

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

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой
общей и неорганической химии



Семенов В.Н.
26.04.2023г.

**РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ
Б1.О.21 Неорганическая химия**

1. Код и наименование направления подготовки/специальности:

30.05.03 Медицинская кибернетика

2. Специализация: Медицинская кибернетика

3. Квалификация выпускника: врач-кибернетик

4. Форма обучения: очная

5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины: кафедра общей и неорганической химии

6. Составители программы:

Семенов Виктор Николаевич, профессор кафедры общей и неорганической химии, доктор химических наук, профессор

7. Рекомендована:

НМС химического факультета от 25.04.23, протокол № 4

8. Учебный год: 2023-2024

Семестр(ы): 1

9. Цели и задачи учебной дисциплины

Целями освоения учебной дисциплины являются: Рассмотрение основ современных представлений о строении вещества, изучение важнейших законов и теорий неорганической химии, количественных характеристик явлений и процессов, условий осуществления химических реакций, возможности управления глубиной их протекания. Формирование научного мышления, навыков практического использования теоретических знаний для решения конкретных химических задач.

Задачи учебной дисциплины:

- заложить основы профессиональной подготовки по химии, осуществить переход от качественного описательного подхода изучения предмета к количественным представлениям в химии; - рассмотреть основные законы и представления химии; - освоить теорию и научиться применять на практике учение о веществе и химических процессах; - изучить основные свойства химических элементов и важнейших неорганических соединений.

10. Место учебной дисциплины в структуре ООП:

Учебная дисциплина «Б1.О.21 Неорганическая химия» относится к обязательной части Блока 1 «Дисциплины (модули)» Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования по специальности 30.05.03 Медицинская кибернетика (специалист). Предшествующих дисциплин не имеет и базируется на знаниях по химии в объеме федерального компонента государственного стандарта основного общего образования.

11. Планируемые результаты обучения по дисциплине/модулю (знания, умения, навыки), соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы (компетенциями) и индикаторами их достижения:

Код	Название компетенции	Код(ы)	Индикатор(ы)	Планируемые результаты обучения
ОПК-1	Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности	ОПК-1.2	Использует основные естественнонаучные понятия и методы исследований при решении профессиональных задач	Знать: роль химии в естествознании, ее связь с другими естественными науками (биологией) и медициной, значение в жизни современного общества; важнейшие химические понятия и основные учения: о строении атомов и молекул; периодическом изменении свойств элементов; химическом процессе (химической термодинамике и химической кинетике) Уметь: использовать знания теоретических основ химии для объяснения свойств веществ и реакций, в которых они участвуют; применять знания в области химии для освоения профессиональных дисциплин и решения профессиональных задач; Владеть: методами безопасного обращения с химическими веществами с учетом их физических и химических свойств.
		ОПК-1.3	Интерпретирует результаты естественнонаучных исследований при решении профессиональных задач	Знать: основные подходы к интерпретации результатов химических исследований при решении профессиональных задач. Уметь: использовать современные методы неорганической химии для исследовательской работы, анализировать полученные результаты и делать выводы. Владеть: методами неорганической химии при решении профессиональных задач на производстве и научных исследованиях

12. Объем дисциплины в зачетных единицах/час. — 4/144.

Форма промежуточной аттестации экзамен (1 семестр).

13. Трудоемкость по видам учебной работы

Вид учебной работы		Трудоемкость		
		Всего	По семестрам	
			1	...
Аудиторные занятия		88	88	
в том числе:	лекции	32	32	
	групповые консультации	8	8	
	лабораторные	48	48	
Самостоятельная работа		20	20	
в том числе: курсовая работа (проект)				
Форма промежуточной аттестации (экзамен – ___ час.)		36	36	
Итого:		144	144	

13.1. Содержание дисциплины

№ п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины	Реализация раздела дисциплины с помощью онлайн-курса, ЭУМК*
1. Лекции			
1.1	Химия в системе естественных наук. Основные понятия. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии.	Определение химии и ее задачи. Фундаментальные законы и теории: атомно-молекулярное учение, закон сохранения массы и энергии, Периодический закон, теория химического строения. Химический элемент. Простое вещество. Сложное химическое соединение. Газовые законы. Число Авогадро. Моль и молярная масса. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Фаза. Постоянный и переменный химический состав. Стехиометрические законы химии. Ограниченный характер и границы применимости стехиометрических законов.	
1.2	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. Корпускулярно-волновая природа электрона. Понятие о квантовой механике. Атомные орбитали. Характеристика состояния электрона в атоме квантовыми числами. Многоэлектронные атомы. Принципы и правила заполнения электронами атомных орбиталей. Строение атомов 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. Значение периодического закона. Закономерности изменения атомных радиусов, энергий ионизации и сродства к электрону в периодах и группах.	
1.3	Теория химической связи	Развитие представлений о химической связи. Основные характеристики связи (энергия, длина, направленность). Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи.	

		Гибридизация орбиталей. Кратные связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Максимальная валентность (ковалентность) элементов. Понятие о методе молекулярных орбиталей. Ионная связь как одна из составляющих реальной химической связи, ее свойства. Степень окисления элементов. Металлическая связь и ее природа. Свойства металлической связи. Водородная связь. Влияние межмолекулярной и внутримолекулярной водородной связи на свойства веществ. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.	
1.4	Общие закономерности протекания химических реакций.	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.	
1.5	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. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень ионизации. Константа диссоциации слабых электролитов. Закон разведения Оствальда. 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.	
1.6	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз.	Окисление и восстановление как единый процесс. Типы окислительно-восстановительных реакций. Методы уравнивания окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и метод полуреакций. Электродные потенциалы. Электрохимический ряд напряжений. Направленность окислительно-восстановительных реакций. Электролиз расплавов и водных растворов солей.	
1.7	Комплексные соединения	Соединения первого и высшего порядка. Комплексные соединения и двойные соли. Структура комплексных соединений. Номенклатура и классификация комплексных соединений.	

		Устойчивость комплексов. Константа нестойкости. Химическая связь в комплексных соединениях (по МВС).	
1.8	Химия элементов и их соединений	<p>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 их положением в периодической системе.</p> <p>Водород. Уникальное положение водорода в периодической системе, его физические и химические свойства. Получение водорода. Вода. Пероксид водорода. 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. Обзор свойств d-металлов. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения.</p> <p>Химия благородных металлов. Физические и химические свойства углерода и кремния. Оксиды углерода и кремния. Угольная кислота и ее соли (карбонаты и гидрокарбонаты). 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. Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли. Общая характеристика галогенов. Особенности химии фтора. Галогеноводородные кислоты и их соли. Кислородсодержащие кислоты хлора.</p>	
2. Практические занятия			
2.1			
2.2			
3. Лабораторные занятия			
3.1	Химическая кинетика	Скорость химической реакции. Зависимость скорости от концентрации, температуры и площади соприкосновения реагирующих веществ.	
3.2	Химическое равновесие	Влияние концентрации и температуры на смещение химического равновесия	
3.3	Растворы	Приготовление растворов заданной концентрации. Ионные равновесия, pH среды. Гидролиз солей. Окислительные и восстановительные реакции.	
3.4	Водород, вода, перекись водорода	Получение атомарного и молекулярного водорода. Химические свойства водорода. Пероксид водорода, его окислительно-восстановительные свойства	
3.5	Элементы I группы ПС	Химические свойства s- и d-элементов I группы ПС	
3.6	Элементы II группы ПС	Щелочно-земельные металлы, их химические свойства. Горение магния. Получение карбонатов и гидрокарбонатов кальция.	
3.7	Элементы III группы ПС	Алюминий и его соединения. Получение и свойства гидроксида алюминия.	
3.8	Элементы IV группы ПС	Углерод, кремний, их свойства. Соли угольной и кремниевой кислот.	
3.9	Элементы V группы ПС	Азот, фосфор, свойства простых веществ. Действие азотной кислоты на металлы. Термическое разложение нитратов	
3.10	Элементы VI группы ПС	Сера и ее соединения. Получение и свойства	

		сероводорода. Серная кислота, ее действие на металлы и неметаллы. Хром и его соединения.	
3.11	Элементы VII группы ПС	Галогены и их свойства. Получение и свойства соединений марганца. Окислительные свойства перманганата марганца.	

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (количество часов)				Всего
		Лекции	Групповые консультации	Лабораторные	Самостоятельная работа	
1.	Химия в системе естественных наук. Основные понятия. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии.	2			-	2
2.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	2		2	2	6
3.	Теория химической связи	4		2	2	8
4.	Общие закономерности протекания химических реакций.	4		6		10
5.	Растворы	8		16	4	28
6.	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз.	2		6		8
7.	Комплексные соединения	4		6	2	12
8.	Характеристика элементов и их соединений	6	8	10	10	26
	Контроль					36
	Итого:	32	8	48	20	144

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины:

Организация изучения дисциплины предполагает:

проведение лекций проведение лабораторных занятий внеаудиторная самостоятельная работа студентов

Организационная структура лекционного занятия:

1. Формулировка темы, постановка проблемного вопроса
2. Разъяснение теоретических и практических вопросов для решения поставленной проблемы
3. Конкретные примеры решения поставленных вопросов
4. Выводы
5. Формулировка задания для самостоятельной работы

Организационная структура лабораторного занятия.

1. Формулировка цели занятия
2. Обсуждение теоретических основ темы, опрос студентов
3. Выполнение работы
4. Проверка выполненных заданий
5. Выводы

Текущий контроль проводится путем устного опроса студентов, обсуждения материала для самостоятельной работы, выполнения контрольных работ. изучение основных и дополнительных литературных источников; работа с конспектами лекций; выполнение заданий текущей аттестации; текущий контроль успеваемости

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

а) основная литература:

№ п/п	Источник
1.	Гончаров Е.Г. Теоретические основы неорганической химии / Е.Г. Гончаров, Ю.П. Афиногенов, В.Ю. Кондрашин, А.М. Ховив. – Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2014. – 589 с.
2.	Мифтахова, Н.Ш. Общая и неорганическая химия. Теория и практика : учебное пособие / Мифтахова Н.Ш., Петрова Т.П. — Москва : КНИТУ, 2018. — 308 с. — Общая и неорганическая химия. Теория и практика [Электронный ресурс]: учебное пособие / Н.Ш. Мифтахова, Т.П. Петрова - Казань : Издательство КНИТУ, 2018. — ISBN 5-7882-2345-2. — <URL:https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785788223452.html>.
3.	Двуличанская, Н.Н. Общая и неорганическая химия : учебное пособие / Двуличанская Н.Н., Ермолаева В.И. — Москва : МГТУ им. Н.Э. Баумана, 2018. — 463 с. — Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс]: учебное пособие для технических вузов / Н.Н. Двуличанская, В.И. Ермолаева - М. : Издательство МГТУ им. Н. Э. Баумана, 2018. — ISBN 5-7038-4767-1. — <URL:https://www.studentlibrary.ru/book/ISBN9785703847671.html>.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
4.	Хаускрофт К. Современный курс общей химии: в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Констэбл. – М. : Мир, 2002. – Т.1. – 540 с.
5.	Некрасов Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Б. В. Некрасов. – СПб: Лань, 2003.
6.	Гринвуд Н. Химия элементов: В 2 т. Т.1/ Н. Гринвуд, А. Эрншо; - 3-е изд. – М.: Бинум, Лаборатория знаний, 2015. – 607 с.
7.	Гринвуд Н. Химия элементов: В 2 т. Т.2/ Н. Гринвуд, А. Эрншо; - 3-е изд. – М.: Бинум, Лаборатория знаний, 2015. – 670 с.

в) информационные электронно-образовательные ресурсы (официальные ресурсы интернет)*:

№ п/п	Ресурс
8.	National Center for Biotechnology Information /US National Library of Medicine (http://www.pubmed.com).
9.	ЭБС Электронная библиотека технического вуза. – URL: http://www.studmedlib.ru
10.	www.plib.ru/library/
11.	www.lib.vsu.ru – ЗНБ ВГУ

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы

№ п/п	Источник
1	Афиногенов Ю. П. Химия биогенных элементов / Ю. П. Афиногенов, Е. Г. Гончаров, А. М. Ховив, И.А. Бусыгина. – Воронеж : ИПЦ ВГУ, 2010. – 438 с. 3 Гончаров Е.Г.
2	Общая химия / Е.Г. Гончаров, Ю.П. Афиногенов, А.М. Ховив. – Воронеж : Изд-во Воронеж. гос. ун-та, 2010. – 401 с.
3	www.lib.vsu.ru – ЗНБ ВГУ

17. Образовательные технологии, используемые при реализации учебной дисциплины, включая дистанционные образовательные технологии (ДОТ, электронное обучение (ЭО), смешанное обучение):

1. Чтение лекций с использованием слайд-презентаций.
2. Информационно-коммуникационные технологии (консультации преподавателя через тематические форумы и вебинары с использованием электронной информационно-образовательной среды ФГБОУ ВО "ВГУ" - Образовательный портал «Электронный университет ВГУ» (www.moodle.vsu.ru).
3. Информационные технологии (доступ в Интернет)
4. ЗНБ ВГУ www.lib.vsu.ru

18. Материально-техническое обеспечение дисциплины:

Мультимедийная техника. Стандартное оборудование лабораторий практикума по общей и неорганической химии – лабораторные столы, вытяжные системы, электронные весы, сушильные шкафы, компьютеры, лабораторная посуда, химические реактивы и т. п. В том числе:

Баня 4-х местная водяная

Дистиллятор

Бидистиллятор

Весы лабораторные ЛБ-120А

Весы «Ohaus»

Магнитная мешалка

Криотермостат жидкостной

Печь трубчатая П-1.4-40

РН-МВ метр

Спектрофотометр СФ-2000-02

Фотометр КФК-5М

Компьютерная измерительная система L-micro с датчиками рН, температуры, оптической плотности.

19. Оценочные средства для проведения текущей и промежуточной аттестаций

Порядок оценки освоения обучающимися учебного материала определяется содержанием следующих разделов дисциплины:

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Компетенция(и)	Индикатор(ы) достижения компетенции	Оценочные средства
1.	Химия в системе естественных наук. Основные понятия. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии.	ОПК-1 Способен использовать и применять фундаментальные и прикладные медицинские, естественнонаучные знания для постановки и решения стандартных и инновационных задач профессиональной деятельности	ОПК-1.2 Использует основные естественнонаучные понятия и методы исследований при решении профессиональных задач ОПК-1.3 Интерпретирует результаты естественнонаучных исследований при решении профессиональных задач	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
2.	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	ОПК-1	ОПК-1.2, ОПК-1.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
3	Теория химической связи	ОПК-1	ОПК-1.2, ОПК-1.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
4	Общие	ОПК-1	ОПК-1.2, ОПК-1.3	Комплекты КИМ

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Компетенция(и)	Индикатор(ы) достижения компетенции	Оценочные средства
	закономерности протекания химических реакций.			для текущих и промежуточных аттестаций, практическое задание
5	Растворы	ОПК-1	ОПК-1.2, ОПК-1.3	Комплекты ким для текущих и промежуточных аттестаций, практическое задание
6	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз.	ОПК-1	ОПК-1.2, ОПК-1.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
7	Комплексные соединения	ОПК-1	ОПК-1.2, ОПК-1.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
8	Характеристика элементов и их соединений	ОПК-1	ОПК-1.2, ОПК-1.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
Промежуточная аттестация форма контроля – экзамен				Экзамен: Перечень вопросов (тест, КИМ), практические навыки

20. Типовые оценочные средства и методические материалы, определяющие процедуры оценивания

20.1. Текущий контроль успеваемости

Контроль успеваемости по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

1. Текущая аттестация

Примерный перечень вопросов для текущей аттестации

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. Стехиометрические законы химии (закон постоянства состава и свойств, закон кратных отношений). Ограниченный характер и границы применимости стехиометрических законов.
4. Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резерфорда. Теория Бора.
5. Основы квантово-механического описания строения атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа.
6. Основные правила заполнения орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда).
7. Периодический закон Д.И. Менделеева, его современная формулировка и физический смысл. Строение периодической системы элементов.
8. Химическая связь, ее основные характеристики (энергия, длина, направленность).
8. Представление о ионной связи.

20.2. Текущий контроль успеваемости Пример практических заданий

1 задание. Определить состав концентрированной серной кислоты, имеющейся в лаборатории, с помощью ареометра и, проведя необходимые расчеты, приготовить из нее 100 мл раствора с массовой долей кислоты, указанной преподавателем. В присутствии

препаратора измерить плотность полученного раствора и сравнить ее значение с представленным в табл. Рассчитать ошибку определения. Чем она может быть вызвана?

W, %	H ₂ SO ₄
2	1,013
4	1,027
6	1,040
8	1,055
10	1,069
12	1,083

2. Задание. Рассчитать объем 98%-ной серной кислоты ($\rho = 84,1 \text{ г/мл}$) для приготовления: а) 200 мл 84,3% раствора ($\rho = 77,1 \text{ г/мл}$); б) 400 мл 0,01н раствора ($\rho \approx 1 \text{ г/мл}$).

Критерии оценки:

Критериями оценивания компетенций (результатов) являются:

- подготовка к занятию (оформление занятия в рабочей тетради в соответствии с методическими рекомендациями);
- ответы на устные вопросы по теме занятия и содержанию лабораторной работы;
- активность и самостоятельность при выполнении задания;
- оформления результатов в соответствии с методическими рекомендациями;
- умение анализировать, обсуждать полученные результаты и самостоятельно формулировать выводы.

Работа считается выполненной и зачтенной, если студент в конце занятия представил отчет в соответствии с методическими рекомендациями.

20.3. Промежуточная аттестация

Примерный перечень вопросов к экзамену:

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. Стехиометрические законы химии (закон постоянства состава и свойств, закон кратных отношений). Ограниченный характер и границы применимости стехиометрических законов.
4. Развитие представлений о строении атома. Планетарная модель Резерфорда. Теория Бора.
5. Основы квантово-механического описания строения атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Атомная орбиталь. Квантовые числа.
6. Основные правила заполнения орбиталей электронами (принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, принцип Паули, правило Хунда).
7. Периодический закон Д.И. Менделеева, его современная формулировка и физический смысл. Строение периодической системы элементов.
8. Химическая связь, ее основные характеристики (энергия, длина, направленность).
9. Представление о ионной связи.
10. Ковалентная связь: обменный и донорно-акцепторный механизмы образования; свойства связи. Представление о кратных связях.
11. Гибридизация атомных орбиталей. Типы гибридизации и геометрия молекул (на примере соединений с sp-, sp²-, sp³- гибридизацией орбиталей центрального атома).
12. Металлическая связь. Физические свойства простых и переходных металлов, обусловленные особенностями химической связи в них.
13. Водородная связь.
14. Межмолекулярное взаимодействие (силы Ван-дер-Ваальса).

15. Соединения первого и высшего порядка. Комплексные соединения и двойные соли. Номенклатура комплексных соединений.
16. Классификация комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости.
17. Термодинамические системы: открытые, закрытые, изолированные. Функции состояния. 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. Виды дисперсных систем. Газообразные, жидкие, твердые растворы. Растворение как физико-химический процесс. Сольваты, гидраты.
25. Ненасыщенные, насыщенные, пересыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов.
26. Теория электролитической ионизации. Степень и константа ионизации. Сильные и слабые электролиты. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа.
27. Электролитическая диссоциация кислот, оснований, солей. Амфотерные гидроксиды.
28. Ионизация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН), гидроксильный показатель (рОН).
29. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на степень гидролиза соли.
30. Произведение растворимости. Условия образования и растворения осадка.
31. Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Типичные окислители и восстановители. Метод электронного баланса. Метод полуреакций.
32. Стандартные электродные потенциалы металлов. Ряд напряжений металлов.
33. Электролиз расплавов и водных растворов солей.
34. Металлы и неметаллы в периодической системе. Общие свойства металлов.
35. Общие свойства неметаллов.
36. Водород. Положение в периодической системе, физические и химические свойства. Методы получения водорода.
37. Щелочные металлы. Химические свойства и методы получения.
38. Алюминий: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
39. Железо: получение, химические свойства, важнейшие соединения.
40. Физические и химические свойства углерода и кремния. Оксиды углерода и кремния. Угольная кислота и ее соли.
41. Азот и его соединения (аммиак, оксиды азота, азотная кислота).
42. Химические свойства кислорода и озона. Методы получения кислорода.
43. Пероксид водорода. Оксиды и пероксиды активных металлов.
44. Сера, оксиды серы. Серная, сернистая, сероводородная кислоты и их соли.
45. Общая характеристика галогенов. Особенности химии фтора.
46. Галогеноводородные кислоты и их соли. Кислородсодержащие кислоты хлора и их соли.

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

Всесторонние и глубокие знания учебного материала, предусмотренного программой; полные, обоснованные ответы на все вопросы. Ответ соответствует в полной мере всем перечисленным компетенциям.	<i>Повышенный уровень</i>	<i>Отлично</i>
Полное знание учебного материала, предусмотренного программой; ответ обоснован, аргументирован, но допущены ошибки и неточности, которые исправлены после замечаний преподавателя. Ответ соответствует не полному освоению компетенций.	<i>Базовый уровень</i>	<i>Хорошо</i>
Знание основного учебного материала, предусмотренного программой; ответ неполный, без обоснований, объяснений, с ошибками, которые устраняются по дополнительным вопросам преподавателя. Показывает недостаточное владение компетенциями.	<i>Пороговый уровень</i>	<i>Удовлетворительно</i>
Знания несистематические, отрывочные; в ответах допущены грубые, принципиальные ошибки, которые не устраняются после наводящих вопросов преподавателя. Отказ от ответа. Компетенции не освоены.	–	<i>Неудовлетворительно</i>

20.3 Фонд оценочных средств сформированности компетенций студентов, рекомендуемый для проведения диагностических работ

Перечень заданий для проверки сформированности компетенции

1) тестовые задания:

Тест 1

Валентность фосфора в молекуле ортофосфорной кислоты равна:

- 1) +3; 2) 4; 3) -3; 4) 5

Ответ: 4

Тест 2

Соединение с ионной химической связью:

- 1) HCl; 2) CsF; 3) O₂; 4) SiO₂

Ответ: 2

2) ситуационные задания с развернутым ответом сложные

Наибольшее осмотическое давление имеет водный раствор с концентрацией 0,1 моль/л:

- 1) CaCl₂; 2) Глюкоза; 3) Сахароза; 4) NaCl

Ответ: 1. Осмотическое давление зависит только от концентрации. Глюкоза и сахароза являются неэлектролитами т.е. не распадаются на ионы. NaCl диссоциирует на 2 иона, CaCl₂, на три иона. Чем больше будет частиц, тем выше осмотическое давление. Следовательно, водный раствор CaCl₂ будет создавать большее осмотическое давление.

3) ситуационные с развернутым ответом простые

1. Водный раствор хлорида натрия имеет значение pH=7. Почему?

Ответ: эта соль, образованное сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается, т.к. в левой части уравнения этой реакции находится малодиссоциированное соединение (H₂O) и химическое равновесие смещается в сторону исходных веществ.

2. Чем отличается реакция диспропорционирования от внутримолекулярной окислительно-восстановительной реакции?

Ответ: в реакции диспропорционирования окислителем и восстановителем является один и тот же элемент. А внутримолекулярной реакции окислитель и восстановитель в разных атомах.

4) задания, требующего короткого ответа

1. Вещество, изменяющее скорость химической реакции и не расходующееся в процессе взаимодействия, это _____

Ответ: катализатор

2. Уравнение Аррениуса описывает зависимость скорости химической реакции от _____

Ответ: температуры

Структура, критерии и шкалы оценивания:

Для оценивания выполнения заданий используется балльная шкала:

1) закрытые задания (тестовые, средний уровень сложности):

- 1 балл – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ, в том числе частично.

2) открытые задания (тестовые, повышенный уровень сложности):

- 2 балла – указан верный ответ;
- 0 баллов – указан неверный ответ, в том числе частично.

3) открытые задания (мини-кейсы, средний уровень сложности):

- 5 баллов – задание выполнено верно (получен правильный ответ, обоснован (аргументирован) ход выполнения (при необходимости));
- 2 балла – выполнение задания содержит незначительные ошибки, но приведен правильный ход рассуждений, или получен верный ответ, но отсутствует обоснование хода его выполнения (если оно было необходимым), или задание выполнено не полностью, но получены промежуточные (частичные) результаты, отражающие правильность хода выполнения задания, или, в случае если задание состоит из выполнения нескольких подзаданий, 50% которых выполнено верно;
- 0 баллов – задание не выполнено или выполнено неверно (ход выполнения ошибочен или содержит грубые ошибки, значительно влияющие на дальнейшее его изучение).