5. $\sum \mu_i dn_i < 0$.

14. Критерием самопроизвольного протекания процесса в открытой системе является изменение функции:

1. $\Delta S > 0$;
2. $\Delta H > 0$;
3. $\Delta A < 0$;
4. $\Delta G < 0$;
5. $\sum \mu_i dn_i < 0$.

15. Реакция $\text{Zn}(\text{К}) + 2\text{HCl}(\text{Р}) = \text{ZnCl}_2(\text{Р}) + \text{H}_2(\text{Г})$ протекает самопроизвольно при $P = \text{const}$ и $T = 298\text{К}$, потому что справедливо утверждение:

1. $\Delta S < 0$;
2. $\Delta H < 0$;
3. $\Delta G < 0$;
4. $\Delta A < 0$;
5. $\Delta S > 0$.

Тема: «Химическое равновесие»

Вариант 1.

1. Термодинамическим признаком химического равновесия является утверждение:

1. $\Delta H = 0$;
2. $\Delta G = 0$;
3. $C_i = \text{const}$;
4. $v = v$;
5. $\Delta S = 0$.

2. Количественной характеристикой химического равновесия в идеальной системе являются обе константы химического равновесия:

1. K_P и K_f ;
2. K_a и K_f ;
3. K_c и K_a ;
4. K_c и K_P ;
5. K_a и K_C .

3. Для реакции: $\text{CO}(\text{Г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{Ж}) \rightleftharpoons \text{CO}_2(\text{Г}) + \text{H}_2(\text{Г})$ выражение для константы химического равновесия имеет вид:

4. Константа химического равновесия K_P безразмерна, если соблюдается

Условие:

1. $\Delta n > 0$; 2. $\Delta n = 0$; 3. $\Delta n < 0$; 4. $\Delta n = 1$; 5. $\Delta n < 1$.

5. Влияние температуры при $P = \text{const}$ на величину константы химического равновесия выражает уравнение:

1. $\Delta G = RT (\ln P' - \ln KP)$; 2. $d \ln KC / dT = \Delta U / RT^2$; 3. $d \ln KP / dT = \Delta H / RT^2$;
4. $\Delta A = RT (\ln P' - \ln KC)$; 5. $KP = KC(RT)^{\Delta n}$.

6. С увеличением температуры при $\Delta H > 0$ константа химического равновесия KP изменяется следующим образом:

1. Увеличивается; 2. Уменьшается; 3. Проходит через максимум;
4. Проходит через минимум; 5. Практически не изменяется.

7. Чтобы сместить равновесие реакции $4HBr(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O + 2Br_2(g)$ вправо, необходимо изменить обе величины:

1. Увеличить давление и уменьшить концентрацию O_2 ;
2. Увеличить давление и увеличить концентрацию HBr ;
3. Уменьшить давление и увеличить концентрацию O_2 ;
4. Уменьшить давление и увеличить концентрацию Br_2 ;
5. Увеличить концентрацию H_2O и Br_2 .

8. Для реакции $2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$ между константами KP и KC справедливо соотношение:

1. $KP > KC$, т. к. $\Delta n > 0$; 2. $KP = KC$, т. к. $\Delta n = 0$; 3. $KP > KC$, т. к. $\Delta n < 0$;
4. $KP = KC$, т. к. $\Delta n > 0$; 5. $KP < KC$, т. к. $\Delta n < 0$.

9. Равновесие смещается вправо при повышении давления в системе:

1. $H_2(g) + I_2(g) \rightleftharpoons 2HI(g)$;
2. $2CO(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2CO_2(g)$;
3. $CaCO_3(K) \rightleftharpoons CaO(K) + CO_2(g)$;
4. $2NH_3(g) \rightleftharpoons N_2(g) + 3H_2(g)$;
5. $NH_4OH(P) \rightleftharpoons NH_3(g) + H_2O(ж)$.

10. Максимальный выход продукта в реакции $2H_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2H_2O(g)$, $\Delta H < 0$ соответствует условиям:

1. Высокое давление; низкая температура;
2. Низкое давление; высокая температура;
3. Низкое давление; низкая температура;
4. Давление не влияет на процесс; низкая температура;
5. Давление не влияет на процесс; высокая температура.

Тема: «Растворы электролитов. Электрическая проводимость растворов»

Вариант 1

1. Среднее число частиц ν_{\pm} для электролита Na_3PO_4 определяется по формуле:

1. $(13 \cdot 31)^{1/2}$; 2. $(11 \cdot 33)^{1/4}$; 3. $(32 \cdot 13)^{1/5}$; 4. $(11 \cdot 33)^{1/4}$; 5. $(13 \cdot 32)^{1/5}$.

2. Ионная сила в 1-молярном водном растворе $AlCl_3$ равна величине:

1. 2,5; 2. 6; 3. 5; 4. 3; 5. 4.

3. Законом независимого движения ионов Кольрауша является математическое выражение:

1. $\lambda/\lambda_{\infty} = f\lambda$; 2. $\lambda = \alpha \cdot V$; 3. $\lambda = \alpha(\lambda_+ + \lambda_-)$; 4. $\lambda_{\infty} = \lambda_{\infty} + + \lambda_{\infty}$
-; 5. $\lambda = \lambda_{\infty} - B C$.

4. Молярная электрическая проводимость водного раствора CuSO_4 с увеличением концентрации изменяется следующим образом:

1. Увеличивается;
2. Не изменяется;
3. Уменьшается;
4. Проходит через минимум;
5. Проходит через максимум.

5. Электрическая проводимость 0,1 - молярных водных растворов уменьшается в ряду веществ:

1. $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{HCl} - \text{NaOH}$;
2. $\text{NaOH} - \text{CH}_3\text{COOH} - \text{HCl}$;
3. $\text{KCl} - \text{NaOH} - \text{CH}_3\text{COOH}$;
4. $\text{CH}_3\text{COOH} - \text{NaOH} - \text{HCl}$;

6. NH_4OH Зависимость $\lambda = f C$ прямолинейна для электролита:

1. NH_4OH ;
2. CH_3COOH ;
3. HF ;
4. HCl ;
5. H_2SO_3 .

7. На константу диссоциации слабого электролита влияет величина

1. Ионная сила раствора;
2. Концентрация;
3. Активность;
4. Давление;
5. Природа электролита.

8. Методом измерения электрической проводимости раствора H_2SO_4 можно определить величину:

1. Произведение растворимости ПР;
2. Константу диссоциации K_d ;
3. Ионное произведение воды K_w ;
4. Коэффициент электрической проводимости $f\lambda$;
5. Растворимость S .

9. Аномально высокая подвижность иона водорода в водном растворе обусловлена следующим фактором:

1. Малым размером иона;
2. Малым зарядом иона;
3. Особым механизмом движения иона;
4. Миграцией иона;
5. Наличием других ионов.

Тема: «Химическая кинетика и катализ»

Вариант 1

1. Для реакции $\text{CS}_2 (\text{ж}) + 3\text{O}_2 (\text{г}) = \text{CO}_2 (\text{г}) + 2\text{SO}_2 (\text{г})$ выражение закона действующих масс имеет вид:

1. $v = k$;
2. $3\text{O}_2 v = kC$;
3. $3\text{CS}_2 \text{O}_2 v = kC \cdot C$;
4. $\text{CS}_2 v = kC$;
5. $\text{CS}_2 \text{O}_2 v = kC \cdot C$.

2. Порядок и молекулярность реакции совпадают, если справедливо утверждение:

1. Реакция многостадийная;
2. Реакция гетерогенная;

3. Реакция простая одностадийная;
4. Концентрации веществ велики;
5. Концентрация продуктов реакции больше концентрации исходных веществ.

3. Порядок реакции $2A + B = C + D$ равен нулю, если ее скорость выражается уравнением:

1. $v = kCA$; 2. $v = kC \cdot C_A B$; 3. $v = kCA$
- 2 ; 4. $v = k$; 5. $v = kC \cdot C_A B^2$.

4. По виду кинетического уравнения $k = t \ln CC_0$ порядок реакции равен величине:

1. 3; 2. 1; 3. 0; 4. 2; 5. 1.5.
5. Константа скорости реакции второго порядка имеет единицы измерения:
1. Моль⁻¹ · л · мин⁻¹; 2. Моль⁻² · л² · мин⁻¹; 3. Мин⁻¹;
4. Моль · л⁻¹ · мин⁻¹; 5. Мин⁻².

5. Для реакции нулевого порядка время полупревращения исследуемого вещества определяется по формуле:

1. $kC_0 t_{1/2} = 1$;
2. $k \ln 2 t_{1/2} = 1$;
3. $0.01 t_{1/2} k C_0 = 1$;
4. $0.01 t_{1/2} 2k C_0 = 1$;
5. $2k C_0 t_{1/2} = 1$.

6. Для реакции третьего порядка линейная зависимость концентрации от времени протекания реакции наблюдается в координатах:

1. $\ln C - t$; 2. $C - t$; 3. $C t^2 -$; 4. $t C^2 -$; 5. $t C^3 -$.

7. При увеличении температуры на 40 К при $\gamma = 2$ скорость реакции изменится следующим образом:

1. Не изменится;
2. Увеличится в 8 раз;
3. Увеличится в 2 раза;
4. Увеличится в 16 раз;
5. Уменьшится в 16 раз.

8. Уравнение Аррениуса в экспоненциальной форме имеет вид:

1. $1/20 t C_0 k =$; 2. $RTEAk B = e$; 3. $\gamma = TT_{10} k k + 2 \div 4$; 4. $C C C t k 00 =$; 5. $C = C_0 e^{-kt}$.

9. При увеличении температуры скорость реакции увеличивается, так как справедливо утверждение:

1. Увеличивается скорость движения молекул;
2. Увеличивается число активных молекул;
3. Выделяется теплота при протекании реакции;
4. Уменьшается число активных молекул;
5. Поглощается теплота при протекании реакции.

10. Реакция термодинамически возможна, а кинетически не возможна при изменении величин:

1. $\Delta G = 0$; $E_A \rightarrow \infty$; 2. $\Delta G < 0$; $E_A \rightarrow 0$; 3. $\Delta G > 0$; $E_A \rightarrow \infty$;
4. $\Delta G < 0$; $E_A \rightarrow \infty$; 5. $\Delta G = 0$; $E_A = \text{const}$.

11. Гетерогенная реакция протекает в кинетической области, если для неё характерны обе закономерности:

1. На скорость реакции влияет перемешивание раствора и температура;
2. На скорость реакции не влияет перемешивание раствора; энергия активации мала;
3. На скорость реакции влияет перемешивание раствора; энергия активации высока;
4. На скорость реакции не влияет перемешивание раствора; энергия активации высока;
5. Температурный коэффициент реакции и энергия активации малы.

11. По теории химической кинетики стерический фактор – это величина:

1. Характеризующая минимальный запас энергии частицы в момент столкновения, необходимый для взаимодействия;
2. Определяющая ориентацию частиц в момент столкновения;
3. Учитывающая долю активных комплексов, превратившихся в продукт реакции;
4. Характеризующая общий запас энергии частицы;
5. Уменьшающая энергию активации реагирующей частицы.

12. Катализатор увеличивает скорость реакции, так как изменяется величина:

1. Константа равновесия увеличивается;
2. Теплота выделяется;
3. Константа равновесия уменьшается;
4. Теплота поглощается;
5. Энергия активации уменьшается.

13. Вещество, повышающее активность твёрдого катализатора, имеет название:

1. Инициатор; 2. Ингибитор; 3. Промотор; 4. Мультиплет; 5. Фермент.

4.2. Экзаменационный тест

Вариант 1

1.	Рассчитать тепловой эффект реакции (кДж/моль) $C_2H_6 + 3,5O_2 = 2CO_2 + 3H_2O(ж)$	а) -1560 б) -1234 в) 636,1 г) -897,3
2	Рассчитать тепловой эффект реакции (кДж/моль) $FeO(к) + CO = Fe(к) + CO_2$	а) -25,4 б) -13,2 в) 74,4
3	Рассчитать тепловой эффект реакции (кДж/моль) $Fe_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2Fe$	а) -935,4 б) -354,0 в) -847,7 г) -538,2
4	Рассчитать тепловой эффект реакции (кДж/моль) $CaO + H_2O(ж) = Ca(OH)_2$	а) -32,6 б) -92,0 в) -44,3 г) -65,1
5	Рассчитать тепловой эффект реакции (кДж/моль) $4NH_3 + O_2 = 2N_2 + 6H_2O(ж)$	а) -1530 б) -640,5 в) -1232 г) -959,2
6	Процесс представлен в виде следующего	1. а) вправо б) влево в) влево

	уравнения: $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$ $\Delta H < 0$. Куда смещается равновесие при а) $P \uparrow$ б) $T \uparrow$ в) $\text{Co}_2 \downarrow$	2. а) влево б) вправо в) вправо 3. а) влево б) влево в) вправо 4. а) вправо б) вправо в) влево
7	Процесс представлен в виде следующего уравнения: $\text{CO}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{CO} + \text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ $\Delta H < 0$. Куда смещается равновесие при а) $P \uparrow$ б) $T \uparrow$ в) $\text{Cso} \uparrow$	1. а) вправо б) вправо в) право 2. а) влево б) влево в) влево 3. а) вправо б) влево в) влево 4. а) влево б) вправо в) вправо
8	Процесс представлен в виде следующего уравнения: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ $\Delta H < 0$ Куда смещается равновесие при а) $P \uparrow$ б) $T \uparrow$ в) $\text{Cn}_2 \downarrow$	1. а) влево б) влево в) вправо 2. а) вправо б) влево в) влево 3. а) вправо б) вправо в) влево 4. а) влево б) вправо в) вправо
9	Процесс представлен в виде следующего уравнения: $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3$ $\Delta H < 0$. Куда смещается равновесие при а) $P \downarrow$ б) $T \downarrow$ в) $\text{Co}_2 \uparrow$	1. а) вправо б) влево в) влево 2 а) вправо б) вправо в) влево 3. а) влево б) влево в) вправо 4. а) влево б) вправо в) вправо
10	Процесс представлен в виде следующего уравнения: $4\text{HCl} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ $\Delta H < 0$. Куда смещается равновесие при а) $P \downarrow$ б) $T \downarrow$ в) $\text{Ccl}_2 \uparrow$	1. а) влево б) вправо в) влево 2. а) вправо б) влево в) вправо 3. а) вправо б) влево в) влево 4. а) влево б) вправо в) вправо
11	Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата аммония равна	а) 4 б) 5 в) 6 г) 7
12	Краткому ионному уравнению $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}$ соответствует взаимодействие между веществами	а) AgNO_3 и HCl б) AgNO_3 и PbCl_2 в) Ag_2O и HCl г) Ag и HCl
13	Число ионов в кратком ионном уравнении реакции карбоната кальция с соляной кислотой	а) 3 б) 4 в) 5 г) 6
14	Образование осадка будет наблюдаться при взаимодействии фосфорной кислоты с веществом, формула которого	а) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ б) MgSO_4 в) KCl г) Na_2SO_4
15	Сумма коэффициентов в уравнении электролитической диссоциации сульфата хрома (III) равна	а) 6 б) 5 в) 4 г) 7
16	$\text{pH} < 7$ отвечает растворам солей в наборе	а) Na_2CO_3 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ б) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, Na_2SO_4 в) ZnCl_2 ; FeSO_4 г) NaCl , KJ
17	Сумма коэффициентов в сокращенном ионном уравнении гидролиза соли,	а) 8 б) 6

	формула которой $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ равна	в) 4 г) 2
18	Из предложенных солей: CuBr_2 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, CH_3COONa гидролизу Подвергаются	а) Все б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ в) CuBr_2 г) CH_3COONa
19	Сумма коэффициентов в молекулярном уравнении гидролиза соли FeSO_4 равна	а) 3 б) 4 в) 5 г) 6
20	Гидролиз протекает полностью для соли, формула которой	а) NaCl б) Al_2S_3 в) Na_2S г) FeSO_4
21	Массовая доля (%) гидроксида натрия в 250 г раствора, содержащего 0,5 моль щелочи, равна	а) 20 б) 8 в) 6,3 г) 7,4
22	Массовая доля (%) хлорида калия в растворе, концентрация которого 2 моль/л и плотность 1,09 г/см ³ , равна	а) 14,9 б) 15,7 в) 13,67 г) 10,5
23	Масса воды (г), которую надо добавить к 150 г 20%-ного раствора нитрата натрия, чтобы получить 5%-ый раствор, равна	а) 600 б) 450 в) 200 г) 100
24	Масса (г) соли, которая содержится в 500 мл 0,5 молярного раствора сульфата магния, равна	а) 30 б) 33 в) 20 г) 22
25	Для приготовления 2 л 68-ной азотной кислоты с плотностью 1,41 г/см ³ , к массе вещества необходимо добавить объем воды (мл), равный	а) 902,4 б) 500 в) 1500 г) 800

4.3. Вопросы для самостоятельной работы по теме «Строение атома»

1. Как развивались представления о строении атома. Модель строения атома Бекетова, Томсона, Резерфорда. Опыты Резерфорда.

2. Понятие квантования энергии Планка. Постулаты М. Бора и теория строения атома по М. Бору.

3. Основные положения квантовой механики. Двойственная корпускулярно-волновая природа микрочастиц и электрона, в частности. Представление о волнах Л. Де Бройля. Уравнение Л. Де Бройля и его физический смысл. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение Шредингера и представление о волновой функции. Физический смысл квадрата волновой функции.

4. Понятие «электронная орбиталь» с позиции квантовой механики. Как называются четыре квантовых числа электрона и какие значения они могут принимать?

5. Что определяет главное квантовое число? Что характеризует орбитальное квантовое число и как оно выражается?

6. Какое из квантовых чисел определяет ориентацию электронного облака в пространстве? Сколько пространственных ориентаций возможно для s-, p-, d-, f-электронов?

7. Что характеризует спиновое число электрона?

8. Принципы заполнения электронами электронных орбиталей. Запрет В. Паули. Правило Ф. Гунда. Первое и второе правила Клечковского. Приведите примеры заполнения электронами электронных орбиталей. В чем сущность явления провала электрона.

Примеры решения типовых задач

Электронная структура атомов

Пример 1. Какой подуровень заполняется в атоме электронами после заполнения подуровня 4p?

решение. Подуровню 4p отвечает сумма $n+l$, равная $4+1=5$. Такой же суммой $n+l$ характеризуются подуровни 3d ($3+2=5$) и 5s ($5+0=5$). Однако состоянию 3d отвечает меньшее значение n ($n=3$), чем состоянию 4p; поэтому подуровень 3d будет заполняться раньше, чем подуровень 4p. Следовательно, после заполнения подуровня 4p будет заполняться подуровень 5s, которому отвечает на единицу большее значение главного квантового числа n ($n=5$).

Пример 2. Какой подуровень будет заполняться вслед за подуровнем 4s?

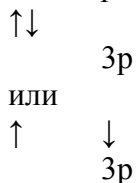
Решение. Подуровню 4s соответствует сумма $n+l=4+0=4$. Такой же суммой $n+l$ характеризуется подуровень 3p, но заполнение этого подуровня предшествует заполнению подуровня 4s, так как последнему отвечает большее значение главного квантового числа. Следовательно, после заполнения подуровня 4s будет заполняться подуровень с суммой $n+l=5$. Причем из всех возможных комбинаций $n+l$, соответствующих этой сумме ($n=3, l=2$; $n=4, l=1$; $n=5, l=0$), первой будет реализовываться комбинация с наименьшим значением главного квантового числа, т.е. вслед за подуровнем 4s будет заполняться подуровень 3d.

Пример 3. Составить электронную формулу атома кремния и графическую схему заполнения электронами валентных орбиталей этого атома в нормальном и возбужденном состояниях.

Решение. Составляем электронную формулу атома кремния: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$. Валентными орбиталями в этом атоме являются орбитали внешнего (третьего) электронного слоя, т. е. 3s- и 3p- и незаполненные 3d-орбитали. Графическая схема заполнения электронами этих орбиталей имеет следующий вид:



Размещение электронов на третьем подуровне показано здесь в соответствии с правилом Хунда: суммарный спин атома имеет при этом максимальное значение. Другие возможности размещения электронов на 3p подуровне, например,



Отвечают нулевому значению суммарного спина атома, и следовательно соответствуют возбужденному состоянию атома.

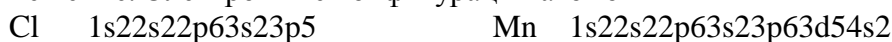
При затрате некоторой энергии один из 3s-электронов атома кремния может быть переведен на вакантную 3p-орбиталь. При этом энергия атома возрастает, так что

возникающая электронная конфигурация $1s22s22p63s13p3$ также соответствует одному из возможных возбужденных состояний кремния:



Пример 4. На каком основании хлор и марганец помещают в одной группе периодической системы элементов? Почему их помещают в разных подгруппах?

Решение. Электронные конфигурации атомов



Валентные электроны хлора - $3s23p5$, а марганца - $3d54s2$; таким образом эти элементы не являются электронными аналогами и не должны размещаться в одной подгруппе. Но на валентных орбиталях атомов этих элементов находится одинаковое число электронов - 7. На этом основании оба элемента помещают в одну и ту же седьмую группу периодической системы, но в различные подгруппы.

Задачи для самостоятельного решения

1. Какие четыре квантовых числа характеризуют состояние электронов в атоме? Какие значения может принять каждое из них?
2. Какие электроны в атоме называются s-, p-, d- и f-электронами? Какова пространственная конфигурация dx_y , dx_z , dy_z , dz^2 атомных орбиталей?
3. Чему равно количество орбиталей в атоме, для которых главное квантовое число $n=5$? Укажите значения n , l и m_l для каждой из этих орбиталей.
4. Сколько орбиталей каждого указанного ниже типа имеется в атоме: а) $3p_x$; б) $5d$; в) $3s$; г) $4p$; д) $3d_{xy}$?
5. Какие значения имеют квантовые числа n , l , m_l для следующих орбиталей: а) $2s$, б) $3p$, в) $4d$, г) $5f$?
6. Какие из перечисленных ниже обозначений атомных орбиталей не имеют смысла: $1p$, $2d$, $3s$, $4f$, $3d$, $3f$?
7. Сформулируйте правила Клечковского? Какие орбитали атома заполняются электронами в первую очередь: $4s$ или $3d$, $5s$ или $4d$? Почему?
8. Какие значения может принимать магнитное квантовое число m_l для данного орбитального квантового числа $l = 0, 1, 2$ и 3 ?
9. Составьте электронные формулы для атомов элементов с порядковыми номерами 35 и 47, 33 и 41, 16 и 25. На основании электронной формулы определите период и группу периодической системы элементов, в которых находится этот элемент.
10. Какую высшую и низшую степень окисления проявляют углерод, мышьяк, сера и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим соединениям.

Вопросы для самостоятельной работы по теме «Химическая связь»

1. Что понимают под химической связью. Дайте определение основным видам химической связи. Ковалентная, ионная, металлическая связь. Способы образования и основные характеристики связи.
2. Ковалентная связь и ее свойства длина, энергия, кратность, насыщенность и направленность, полярность, поляризуемость. Перечислите типы перекрывания электронных облаков при образовании ковалентной связи. В чем отличие между σ -связью и π -связью. Как составить электронные и структурные формулы молекул.
4. Опишите обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Приведите пример образования одинарной, двойной и тройной ковалентной химической связи между атомами. Запишите схемы образования молекул.

5. Что понимают под гибридизацией атомных орбиталей. Изобразите пространственное строение молекул хлорида бария (II), хлорида бора (III), метана, аммиака, воды, пентахлорида фосфора, гексафторида серы.

6. Что такое степень окисления? Что такое валентность и как она определяется. Почему у некоторых атомов проявляется переменная валентность, а у других валентность постоянна?

7. Образование ионной связи и ее характеристики.

8. Приведите пример полярных и неполярных молекул. Как рассчитать дипольный момент полярной молекулы.

9. Металлическая связь и ее характеристики. Типы кристаллических металлических решеток.

10. Водородная связь и ее свойства. Роль водородной связи в образовании пространственной структуры белковых молекул.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Определите тип химической связи в молекуле водорода.

Решение. В молекуле водорода H_2 ковалентная связь (σ -связь), образованная в результате перекрывания двух s-электронных облаков с антипараллельными спинами.

На рисунке приведена схема образования связи в молекуле H_2 , из которой видно, что расстояние между ядрами в молекуле H_2 меньше, чем сумма радиусов изолированных атомов водорода, так как электронные облака при взаимодействии перекрываются, образуя общее электронное облако. При этом выделяется 435,1 кДж/моль теплоты. Область наибольшей плотности связующего электронного облака в молекуле водорода расположена на равном расстоянии от ядер обоих атомов. Молекула образована атомами одинаковой электроотрицательности, поэтому химическая связь неполярная.

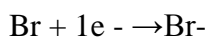
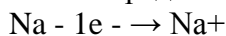
Пример 2. Определите тип химической связи в молекуле Cl_2 .

Решение. Схематически образование связи можно изобразить октетной схемой, где точками изображены электроны внешнего энергетического уровня атомов хлора, крестиками - электроны, участвующие в образовании общей электронной пары и собственно электронная пара.

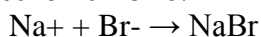
Область наибольшей электронной плотности в молекуле расположена на равном расстоянии от ядер атомов, имеющих равную электроотрицательность. Поэтому связь в молекуле ковалентная неполярная.

Пример 3. Определите тип химической связи в молекуле бромида натрия.

Решение. Поскольку электроотрицательности атомов натрия и брома существенно различаются (1,01 и 2,74 соответственно), взаимодействие нейтральных атомов приводит к переходу валентного электрона натрия к бромю. Образование ионов из атомов можно схематически представить электронными уравнениями:



При электростатическом притяжении ионов образуется соединение $NaBr$ с ионной химической связью.



Тип как изменяется прочность соединений в ряду HF , HCl , HBr , HI .

Задачи для самостоятельного решения

1. Валентность (ковалентность) элемента равна общему числу орбиталей его атомов, принимающих участие в образовании химических связей. Чему равна максимальная ковалентность атома бора? Какой механизм образования химической связи осуществляется в ионах BF_4^- и BH_4^- ?

2. В чем сущность донорно-акцепторного механизма образования ковалентной связи? Чему равна максимальная ковалентность азота? По какому механизму образуется связь в ионе аммония NH_4^+ ?

3. Определите характер связи в молекулах RbCl , I_2 , ClF , Cl_3N . Какие основные свойства характеризуют ионную и ковалентную связь?

4. Как метод ВС объясняет линейную структуру молекулы CO_2 ? Сколько σ - и π - связей и за счет каких электронов образует углерод в этой молекуле? Имеет ли молекула CO_2 электрический момент диполя? Почему?

Вопросы для самостоятельной работы по теме «Периодический закон и периодическая система Д.И. Менделеева»

1. Сформулируйте периодический закон Д.И. Менделеева. Охарактеризуйте структуру периодической таблицы.

2. В чем проявляется периодичность изменения свойств простых веществ и их соединений в таблице.

3. Что понимают под размером атомов, электроотрицательностью, энергией ионизации и сродством к электрону. Как изменяются эти характеристики атомов в группах и периодах. Как изменяются окислительно-восстановительные и кислотные основные свойства элементов и их соединений в периоде и группе?

Примеры решения типовых задач

Пример 1. В какой группе и в каком периоде системы элементов Д.И. Менделеева находится атом с порядковым номером 42?

Решение. Расположение элементов в периодической таблице в соответствии со строением их атомов следующее: в первом периоде 2, во втором периоде 8, в третьем 8. Третий период заканчивается элементом с порядковым номером 18 ($2+8+8$). В четвертом периоде 18 элементов, т.е. он заканчивается элементом с порядковым номером 36. В пятом периоде тоже 18 элементов. Поэтому элемент с порядковым номером 42 попадает в пятый период. Он занимает шестое место, следовательно, находится в шестой группе (побочной подгруппе). Этот элемент - молибден.

Пример 2. Какой элемент - литий или калий - обладает более выраженными металлическими свойствами?

Решение. Строение электронных оболочек атомов лития и калия представим следующим образом: $\text{Li} - 1s^2 2s^1$ $\text{K} - 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ или сокращенно $[\text{He}]s^1$, $[\text{Ar}]s^1$. Как видим у обоих атомов на внешнем энергетическом уровне находится по одному электрону. Однако у атома калия внешний электрон расположен дальше от ядра, слабее к нему притягивается и, следовательно, легче отрывается. Поскольку металлические свойства обусловлены способностью отдавать электроны, они сильнее выражены у калия.

Пример 3. Опишите химические свойства элемента с порядковым номером 23 по его положению в таблице.

Решение. По периодической системе определяем, что элемент с порядковым номером 23 находится в четвертом периоде и в побочной подгруппе V группы. Этот элемент - ванадий. Электронная формула ванадия:

$\text{V} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ или сокращенно $[\text{Ar}]3d^3 4s^2$. Следовательно ванадий - d-элемент.

Элемент может легко отдавать 2 электрона с 4 уровня, проявляя степень окисления +2. Элемент образует оксид состава VO и гидроксид состава $\text{V}(\text{OH})_2$. Эти соединения проявляют основные свойства. Газообразных водородных соединений ванадий не образует, поскольку находится в побочной подгруппе.

Атом ванадия может отдавать также электроны с d-подуровня предпоследнего энергетического уровня (3 электрона) и, таким образом, проявлять высшую степень окисления равную +5 (численно равна номеру группы в котором расположен элемент). Оксид, соответствующий высшей степени окисления, V_2O_5 . Этот оксид обладает кислотными свойствами. В качестве гидроксида ему соответствует неустойчивая метаванадиевая кислота HVO_3 (ее соли - ванадаты - устойчивые соединения).

Задачи для самостоятельного решения

1. Какую высшую и низшую степень окисления проявляют углерод, мышьяк, сера и хлор? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов, отвечающих этим соединениям.
2. На каком основании хром и сера, фосфор и ванадий расположены в одной группе периодической системы? Почему их помещают в различных подгруппах?
3. Опишите химические свойства элемента с порядковым номером 31 и свойства его соединений по положению элемента в периодической таблице.
4. Почему марганец проявляет металлические свойства, а хлор - неметаллические? Напишите формулы оксидов и гидроксидов этих соединений.
5. Какую низшую степень окисления проявляют водород, фтор, сера и азот? Почему? Составьте формулы и названия соединений кальция с данными элементами в низшей степени окисления.
6. У какого из p-элементов пятой группы периодической системы - фосфора или сурьмы - сильнее выражены неметаллические свойства? Какое из водородных соединений данных элементов является более сильным восстановителем?
7. Какую высшую степень окисления могут проявлять германий, ванадий, марганец и ксенон? Почему? Составьте формулы оксидов данных соединений, отвечающие этой степени окисления.

Вопросы для самостоятельной работы по теме «Основы термодинамики»

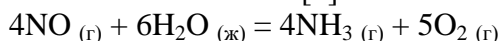
1. Предмет изучения химической термодинамики. Дайте определения следующим понятиям: система, фаза, параметры и функции состояния. Классифицируйте системы по способу обмена энергией и веществом с окружающей средой. Что в химии называют процессом. Как классифицируют различные процессы.
2. Сформулируйте основное свойство функций состояния.
3. Сформулируйте первый закон термодинамики и поясните смысл входящих в уравнение закона величин.
4. Что является предметом изучения термохимии. Сформулируйте закон И.Гесса и следствия из закона Гесса. Запишите уравнения, которые их выражают.
5. Понятие о экзотермических и эндотермических реакциях. Как определить тепловой эффект химической реакции. Энтальпия.
6. Понятие энтропии. Сформулируйте второй закон термодинамики. Сформулируйте понятие о термодинамической вероятности системы и запишите формулу Больцмана.
7. Как рассчитывается свободная энергия Гиббса - что она характеризует. Стандартная энергия Гиббса.

Примеры решения типовых задач

Пример 1. Вычислить тепловой эффект химической реакции при 298 К:

- 1) при $P = \text{const}$;
- 2) при $V = \text{const}$.

Решение. Тепловой эффект образования веществ при стандартных условиях найти по таблице стандартных теплот образования веществ в Кратком справочнике физико-химических величин [9].



1. Так как в условии задачи рекомендуется применить теплоты образования участников реакции, то для решения задачи применяют первое следствие из закона Гесса.

2. Формулировка первого следствия из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном давлении, равен сумме энтальпий образования продуктов реакции за вычетом суммы энтальпий образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов.

3. Первое следствие из закона Гесса в общем виде математически записывается следующим образом

$$\Delta H^0_{\text{г},298} = \sum \nu_i \Delta H^0_{298, \text{f (прод)}} - \sum \nu_i \Delta H^0_{298, \text{f (исх)}} \quad (1.1),$$

где $\Delta H^0_{\text{г},298}$ - тепловой эффект химической реакции;

$\sum \nu_i \Delta H^0_{298, \text{f (прод)}}$, $\sum \nu_i \Delta H^0_{298, \text{f (исх)}}$ алгебраическая сумма теплот образования продуктов и исходных веществ соответственно;

ν_i - число моль данного участника реакции.

4. Для рассматриваемой реакции

$$\Delta H^0_{\text{г},298} = (4\Delta H^0_{298, \text{f ()}} + 5\Delta H^0_{298, \text{f ()}}) - (4\Delta H^0_{298, \text{f ()}} + 6\Delta H^0_{298, \text{f ()}})$$

5. Выписываем термодинамические константы участников реакции

Вещество	$\Delta H^0_{298, \text{f}}$, кДж/моль
продукты	
$\text{NH}_3_{(\text{г})}$	- 46,19
$\text{O}_2_{(\text{г})}$	0
исходные вещества	
$\text{NO}_{(\text{г})}$	90,37
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$	-285,84

$$\begin{aligned} \Delta H^0_{\text{г},298} &= (4 \times (-46,19) + 5 \times 0) - (4 \times 90,37 + 6 \times (-285,84)) = \\ &= -184,76 - (361,48 - 1715,04) = -184,76 - (-1353,56) = 1168,8 \text{ кДж.} \end{aligned}$$

Обратите внимание на размерность величин

6. По известному значению теплового эффекта реакции $\Delta H^0_{\text{г},298}$ при постоянном давлении можно рассчитать тепловой эффект реакции при постоянном объеме $Q_V = \Delta U$.

При условии, что $P = \text{const}$ и $T = \text{const}$ взаимосвязь $\Delta H^0_{\text{г},298}$ и ΔU определяется выражением

$$\Delta H^0_{\text{г},298} = Q_p = \Delta U + P\Delta V = \Delta U + (PV_2 - PV_1) = \Delta U + (n_2RT - n_1RT) = \Delta U + \Delta nRT$$

$$\Delta H^0_{\text{г},298} = \Delta U + \Delta nRT \quad (3.1.2),$$

где Δn - изменение числа молей газообразных продуктов реакции и исходных веществ

$$\Delta n = \sum n_{(\text{прод})} - \sum n_{(\text{исх})},$$

Таким образом тепловой эффект реакции при постоянном объеме ΔU равен

$$\Delta U = \Delta H^0_{\text{г},298} - \Delta nRT$$

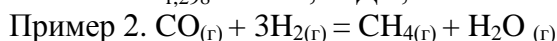
Для рассматриваемой реакции $\Delta n = (4 + 5) - 4 = 5$ моль.

7. Обратите внимание на размерность энтальпии реакции и слагаемого ΔnRT :

Энтальпия реакции 1168,8 кДж должна быть переведена в Дж.

$$\Delta U = 1168,8 \times 10^3 - 5 \times 8,314 \times 298 = 1168800 - 12387,86 = 1156412,14 = 1156,4 \text{ кДж}$$

Ответ: $\Delta H^0_{\text{г},298} = 1168,8 \text{ кДж}$; $\Delta U = 1156,4 \text{ кДж}$.



1. Для указанной реакции *при стандартных условиях* вычислить:

- изменение энтальпии;

- изменение энтропии;
- определить изменение изобарно-изотермического потенциала и сделать вывод о возможности протекания реакции в данных условиях.

2. Рассчитать константу равновесия для температур 298 К. Сделать вывод о состоянии равновесия.

Решение.

1. Выпишем табличные данные, необходимые для решения:

Вещества	$\Delta H^0_{298, f}$ кДж/моль	$S^0_{298, f}$ Дж/моль·К	$C^0_{p, 298}$ Дж/моль·К	$C_p = f(T)$				Температурный интервал
				a	$b \cdot 10^{-3}$	$c \cdot 10^{-6}$	$c' \cdot 10^{-5}$	
$CH_{4(g)}$	- 74,85	186,19	35,79	17,45	60,46	- 1,117	-	298-1500
$H_2O_{(г)}$	- 241,84	188,74	33,56	30,00	10,71		0,33	298-2500
$CO_{(г)}$	-110,5	197,4	29,15	28,41	4,10		-0,46	298-2500
$H_{2(г)}$	0	130,6	28,83	27,28	3,26	-	0,502	298-3000

2. Определяем изменение энтальпии при стандартных условиях по первому следствию из закона Гесса (смотрите пункты 2° и 3° решения задачи 1, уравнение (1.1):

$$\Delta H^0_{r, 298} = \sum \nu_i \Delta H^0_{298, f(\text{прод})} - \sum \nu_i \Delta H^0_{298, f(\text{исх})}$$

$$\Delta H^0_{r, 298} = (1 \times (-74,85) + 1 \times (-241,84)) - (1 \times (-110,5) + 3 \times 0) = -206,19 \text{ кДж} = -206190 \text{ Дж. } \Delta H^0_{r, 298} < 0, \text{ следовательно реакция экзотермическая.}$$

3. Энтропия - это функция, характеризующая меру беспорядка. В системе находятся только газообразные вещества, и в результате реакции количество молей убывает. Следовательно, в результате реакции то энтропия снижается.

Количественно изменение энтропии определим по формуле, аналогичной формуле первого следствия закона Гесса:

$$\Delta S^0_{r, 298} = \sum \nu_i S^0_{298, f(\text{прод})} - \sum \nu_i S^0_{298, f(\text{исх})}$$

$$\Delta S^0_{r, 298} = (1 \times 186,19 + 1 \times 188,74) - (1 \times 197,4 + 3 \times 130,6) = 374,93 - 589,2$$

$$\Delta S^0_{r, 298} = -214,27 \text{ Дж/К}$$

4. Определяем изменение изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса) реакции по обобщенному уравнению первого и второго начал термодинамики:

$$\Delta G^0_{r, 298} = \Delta H^0_{r, 298} - T \times \Delta S^0_{r, 298} = -206190 \text{ Дж.} - 298 \text{ К} \times (-214,27) \text{ Дж/К}$$

$$\Delta G^0_{r, 298} = -206190 + 63852,46 = -142337,5 \text{ Дж} = -142,34 \text{ кДж}$$

Протекание реакции в прямом направлении при данных условиях термодинамически разрешено, поскольку $\Delta G^0_{r, 298} < 0$.

5. Константа равновесия реакции равна

Величину K_p при $T = 298 \text{ К}$ рассчитаем по уравнению изотермы реакции при стандартных условиях.

$$\Delta G^0_t = -RT \ln K_p$$

$$\ln K_p = -(\Delta G^0_t / RT);$$

$$\ln K_{p(298)} = -(-214,39 \times 10^3) / (8,31 \times 298) = 86,5 \quad K_{p(298)} = 3,8 \times 10^{37}$$

По величине K_p можно сделать вывод о состоянии равновесия в системе.

- Если K_p меньше 1, то система далека от состояния равновесия и реакция фактически в данных условиях протекает в обратном направлении.
- Если K_p близка к 1, то система близка к состоянию равновесия.
- В рассматриваемом случае при $T = 298$ константа равновесия K_p очень велика, следовательно, реакция протекает в прямом направлении и равновесие практически полностью смещено в сторону образования продуктов.

Увеличение температуры вызывает незначительное смещение равновесия в сторону исходных веществ, что отвечает качественному правилу Ле Шателье.

$$\text{Ответ: } \Delta H^0_{r, 298} = -206,19 \text{ кДж; } \Delta S^0_{r, 298} = -214,27 \text{ Дж/К; } \Delta G^0_{r, 298} = -142,34 \text{ кДж}$$

$$K_{p(298)} = 3,8 \times 10^{37}; K_{p(500)} = 1,2 \times 10^{10}$$

Задачи для самостоятельного решения

1. Вычислить тепловой эффект химической реакции при 298 К:

1) при $P = \text{const}$; 2) при $V = \text{const}$.

Тепловой эффект образования веществ при стандартных условиях найти по таблице стандартных теплот образования веществ.

2. Для указанной реакции *при стандартных условиях* вычислить:

- изменение энтальпии;

- изменение энтропии;

- определить изменение изобарно-изотермического потенциала и сделать вывод о возможности протекания реакции в данных условиях.

3. Рассчитать константу равновесия для температур 298 К. Сделать вывод о состоянии равновесия.

Таблица вариантов

№ варианта	Реакция	№ варианта	Реакция
1	$2\text{H}_2 + \text{CO} = \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{ж})}$	14	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SOCl}_2$
2	$4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} + 2\text{Cl}_2$	15	$\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
3	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{тв})} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$	16	$2\text{CO} + \text{SO}_2 = \text{S}_{\text{ромб}} + 2\text{CO}_2$
4	$2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2$	17	$\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_{2(\text{г})}$
5	$4\text{NO}_{\text{г}} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2$	18	$\text{CO}_2 + \text{H}_2 = \text{CO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
6	$2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$	19	$\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
7	$\text{N}_2\text{O}_4 = 2\text{NO}_2$	20	$2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$
8	$\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	21	$\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$
9	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$	22	$\text{C}_2\text{H}_6 = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$
10	$\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$	23	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} = \text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
11	$\text{S}_{\text{ромб}} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{SO}_2 + 2\text{H}_2$	24	$\text{CH}_3\text{CHO}_{(\text{г})} + \text{H}_2 = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$
12	$\text{S}_{\text{ромб}} + 2\text{CO}_2 = \text{SO}_2 + 2\text{CO}$	25	$\text{C}_6\text{H}_6_{(\text{ж})} + 3\text{H}_2 = \text{C}_6\text{H}_{12}$
13	$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$		

Вопросы для самостоятельной работы по теме «Химическая кинетика и химическое равновесие»

1. Предмет химической кинетики. Понятие о скорости химической реакции. Средняя и истинная скорость реакции. Физический смысл константы скорости химической реакции.

2. От каких факторов зависит скорость протекания химических реакций?

3. Сформулируйте закон действующих масс. Как зависит скорость реакции от температуры. Сформулируйте правило Вант-Гоффа, запишите уравнение Аррениуса и поясните смысл всех входящих в уравнение величин.

4. Что такое энергия активации. Нарисуйте энергетическую диаграмму экзотермической химической реакции.

5. Сформулируйте основные положения теории активных столкновений и теории переходного состояния.

6. какое явление называется катализом. Перечислите основные закономерности катализа. Объясните роль катализатора в химических процессах.

7. Что такое химическое равновесие? Запишите выражение для константы химического равновесия для жидкофазных и газофазных химических реакций.

8. Динамический характер химического равновесия. Сформулируйте принцип Ле Шателье. Смещение химического равновесия путем изменения температуры, давления, концентрации.

9. По какому признаку реакции подразделяются на простые и сложные, гомогенные и гетерогенные?

10. Какие реакции называются сложными? Какая стадия сложной реакции является лимитирующей?

11. Перечислите факторы, от которых зависит скорость реакции.

12. Как формулируется и как записывается в математическом виде правило Вант-Гоффа?

13. Какая энергия называется энергией активации? Как она влияет на скорость химической реакции? Зависит ли она от температуры?

14. Каков физический смысл предэкспоненциального множителя в уравнении Аррениуса? От чего он зависит и не зависит?

15. Кинетическое уравнение реакции имеет вид $V = k \cdot C_A \cdot C_B$. Как изменится скорость при увеличении концентраций А и В в 2 раза? Как при этом изменится константа скорости?

Примеры решения типовых задач

1. При некоторой температуре константа скорости реакции $H_2(g) + I_2(g) = 2HI(g)$ равна 0.16 моль/л. Частные порядки по H_2 и I_2 совпадают со стехиометрическими коэффициентами в уравнении реакции. Исходные концентрации реагирующих веществ $C(H_2) = 0,04$ моль/л, $C(I_2) = 0.05$ моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость при $C(H_2) = 0.03$ моль/л.

2. Рассчитайте, как изменится скорость реакции $2NO(g) + O_2(g) = 2NO_2(g)$, если: а) уменьшить объем, занимаемый газами, в 2 раза; б) увеличить $C(CO)$ в 3 раза, а $C(O_2)$ в 2 раза. Частные порядки реакции совпадают с соответствующими стехиометрическими коэффициентами.

3. Во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе $C_2Cl_4(g) + Cl_2(g) = C_2Cl_6(g)$, если температуру повысить от 10 до 100 °С? Температурный коэффициент реакции равен 3.2.

4. При 80°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Сколько потребуется времени для проведения той же реакции: а) при 120°C; б) при 60°C? Температурный коэффициент данной реакции равен 2.

5. Составьте в общем виде кинетическое уравнение реакции $2CO(g) + O_2(g) = 2CO_2(g)$. Вычислите во сколько раз изменится скорость прямой реакции при увеличении температуры от 40 до 60°C, если температурный коэффициент реакции равен 4.

6. Составьте кинетическое уравнение и определите общий порядок реакции $H_2 + Br_2 = 2HBr$, протекающей в газовой фазе, если при увеличении концентрации H_2 в 3 раза скорость реакции возрастает также в 3 раза, а при увеличении концентрации Br_2 в 16 раз скорость реакции возрастает в 4 раза. Вычислите, во сколько раз изменится скорость реакции при уменьшении давления в системе в 9 раз.

7. Температурный коэффициент протекающей в гомогенной системе реакции $\text{CH}_3\text{CHO}(\text{г}) = \text{CH}_4(\text{г}) + \text{CO}(\text{г})$ равен 2.5. Вычислите во сколько раз увеличится скорость реакции при изменении температуры от 293 до 333 К. Запишите кинетическое уравнение реакции в общем виде.

Вопросы для самостоятельной работы по теме «Теория электролитической диссоциации»

1. Какой процесс называют электролитической диссоциацией. Напишите уравнения диссоциации кислот, оснований, солей и комплексных солей.
2. Степень диссоциации. Классифицируйте электролиты по степени диссоциации. Перечислите факторы, влияющие на степень диссоциации слабых электролитов.
3. Запишите уравнение диссоциации слабого электролита и запишите выражение для константы диссоциации. Сформулируйте закон разбавления Оствальда и запишите формулу.
4. В чем заключается особенность поведения сильных электролитов в водных растворах? Как вычислить активность и коэффициент активности сильного электролита. В чем смысл теории сильных электролитов Дебая-Хюккеля?

Вопросы для самостоятельной работы по теме «Гидролиз солей»

1. Какой процесс называется гидролизом солей.
2. Приведите видов гидролиза солей. Как определить реакцию среды раствора гидролизующейся соли?
 1. Запишите формулы для определения степени гидролиза и константы гидролиза и дайте определения. Каким образом можно сместить равновесие реакции гидролиза.
 2. Перечислите факторы, влияющие на степень гидролиза. Как влияют на степень гидролиза температура, разбавление, pH среды.

Примеры решения типовых задач

Расчет pH в растворах гидролизующихся солей

Пример 1. Рассчитать pH и степень гидролиза в 0,1 моль/дм³ растворе CH_3COONa , $K_{\text{CH}_3\text{COOH}} = 1,75 \cdot 10^{-5}$.

Решение. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, т.е. гидролизуеться в растворе по аниону. Записывают уравнение гидролиза



$$[\text{OH}^-] = = 0,75 \cdot 10^{-5} \text{ моль/дм}^3$$

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-] = -\lg 7,5 \cdot 10^{-5} = 5,12$$

$$\text{pH} = 14 - 5,12 = 8,88 \quad \text{среда основная}$$

$$h = 0,75 \cdot 10^{-5} / 0,1 = 0,75 \cdot 10^{-4} \text{ или } 0,75 \cdot 10^{-2} \% \quad \text{среда основная}$$

Пример 2. Вычислить pH и pOH 0,01 моль/дм³ раствора NH_4Cl , $K_{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} = 1,8 \cdot 10^{-5}$

Решение. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты, т.е. гидролизуеться в растворе по катиону. Записывают уравнение гидролиза



$$[\text{H}^+] = = 2,37 \cdot 10^{-6} \text{ моль/дм}^3$$

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 2,37 \cdot 10^{-6} = 5,62 ; \text{pOH} = 14 - 5,62 = 8,38 \text{ среда слабкокислая}$$

Задачи для самостоятельного решения

1. В 500 мл раствора содержится 2,52г Na_2CO_3 . Определить pH и степень гидролиза соли.
2. В 0,5 л раствора содержится 4,1г CH_3COONa . Вычислить pH и степень гидролиза соли.
3. В 200 мл раствора содержится 0,65г KCN . Определить pH и степень гидролиза соли. К 20мл воды прибавили 5мл 3М раствора KNO_2 . Вычислить pH раствора и степень гидролиза соли.
4. В растворе какой соли одинаковой концентрации среда более щелочная: Na_2S или Na_2CO_3 ; Na_2CO_3 или CH_3COONa ; Na_3PO_4 или CH_3COONa ?
5. Какую среду (кислую, нейтральную или щелочную) имеют водные растворы солей (NH_4) $_2\text{CO}_3$, Na_3PO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, KCl , $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, SnCl_2 , BiCl_3 , CH_3COONa , NaCl , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, BiCl_3 ?
6. В 500мл раствора содержится 2,52г Na_2CO_3 . Определить pH и степень гидролиза соли.
7. Вычислить степень гидролиза и pH 0,1М раствора нитрита калия. $K_{\text{HNO}_2} = 4 \cdot 10^{-4}$.
Ответ: $1,58 \cdot 10^{-5}$, 8,20.
8. Какую навеску ацетата натрия следует растворить в 500 см воды, чтобы pH раствора был равен 9? (8,5800 г)
9. Вычислить pH 0,03 моль/дм раствора нитрата аммония и 0,05 моль/дм раствора хлорида аммония. (5,39; 5,28)
10. Рассчитать константу, степень гидролиза, pH и pOH ацетата калия в 0,1 моль/дм³ растворе этой соли.
11. Приведите примеры растворимых в воде солей, среда растворов которых нейтральная, кислая, щелочная. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
12. Приведите примеры солей, гидролиз которых идет только по катиону, только по аниону, и по катиону и по аниону одновременно. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
13. Приведите примеры солей, гидролиз которых возможен по одной, двум и трем ступеням. Напишите уравнения их гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
14. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения совместного гидролиза: а) сульфата хрома (III) и карбоната натрия и б) нитрата алюминия и сульфида калия.
15. Как влияет добавление растворов KOH , ZnCl_2 , Na_2S , соляной кислоты и твердого NaCl на гидролиз карбоната калия (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).
16. Как влияет добавление растворов NaOH , Na_2CO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, серной кислоты и твердого K_2SO_4 на гидролиз хлорида цинка (гидролиз усиливает, ослабляется, влияния не наблюдается).
17. Напишите в молекулярном и ионном виде уравнения трех степеней гидролиза хлорида железа (III). Объясните, почему при комнатной температуре гидролиз идет только по первой ступени, а при кипячении раствора - по всем трем.
18. В одномолярном растворе нитрата цинка водородный показатель (pH) равен 2. Чему равна степень гидролиза соли (%)?

Примеры решения типовых задач

Определение активной концентрации раствора и ионной силы

Алгоритм решения:

- 1. Написать уравнение диссоциации сильного электролита.
- 2. Определить молярную концентрацию ионов в растворе.
- 3. Вычислить ионную силу раствора.

- 4. Рассчитать или найти значения коэффициентов активности в справочной литературе.
- 5. Рассчитать активность ионов.

Пример 1. Рассчитать активность ионов в растворе хлорида цинка с концентрацией 0,005 моль/дм³

Решение.

1. $\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$
2. $C_{\text{Zn}^{2+}} = 0,005 \text{ моль/дм}^3$; $C_{\text{Cl}^-} = 2C_{\text{Zn}^{2+}} = 2 \cdot 0,005 = 0,01 \text{ моль/дм}^3$
3. $I = 1/2 (C_{\text{Zn}^{2+}} \cdot 2^2 + C_{\text{Cl}^-} \cdot 1^2) = 1/2 (0,005 \cdot 4 + 0,010 \cdot 1) = 0,015$
4. $f_{\text{Zn}^{2+}} = 0,64$; $f_{\text{Cl}^-} = 0,88$ - находят по таблицам справочника Ю.Ю.Лурье или рассчитывают так как в примере 1.
5. $a_{\text{Zn}^{2+}} = f \cdot C = 0,64 \cdot 0,005 = 3,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$
 $a_{\text{Cl}^-} = f \cdot C = 0,88 \cdot 0,010 = 8,8 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$

Пример 2. Рассчитать активность ионов Na^+ и SO_4^{2-} в растворе, в 1 дм³ которого содержится 0,005 моль Na_2SO_4 и 0,002 моль CH_3COOH .

Решение.

1. $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$
- Ионизацией молекул уксусной кислоты пренебрегают, так как слабые электролиты не вносят существенного вклада в ионную силу.
2. $C_{\text{Na}^+} = 2 \cdot 0,005 = 0,01 \text{ моль/дм}^3$; $C_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,005 \text{ моль/дм}^3$
 3. $I = 1/2 (0,01 \cdot 1^2 + 0,005 \cdot 2^2) = 0,015$
 4. $f_{\text{Na}^+} = 0,89 \cdot 0,01 = 8,9 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$;
 $f_{\text{SO}_4^{2-}} = 0,63 \cdot 0,05 = 3,15 \cdot 10^{-3} \text{ моль/дм}^3$ - находят по таблицам справочника []рассчитывают так как в примере 1.

Пример 3. Рассчитать ионную силу раствора, полученного при смешивании равных объемов 0,3 моль/дм³ растворов карбоната, хлорида и гидроксида аммония.

Решение.

1. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 $\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

Ионизацией молекул гидроксида аммония пренебрегают, так как слабые электролиты почти не влияют на ионную силу раствора.

2. При сливании общий объем полученного раствора увеличился в три раза, следовательно, концентрации ионов стали равны:

- $C_{\text{NH}_4^+} = 3 \cdot 0,1 = 0,3 \text{ моль/дм}^3$;
 $C_{\text{CO}_3^{2-}} = 0,1 \text{ моль/дм}^3$;
 $C_{\text{Cl}^-} = 0,1 \text{ моль/дм}^3$
3. $I = 1/2 (0,3 \cdot 1^2 + 0,1 \cdot 1^2 + 0,1 \cdot 1^2) = 0,4$

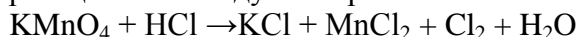
Вопросы для самостоятельной работы по теме «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Дайте определение степени окисления элемента. Приведите примеры.
2. Дайте определение процессам окисления и восстановления. Приведите примеры.
3. Что такое окислитель и восстановитель. Перечислите типичные окислители и восстановители.
4. Как связаны окислительно-восстановительные свойства элементов с их степенью окисления.
5. Как рассчитать эквиваленты окислителей и восстановителей.
6. Перечислите основные типы окислительно-восстановительных реакций и приведите примеры.

Примеры решения типовых задач

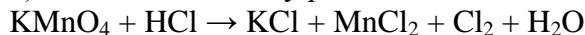
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Пример 1. Расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции по методу электронно-ионного баланса.

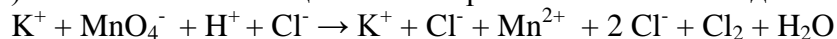


Решение: При составлении окислительно-восстановительных реакций по методу электронно-ионного баланса придерживаются следующей последовательности:

1) Записывают схему реакции.



2) Записывают все вещества-электролиты в ионном виде.



3) Из частиц, изменивших свое состояние в результате реакции, выделяют полуреакцию окисления и полуреакцию восстановления.

4) Уравнивают число атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций с учетом реакции среды.

5) Уравнивают суммарное число зарядов в обеих частях каждой полуреакции; для этого прибавить к левой и правой частям полуреакции необходимое число электронов.

6) Подбирают множители (основные коэффициенты) для полуреакций так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении.

7) Сложить уравнения полуреакций с учетом найденных основных коэффициентов.

8) Переносят найденные коэффициенты в уравнение реакции.

$2\text{Cl}^- - 2\bar{e}$	\rightarrow	Cl_2	5
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e}$	\rightarrow	$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2
$10\text{Cl}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+$	\rightarrow	$5\text{Cl}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$	

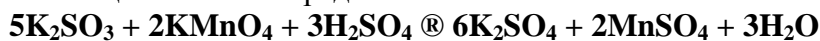


Следует иметь в виду, что в водных растворах связывание избыточного кислорода и присоединение кислорода в восстановителе происходит по-разному в кислой, нейтральной и щелочной средах. В кислых растворах избыток кислорода связывается ионами водорода с образованием молекул воды, а в нейтральных и щелочных - молекулами воды с образованием гидроксид-анионов.

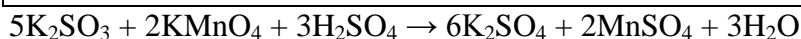
Ниже приведены примеры составления электронно-ионного баланса для типичных окислительно-восстановительных реакций.

Реакции с участием перманганата калия в качестве окислителя

1. Реакции в кислой среде

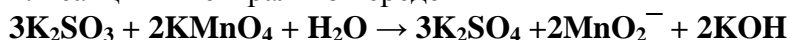


$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e}$	$\rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2
$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e}$	$\rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	5
$2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$		
или $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} + 5\text{SO}_4^{2-}$		



Фиолетовый раствор KMnO_4 обесцвечивается при добавлении раствора K_2SO_3 .

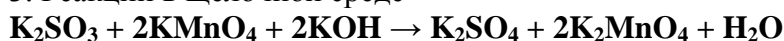
2. Реакции в нейтральной среде



$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e}$	$\rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	2
$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- - 2\bar{e}$	$\rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	3
$2\text{MnO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 6\text{OH}^- \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 8\text{OH}^- + 3\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$		
или $2\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 2\text{OH}^- + 3\text{SO}_4^{2-}$		

Фиолетовый раствор KMnO_4 после окончания реакции обесцвечивается и наблюдается выпадение бурого осадка.

3. Реакции в щелочной среде



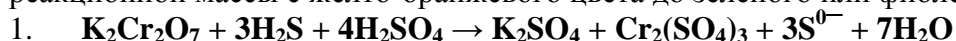
$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	1
$\text{MnO}_4^- + \text{e}^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	2
$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- + 2\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^{2-}$	

Фиолетовый раствор KMnO_4 превращается в зеленоватый раствор K_2MnO_4 .

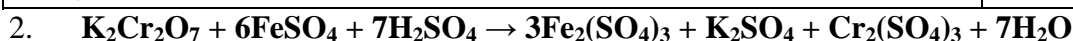
Таким образом,

Реакции с дихроматом калия в качестве окислителя

Степень окисления хрома понижается с +6 до +3. Наблюдается изменение окраски реакционной массы с желто-оранжевого цвета до зеленого или фиолетового.



$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1
$\text{H}_2\text{S}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^0 + 2\text{H}^+$	3
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{H}_2\text{S} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}^0$	



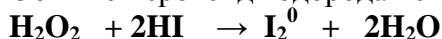
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1
$\text{Fe}^{2+} - \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{3+}$	6
$6\text{Fe}^{2+} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	



$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	1
$2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2^0$	3
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Cl}^- + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{Cl}_2^0 + 7\text{H}_2\text{O}$	

Пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях

Обычно пероксид водорода используют как окислитель:



$2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2^0$	1
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	1
$2\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	

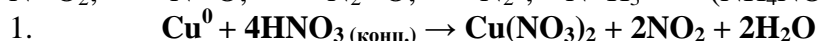
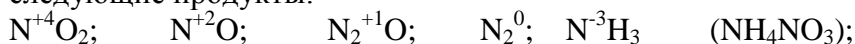
При действии сильных окислителей пероксид водорода может окисляться, образуя кислород и воду.



$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2
$\text{H}_2\text{O}_2 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+$	5
$2\text{MnO}_4^- + 5\text{H}_2\text{O}_2 + 16\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2 + 10\text{H}^+$ или $2\text{MnO}_4^- + 5\text{H}_2\text{O}_2 + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{O}_2$	

Окислительные свойства азотной кислоты

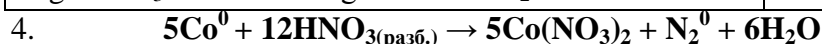
Окислителем в молекуле азотной кислоты является нитрат-анион $\text{N}^{+5}\text{O}_3^-$, который в зависимости от концентрации HNO_3 и силы принимает от 1 до 8 электронов, образуя следующие продукты:



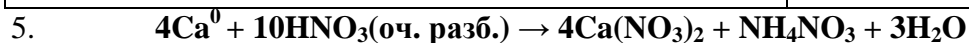
$\text{Cu}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{+2}$	1
$\text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	2
$\text{Cu}^0 + 2\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	



$\text{Ag}^0 - \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^+$	3
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	1
$3\text{Ag}^0 + \text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 3\text{Ag}^+ + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	

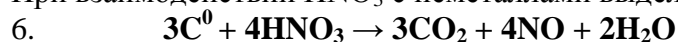


$\text{Co}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Co}^{+2}$	5
$2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10\text{e}^- \rightarrow \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	1
$5\text{Co}^0 + 2\text{NO}_3^- + 12\text{H}^+ \rightarrow 5\text{Co}^{2+} + \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	

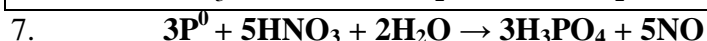


$\text{Ca}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ca}^{+2}$	4
$\text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- \rightarrow \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	1
$4\text{Ca}^0 + \text{NO}_3^- + 10\text{H}^+ \rightarrow 4\text{Ca}^{2+} + \text{NH}_4^+ + 3\text{H}_2\text{O}$	

При взаимодействии HNO_3 с неметаллами выделяется, как правило, NO:



$\text{C}^0 + 2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{CO}_2 + 4\text{H}^+$	3
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	4
$3\text{C}^0 + 6\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_3^- + 16\text{H}^+ \rightarrow 3\text{CO}_2 + 12\text{H}^+ + 4\text{NO} + 8\text{H}_2\text{O}$	
или $3\text{C}^0 + 4\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	

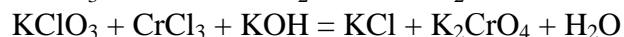
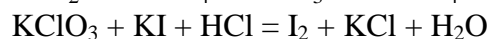
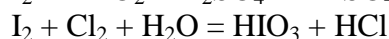
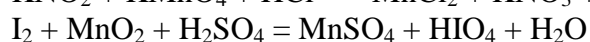


$\text{P}^0 + 4\text{H}_2\text{O} - 5\text{e}^- \rightarrow \text{PO}_4^{3-} + 8\text{H}^+$	3
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	5
$3\text{P}^0 + 12\text{H}_2\text{O} + 5\text{NO}_3^- + 20\text{H}^+ \rightarrow 3\text{PO}_4^{3-} + 24\text{H}^+ + 5\text{NO} + 10\text{H}_2\text{O}$ или $3\text{P}^0 + 2\text{H}_2\text{O} + 5\text{NO}_3^- \rightarrow 3\text{PO}_4^{3-} + 4\text{H}^+ + 5\text{NO}$	

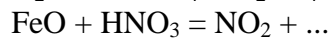
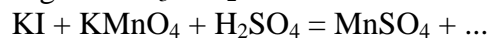
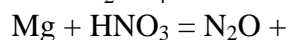
Задачи для самостоятельного решения

1. Укажите, какие из указанных веществ могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность: KI, Cl_2 , Na_2SO_3 , H_2O_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, H_2S , SO_2 .

2. Расставьте коэффициенты в уравнениях следующих реакций. Определите эквиваленты окислителей и восстановителей:



3. Завершите уравнения реакций и расставьте коэффициенты. Определите эквиваленты окислителей и восстановителей:



Вопросы для самостоятельной работы по теме

«Электродные потенциалы и электродвижущие силы. Характеристика ХИТ»

1. Какие устройства называются химическими источниками электрической энергии. Опишите устройство и принцип действия гальванического элемента Якоби-Даниэля.
2. Что такое электродный потенциал. Как он может быть определен.
3. Как определить направление протекания ОВР.

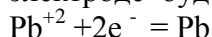
Примеры решения типовых задач

Пример 1. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в раствор нитрата свинца. Вычислить ЭДС элемента, написать уравнения электродных процессов, составить схему элемента.

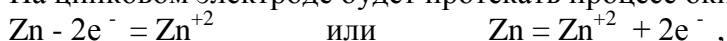
Решение. Чтобы определить ЭДС элемента, необходимо вычислить электродные потенциалы. Из таблицы стандартных электродных потенциалов выписываем значения стандартных электродных потенциалов систем: Zn^{2+}/Zn (-0,76 В) и Pb^{2+}/Pb (-0,13 В), а затем рассчитываем значения φ по уравнению Нернста:

Находим ЭДС элемента:

Поскольку потенциал свинца имеет более положительное значение, то на свинцовом электроде будет происходить восстановление, т.е. он будет служить катодом:



На цинковом электроде будет протекать процесс окисления



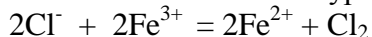
т.е. этот электрод будет анодом.

Схема рассматриваемого гальванического элемента имеет следующий вид.

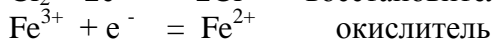
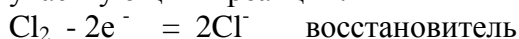


Пример 2. Установить, в каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции $NaCl + Fe_2(SO_4)_3 = 2FeSO_4 + Cl_2 + Na_2SO_4$

Решение: Записывают уравнение реакции в сокращенной ионно-молекулярной форме:



Выписывают стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции:



Поскольку то окислителем будет служить хлор, а восстановителем - ион Fe^{2+} ; рассматриваемая реакция будет протекать справа налево.

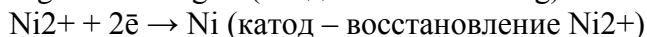
Пример 3. Записать уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при работе Г.Э., составленного из пластинок магния и никеля, погруженных в растворы одноименных с ними солей с концентрациями $CM(Mg^{2+}) = 0,01M$ и $CM(Ni^{2+}) = 0,001M$. Найти ЭДС данного элемента и записать суммарное уравнение процесса, проходящего в данном Г.Э.

Решение:

Схема (Г.Э.): (анод) $Mg \mid Mg^{2+} \parallel Ni^{2+} \mid Ni$ (катод).

Магний является анодом, т.к. он имеет меньший стандартный электродный потенциал.

Таким образом, уравнения катодного и анодного процессов будут выглядеть следующим образом:



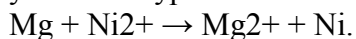
Для расчета ЭДС (ΔE) следует иметь в виду, что ЭДС не может быть отрицательной величиной, поэтому:

$$\Delta E = E(\text{кат.}) - E(\text{ан.}).$$

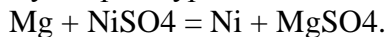
Электродные потенциалы катода и анода рассчитываются по уравнению Нернста:

$$\Delta E = E(\text{кат.}) - E(\text{ан.}) = -0,339\text{В} - (-2,459\text{В}) = 2,120\text{В}.$$

Уравнение ОВР, характеризующей работу данного Г.Э., получаем, сложив два электронных уравнения, подобно тому как складываются полуреакции (если необходимо, умножить уравнения на соответствующие множители для сокращения электронов):



Суммарное уравнение в молекулярном виде может быть таким:



Задачи для самостоятельного решения

1. Вычислить электродный потенциал серебра, опущенного в раствор его соли концентрацией 0,001 моль/л.
2. Составить схему работы гальванического элемента, составленного из пластин алюминия и свинца, опущенных в растворы их солей концентрацией 0,002 моль/л. Рассчитать ЭДС элемента.
3. В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи следующих гальванических элементов: а) $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$; б) $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$, если все растворы электролитов одномолярные? Какой металл будет растворяться в каждом из этих случаев?
4. Вычислить потенциал водородного электрода, погруженного: а) в раствор с pH 4; б) в раствор с pH 11.
5. Электродвижущая сила элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, опущенных в одномолярные растворы соответствующих солей, равна 0,47В. Изменится ли ЭДС, если взять растворы с концентрацией 0,001 моль/л? Ответы подтвердить расчетом.

4.4. Вопросы к экзамену

Раздел 1 – Строение атома. Химическая связь.

1. Двойственность природы электрона.
2. Квантовые числа.
3. Принцип Паули.
4. Формула электронного распределения.
5. Правило Хунда.
6. Периодические свойства нейтральных атомов.
7. Периодический закон и система элементов.
8. Гибридизация атомных орбиталей.
9. Структуры молекул.
10. Природа химической связи.
11. Свойства химической связи.
12. Виды химической связи.
13. Водородная связь.
14. Комплексные соединения.

Раздел 2 - Химическая термодинамика.

1. Классификация систем.
2. Основные термодинамические функции.
3. Энтальпия. Тепловые эффекты реакций.
4. Энтропия.
5. Свободная энергия Гиббса.
6. Направленность химических реакций.
7. Термодинамические расчеты.

Раздел 3 - Химическая кинетика.

1. Скорость химических реакций.
2. Факторы, влияющие на скорость реакций.
3. Закон Гульдберга-Вааге.
4. Правило Вант-Гоффа. Теория активных молекул.
5. Благоприятные соударения молекул.
6. Константа скорости реакций.
7. Молекулярные реакции.
8. Цепные реакции.
9. Гомогенный катализ.
10. Гетерогенный катализ.
11. Обратимые реакции.
12. Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.
13. Кинетика и равновесие в гетерогенных системах.
14. Расчет температур и констант равновесия.

Раздел 4 – Растворы.

1. Общие сведения о растворах.
2. Способы выражения концентраций растворов.
3. Физическая и химическая теории растворов.
4. Законы растворов неэлектролитов.
5. Электролитическая диссоциация.
6. Законы растворов электролитов.
7. Слабые электролиты. Закон Оствальда.
8. Сильные электролиты.
9. Теория сильных электролитов.
10. Ионные реакции.
11. Диссоциация воды. pH и pOH.
12. Гидролиз солей.
13. Теория кислотно-основных индикаторов.
14. Буферные растворы.

Раздел 5 – Электрохимия.

1. Электродные потенциалы.
2. Уравнение Нернста.
3. Водородный электрод.
4. Электроды сравнения.
5. Окислительно-восстановительные системы.
6. Окислительно-восстановительные потенциалы и их измерение.
7. Гальванические элементы.
8. Электродвижущая сила.
9. Коррозия металлов и её разновидности.
10. Химическая коррозия.
11. Электрохимическая коррозия.
12. Методы защиты от коррозии.
13. Электролиз расплавов и растворов.
14. Законы электролиза.
15. Аккумуляторы (сернокислотный, щелочной).

5. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

Оценка знаний, умений, навыка и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций по дисциплине проводится в форме текущего контроля и итоговой аттестации.

Текущий контроль проводится в течение сессии с целью определения уровня усвоения обучающимися знаний, формирования умений и навыков, своевременного выявления преподавателем недостатков в подготовке обучающихся и принятия необходимых мер по ее корректировке, а так же для совершенствования методики обучения, организации учебной работы и оказания обучающимся индивидуальной помощи. К текущему контролю относятся проверка знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности обучающихся:

- на занятиях (опрос, решение задач, ответы (письменные или устные) на теоретические вопросы, решение практических задач и выполнение заданий на практическом занятии, выполнение контрольных работ);
- по результатам выполнения индивидуальных заданий;
- по результатам проверки качества конспектов лекций, рабочих тетрадей и иных материалов;
- по результатам отчета обучающихся в ходе индивидуальной консультации преподавателя, проводимой в часы самостоятельной работы по имеющимся задолженностям.

- Итоговые испытания (экзамен) проводятся преподавателем, ведущим лекционные занятия по данной дисциплине.

- Инвалиды и лица с ограниченными возможностями здоровья, имеющие нарушения опорно-двигательного аппарата, могут допускаться на аттестационные испытания в сопровождении ассистентов-сопровождающих. Во время аттестационных испытаний обучающиеся могут пользоваться рабочей программой дисциплины, а также с разрешения преподавателя справочной и нормативной литературой, калькуляторами.

- Время подготовки ответа при сдаче экзамена в устной форме должно составлять не менее 40 минут (по желанию обучающегося ответ может быть досрочным). Время ответа – не более 15 минут.

- При подготовке к устному экзамену экзаменуемый, как правило, ведет записи в листе устного ответа, который затем (по окончании экзамена) сдается экзаменатору.

- При проведении устного экзамена экзаменационный билет выбирает сам экзаменуемый в случайном порядке.

Экзаменатору предоставляется право задавать обучающимся дополнительные вопросы в рамках программы дисциплины текущего семестра, а также, помимо теоретических вопросов, давать задачи, которые изучались на практических занятиях.

- Оценка результатов устного аттестационного испытания объявляется обучающимся в день его проведения. При проведении письменных аттестационных испытаний или компьютерного тестирования – в день их проведения или не позднее следующего рабочего дня после их проведения.

- Результаты выполнения аттестационных испытаний, проводимых в письменной форме, форме итоговой контрольной работы или компьютерного тестирования, должны быть объявлены обучающимся и выставлены в зачётные книжки не позднее следующего рабочего дня после их проведения.