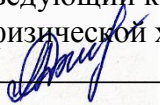


МИНОБРНАУКИ РОССИИ
АСТРАХАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

СОГЛАСОВАНО
Руководитель ОПОП
Лихтер А.М.

«31» мая 2021 г.

УТВЕРЖДАЮ
Заведующий кафедрой аналитической
и физической химии

 Джигола Л.А.

«03» июня 2021 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

ХИМИЯ

Составители

**Шакирова В.В., доцент, к.х.н., доцент
Реснянская А.С., доцент, к.х.н., доцент**

Направление подготовки

03.03.02 ФИЗИКА

Направленность (профиль) ОПОП

ИНЖЕНЕРНАЯ ФИЗИКА

Квалификация (степень)

бакалавр

Форма обучения

очная

Год приема

2021

Курс

1

1. ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

1.1. Целями освоения дисциплины «Химия» являются: формирование у студентов целостного представления о процессах и явлениях, происходящих в природе, пониманию современных научных методов познания природы и их использованию в профессиональной деятельности.

1.2. Задачи освоения дисциплины: углубление знаний об основных понятиях химии, важнейших теориях и законах с акцентированием внимания студентов на теоретических основах современной химической науки – строении вещества, химической термодинамике, кинетике процессов и др.

2. МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОПОП

2.1. Учебная дисциплина относится к базовой части Б1.Б.07.01

Дисциплина встраивается в структуру ОПОП как с точки зрения преемственности содержания, так и с точки зрения непрерывности процесса формирования компетенций выпускника.

Курс логически связан с теоретическими основами теоретическими основами химии, физики, элементарной математики, информатики в объеме средней школы. Следовательно, «входные» знания и умения обучающегося связаны со знанием теоретических основ вышеобозначенных дисциплин.

2.2 Для изучения данной дисциплины необходимы следующие знания умения и навыки, формируемые предшествующими дисциплинами:

- Математика, Физика, Химия

Знания: теоретические основы и положения основных разделов химической науки.

Умения: решать задачи по направлениям: строение атомов элементов и свойств простых и сложных веществ, образуемых этими элементами; производить термохимические расчеты, правильно определять направление протекания химических процессов, в том числе окислительно-восстановительных; составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций; рассчитывать различные характеристики растворов; предсказывать по строению атома его свойства; приводить примеры использования данных знаний в теории и практике физики и математики.

Навыки: использования теоретических основ и положений основных разделов химической науки должны способствовать осознанному применению основных положений химической науки для решения задач, которые постоянно возникают у специалистов физико-математического профиля.

2.3. Перечень последующих учебных дисциплин, для которых необходимы знания, умения и навыки, формируемые данной учебной дисциплиной:

- Физика атомного ядра и элементарных частиц,

-Электричество и магнетизм

3. КОМПЕТЕНЦИИ ОБУЧАЮЩЕГОСЯ, ФОРМИРУЕМЫЕ В РЕЗУЛЬТАТЕ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование элементов следующих компетенций в соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО по данному направлению подготовки:

а) универсальных

УК-6. Способен управлять своим временем, выстраивать и реализовывать траекторию саморазвития на основе принципов образования в течение всей жизни

б) общепрофессиональных

ОПК – 1 Способен использовать базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования.

Таблица 1
Декомпозиция результатов обучения

Код компетенции	Планируемые результаты освоения дисциплины		
	Знать (3)	Уметь (3)	Владеть (4)
УК-6.	ИУК-6.1 знать основные приемы эффективного управления собственным временем УК-6.2 знать основные методики самоконтроля, саморазвития и самообразования на протяжении всей жизни	ИУК-6.3 уметь эффективно планировать и контролировать собственное время ИУК-6.4 уметь использовать методы саморегуляции, саморазвития и самообучения	ИУК-6.5 владеть методами управления собственным временем ИУК-6.6 владеть технологиями приобретения, использования и обновления социокультурных и профессиональных знаний, умений и навыков УК-6.7 владеть методиками саморазвития и самообразования в течение всей жизни
ОПК – 1	ИОПК-1.1 знать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	ИОПК-1.2 уметь использовать базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	ИОПК-1.3 владеть навыками использования знаний естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применения методов математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования

4. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Объем дисциплины составляет 2 зачетные единицы, в том числе 54 часа, выделенных на контактную работу обучающихся с преподавателем (из них 18 часов – лекции, 36 часов – практические, семинарские занятия), и 18 часов – на самостоятельную работу обучающихся.

Таблица 2
Структура и содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела (темы)	Семестр	Неделя семестра	Контактная работа (в часах)			Сам. работа		Формы текущего контроля успеваемости (по неделям семестра) Форма промежуточной аттестации (по семестрам)
				Л	ПЗ	ЛР	КР	СР	
1	Раздел I. Реакционная способность веществ	1	1-4	4	8			5	Рейтинговая контрольная работа № 1, тестовый контроль
2	Тема 1.1. Основные химические понятия.	1	1	1	2				
3	Тема 1.2. Строение атомов и периодическая система элементов	1	2	1	2			2	
4	Тема 1.3. Основные классы неорганических соединений	1	3	1	2			1	
5	Тема 1.4. Химическая связь.	1	4	1	2			2	
6	Раздел II. Основы физической	1	5-8	4	8			4	Устный опрос

	химии								Решение задач
7	Тема 2.1. Энергетика химических процессов.	1	5-6	2	4			2	
8	Тема 2.2. Химическая кинетика и равновесие	1	7-8	2	4			2	
12	Раздел III. Химические системы	1	9-13	6	14			6	
13	Тема 3.1. Растворы. Дисперсные системы	1	9	2	4			2	Рейтинговая контрольная работа № 2. Тестовый контроль
14	Тема 3.2. Растворы электролитов	1	10-11	2	4			2	
15	Тема 3.3. Электрохимические системы	1	12-13	2	6			2	
16	Раздел IV. Коллоидная химия	1	14-17	4	6			3	
17	Тема 4.1. Поверхностные явления	1	14-15	2	2			1	Решение задач. Реферат
18	Тема 4.2. Коллоидные растворы, их строение, свойства, применение	1	16-17	2	4			2	
ИТОГО			18	18	36			18	ЭКЗАМЕН

Условные обозначения:

Л – занятия лекционного типа; ПЗ – практические занятия, ЛР – лабораторные работы; КР – курсовая работа; СР – самостоятельная работа по отдельным темам

Таблица 3
Матрица соотнесения разделов, тем учебной дисциплины и формируемых в них компетенций

Темы, разделы дисциплины	Кол-во часов	Компетенции		общее количество компетенций
		УК-6	ОПК-1	
Раздел I. Реакционная способность веществ	17	+	+	2
Тема 1.1. Основные химические понятия.	3	+	+	2
Тема 1.2. Строение атомов и периодическая система элементов	5	+	+	2
Тема 1.3. Основные классы неорганических соединений	4	+	+	2
Тема 1.4. Химическая связь.	5	+	+	2
Раздел II. Основы физической химии	16	+	+	2
Тема 2.1. Энергетика химических процессов.	8	+	+	2
Тема 2.2. Химическая кинетика и равновесие	8	+	+	2
Раздел III. Химические системы	26	+	+	2
Тема 3.1. Растворы. Дисперсные системы	8	+	+	2
Тема 3.2. Растворы электролитов	8	+	+	2
Тема 3.3. Электрохимические системы	10	+	+	2
Раздел IV. Коллоидная химия	13	+	+	2
Тема 4.1. Поверхностные явления	5	+	+	2
Тема 4.2. Коллоидные растворы, их строение, свойства, применение	8	+	+	2
Итого	72			2

Краткое содержание дисциплины

Раздел I. Реакционная способность веществ

Тема 1.1. Основные химические понятия. Материя и вещество. Атом, молекула, химический элемент. Валентность и степень окисления элемента. Атомная и молекулярная массы. Количество вещества - моль. Основные положения и формулировки фундаментальных химических теорий и законов. Основные положения и формулировки газовых законов химии. Основные положения и формулировки стехиометрических законов химии. Понятие химического эквивалента элемента и соединения. Молярная масса эквивалента и молярный эквивалентный объем.

Тема 1.2. Строение атомов и периодическая система элементов. Общее представление об атоме. Элементарные частицы атома, атомное ядро, изотопы, изобары, изотоны. Представление о корпускулярно- волновом дуализме микрочастиц (электрон - частица и волна). Квантовые числа (главное, орбитальное, магнитное, спиновое). Атомные орбитали s-, p-, d- и f- типа. Энергетические уровни электронов в одноэлектронном и многоэлектронном атомах. Принцип Паули, правило Хунда, правила Клечковского, принцип наименьшей энергии – как основа порядка заполнения атомных орбиталей. Основное и возбужденные состояния электронов в атоме.

Закон Мозли. Периодический закон Д. И. Менделеева. Современная формулировка закона. Причина периодичности изменения свойств элементов и их соединений. Структура периодической системы элементов. Периоды, группы, подгруппы. Атомные и ионные радиусы, электроотрицательность, потенциал (энергия) ионизации, сродство к электрону и периодичность их изменения для различных элементов. Положение элемента в Периодической системе как его главная характеристика. Изменение кислотно-основных и окислительно- восстановительных свойств веществ.

Тема 1.3. Основные классы неорганических соединений. Классификация неорганических соединений. Оксиды, кислоты, основания, соли, номенклатура, физические и химические свойства.

Тема 1.4. Химическая связь. Типы и характеристики химической связи. Метод валентных связей (МВС): ковалентная связь, механизмы ее образования и основные характеристики. Валентность. Кратность связей, σ - и π -связи. Гибридизация атомных орбиталей. Форма электронных облаков и геометрия молекул. Донорно- акцепторный механизм образования ковалентной связи. Полярность молекул. Диполи. Представление о молекулярных орбиталях. Нековалентные взаимодействия: ионная, межмолекулярная и водородная связи. Строение атомов металлов. Металлическая связь.

Раздел II. Основы физической химии

Тема 2.1. Энергетика химических процессов. Основные понятия химической термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия системы. Первый закон термодинамики. Тепловые эффекты химических реакций. Теплота (энтальпия) образования химических соединений. Закон Лавуазье-Лапласа. Основной закон термохимии - закон Гесса и следствия из него. Энтропия. Направление химических процессов в изолированных системах. Второй закон термодинамики. Энергия Гиббса. Направление и предел самопроизвольного течения химических реакций.

Тема 2.2. Химическая кинетика и равновесие. Скорость гомогенных реакций. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры и природы реагирующих веществ. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Уравнение Аррениуса. Скорость гетерогенных химических реакций. Их особенности. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия, принцип Ле-Шателье. Фазовое равновесие, основные понятия. Однокомпонентные системы, диаграмма состояния воды, фазовые переходы.

Раздел III. Химические системы

Тема 3.1. Растворы. Дисперсные системы. Растворы. Способы выражения концентрации растворов (процентная, молярная, нормальная, титр). Растворимость. Свойства истинных растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Дисперсные системы. Классификация дисперсных систем. Ме-

тоды получения коллоидных растворов (диспергирование, конденсация).

Тема 3.2. Растворы электролитов. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации (ионизации) кислот и оснований. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Обменные реакции в водных растворах. Кислотно-основные свойства соединений (теория электролитической диссоциации и протолитическая теория). Гидролиз солей. Произведение растворимости. Условия осаждения и растворения осадков.

Тема 3.3. Электрохимические системы. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Типы окислительно-восстановительных процессов. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методами электронного баланса и полуреакций (ионно-электронный метод). Влияние кислотности среды на продукты окислительно-восстановительных реакций.

Гальванический элемент, электрод, электродный (окислительно-восстановительный) потенциал, электродвижущая сила (ЭДС) процесса, связь ее с энергией Гиббса. Уравнение Нернста. Оценка термодинамической возможности протекания окислительно-восстановительных реакций по стандартным электродным потенциалам. Ряд напряжений металлов. Коррозия металлов и сплавов: химическая, электрохимическая. Водородная и кислородная деполаризации. Способы защиты от коррозии. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Законы Фарадея.

Химические источники электрической энергии (ХИЭЭ). Принцип действия свинцового кислотного аккумулятора. Принцип действия щелочного железно-никелевого аккумулятора. Принцип действия железно-марганцевого гальванического элемента (Элемент Лекланше). Топливные элементы. Принцип действия кислородно-водородного топливного элемента.

Раздел IV. Коллоидная химия

Тема 4.1. Поверхностные явления. Природа поверхностной энергии. Удельная свободная поверхностная энергия. Поверхностное натяжение. Влияние химической природы и температуры на величину поверхностного натяжения в однокомпонентных системах. Методы измерения поверхностного натяжения жидкостей и поверхностной энергии твердых тел. Основы термодинамики поверхностных явлений.

Тема 4.2. Коллоидные растворы, их строение, свойства, применение. Лиофильные системы (коллоидные поверхностно-активные вещества). Дифильное строение ПАВ. Истинно растворимые и коллоидные ПАВ. Органические поверхностно-активные вещества (ПАВ), их классификация по молекулярному строению и по механизму. Критическая концентрация мицеллообразования и ее определение. Применение коллоидных поверхностно-активных веществ. Общая характеристика микрогетерогенных систем (суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли, порошки).

5. ПЕРЕЧЕНЬ УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОГО ОБЕСПЕЧЕНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ ОБУЧАЮЩИХСЯ

5.1. Указания по организации и проведению лекционных и практических (семинарских) занятий с перечнем учебно-методического обеспечения

В ходе лекционных занятий вести конспектирование учебного материала. Обращать внимание на категории, формулировки, раскрывающие содержание тех или иных явлений и процессов, научные выводы и практические рекомендации. Желательно оставить в рабочих конспектах поля, на которых делать пометки из рекомендованной литературы, дополняющие материал прослушанной лекции, а также подчеркивающие особую важность тех или иных теоретических положений. Задавать преподавателю уточняющие вопросы с целью выяснения теоретических положений, разрешения спорных ситуаций.

В ходе подготовки к практическим занятиям изучить основную литературу, ознакомиться с дополнительной литературой, новыми публикациями в периодических изданиях. При этом учесть рекомендации преподавателя и требования учебной программы. Дорабатывать свой конспект

лекции, делая в нем соответствующие записи из литературы, рекомендованной преподавателем и предусмотренной учебной программой.

Выполнять практические задания, выдаваемые преподавателем после лекций.

При подготовке к практическим занятиям учебный и лекционный материал каждого раздела должен прочитываться многократно. Это не займет много времени, но совершенно необходимо, так как какими бы большими способностями ни обладал человек, после одного-двух прочтений нового материала обычно он не может полноценно усвоить его содержание. При первом прочтении нужно ставить цель – понять, а не запомнить. Обычно для достижения хорошего понимания материала одного прочтения мало. К тому же часто приходится припомнить кое-что из ранее изученного, поэтому первое прочтение оказывается самым длительным. Необходимо запомнить основные понятия, это должно стать основным ориентиром во всех последующих видах работы с лекциями и учебным материалом.

Готовясь к устному опросу, обращаться за методической помощью к преподавателю. Составить план-конспект своего выступления. В ходе семинарского занятия внимательно слушать выступления своих однокурсников. При необходимости задавать им уточняющие вопросы. Принимать активное участие в обсуждении учебных вопросов: выступать с докладами, рефератами, обзорами научных статей, отдельных публикаций периодической печати, касающихся содержания темы семинарского занятия. В ходе своего выступления использовать технические средства обучения, доску и мел. С целью более глубокого усвоения изучаемого материала задавать вопросы преподавателю. После подведения итогов семинара устранить недостатки, отмеченные преподавателем.

При подготовке к экзамену (в конце семестра) повторять пройденный материал в строгом соответствии с учебной программой, примерным перечнем учебных вопросов, выносимых на зачет и содержащихся в данной программе. Использовать литературу, рекомендованную преподавателем. Обратит особое внимание на темы учебных занятий, пропущенных студентом по разным причинам. При необходимости обратиться за консультацией и методической помощью к преподавателю.

Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся:

1. Кругляков, П.М. Физическая и коллоидная химия. 2-е изд. ; испр. - М. : Высш. шк., 2007. - 319 с. (35экз).

2. Суворов А.В., Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. - СПб. : ХИМИЗДАТ, 2017. - 624 с. URL:

<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083035.html> (ЭБС «Консультант студента»)

3. Апарнев А.И., Общая химия. Сборник заданий с примерами решений [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Апарнев А.И. - Новосибирск : Изд-во НГТУ, 2013. - 119 с. - URL:

<http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778222557.html> (ЭБС «Консультант студента»)

Программное обеспечение и информационные справочные системы:

1. Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента»: www.studentlibrary.ru

5.2. Указания для обучающихся по освоению дисциплины (модулю)

Таблица 4
Содержание самостоятельной работы обучающихся

Номер раздела (темы)	Темы/вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов	Формы работы
1.2	Структура периодической системы элементов. Периоды, группы, подгруппы. Атомные и ионные радиусы, электроотрицательность, потенциал (энергия) ионизации, сродство к	2	Рейтинговая контрольная работа № 1,

	электрону и периодичность их изменения для различных элементов.		тестовый контроль
1.3	Соли, номенклатура, физические и химические свойства	1	
1.4	Представление о молекулярных орбиталях. Нековалентные взаимодействия: ионная, межмолекулярная и водородная связи. Строение атомов металлов. Металлическая связь.	2	
2.1	Энергия Гиббса. Направление и предел самопроизвольного течения химических реакций.	2	Устный опрос Решение задач
2.2	Фазовое равновесие, основные понятия. Однокомпонентные системы, диаграмма состояния воды, фазовые переходы	2	
3.1	Методы получения коллоидных растворов (диспергирование, конденсация).	2	Рейтинговая контрольная работа № 2. Тестовый контроль
3.2	Кислотно-основные свойства соединений (теория электролитической диссоциации и протолитическая теория).	2	
3.3	Топливные элементы. Принцип действия кислородно-водородного топливного элемента.	2	
4.1	Методы измерения поверхностного натяжения жидкостей и поверхностной энергии твердых тел. Основы термодинамики поверхностных явлений	1	Решение задач. Реферат
4.2	Применение коллоидных поверхностно-активных веществ. Общая характеристика микрогетерогенных систем (суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли, порошки).	2	

5.3. Виды и формы письменных работ, предусмотренных при освоении дисциплины, выполняемые обучающимися самостоятельно.

В качестве самостоятельных письменных работ предлагается написание реферата и решение задач.

Методические указания по написанию реферата

1. Формулирование темы. Тема должна быть не только актуальной по своему значению, но оригинальной, интересной по содержанию. Тема реферата выбирается по желанию студента из списка, предлагаемого преподавателем. Выбранная тема согласовывается с преподавателем. Тема может быть сформулирована студентом самостоятельно.

2. Подбор и изучение основных источников по теме (как правило, не менее 8-10). Составление библиографии.

3. Разработка плана реферата. План реферата должен быть авторским. В нем проявляется подход автора, его мнение, анализ проблемы.

4. Написание реферата.

5. Публичное выступление с результатами исследования.

Содержание работы должно отражать

- знание современного состояния проблемы;
- обоснование выбранной темы;
- использование известных результатов и фактов;
- полноту цитируемой литературы, ссылки на работы ученых, занимающихся данной проблемой;
- актуальность поставленной проблемы;
- материал, подтверждающий научное, либо практическое значение в настоящее время.

План реферата должен включать в себя: введение, основной текст и заключение. Во введении аргументируется актуальность выбранной темы, указываются цели и задачи исследования. В нем же можно отразить методику исследования и структуру работы. Основная часть работы предполагает освещение материала в соответствии с планом. Основной текст желательно разбивать на

главы и параграфы. В заключении излагаются основные выводы и рекомендации по теме исследования.

Все приводимые в реферате факты и заимствованные соображения должны сопровождаться ссылками на источник информации. Недопустимо просто скопировать реферат из кусков заимствованного текста. Все цитаты должны быть представлены в кавычках с указанием в скобках источника и страницы.

Текст реферата необходимо набирать на компьютере на одной стороне листа. Размер левого поля 30 мм, правого - 15-20 мм, верхнего – 20 мм, нижнего – 20 мм. Шрифт – Times New Roman, размер – 14, межстрочный интервал – 1,5. Фразы, начинающиеся с новой строки, печатаются с абзацным отступом от начала строки (1,25 см).

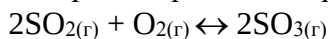
Реферат, выполненный небрежно, неразборчиво, без соблюдения требований по оформлению возвращается студенту без проверки с указанием причин возврата на титульном листе.

Защита тематического реферата может проводиться на выделенном одном занятии в рамках часов учебной дисциплины или конференции или по одному реферату при изучении соответствующей темы, либо по договоренности с преподавателем. Защита реферата студентом предусматривает доклад по реферату не более 5-7 минут, ответы на вопросы оппонента. На защите запрещено чтение текста реферата. Общая оценка за реферат выставляется с учетом оценок за работу, доклад, умение вести дискуссию и ответы на вопросы.

При оценивании реферативной работы будут учитываться следующие пункты: знание и понимание проблемы; умение систематизировать и анализировать материал, четко и обоснованно формулировать выводы; «трудозатратность» (объем изученной литературы, добросовестное отношение к анализу проблемы); самостоятельность, способность к определению собственной позиции по проблеме и к практической адаптации материала, недопустимость (!) прямого плагиата; выполнение необходимых формальностей (точность в цитировании и указании источника текстового фрагмента, аккуратность оформления).

Методические рекомендации к решению задач

Пример 1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе:



если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение:

Обозначим концентрации реагирующих веществ: $[\text{SO}_2] = a$, $[\text{O}_2] = b$, $[\text{SO}_3] = c$. Согласно закону действия масс скорости v прямой и обратной реакции до изменения объема:

$$v_{\text{пр}} = ka^2b; v_{\text{обр}} = k_1c^2.$$

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза: $[\text{SO}_2] = 3a$, $[\text{O}_2] = 3b$; $[\text{SO}_3] = 3c$. При новых концентрациях скорости v' прямой и обратной реакции:

$$v'_{\text{пр}} = k(3a)^2(3b) = 27ka^2b; v'_{\text{обр}} = k_1(3c)^2 = 9k_1c^2.$$

Отсюда:

$$\frac{v'_{\text{пр}}}{v_{\text{пр}}} = \frac{27ka^2b}{ka^2b} = 27; \quad \frac{v'_{\text{обр}}}{v_{\text{обр}}} = \frac{9k_1c^2}{k_1c^2} = 9.$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в девять раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3 .

Пример 2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70°C, если температурный коэффициент реакции равен 2.

Решение:

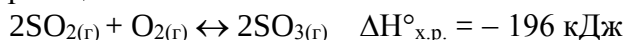
Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим

правилом Вант-Гоффа по формуле:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}; v_2 = v_1 2^{\frac{70 - 30}{10}} = v_1 2^4 = 16 v_1.$$

Следовательно, скорость реакции v_2 при температуре 70°C больше скорости реакции v_1 при температуре 30°C в 16 раз.

Пример 3. Для обратимой реакции



напишите математическое выражение константы химического равновесия и укажите направление смещения равновесия при изменении условий:

а) уменьшении концентрации продукта; б) понижении давления в системе; в) повышении температуры в системе.

Решение:

$$K = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{SO}_2]^2 [\text{O}_2]}$$

а) Снижение концентрации продукта реакции, например, SO_3 приводит к смещению равновесия в сторону прямой реакции, способствующей увеличению концентрации SO_3 , в данной системе – в сторону прямой реакции ($\rightarrow$);

б) при понижении давления равновесие смещается в сторону увеличения количества газообразных веществ, в данном случае – в сторону обратной реакции ($\leftarrow$);

в) при повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, в данном случае – в сторону обратной реакции ($\leftarrow$).

Пример 4. Пренебрегая температурной зависимостью вычислить стандартные изменения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса в реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{графит})} = 2\text{CO}_{(\text{г})}$. Определить температуру, при которой устанавливается химическое равновесие реакции, и сделать вывод о возможности протекания реакции в прямом направлении.

Решение:

Для решения воспользуемся приложением 2.

1. Произведем расчет стандартного изменения энтальпии реакции:

$$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \Delta H^\circ_{\text{прод}} - \sum m \Delta H^\circ_{\text{исх}} = 2 \cdot \Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{CO}) - (\Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{CO}_2) + \Delta H^\circ_{\text{обр}}(\text{C})) =$$

$$2 \cdot (-110,5) - (-393,5 + 0) = 172,5 \text{ кДж}$$

$\Delta H^\circ_{\text{х.р.}} > 0$ – реакция эндотермическая.

2. Стандартное изменение энтропии реакции равно:

$$\Delta S^\circ_{\text{х.р.}} = \sum n \Delta S^\circ_{\text{прод}} - \sum m \Delta S^\circ_{\text{исх}} = 2 \cdot \Delta S^\circ(\text{CO}) - (\Delta S^\circ(\text{CO}_2) + \Delta S^\circ(\text{C})) = 2 \cdot (197,5) - (213,7 + 5,7)$$

$$= 176,5 \text{ Дж} / \text{К} = 176,5 \cdot 10^{-3} \text{ кДж} / \text{К}$$

$\Delta S_{\text{х.р.}} > 0$ – беспорядок в системе возрастает.

3. Стандартное изменение энергии Гиббса реакции составляет:

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = \Delta H_{\text{х.р.}} - T \Delta S_{\text{х.р.}} = 172,5 - 298 \cdot 176,5 \cdot 10^{-3} = 120,2 \text{ кДж/моль}$$

$\Delta G^\circ_{\text{х.р.}} > 0$, при $T = 298 \text{ К}$ прямая реакция невозможна, процесс протекает самопроизвольно в обратном направлении.

4. Определим температуру, при которой устанавливается химическое равновесие.

Если пренебречь зависимостями ΔH и ΔS от температуры и считать их постоянными, можно рассчитать энергию Гиббса при нестандартной температуре T :

$$\Delta G_{\text{х.р.}} = \Delta H_{\text{х.р.}} - T \Delta S_{\text{х.р.}} = 0$$

$$T = \frac{\Delta H_{x.p.}}{\Delta S_{x.p.}} = \frac{172,5}{175,6 \cdot 10^{-3}} = 982 \text{ K}$$

Можно сделать вывод о том, что прямая реакция возможна только при температуре выше 982 К.

6. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ И ИНФОРМАЦИОННЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

В соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки реализация компетентностного подхода предусматривает использование в учебном процессе активных и интерактивных форм проведения занятий. (компьютерных симуляций и пр.) в сочетании с внеаудиторной работой с целью формирования и развития требуемых компетенций обучающихся.

6.1. Образовательные технологии

В учебном процессе применяются групповые обсуждения, анализ ситуаций и имитационных моделей, тематические дискуссии при устном опросе, работа в парах и группах при заслушивании рефератов.

6.2. Информационные технологии

- применяются возможности Интернета в учебном процессе (возможностей электронной почты преподавателя (рассылка заданий, предоставление выполненных работ, ответы на вопросы, ознакомление учащихся с оценками и т.д.))

6.3. Программное обеспечение и информационные справочные системы

1. Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента»: www.studentlibrary.ru

7. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ ДЛЯ ТЕКУЩЕГО КОНТРОЛЯ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

7.1. Паспорт фонда оценочных средств

Таблица 5

Соответствие разделов, тем дисциплины, результатов обучения по дисциплине и оценочных средств

№ п/п	Контролируемые разделы дисциплины	Код контролируемой компетенции (компетенций)	Наименование оценочного средства
1	Раздел I. Основы строения вещества	УК-6, ОПК-1	Рейтинговая контрольная работа № 1, тестовый контроль
2	Раздел II. Основы физической химии	УК-6, ОПК-1	Устный опрос Тестовый контроль
3	Раздел III. Химические системы	УК-6, ОПК-1	Рейтинговая контрольная работа № 2. Тестовый контроль
4	Раздел IV. Коллоидная химия	УК-6, ОПК-1	Решение задач. Реферат

7.2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций, описание шкал оценивания

Таблица 6

Показатели оценивания результатов обучения в виде знаний

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрирует глубокое знание теоретического материала, умение обоснованно излагать свои мысли по обсуждаемым вопросам, способность полно, правильно и аргументированно отвечать на вопросы, приводить примеры
4 «хорошо»	демонстрирует знание теоретического материала, его последовательное изложение, способность приводить примеры, допускает единичные ошибки, исправляемые после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрирует неполное, фрагментарное знание теоретического материала, требующее наводящих вопросов преподавателя, допускает существенные ошибки в его изложении, затрудняется в приведении примеров и формулировке выводов
2 «неудовлетворительно»	демонстрирует существенные пробелы в знании теоретического материала, не способен его изложить и ответить на наводящие вопросы преподавателя, не может привести примеры

Таблица 7

Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений (для решения задач)

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	демонстрируются глубокие знания теоретического материала и умение их применять при решении типовых задач и усложненных задач со звёздочкой (*), дается последовательное, правильное выполнение всех этапов решения задач
4 «хорошо»	демонстрируются глубокие знания теоретического материала и умение их применять при решении типовых задач, дается последовательное, правильное выполнение всех этапов решения задач, но возможны единичные ошибки, исправляемые самим студентом после замечания преподавателя
3 «удовлетворительно»	демонстрируются неполное теоретическое обоснование, требующее наводящих вопросов преподавателя, выполнение заданий при подсказке преподавателя
2 «неудовлетворительно»	отсутствует теоретическое обоснование выполнения заданий, студент испытывает сложности при решении типовых задач

Таблица 8

Показатели оценивания результатов обучения в виде умений и владений (для теста)

Шкала оценивания	Критерии оценивания
5 «отлично»	если дано не менее 90% правильных ответов (интервал от 90 до 100%)
4 «хорошо»	если дано не менее 70% правильных ответов (интервал от 70 до 89%)
3 «удовлетворительно»	если дано не менее 50% правильных ответов (интервал от 50 до 69%)
2 «неудовлетворительно»	если дано менее 50% правильных ответов

7.3. Контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Раздел 1. Реакционная способность веществ

1. Рейтинговая контрольная работа №1

ВАРИАНТ № 1

1. Сколько протонов, нейтронов, электронов содержится в изотопе урана с массовым числом 238?
2. Как изменяются кислотные свойства слева направо в ряду: $\text{H}_2\text{SiO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4 - \text{H}_2\text{SO}_4 - \text{HClO}_4$? Ответ пояснить.
3. Составьте формулы соединений: бориды натрия, селенида цинка, гидрида кальция, хлорида магния, карбоната железа (III), нитрата кальция, хлорноватой кислоты, гидрокарбоната магния, хлорной кислоты, гидроксонитрата цинка, сульфида железа (III), карбида алюминия, гидроксохлорида алюминия, перхлората бария, селеновой кислоты, гидроортофосфата кальция. Определите степени окисления в этих соединениях. К каким классам соединений можно отнести эти вещества?
4. Дипольный момент молекулы CS_2 равен нулю. Каким типом гибридизации АО углерода описывается образование этой молекулы.

ВАРИАНТ № 2

1. Составьте электронную схему, электронную и электронно-графическую формулы элемента с порядковым номером 24. Укажите число неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне, число валентных электронов. Найдите место расположения элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа). Укажите, к какому семейству относится данный элемент, почему?
2. У какого иона больше радиус S^{2-} , Be^{2+} , Cl^- , F^- , Al^{3+} ? Чем объясняется такая закономерность?
3. Дать названия соединениям по их формулам: $\text{Ba}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2$, CaO , HF , $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, H_2SeO_4 , $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$, MgHPO_4 , K_3AsO_4 , K_2HAsO_3 , Na_2SO_3 , BaO_2 , $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_8$, HIO_4 , HAsO_2 . Определите степени окисления в этих соединениях. К каким классам соединений можно отнести эти вещества?
4. Какой атом или ион служит донором электронной пары при образовании иона BF_4^- ?

ВАРИАНТ № 3

1. Среди приведённых ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации: $1p^3$, $3p^6$, $3s^2$, $2s^2$, $2d^5$, $5d^2$, $3f^{12}$, $2p^4$, $3p^7$.
2. У какого гидроксида $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Mn}(\text{OH})_3$, $\text{Mn}(\text{OH})_4$ в наибольшей степени проявляются основные свойства? Как это можно объяснить?
3. Составьте формулы соединений: сернистого аммония, хлорида хрома (III), гидроортофосфата кальция, хлористого бария, сульфата марганца (II), нитрата калия, нитрата серебра, соляной кислоты, периодата магния, селенита кальция, ванадата калия, азидоводорода, молибдата меди (II), селенида цинка, гидрида кальция, хлорида магния. Определите степени окисления в этих соединениях. К каким классам соединений можно отнести эти вещества?
4. Указать тип химической связи в молекулах H_2 , Cl_2 , HCl . Привести схему перекрывания электронных облаков.

ВАРИАНТ № 4

1. Составьте электронную схему, электронную и электронно-графическую формулы элемента с порядковым номером 63. Укажите число неспаренных электронов на внешнем энергетическом уровне, число валентных электронов. Найдите место расположения элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа). Укажите, к какому семейству относится данный элемент, почему?
2. В каком ряду возрастают атомные радиусы F , Cl , Br , I ; Na , Mg , Al , Si ; K , Ca , Ga ? Как изменяются восстановительные свойства элементов в этих рядах?
3. Дать названия соединениям по их формулам: $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Zn}_3(\text{AsO}_4)_2$, Nb_2O_3 ,

H_2SeO_4 , KHCO_3 , SO_3 , CaC_2 , $\text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$, Na_2ZnO_2 , K_2Te , SbCl_3 , As_2O_5 , MgOHNO_3 , HBrO_3 , $\text{Ba}(\text{IO}_3)_2$.
Определите степени окисления в этих соединениях. К каким классам соединений можно отнести эти вещества?

4. Дипольный момент молекулы HCN равен 2,9 D. Вычислить длину диполя.

2. Тестовый контроль

- Наибольшую массу в атоме имеет:
а) ядро
б) совокупность электронов
в) совокупность протонов
г) совокупность нейтронов
- Главное квантовое число характеризует:
а) молекулярную орбиталь;
б) ориентацию орбитали в пространстве;
в) число электронов в атоме;
г) общую энергию электрона.
- Каков физический смысл изображаемой в виде объемной «восьмерки» атомной p -орбитали?
а) поверхность равной электронной плотности, внутри которой заключена произвольная часть электронного облака;
б) траектория движения электрона;
в) поверхность, внутри которой заключено электронное облако;
г) поверхность равной электронной плотности, внутри которой заключена определенная часть электронного облака.
- Формула высшего оксида элемента с электронной конфигурацией атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$ – это
а) $\text{Э}_2\text{O}$; б) $\text{Э}_2\text{O}_3$; в) ЭO_2 ; г) ЭO
- Электронной конфигурации атома $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$ соответствует элемент:
а) Mn; б) Se; в) Br; г) Kr.
- Электронная конфигурация соответствующая иону Sc^{3+} :
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$;
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^4$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 4p^3$;
- Распределение электронов по энергетическим уровням для атома брома – это набор:
а) 2, 8, 10, 5; б) 2, 8, 10, 7; в) 2, 8, 18, 5; г) 2, 8, 18, 7.
- Число валентных электронов в нормальном состоянии атома с электронной конфигурацией $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^1$:
а) 1; б) 2; в) 3; г) 5.
- Число полностью заполненных энергетических подуровней в атоме титана равно:
а) 6; б) 5; в) 3; г) 4.
- Способность атомов отдавать электроны увеличивается в ряду:
а) Li, Na, K; б) Si, Al, C; в) Br, S, F; г) Si, P, C
- Причина образования химической связи – это...
а) притяжение электронов; б) уменьшение общей энергии системы;
в) взаимодействие ядер атомов; г) перекрывание электронных облаков.
- Валентность атома – это...
а) число химических связей, образованных данным атомом в соединении;
б) степень окисления атома;
в) число отданных или принятых электронов;
г) число электронов, недостающее для получения электронной конфигурации ближайшего инертного газа.
- Гибридизация орбиталей – это...
а) модель, которую химики придумали для объяснения пространственного строения молекул;
б) физическое явление, которое заключается в изменении формы электронных облаков при образовании химической связи;
в) процесс образования молекулярных орбиталей;
г) изменение квантового числа орбиталей.

14. Сколько электронов, содержащихся в молекуле этилена, не участвуют в образовании химических связей?
а) 4 б) 12 в) 16 г) Все участвуют
15. В каком случае типы связей расположены по мере убывания их энергии?
а) Ван-дер-Ваальсова, металлическая; б) Донорно-акцепторная, ионная;
в) Донорно-акцепторная, водородная; г) Водородная, ковалентная неполярная.
16. Выберите пару молекул, все связи в которых – ковалентные:
а) NaCl, HCl б) CO₂, PbO₂ в) CH₃Cl, CH₃Na г) SO₂, NO₂
17. В каком ряду молекулы расположены в порядке увеличения полярности связей?
а) HF, HCl, HBr б) NH₃, PH₃, AsH₃
в) H₂Se, H₂S, H₂O в) CO₂, CS₂, CSe₂
18. В каком из перечисленных веществ есть водородные связи?
а) CH₄ б) C₆H₅OH в) NH₄Cl г) CH₃COONa
19. Длина связи увеличивается в ряду
а) PCl₅, PF₅; б) C1F₃, BrF₃;
в) SnCl₄, SiCl₄; г) C₂H₆, C₂H₄.
20. Атом азота в молекуле аммиака имеет...
а) две sp-гибридные орбитали и две негибридные 2p-орбитали;
б) три sp²-гибридные орбитали и одну негибридную 2p-орбиталь;
в) четыре sp³-гибридные орбитали;
г) три sp³-гибридные орбитали и одну негибридную 2p-орбиталь.

Раздел II. Основы физической химии

1. Вопросы к устному опросу

1. Какие формулировки первого закона термодинамики Вам известны? Напишите математическое выражение первого закона термодинамики.
2. Что называется термодинамической системой? Какие системы называются открытыми, закрытыми, изолированными, гомогенными и гетерогенными? Приведите примеры.
3. Какие процессы называются обратимыми и необратимыми, изотермическими, изобарными, изохорными, адиабатическими и круговыми? Приведите примеры.
4. Чему равна работа расширения газа при изобарном, изохорном и изотермическом процессах?
5. Что называется теплоемкостью? Классификация теплоемкостей. Какова связь теплоемкости с термодинамическими функциями?
6. Что такое энтальпия? Каков её физический смысл? Какова взаимосвязь между теплотами при постоянном давлении и постоянном объеме?
7. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него. Что называется стандартной теплотой образования, сгорания, разложения и т.д.?
8. Как определяется теплота процесса при заданной температуре, если известна теплота этого процесса при стандартных условиях и при постоянстве теплоемкости?
9. Какие формулировки второго закона термодинамики Вам известны? Напишите аналитическое выражение второго закона термодинамики для обратимых и необратимых процессов.
10. Как определить изменение энтропии при фазовых превращениях, при изменении температуры, давления или объема?
11. Как связана энтропия с термодинамической вероятностью системы? Приведите формулу Больцмана - Планка.
12. При каких условиях внутренняя энергия может служить критерием направления процесса? При каких условиях энтальпия может служить критерием самопроизвольного процесса? Каково её изменение в этих условиях?

13. Какое состояние называется состоянием химического равновесия? Условия химического равновесия. Константа равновесия.
14. Каково влияние температуры, концентрации и давления на смещение химического равновесия?
15. Какова взаимосвязь между K_p и K_c ? Связь изобарно-изотермического (изохорно-изотермического) потенциала с константой химического равновесия K_p (K_c).
16. Что изучает химическая кинетика? Задачи химической кинетики?
17. Что называют скоростью химической реакции, отчего она зависит? Средняя и истинная скорости реакции.
18. Как изменяются скорость химической реакции и концентрации реагирующих веществ во времени?
19. Что называют элементарной стадией реакций?
20. Что такое молекулярность и порядок химической реакции? По какому признаку реакции разделяются на порядки? В чем отличие молекулярности от порядка?
21. Что понимают под механизмом химической реакции? Дайте характеристику простых и сложных реакций. Приведите примеры.
22. Что представляют собой уравнения реакций первого, второго и третьего порядков? Возможны ли реакции других порядков?
23. Как влияет температура на скорость химической реакции? Что такое энергия активации?
24. Сформулируйте основные положения теории столкновений. Что представляет собой предэкспоненциальный фактор в уравнении Аррениуса?
25. Основные положения теории переходного состояния. Что представляет собой предэкспоненциальный фактор в уравнении Аррениуса применительно к уравнению для константы скорости реакции в теории переходного состояния?
26. Дайте характеристику сложных реакций, приведите примеры. Покажите кинетическую зависимость для сложных гомогенных реакций в закрытых системах.
27. Какие реакции называются цепными? Приведите примеры.
28. Каковы основные положения теории кинетики цепных разветвленных и неразветвленных реакций?
29. Какие реакции называются фотохимическими? Приведите примеры.
30. Что такое катализ, какие вещества называют катализаторами?
31. В чем сущность гомогенного и гетерогенного катализа? Приведите примеры. Условия высокой активности катализатора

2. Задачи для решения

1. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H^\circ = -393,5$ кДж/моль) и термохимического уравнения $C_{(\text{графит})} + 2N_2O_{(г)} = CO_{2(г)} + 2N_{2(г)}$; $\Delta H^\circ = -5557,5$ кДж/моль вычислить теплоту образования N_2O (г.).
2. Как измениться скорость реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$ если уменьшить объем реакционного сосуда в три раза.
3. Константа равновесия гомогенной системы CO (г) + H_2O (г) = CO_2 + H_2 (г) при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации: $C_{CO} = 0,01$ моль/л; $C_{H_2O} = 0,40$ моль/л.
4. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $2NO_{(г)} + O_{2(г)} = 2NO_{2(г)}$ Ответ мотивируйте, вычислив G_{298}^0 прямой реакции.
5. Пользуясь данными таблицы, вычислите ΔH реакции:

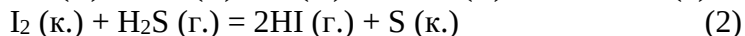
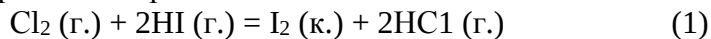
$$2Mg \text{ (к.)} + CO_2 \text{ (г.)} = 2MgO \text{ (к.)} + C \text{ (графит)}$$
6. Вычислите, во сколько раз уменьшится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если понизить температуру от 120 до 80°C. Температурный коэффициент скорости реакции 3.
7. Теплоты образования H_{298}° оксида (II) и оксида (IV) азота соответственно равны +90,37 кДж и +33,85 кДж. Определите S_{298}° и G_{298}° для реакций получения NO и NO_2 из простых веществ.

Можно ли получить эти оксиды при стандартных условиях? Какой из оксидов образуется при высокой температуре? Почему?

8. Равновесие гомогенной системы $4\text{HCl}(\text{г}) + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2\text{Cl}_2(\text{г})$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,14$ моль/л; $[\text{HCl}] = 0,20$ моль/л; $[\text{O}_2] = 0,32$ моль/л. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

9. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$. Как изменится скорость прямой реакции — образования SO_3 , если увеличить концентрацию SO_2 в три раза?

10. Могут ли в стандартных условиях реакции самопроизвольно протекать в прямом направлении при 298 К и 1500 К?

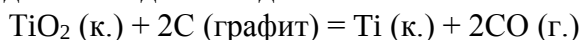


11. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлорида водорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?

12. В каком направлении сместится равновесие в системе $\text{CO}(\text{г.}) + \text{Cl}_2(\text{г.}) = \text{COCl}_2(\text{г.})$, если при неизменной температуре увеличить давление путем уменьшения объема газовой смеси?

13. Напишите выражение для константы равновесия гомогенной системы $\text{CH}_4 + \text{CO}_2 = 2\text{CO} + 2\text{H}_2$. Как следует изменить температуру и давление, чтобы повысить выход водорода? Реакция образования водорода эндотермическая.

14. Пользуясь справочными данными, установить, возможно ли при температурах 298 и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме:



15. В системе $\text{A}(\text{г.}) + 2\text{B}(\text{г.}) = \text{C}(\text{г.})$ равновесные концентрации равны 0,06, 0,23 и 0,89 моль/л соответственно. Найти константу равновесия и исходные концентрации веществ А и В.

16. При получении эквивалентной массы гидроксида кальция из $\text{CaO}(\text{к.})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$ выделяется 32,53 кДж теплоты. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.

17. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $\text{C} + \text{H}_2\text{O}(\text{г.}) = \text{CO} + \text{H}_2$. Как следует изменить концентрацию и давление, чтобы сместить равновесие в сторону обратной реакции — образования водных паров?

18. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Рассчитать теплоту образования сульфида железа.

19. Реакция горения ацетилена идет по уравнению $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г.}) + 5/2\text{O}_2(\text{г.}) = 2\text{CO}_2(\text{г.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{ж.})$. Вычислите G°_{298} S°_{298} . Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции

20. При некоторой температуре равновесие в системе $2\text{NO}_2(\text{г.}) = 2\text{NO}(\text{г.}) + \text{O}_2(\text{г.})$ установилось при следующих концентрациях $[\text{NO}_2] = 0,006$ моль/л, $[\text{NO}] = 0,024$ моль/л. Найти константу равновесия и исходную концентрацию NO_2 .

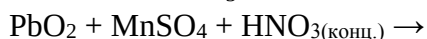
Раздел III. Химические системы

1. Рейтинговой контрольной работы №2

ВАРИАНТ № 1

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: BaCl_2 , $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Mg}$, Na_2S . Подтвердите среду реакции лакмусом и фенолфталеином.

2. Допишите схемы реакций, подберите коэффициенты методом электронного баланса и укажите восстановитель и окислитель:

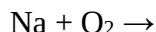


3. К 250 г 5 %-го раствора гидроксида натрия добавили 34,5 г оксида натрия. Вычислите массовую долю вещества в полученном растворе.

ВАРИАНТ № 2

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: K_3PO_4 , $AgNO_3$, Na_2SO_4 . Подтвердите среду реакции лакмусом и фенолфталеином.

2. Допишите схемы реакций, подберите коэффициенты методом электронного баланса и укажите восстановитель и окислитель:



3. На 3,9 г калия действовали 41,1 мл воды. Определите массовую долю (%) полученной щёлочи.

ВАРИАНТ № 3

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: $Cu(NO_3)_2$, KBr , $MnSO_4$. Подтвердите среду реакции лакмусом и фенолфталеином.

2. Допишите схемы реакций, подберите коэффициенты методом электронного баланса и укажите восстановитель и окислитель:

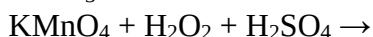


3. При взаимодействии 11 г загрязнённого карбоната натрия с избытком хлороводородной кислоты получилось 2,24 л (н.у.) газа. Вычислите массовую долю (%) примесей в соде.

ВАРИАНТ № 4

1. Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей: Na_2S , $ZnBr_2$, $Ca(NO_3)_2$. Подтвердите среду реакции лакмусом и фенолфталеином.

2. Допишите схемы реакций, подберите коэффициенты методом электронного баланса и укажите восстановитель и окислитель:



3. Сколько г и какой соли образуется, если пропустить 1,12 л углекислого газа через 50 мл 12% раствора гидроксида калия ($\rho = 1,1$ г/мл).

2. Тестовый контроль

1. Растворами называют...

1) изолированные системы, отделенные от окружающей среды реальной или воображаемой поверхностью раздела; 2) гомогенные системы, не способные к обмену веществом с окружающей средой; 3) гомогенные системы, содержащие не менее двух веществ; 4) гетерогенные смеси, содержащие не менее двух веществ.

2. В зависимости от агрегатного состояния растворителя растворы бывают...

1) жидкими, прозрачными, окрашенными; 2) твердыми, аморфными, стеклообразными; 3) твердыми, жидкими, газообразными; 4) газообразными, жидкими, мутными.

3. Наиболее распространенный растворитель – это...

1) спирт; 2) царская водка; 3) бром; 4) вода.

4. Раствор, без которого человек не в состоянии прожить в буквальном смысле ни дня, называется...

1) водой; 2) олеумом; 3) поваренной солью; 4) воздухом.

5. Воздух – это

1) смесь равных количеств азота и кислорода;

2) смесь 21% кислорода, 78% азота, 0,03% углекислого газа (по объему), а также незначительных количеств благородных газов; 3) химическое соединение азота, кислорода и паров воды; 4) чистый кислород с небольшими добавками озона.

6. Известны две основные теории растворов:

1) химическая и электролитическая; 2) физическая и химическая; 3) кинетическая и каталитическая; 4) молекулярная и ионная.

7. Химическая (сольватная) теория растворов веществ предложена более 100 лет назад...

1). Бутлеровым; 2) Менделеевым; 3) Клапейроном; 4) Вант-Гоффом.

8. Суть сольватной теории (часто ее называют гидратной, если растворителем является вода) Состоит в том, что...

1) растворитель рассматривается как химически индифферентная среда; 2) предполагается отсутствие межмолекулярного взаимодействия как между частицами растворенного вещества, так и между частицами растворителя и растворенного вещества; 3) между частицами растворенного вещества и молекулами растворителя происходит взаимодействие, в результате которого образуются нестойкие соединения переменного состава, называемые сольватами; 4) при растворении вещества - понижается энергия активации.

9. Исследования водных растворов показали, что в них образуются соединения частиц растворенного вещества с молекулами воды. Эти соединения называют...

1) гидроксидами; 2) гидратами; 3) ангидридами; 4) метеоритами.

10. Иногда гидратная вода настолько прочно связана с растворенным веществом, что при выделении его из раствора входит в состав его кристаллов. Вода, входящая в структуру таких кристаллов, называется...

1) гидратной; 2) гидроксидной; 3) кристаллизационной; 4) дистиллированной.

11. Закон Рауля гласит, что...

1) растворимость газов, находящихся в смеси, прямо пропорциональна их парциальным давлениям, а не общему давлению смеси; 2) если в воде уже растворено какое-либо вещество, то в этом растворе газы растворяются хуже, чем в чистой воде; 3) подобное растворяется в подобном; 4) объемы газов, вступающих в реакцию, относятся друг к другу как небольшие целые числа.

12. Количественный состав раствора выражают с помощью понятия...

1) парциального давления; 2) концентрации; 3) плотности; 4) аддитивности.

13. Под концентрацией раствора понимают...

1) соотношение между количествами растворенного вещества и растворителя; 2) содержание растворенного вещества (в определенных единицах) в единице массы и объема; 3) давление насыщенных паров растворителя в зависимости от количества растворенного вещества; 4) плотность раствора.

14. Чаще всего для выражения концентрации используют...

1) массовую долю, молярную концентрацию, мольную долю; 2) парциальное давление, процентную концентрацию, общее число растворенных веществ; 3) коэффициент растворимости, растворимость, объемную долю; 4) численное значение плотности раствора, коэффициент преломления, электропроводность раствора.

15. Массовая доля метилового спирта в растворе, содержащем 60 г спирта и 40 г воды равна...

1) 1,5 2) 0,6 3) 0,5 4) 2

16. Смешали 200 г раствора глюкозы с массовой долей растворенного вещества 20% и 300 г раствора с массовой долей 10%. Массовая доля вещества в полученном растворе равна %

1) 14 2) 15 3) 16 4) 18

17. Масса соли необходимая для приготовления 2л раствора с молярной концентрацией сульфата магния 0,2 моль/л, равна _____ граммам

- 1) 48 2) 96 3) 24 4) 72

18. В растворе гидроксида натрия объемом 2л и концентрацией 0,5 моль/л содержится ____ г растворенного вещества

- 1) 40 2) 6 3) 20 4) 80

19. Молярная концентрация вдвое меньше молярной концентрации эквивалентов для раствора

- 1) KNO_3 2) ZnSO_4 3) HCl 4) AlCl_3

20. Объем раствора KOH с молярной концентрацией эквивалента 0,1 моль/л, необходимый для нейтрализации 20 мл раствора азотной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,15 моль/л, равен ____ миллилитрам.

- 1) 15 2) 20 3) 45 4) 30

Раздел IV. Коллоидная химия

1. Задачи для решения:

1. Определите величину поверхностной активности лаурата натрия, если логарифм ККМ его водного раствора составляет 168 (концентрация в моль/дм³); $\sigma_{\text{ККМ}} = 40 \text{ эрг/см}^2$; $\sigma_0 = 71,18 \text{ эрг/см}^2$.

2. Для водных растворов додецилсульфата натрия определены логарифмы ККМ при двух значениях температуры. Определите, как влияет повышение температуры на поверхностную активность додецилсульфата натрия. $\lg_{\text{ККМ}} = -2,04$ (при 20 °С) и $\lg_{\text{ККМ}} = -2,01$ (при 60 °С); $\sigma_{\text{ККМ}} = 44 \text{ эрг/см}^2$ (при 20 °С), $\sigma_{\text{ККМ}} = 41 \text{ эрг/см}^2$ (при 60 °С); $\sigma_0 = 72,75 \text{ эрг/см}^2$ (при 20 °С); $\sigma_0 = 66,18 \text{ эрг/см}^2$ (при 60 °С); концентрация в моль/дм³.

3. Определите критическое значение межфазного натяжения при образовании частиц с размерами $a = 2 \cdot 10^{-6} \text{ см}$ при 100 °С. Логарифм отношения числа частиц дисперсной фазы к числу молекул дисперсионной среды равен 30.

4. Логарифм ККМ водного раствора олеата натрия при 7 °С составляет 30 при выражении концентрации в моль/дм³, $\sigma_{\text{ККМ}} = 26 \text{ эрг/см}^2$, $\sigma_0 = 74,64 \text{ эрг/см}^2$. Определите величину поверхностной активности олеата натрия.

5. Рассчитайте критическое значение межфазного натяжения при образовании частиц с размерами $a = 2 \cdot 10^{-6} \text{ см}$ при 25 °С. Логарифм отношения числа частиц дисперсной фазы к числу молекул дисперсионной среды равен 15.

6. Рассчитайте радиус мицелл ПАВ в водной среде, считая их сферическими, по следующим данным: коэффициент диффузии мицелл при 313 К равен $0,69 \cdot 10^{-11} \text{ м}^2/\text{с}$, вязкость среды – $8 \cdot 10^{-4} \text{ Па} \cdot \text{с}$.

7. Какой объем раствора нитрата серебра с концентрацией 0,001 моль/дм³ следует добавить к 10 см³ раствора хлорида натрия с $c(\text{NaCl}) = 0,002 \text{ моль/дм}^3$, чтобы получить золь, гранулы которого заряжены положительно? Напишите схему строения мицеллы золя.

8. Какой объем 0,001 М раствора FeCl_3 надо добавить к 0,03 дм³ 0,002 М раствора AgNO_3 , чтобы частицы золя хлорида серебра в электрическом поле двигались к аноду? Напишите формулу мицеллы золя.

9. Порог коагуляции золя гидроксида железа фосфат-ионами равен 0,37 ммоль/дм³. Какой объем 5%-ного раствора фосфата натрия ($\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$) требуется для коагуляции 750 см³ золя?

10. Золь сернокислого бария получен смешением равных объемов растворов $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и H_2SO_4 . Напишите формулу мицеллы. Одинаковы ли исходные концентрации растворов, если частицы золя перемещаются к аноду?

11. Для получения золя AgCl смешали $10 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ 0,02 н. раствора KCl и $100 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ 0,05 н. раствора AgNO_3 . Напишите формулу мицеллы этого золя и укажите направление движения частиц при электрофорезе.

12. Золь $Al(OH)_3$ получен смешением равных объемов растворов $AlCl_3$ и $NaOH$. Напишите формулу мицеллы золя. Одинаковы ли исходные концентрации электролитов, если при электрофорезе частицы движутся к катоду?

13. Золь $Fe(OH)_3$ получен методом гидролиза $FeCl_3$. Напишите формулу мицеллы, если считать, что стабилизатором золя является раствор оксихлорида железа.

14. Напишите формулу мицеллы AgI , если в качестве стабилизатора взят нитрат серебра. Каков знак заряда коллоидных частиц?

2. Примерный перечень реферативных тем

1. Человек как суперколлоид
2. Межфазное взаимодействие дисперсных систем.
3. Подбор и методы регулирования реологических и иных свойств гелеобразующих составов (ГОС), применяемых в технологии ГРП.
4. Зачем в космосе адгезия
5. Сверхкритическое состояние вещества. Применение и преимущества сверхкритических флюидных технологий.
6. Рассеяние света и его вклад в оптические свойства дисперсных систем.
7. Искусственные алмазы (как пример получения ДС конденсацией)
8. Структурно-механические свойства дисперсных систем-идеальные модели поведения систем.
9. Структурно-механические свойства дисперсных систем – поведение реальных тел
10. Зыбучие пески (деформация и реология)
11. Металлополимеры и покрытия – электрофорезом
12. Наночастицы золота – из микроэмульсий

Перечень вопросов к экзамену

1. Основные понятия, определения и законы в химии. (Эквивалент, закон эквивалентов; основные газовые законы, химические уравнения).
2. Характеристика поведения электронов в атомах. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Гунда. Типы орбиталей и порядок заполнения электронных уровней (правила Клечковского).
3. Строение сложных атомов. Факторы, влияющие на энергию электронов в многоэлектронном атоме (заряд ядра, главное квантовое число, эффекты экранирования и проникновения)
4. Периодический закон. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. Электронные аналоги. Кайносимметричные элементы.
5. Периодическое изменение свойств химических элементов, соединений. Радиусы атомов и ионов. Эффективный заряд атома. Вторичная периодичность. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов. Периодичность изменения степени окисления элементов.
6. Теория химической связи. Параметры химической связи. Ковалентная связь. Метод валентных схем и метод молекулярных орбиталей. Механизмы образования ковалентной связи. Важнейшие понятия: координационное число, валентность, гибридизация. Полярность молекул. Поляризация ионов: поляризующее действие и поляризуемость. Правила Фаянса. Предсказание геометрической формы молекул.
7. Химическая связь. Ионная связь. Предположения Фаянса для предсказания степени ионности. Основные свойства ионной связи. Свойства ионных соединений.
8. Основы термохимии. Первый закон термодинамики. Применение первого закона термодинамики. Внутренняя энергия и энтальпия. Энергия кристаллической решетки. Теплота растворения. Второй закон термодинамики. Энтропия.
9. Зависимость теплового эффекта реакции от температуры. Теплоемкость. Зависимость теплоемкости вещества от температуры.

10. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Фазовое равновесие. Принцип Ле Шателье.
11. Понятия «фаза», «компонент», «степень свободы». Правило фаз Гиббса. Растворы газов в жидкостях.
12. Химическая кинетика. Скорость реакции, влияние различных факторов на скорость химической реакции. Молекулярность и порядок химических реакций. Кинетическая классификация реакций.
13. Зависимость скорости реакции от температуры. Число эффективных столкновений и скорость бимолекулярной газовой реакции
14. Электропроводность растворов. Измерение сопротивления электролитической ячейки. Диффузия и миграция ионов в растворе.
15. Равновесные электродные процессы. Классификация электродов Потенциометрия. Вольтамперометрия.
16. Химические источники тока. Типы и конструкции гальванических элементов. Аккумуляторы. Топливные элементы.
17. Электролиз. Электролиз водных растворов электролитов. Кулонометрия. Гальванопластика и гальваностегия. Электролиз расплавов.
18. Электрохимическая коррозия металлов. Типы электрохимической коррозии. Классификация коррозии. Пассивность. Методы защиты металлов от коррозии.
19. Окислители и восстановители. Окислительные и восстановительные свойства простых веществ и химических соединений. Классификация окислительно-восстановительных реакций.
20. Природа поверхностной энергии. Общие термодинамические параметры поверхностного слоя.
21. Что такое поверхностное натяжение и как оно возникает? Зависимость поверхностного натяжения от температуры. Какие существуют методы измерения поверхностного натяжения?
22. Внутренняя (полная) удельная поверхностная энергия. Условия и механизм процессов самопроизвольного уменьшения поверхностной энергии и формирование поверхностного слоя.
23. Какие классы веществ относят к поверхностно-активным и инактивным веществам и почему? Какие вещества называются поверхностно-активными и инактивными веществами? Приведите примеры.
24. Количественные характеристики и классификация дисперсных систем. Получение и очистка лиофобных золей (коллоидных растворов).
25. Оптические свойства золей: рассеяние, поглощение света, окраска золей. Электрокинетические свойства коллоидных растворов: образование и строение двойного электрического слоя.
26. Общая характеристика микрогетерогенных систем (суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли, порошки).

7.4. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности

Максимальное количество баллов по дисциплине составляет 100 баллов. Из них:

- ✓ посещаемость – 20 баллов,
- ✓ текущий и рубежный контроль – 20 баллов,
- ✓ творческий рейтинг – 20 баллов,
- ✓ промежуточная аттестация – 40 баллов.

Посещаемость аудиторных занятий оценивается накопительно следующим образом: максимальное количество баллов, отводимых на учет посещаемости (20 баллов) делится на количество занятий по дисциплине в соответствии с графиком учебного процесса. Полученное значение определяет количество баллов, набираемых студентом за посещение одного занятия.

За выполнение индивидуальных творческих домашних заданий различного уровня сложности (подготовка рефератов и их защита, дискуссий, выполнение творческих проектов) студенту выставляются баллы за творческий подход к учебной работе. Максимальная оценка творческого рейтинга – 20 баллов.

8. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) Основная литература:

1. Кругляков, П.М. Физическая и коллоидная химия. 2-е изд.; испр. - М. : Высш. шк., 2007. - 319 с. (35экз).
2. Суворов А.В., Общая химия [Электронный ресурс] / Суворов А.В., Никольский Л. Б. - СПб.: ХИМИЗДАТ, 2017. - 624 с. URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785938083035.html> (ЭБС «Консультант студента»)

б) Дополнительная литература:

1. Глинка Н.Л. Общая химия : учеб. пособ. для вузов / под. ред. А.И. Ермакова. - 30-е изд.; испр. - М. : «Интеграл-пресс», 2004. - 728 с. (87 экз.)
2. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии : доп. М-вом высшего и среднего специального образования СССР в качестве учеб. пособ. для вузов. - исправ. - М. : «Интеграл-пресс», 2004. - 240 с. (86 экз.)
3. Гельфман, М.И. Коллоидная химия. - Изд. 2-е ; стереотип. - СПб.- М.- Краснодар: Изд-во «Лань», 2004. - 336 с. (34 экз.)
4. Апарнев А.И., Общая химия. Сборник заданий с примерами решений [Электронный ресурс]: учеб. пособие / Апарнев А.И. - Новосибирск: Изд-во НГТУ, 2013. - 119 с. - URL: <http://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785778222557.html> (ЭБС «Консультант студента»)

в) Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет», необходимый для освоения дисциплины:

1. Электронная библиотечная система (ЭБС) ООО «Политехресурс» «Консультант студента»: www.studentlibrary.ru

9. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Материально-техническое обеспечение учебной дисциплины включает в себя аудитории для проведения лекционных, семинарских занятий. Учебные аудитории, оснащенные мультимедийными проекторами для демонстрации учебного материала.

При необходимости рабочая программа дисциплины может быть адаптирована для обеспечения образовательного процесса инвалидов и лиц с ограниченными возможностями здоровья, в том числе для дистанционного обучения. Для этого требуется заявление студента (его законного представителя) и заключение психолого-медико-педагогической комиссии (ПМПК).