

МИНОБРНАУКИ РОССИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«ВОРОНЕЖСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «ВГУ»)

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
общей и неорганической химии



проф. Семенов В.Н.

21. 06. 2018 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.Б.09 Химия

- 1. Код и наименование направления подготовки:** 05.03.02 География
- 2. Профиль подготовки:** Физическая география и ландшафтоведение;
Экономическая и социальная география
- 3. Квалификация (степень) выпускника:** бакалавр
- 4. Форма обучения:** очная
- 5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины:**
кафедра общей и неорганической химии
- 6. Составитель программы:** Сушкова Татьяна Павловна, доцент кафедры общей и неорганической химии, кандидат химических наук, доцент
- 7. Рекомендована:** НМС химического факультета 24. 05. 2018, протокол № 5
- 8. Учебный год:** 2018/19 **Семестр:** 1

9. Цели и задачи учебной дисциплины:

Целью данного курса является изучение общетеоретических основ химии и избранных вопросов неорганической химии. Изучение химии необходимо для развития у студентов естественнонаучного мышления, формирования современных представлений о веществе и химических реакциях, о свойствах элементов и их соединений на основе положений общей химии. Понимание и использование законов химии исключительно важно при решении современных научно-технических (в том числе экологических) проблем, позволяет анализировать и объяснять процессы, происходящие в литосфере, гидросфере и атмосфере.

Задачи дисциплины: изучение основных законов и теорий химии, свойств химических элементов, простых веществ и сложных химических соединений, полученных в результате химического синтеза или выделенных из природных объектов; приобретение навыков безопасной работы с химическими реактивами и проведения количественных расчетов по формулам и уравнениям химических реакций.

10. Место учебной дисциплины в структуре ООП: дисциплина относится к базовой части блока 1 (шифр дисциплины в соответствии с РУП – Б1.Б.09).

Дисциплина изучается на 1 курсе в 1 семестре, предшествующих дисциплин ВО не имеет и базируется на знаниях и умениях, сформированных в процессе изучения химии в общеобразовательной школе в объеме федерального компонента государственного стандарта основного общего образования. Студенты должны владеть важнейшими понятиями и законами химии, знать основные классы неорганических соединений, общие закономерности изменения свойств веществ, виды химической связи, уметь составлять уравнения химических реакций, записывать электронные формулы элементов малых периодов, решать основные типы расчетных задач по химии.

Дисциплина Б1.Б.09 Химия является предшествующей для изучения дисциплин: Б1.Б.11 Безопасность жизнедеятельности, Б1.Б.12 Землеведение, Б1.Б.15 Гидрология, Б1.В.09 Геохимия ландшафта, Б1.В.18 Экология.

11. Планируемые результаты обучения по дисциплине (знания, умения, навыки), соотношенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы (компетенциями выпускников):

Компетенция		Планируемые результаты обучения
Код	Название	
ОПК-2	Способность использовать базовые знания фундаментальных разделов физики, химии, биологии, экологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических, биологических, экологических основ в общей, физической и социально-экономической географии	<u>знать:</u> <ul style="list-style-type: none">- фундаментальные законы и теории химии;- основы теории строения вещества;- основы химической термодинамики и кинетики;- теорию растворов;- закономерности изменения свойств химических элементов в зависимости от их положения в Периодической системе;- химические свойства, методы получения и экологическую роль важнейших химических соединений; <u>уметь:</u> <ul style="list-style-type: none">- использовать основные понятия и законы химии,- проводить расчеты по формулам и уравнениям;- безопасно работать с химическими веществами; <u>владеть:</u> <ul style="list-style-type: none">- навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из Периодического закона и Периодической системы элементов.

12. Объем дисциплины в зачетных единицах/час (в соответствии с учебным планом) —
2 / 72.

Форма промежуточной аттестации ___зачет___

13. Виды учебной работы

Вид учебной работы	Трудоемкость			
	Всего	По семестрам		
		1 сем.		
Аудиторные занятия	50	50		
в том числе:				
лекции	34	34		
практические	-	-		
лабораторные	16	16		
Самостоятельная работа	22	22		
Форма промежуточной аттестации (зачет – 0 час. / экзамен – ___ час.)	зачет	зачет		
Итого:	72	72		

13.1. Содержание дисциплины

№п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины
1	Введение. Предмет химии. Фундаментальные законы и теории химии. Техника безопасности при работе в химической лаборатории.	Определение химии и ее задачи. Химия и окружающая среда. Химический элемент. Простое вещество. Сложное химическое соединение. Число Авогадро. Моль и молярная масса. Фундаментальные законы и теории: атомно-молекулярная теория, закон сохранения массы и энергии, Периодический закон, теория химического строения. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Фаза. Постоянный и переменный химический состав.
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резерфорда. Теория Бора. Современные представления о строении атома. Понятие о квантовой механике. Корпускулярно-волновая природа электрона. Атомные орбитали. Квантовые числа. Принципы и правила заполнения атомных орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда). Периодический закон и периодическая система химических элементов. Структура периодической системы. Особенности электронного строения и расположение в периодической системе s -, p -, d -, f – элементов. Современная формулировка периодического закона и его физический смысл. Закономерности изменения атомных радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, относительной электроотрицательности в периодах и группах.
3	Теория химической связи	Основные характеристики химической связи (энергия, длина, направленность). Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Кратные связи. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Валентность и степень окисления атомов. Ионная связь как одна из составляющих реальной химической связи, ее свойства. Металлическая связь, ее природа

		и свойства. Водородная связь. Влияние межмолекулярной и внутримолекулярной водородной связи на свойства веществ. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.
4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	Скорость химических реакций и факторы, от которых она зависит. Закон действующих масс. Зависимость скорости от температуры. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации реакции. Катализ и катализаторы. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия, принцип Ле-Шателье. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Энтальпия. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.
5	Растворы.	Определение растворов. Растворы жидкие, твердые, газообразные. Растворение как физико-химический процесс. Химическая теория растворов Менделеева. Сольваты, гидраты, кристаллогидраты. Концентрация растворов и способы её выражения (массовая доля, объемная доля, молярная доля, молярная концентрация, моляльная концентрация). Растворимость, факторы, влияющие на величину растворимости. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Понятие об идеальном растворе. Законы идеальных растворов. Давление насыщенного пара. Закон Рауля. Криоскопия и эбулиоскопия. Осмос и осмотическое давление. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень ионизации. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разведения Оствальда. Изотонический коэффициент Вант - Гоффа. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Амфотерные гидроксиды. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель. Понятие об индикаторах. Принцип действия индикаторов. Обменные реакции между ионами. Условия необратимости ионных реакций. Произведение растворимости. Реакции нейтрализации и гидролиза. Степень и константа гидролиза. Факторы, влияющие на гидролитическое равновесие.
6	Окислительно - восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	Типы окислительно-восстановительных реакций. Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций. Электродные потенциалы металлов. Электрохимический ряд напряжений. Гальванические элементы. Направленность окислительно-восстановительных реакций. Электролиз расплавов и водных растворов солей.
7	Комплексные соединения.	Теория Вернера. Соединения первого и высшего порядка. Комплексные соединения и двойные соли. Строение комплексных соединений. Основные типы и номенклатура комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости. Химическая связь в комплексных соединениях (по МВС).
8	Характеристика элементов и их соединений.	Периодический закон как основа систематики химических элементов. Металлы и неметаллы в Периодической системе. Общие свойства металлов. Общие свойства неметаллов. Характеристика свойств элементов в соответствии с

	<p>их положением в Периодической системе.</p> <p>Водород. Уникальное положение водорода в Периодической системе, его физические и химические свойства. Получение водорода. Вода. Пероксид водорода.</p> <p>Металлы IA, IIA-групп: химические свойства и методы получения. Жесткость воды и методы ее устранения.</p> <p>Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения и их свойства.</p> <p>Обзор свойств d-металлов.</p> <p>Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения.</p> <p>Физические и химические свойства углерода и кремния. Оксиды углерода и кремния. Проблема «парникового эффекта». Угольная кислота и ее соли (карбонаты и гидрокарбонаты).</p> <p>Азот и его соединения (аммиак, оксиды азота, азотная и азотистая кислоты). Проблема загрязнения окружающей среды соединениями азота.</p> <p>Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода. Проблема разрушения озонового слоя Земли.</p> <p>Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли. Проблема загрязнения окружающей среды соединениями серы.</p> <p>Общая характеристика галогенов. Особенности химии фтора. Галогеноводородные кислоты и их соли. Кислородсодержащие кислоты хлора.</p> <p>Важнейшие качественные реакции.</p>
--	--

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (часов)				
		Лекции	Практические	Лабораторные	Самостоятельная работа	Всего
1	Предмет химии. Фундаментальные законы и теории химии. Техника безопасности при работе в химической лаборатории.	2		2	1	5
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	4		-	3	7
3	Теория химической связи	4		-	3	7
4	Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики.	4		4	2	10
5	Растворы.	6		4	3	13
6	Окислительно - восстановительные реакции. Гальванические элементы. Электролиз.	3		2	2	7
7	Комплексные соединения.	3		-	2	5
8	Характеристика элементов и их соединений.	8		4	6	18

Итого:	34	-	16	22	72
--------	----	---	----	----	----

Программа лабораторного практикума (16 часов)

№ занятия	Тема занятия
1	Знакомство с лабораторией. Инструктаж по технике безопасности. Классификация неорганических соединений.
2	Химическая кинетика. Лабораторная работа. Решение задач.
3	Химическая термодинамика. Решение задач. Химическое равновесие. Лабораторная работа.
4	Способы выражения концентрации растворов. Решение задач. Общие свойства растворов. Лабораторная работа.
5	Гидролиз солей. Лабораторная работа.
6	Текущая аттестация №1. Контрольная работа по теме: «Растворы» Окислительно-восстановительные реакции. Лабораторная работа.
7	Металлы IA, IIA групп. Лабораторная работа.
8	Химические свойства галогенов, серы и их соединений. Лабораторная работа.

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины:

работа с учебником, конспектами лекций, самостоятельное решение задач.

15. Перечень основной и дополнительной литературы, ресурсов интернет, необходимых для освоения дисциплины

а) основная литература:

№ п/п	Источник
1	Апарнев А.И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений / А.И. Апарнев, Л.И. Афонина — Новосибирск : НГТУ, 2013. 119 с. — ISBN 978-5-7782-2255-7. <URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228947 >.
2	Коровин Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. – М. : Высшая школа, 2006. 556 с.
3	Глинка Н.Л. Общая химия / Н.Л. Глинка. – М. :Интеграл-Пресс, 2005. 727 с.
4	Пресс И.А. Основы общей химии: учебное пособие / И.А. Пресс. – Санкт-Петербург : Лань, 2012. 496 с. <URL: http://e.lanbook.com/books/element.php?pl1id=4035 >.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
5	Угай Я.А. Общая и неорганическая химия / Я.А. Угай. – М. : Высш. шк., 2007. 526 с.
6	Общая химия. Теория и задачи: учебное пособие / [Н.В. Коровин и др.]. – Санкт-Петербург : Лань, 2014. 490 с.
7	Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н.Л. Глинка; под ред. В.А. Попкова, А.В. Бобкова. – М. :Юрайт, 2014. – 236 с.
8	Общая и неорганическая химия : учебно-методическое пособие для вузов] / Воронеж. гос. ун-т; [сост.: Е.И. Шрамченко и др.] .— Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2012. 28 с. <URL: http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/m12-119.pdf >.
9	Гончаров Е.Г. Общая химия (избранные главы) / Е.Г. Гончаров, Ю.П. Афиногенов, А.М. Ховив. – Воронеж: Изд-во Воронеж. гос. ун-та, 2010. 401 с.
10	Химия биогенных элементов / Ю.П. Афиногенов [и др.]. – Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2010. 438 с.

в) информационные электронно-образовательные ресурсы:

№ п/п	Источник
1	www.lib.vsu.ru Сайт Зональной научной библиотеки ВГУ
2	www.plib.ru/library/ Публичная электронная библиотека
3	http://rushim.ru/books/books.htm Электронная библиотека по химии и технике

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы

№ п/п	Источник
1	Общая и неорганическая химия : учебно-методическое пособие для вузов / Воронеж. гос. ун-т ; [сост.: Е.И. Шрамченко и др.].— Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2012. 28 с. <URL: http://www.lib.vsu.ru/elib/texts/method/vsu/m12-119.pdf >.
2	Апарнев, А.И. Общая химия. Сборник заданий с примерами решений / А.И. Апарнев, Л. И. Афолина— Новосибирск : НГТУ, 2013. 119 с. — ISBN 978-5-7782-2255-7 <URL: http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228947 >.

17. Информационные технологии, используемые для реализации учебной дисциплины, включая программное обеспечение и информационно-справочные системы (при необходимости)

18. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Стандартное оборудование химической лаборатории (вытяжной шкаф, газовые горелки, мойка, сушильный шкаф, средства пожаротушения). Химические реактивы, химическая посуда, лабораторное оборудование (весы электронные, электрическая водяная баня, штативы, асбестированные сетки, тигельные щипцы и т.п.).

Плакаты: Периодическая система химических элементов, таблица растворимости, ряд напряжений металлов. Шаростержневые модели кристаллических решеток.

19. Фонд оценочных средств:

19.1. Перечень компетенций с указанием этапов формирования и планируемых результатов обучения

Код и содержание компетенции (или ее части)	Планируемые результаты обучения (показатели достижения заданного уровня освоения компетенции посредством формирования знаний, умений, навыков)	Этапы формирования компетенции (разделы (темы) дисциплины или модуля и их наименование)	ФОС* (средства оценивания)

ОПК-2 Способность использовать базовые знания фундаментальных разделов физики, химии, биологии, экологии в объеме, необходимом для освоения физических, химических, биологических, экологических основ в общей, физической и социально-экономической географии	Знать: - фундаментальные законы и теории химии; - основы теории строения вещества; - основы химической термодинамики и кинетики; - теорию растворов; - закономерности изменения свойств химических элементов в зависимости от их положения в Периодической системе; - химические свойства, методы получения и экологическую роль важнейших химических соединений;	Фундаментальные законы и теории химии. Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Теория химической связи. Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики. Растворы. Характеристика элементов и их соединений. Комплексные соединения	Устный опрос.
	Уметь: - использовать основные понятия и законы химии, - проводить расчеты по формулам и уравнениям; - безопасно работать с химическими веществами;	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Общие закономерности протекания химических реакций. Элементы химической термодинамики и химической кинетики. Растворы. Характеристика элементов и их соединений.	Контрольная работа №1
	Владеть: - навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из Периодического закона и Периодической системы элементов.	Характеристика элементов и их соединений. Комплексные соединения. Окислительно - восстановительные реакции.	Устный опрос. Оформление лабораторных работ.
Промежуточная аттестация			КИМ

19.2 Описание критериев и шкалы оценивания компетенций (результатов обучения) при промежуточной аттестации

Для оценивания результатов обучения на зачете используются следующие показатели:

- владение понятийным аппаратом общей и неорганической химии (теоретическими основами дисциплины),
- способность иллюстрировать ответ примерами,
- применять теоретические знания для решения практических задач.

Результаты обучения оцениваются по bipolarной шкале: «зачтено» и «не зачтено».

Соотношение показателей, критериев и шкалы оценивания результатов обучения.

Критерии оценивания компетенций	Уровень сформированности компетенций	Шкала оценок
---------------------------------	--------------------------------------	--------------

Знание основного учебного материала, предусмотренного программой; ответ достаточно полный, студент приводит примеры, умеет проводить вычисления по формулам; если допускает ошибки, то может скорректировать ответ по дополнительным вопросам преподавателя.	Пороговый уровень (и выше)	Зачтено
Знания несистематические, отрывочные; в ответах допущены грубые, принципиальные ошибки, которые не устраняются после наводящих вопросов преподавателя.	–	Не зачтено

Зачет по дисциплине может быть выставлен на основании положительных оценок по текущим аттестациям (контрольным работам, опросам).

19.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующие этапы формирования компетенций в процессе освоения образовательной программы

19.3.1 Перечень вопросов к зачету:

(В билете 1 теоретический вопрос и 1 задача)

1. Фундаментальные теории и законы химии: атомно-молекулярная теория; закон сохранения массы и энергии; Периодический закон; теория химического строения.
2. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Простые и сложные химические соединения. Фаза как носитель свойств вещества, не обладающего молекулярной структурой. Аллотропия и полиморфизм.
3. Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резерфорда. Теория Бора.
4. Основы квантово-механического описания строения атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа.
5. Основные правила заполнения орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда).
6. Периодический закон Д.И. Менделеева, его современная формулировка и физический смысл. Строение периодической системы элементов.
7. Химическая связь, ее основные характеристики (энергия, длина, направленность).
8. Представление о ионной связи.
9. Ковалентная связь. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования; свойства связи. Кратные связи.
10. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул (на примере соединений с sp -, sp^2 -, sp^3 -гибридизацией орбиталей центрального атома).
11. Металлическая связь. Физические свойства простых и переходных металлов, обусловленные особенностями химической связи в них.
12. Водородная связь.
13. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса).
14. Соединения первого и высшего порядка. Комплексные соединения и двойные соли. Номенклатура комплексных соединений.
15. Классификация комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости.
16. Термодинамические системы: открытые, закрытые, изолированные. Внутренняя энергия, энтальпия. Первое начало термодинамики.
18. Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса и следствия из него.
19. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.
20. Обратимые и необратимые химические реакции. Состояние химического равновесия. Константа равновесия. Принцип Ле - Шателье.
21. Химическая кинетика. Скорость химической реакции. Закон действующих масс.
22. Влияние температуры на скорость реакции. Правило Вант-Гоффа. Уравнение Аррениуса. Энергия активации реакции.
23. Катализ. Принцип действия катализаторов и ингибиторов.

24. Газообразные, жидкие, твердые растворы. Растворение как физико-химический процесс. Сольваты, гидраты, кристаллогидраты.
25. Ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов.
26. Понятие об идеальном растворе. Закон Рауля.
27. Следствия из закона Рауля (повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания раствора по сравнению с чистым растворителем).
28. Осмос и осмотическое давление.
29. Теория электролитической ионизации С.Аррениуса. Степень и константа ионизации. Сильные и слабые электролиты.
30. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерные гидроксиды.
31. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН), гидроксильный показатель (рОН).
32. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на степень гидролиза соли.
33. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадка.
34. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Типичные окислители и восстановители. Метод электронного баланса.
35. Стандартные электродные потенциалы металлов. Ряд напряжений металлов. Гальванические элементы.
36. Электролиз расплавов и водных растворов солей.
37. Металлы и неметаллы в Периодической системе. Общие свойства металлов.
38. Металлы и неметаллы в Периодической системе. Общие свойства неметаллов.
39. Водород. Положение в Периодической системе, физические и химические свойства. Методы получения водорода.
40. Щелочные металлы. Химические свойства и методы получения.
41. Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
42. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
43. Физические и химические свойства углерода и кремния. Оксиды углерода и кремния. Угольная кислота и ее соли.
44. Азот и его важнейшие соединения (аммиак, оксиды азота, азотная кислота). Получение аммиака и азотной кислоты. Соединения азота как факторы загрязнения окружающей среды.
45. Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода. Проблема разрушения озонового слоя Земли.
46. Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли. Соединения серы как факторы загрязнения окружающей среды.
47. Общая характеристика галогенов. Особенности химии фтора.
48. Галогеноводородные кислоты и их соли.

Примеры задач

1. Напишите названия соединений и укажите, к какому классу относится каждое соединение: K_3BO_3 ; $H_2Cr_2O_7$; $Mg(NO_3)_2$; $NaHSO_3$; $HClO_3$. Укажите степень окисления всех атомов.
2. Напишите формулы соединений: оксид азота (V), гидроксид калия, фторид аммония, гидросульфид натрия. Укажите степень окисления всех атомов. Укажите, к какому классу относится каждое соединение.
3. Вычислить рН и рОН раствора, в котором концентрация ионов H^+ равна 10^{-4} моль/л. Какова среда раствора: кислая или щелочная?
4. Определить $[H^+]$ и $[OH^-]$ в растворе, рОН которого равен 8. Какова среда раствора: кислая или щелочная?
5. Вычислить массовую долю сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$ в растворе, температура кипения которого равна $100,13^\circ C$. Эбуллиоскопическая постоянная воды $0,52$ кг/(моль·град); молярная масса сахарозы 342 г/моль.
6. При $25^\circ C$ осмотическое давление водного раствора некоторого вещества равно $1,24 \cdot 10^6$ Па. Вычислить осмотическое давление этого раствора при $0^\circ C$. (Универсальная газовая постоянная $R=8,31$ Дж/(моль·К)).

7. На сколько градусов повысится температура кипения воды, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы $C_6H_{12}O_6$? Эбуллиоскопическая постоянная воды равна 0,52 кг/(моль·град); молярная масса глюкозы 180 г/моль.
8. Для соли K_2S написать в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения гидролиза по каждой ступени и указать реакцию ее водного раствора (pH).
9. Укажите все способы, какими можно усилить гидролиз соли $ZnCl_2$.
11. Какие соли из нижеприведенных не подвергаются гидролизу: $FeCl_3$, KI , Na_2SO_4 , K_2S ? Почему?
12. Найти массу $NaNO_3$, необходимого для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.
13. К 500 мл 32%-ной (по массе) HNO_3 ($\rho=1,20$ г/мл) прибавили 1 л воды. Чему равна массовая доля HNO_3 в полученном растворе?
14. Какой объем воды надо прибавить к 100 мл 20%-ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho=1,14$ г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?
15. Как изменится скорость химической реакции при понижении температуры на 40° , если $\gamma = 2$?
16. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 27 раз при $\gamma = 3$?
17. Как изменится скорость газовой реакции $4 H_2 + 2 NO_2 = 4 H_2O + N_2$ при увеличении общего давления в системе в 2 раза?
18. Во сколько раз изменится скорость реакции $2A + B = A_2B$, если концентрацию вещества А увеличить в 3 раза, а концентрацию вещества В уменьшить в 3 раза?
19. В системе установилось равновесие Br_2 (газ) + H_2 (газ) \leftrightarrow $2 HBr$ (газ) ($\Delta H = - 71$ кДж). Как надо изменить концентрацию, давление и температуру, чтобы сместить равновесие в сторону образования HBr ?
20. Предскажите, будет энтропия системы увеличиваться или уменьшаться в ходе реакций (поясните свой ответ):
 - а) $2 NO$ (г.) + O_2 (г.) = $2 NO_2$ (г.)
 - б) SO_2 (г.) + $2 H_2S$ (г.) = $2 S$ (т.) + $2 H_2O$ (ж.)
21. У какого вещества – этана C_2H_6 , этилена C_2H_4 или ацетилена C_2H_2 – при равных температурах и давлениях и одинаковых агрегатных состояниях больше энтропия? Почему?
22. Определить стандартную энтальпию ($\Delta H_{f, 298}^\circ$) образования PH_3 , исходя из уравнения:

$$2 PH_3(г.) + 4 O_2(г.) = P_2O_5(т.) + 3 H_2O(ж.), \quad \Delta H_{p-ции}^\circ = - 2360 \text{ кДж.}$$

$$\Delta H_{f, 298}^\circ H_2O(ж.) = - 285,8 \text{ кДж/моль,}$$

$$\Delta H_{f, 298}^\circ P_2O_5(т.) = - 1492,0 \text{ кДж/моль.}$$

19.3.2 Примеры контрольных работ

Контрольная работа №1

1. Две реакции протекают при $25^\circ C$ с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, а второй – 3. Найти отношение скоростей этих реакций при $65^\circ C$.
2. В системе установилось равновесие $CO_2 + H_2 \leftrightarrow CO + H_2O(г.) - Q$.
Как надо изменить концентрацию веществ, давление и температуру, чтобы увеличить выход продуктов реакции?
3. Сколько миллилитров концентрированной соляной кислоты ($\rho = 1,19$ г/мл), содержащей 38% (масс.) HCl , нужно взять для приготовления 1 л 2 М раствора?
4. Имеются растворы с $pH=7$ и $pH=5$. В каком из этих растворов больше концентрация ионов водорода и во сколько раз?

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

Оценка знаний, умений и навыков, характеризующая этапы формирования компетенций в рамках изучения дисциплины осуществляется в ходе текущей и промежуточной аттестаций.

Текущая аттестация проводится в соответствии с Положением о текущей аттестации обучающихся по программам высшего образования Воронежского государственного университета. Текущая аттестация проводится в форме письменных контрольных работ. Промежуточная аттестация проводится в соответствии с Положением о промежуточной аттестации обучающихся по программам высшего образования.

Контрольно-измерительные материалы промежуточной аттестации включают в себя теоретические вопросы, позволяющие оценить уровень полученных знаний и практическое задание, позволяющее оценить степень сформированности умений и навыков.

При оценивании используются качественные шкалы оценок. Критерии оценивания приведены выше.