

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

УТВЕРЖДАЮ

Заведующий кафедрой общей и неорганической химии

Bley

Семенов В.Н.

23.05.2025

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИН

Б1.О.18 Химия

Цель дисциплины:

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 дисциплины:

запечатлеть 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: курс входит в блок Б1 – обязательная часть. Дисциплина изучается в 1 семестре 1 курса, предшествующих дисциплин не имеет и базируется на знаниях по химии в объеме федерального компонента государственного стандарта основного общего образования.

Полученные знания студенты должны уметь использовать при последующем изучении дисциплин: физическая химия, органическая химия

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 3	Способен применять основные положения фундаментальных естественных наук и научных теорий при проведении научно-исследовательских работ по изучению и воспроизводству минерально-сырьевой базы	ОПК 3.3	Применяет базовые знания естественно-научного цикла при решении стандартных профессиональных задач	<p>знать:</p> <p>фундаментальные законы и теории химии;</p> <ul style="list-style-type: none">- теорию строения вещества;- основные закономерности протекания химических реакций;- теорию растворов;- закономерности изменения свойств химических элементов в зависимости от их положения в Периодической системе;- строение и химические свойства основных простых веществ и химических соединений; <p>уметь:</p> <ul style="list-style-type: none">- использовать основные понятия и законы химии,- проводить расчеты по формулам и уравнениям реакций;- готовить растворы заданной концентрации; <p>владеть (иметь навык(и)):</p> <ul style="list-style-type: none">- навыками описания свойств веществ на основе закономерностей, вытекающих из Периодического закона и Периодической системы элементов;

				- навыками обращения с реактивами, химической посудой и оборудованием.
--	--	--	--	--

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

Форма промежуточной аттестации Экзамен

13. Трудоемкость по видам учебной работы

Вид учебной работы	Трудоемкость	По семестрам		
		Всего	№ семестра	№ семестра
Аудиторные занятия	72	1		
в том числе:	лекции	18	1	
	практические			
	лабораторные	54	1	
Самостоятельная работа	36	1		
в том числе: курсовая работа (проект)	-			
Форма промежуточной аттестации (экзамен – час.)	36	1		
Итого:	144	1		

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.	ЭУМК "Химия" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11230
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	ЭУМК "Химия" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11230

		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	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. Энталпия. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.	ЭУМК "Химия" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11230
1.5	Растворы	Определение растворов. Растворы жидкые, 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.	ЭУМК "Химия" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11230
1.6	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.	ЭУМК "Химия" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11230

		Водородная связь. Влияние межмолекулярной и внутримолекулярной водородной связи на свойства веществ. Межмолекулярное взаимодействие. Силы Ван-дер-Ваальса. Ориентационное, индукционное и дисперсионное взаимодействие.	
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 нестабильности. Химическая связь в комплексных соединениях (по МВС).	ЭУМК "Химия" https://edu.vsu.ru/course/view.php?id=11230

3. Лабораторные работы

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	Общие закономерности протекания химических реакций	Тепловые эффекты химических реакций. Закон Гесса. Энталпия. Термодинамический критерий направленности химического процесса.	
3.4	Растворы	Способы выражения концентрации растворов (массовая доля, молярная доля, молярность, моляльность). Приготовление растворов заданной концентрации. Ионные равновесия, pH среды. Гидролиз солей. Окислительно-восстановительные реакции. Растворимость, факторы, влияющие на величину растворимости. Кислотно-основные свойства веществ. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Амфолиты. Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Концентрация водородных ионов и водородный показатель. Обменные реакции между ионами. Произведение растворимости. Реакции нейтрализации и гидролиза.	
3.5	Окислительно - восстановительные реакции.	Электронная теория окисления – восстановления. Метод электронного баланса и метод полуреакций.	

13.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (количество часов)				
		Лекции	Практические	Лабораторные	Самостоятельная работа	Всего
1	Химия в системе естественных наук. Основные понятия. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии.	2		3	2	7
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая	4			6	10

	система элементов Д.И. Менделеева					
3	Теория химической связи	4			4	8
4	Общие закономерности протекания химических реакций.	2		12	10	24
5	Растворы	4		21	10	35
6	Окислительно - восстановительные реакции. Электролиз.			9		9
7	Комплексные соединения	2		9	4	15
8	Характеристика элементов и их соединений					
	Итого	18		54	36	108

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

a) основная литература:

№ п/п	Источник
1	Коровин Н.В. Общая химия. Теория и задачи. / Н.В. Коровин, Н.В. Кулешов. - СПб.: Издательство «Лань», 2021. – 492 с.

2	Гончаров Е.Г. Краткий курс теоретической неорганической химии / Е.Г. Гончаров, В.Ю. Кондрашин, А.М. Ховив, Ю.П. Афиногенов: учебное пособие. – СПб.: Издательство «Лань», 2017. – 464 с.
3	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.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
3	Глинка Н.Л. Общая химия. / Н.Л. Глинка. – М. : Изд-во Юрайт. 2022. - 354 с.
4	Коровин Н.В. Общая химия / Н.В. Коровин. - М. : Высш. шк., 2005.- 557 с.
5	Гринвуд Н. Химия элементов: В 2 т. Т.1/ Н. Гринвуд, А. Эрншо; - 3-е изд. – М.: Бином, Лаборатория знаний, 2015. – 607 с.
6	Гринвуд Н. Химия элементов: В 2 т. Т.2/ Н. Гринвуд, А. Эрншо; - 3-е изд. – М.: Бином, Лаборатория знаний, 2015. – 670 с.
7	Соколовская Е.М. Общая химия / Е.М. Соколовская, Л.С. Гузей. – М. : Изд-во МГУ, 1989. – 640 с.

в) базы данных, информационно-справочные и поисковые системы:

№ п/п	Источник
7	www.lib.vsu.ru
8	wwwplib.ru/library/
9	http://himlib.ru/index.php?book

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы (

№ п/п	Источник
1	Семенова Г.В., Сушкова Т.П., Твердохлебова Л.Я., Логачева А.А., Косяков А.В. Химия. Ч. 1. Учебно-методическое пособие. Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2015. – 50 с.
2	Семенова Г.В., Сушкова Т.П., Твердохлебова Л.Я., Логачева А.А., Косяков А.В. Химия. Ч. 2. Неорганическая химия. / Учебно-методическое пособие. Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2015. – 22 с.
3	Самофалова Т.В. Лабораторный практикум по общей химии / сост. Т.В. Самофалова, В.Н. Семенов, Г.В. Семенова – Воронеж : Издательский дом ВГУ, 2015

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

В случае необходимости перехода на дистанционный режим обучения для создания электронных курсов, чтения лекций он-лайн и проведения лабораторно-практических занятий используется информационные ресурсы Образовательного портала "Электронный университет ВГУ (<https://edu.vsu.ru>)", базирующегося на системе дистанционного обучения Moodle, развернутой в университете

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 pH, 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.	Основные понятия и законы химии Современная химическая атомистика	ОПК-3 Способен применять знания фундаментальных разделов наук о Земле, базовые знания естественно-научного и математического циклов при решении стандартных профессиональных задач;	ОПК 3.3 Применяет базовые знания естественно-научного цикла при решении стандартных профессиональных задач.	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
	Химическая кинетика	ОПК-3	ОПК 3.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
2	Химическая термодинамика и химическое равновесие	ОПК-3	ОПК 3.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
3	Растворы	ОПК-3	ОПК 3.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
4	Окислительно-восстановительные реакции. Электролиз	ОПК-3	ОПК 3.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
5	Строение атома. Периодический закон	ОПК-3	ОПК 3.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
6	Теория химической связи	ОПК-3	ОПК 3.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
7	Комплексные соединения	ОПК-3	ОПК 3.3	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций

№ п/п	Наименование раздела дисциплины (модуля)	Компетенция(и)	Индикатор(ы) достижения компетенции	Оценочные средства
Промежуточная аттестация форма контроля – <u>экзамен</u>				Перечень вопросов

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

20.1. Текущий контроль успеваемости

1. Текущая аттестация

Примерный перечень вопросов для текущей аттестации

- Сколько атомов содержится в 51 г аммиака NH_3 ?
- Пользуясь данными об энталпии образования, приведенными ниже, вычислить тепловой эффект реакции: Fe_2O_3 (тв) + 3 Mg (тв) \rightarrow 2 Fe (тв) + 3 MgO (тв)
 $\Delta_fH^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -821,4 \text{ кДж / моль}$ $\Delta_fH^0(\text{MgO}) = -601,8 \text{ кДж / моль}$
- Предскажите, как изменится энтропия при протекании реакции:
 $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \leftrightarrow \text{COCl}_2\text{(g)}$
- Как изменится скорость химической реакции при увеличении температуры на 30 °, если $\gamma = 2$?
- Как изменится скорость газофазной реакции $\text{A} + 2\text{B} \leftrightarrow \text{C}$ при увеличении концентрации В в системе в 2 раза?
- В системе установилось равновесие $\text{N}_2 + 3 \text{H}_2 \leftrightarrow 2 \text{NH}_3$ ($\Delta H = -88 \text{ кДж}$). Как надо изменить концентрацию, давление и температуру, чтобы сместить равновесие в сторону образования аммиака?
- Какая атомная орбиталь определяется набором квантовых чисел $n = 3; l = 0; m_l = 0$? Как различить два электрона, которые могут занимать эту орбиталь?
- Напишите электронные формулы атома индия и иона Sc^{2+} .
- До какого объема надо разбавить 25 мл 15 % раствора хлорида меди (II) (плотность раствора $\rho = 1,2 \text{ г/мл}$), чтобы получить раствор молярностью 0,5 моль/л ?
- Найти концентрацию ионов OH^- в растворе с $\text{pH} = 3$.
- Найдено, что раствор, содержащий 3 моля сахара (неэлектролит) в 1 л имеет такое же осмотическое давление, что и раствор KNO_3 , концентрация которого равна 1,8 моль/л. Вычислить степень электролитической диссоциации ($\alpha \square \text{KNO}_3$).
- Произведение растворимости иодида свинца при 20°C равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислить концентрацию насыщенного раствора PbI_2 .
- Может ли валентность быть больше числа «холостых» электронов элемента, участвующего в образовании связи?
- Может ли молекула CO быть донором? Объясните с точки зрения метода валентных связей.
- Составить молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей, указать pH: ZnSO_4 ; KCl ; Na_2SiO_3 .

Требования к выполнению заданий (или шкалы и критерии оценивания)

Оценка результатов обучения на текущей аттестации происходит по следующим показателям:

- Владение содержанием учебного материала и понятийным аппаратом дисциплины «Химия».
- Умение связывать теоретические знания с практическими навыками.
- Умение устанавливать междисциплинарные связи.

20.2. Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

Тестирование. Собеседование по экзаменационным билетам.

При переходе на дистанционную форму промежуточная аттестация может проводиться в виде контрольных, позволяющих оценить уровень полученных знаний и

практических заданий, позволяющих оценить степень сформированности умений и навыков.

Тестирование

Перечень заданий для проверки сформированности компетенции:

ТЕСТОВЫЕ ВОПРОСЫ

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

ЗАДАНИЕ 1. Сколько валентных электронов у атома ванадия

- а) 2 б) 5 в) 7 г) 8

ЗАДАНИЕ 2. Максимальное число электронов, находящихся на f – подуровне, равно:

- а) 2; б) 6; в) 10; г) 14

ЗАДАНИЕ 3. Сколько ионов образуется при электролитической диссоциации Na_3PO_4 в воде?

- а) 2 б) 3 в) 8 г) 4

ЗАДАНИЕ 4. Чему равен pH водного раствора гидроксида калия с концентрацией KOH 0,01 моль/л?

- а) 1 б) 2 в) 10 г) 12

ЗАДАНИЕ 5. Сколько граммов растворенного вещества содержится в 500 г раствора с массовой долей растворенного вещества равной 30%?

- а) 15 г б) 45 г в) 75 г г) 150 г

ЗАДАНИЕ 6. Тепловой эффект химической реакции в изобарных условиях определяется по:

- а) Энтропии реакции б) Энталпии реакции
в) Энергии Гиббса реакции г) Энергии Гельмгольца реакции

ЗАДАНИЕ 7. Химическое равновесие реакции: $2\text{C}_{(\text{тв})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})} + Q$ смещается в сторону исходных веществ в случае:

- а) Понижения температуры. б) Уменьшения количества CO
в) Повышения давления. г) Повышения концентрации O_2 .

ЗАДАНИЕ 8. Чему равна степень окисления фосфора в соединении NaH_2PO_4 ?

- а) +5 б) +3; в) +4; г) -2

Ключи

Вопросы	1	2	3	4	5	6	7	8
Ответы	б	г	г	г	г	б	в	а

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 (ситуационные задачи, 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).

Перечень вопросов к экзамену:

1. Фундаментальные законы и теории химии: закон сохранения массы и энергии; атомно-молекулярная теория; периодический закон; теория химического строения.
2. Атомно-молекулярная теория Ломоносова. Химический элемент и простое вещество.
3. Стехиометрические законы химии. Ограниченный характер и границы применимости стехиометрических законов.
4. Относительная шкала атомных и молекулярных масс. Моль. Молярная масса и молярный объем.
5. Скорость химических реакций. Закон действующих масс. Константа скорости.
6. Зависимость скорости от температуры. Понятие об энергии активации.
7. Катализ.
8. Химическое равновесие. Константа равновесия.
9. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье.
10. Тепловые эффекты химических реакций. Энталпия. Закон Гесса.
11. Энтропия. Свободная энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.
12. Растворение как физико-химический процесс. Химическая теория растворов Менделеева.
13. Концентрация растворов. Растворимость, насыщенные и ненасыщенные растворы.
14. Общие свойства растворов. Идеальные растворы.
15. Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации.
16. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константы диссоциации слабых электролитов.
17. Ионное произведение воды. Концентрация водородных ионов и водородный показатель. Понятие об индикаторах.
18. Кислотно-основные свойства веществ. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации. Амфолиты.

19. Обменные реакции между ионами. Произведение растворимости. Реакции нейтрализации.
20. Гидролиз солей.
21. Электронная теория окисления - восстановления.
22. Электронное строение атома, электронные формулы и квантовые ячейки.
23. Квантовые числа. Принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правило Гунда.
24. Строение периодической системы Менделеева в связи с электронным строением атомов.
25. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи.
26. Понятие о гибридизации связей. Кратные связи. Поляризация ковалентной связи. Электроотрицательность.
27. Ионная связь как одна из составляющих реальной химической связи. Металлическая связь.
28. Ван-дер-Ваальсовская связь. Водородная связь. Химическая связь в твердых неорганических веществах.
29. Периодический закон как основа химической систематики. Групповая и типовая аналогия. Большие и малые периоды.
30. Основные классы неорганических веществ, генетическая связь между ними.
31. Металлы в периодической системе. Электрохимический ряд напряжений. Общие свойства металлов.
32. Комплексные соединения. Внутренняя и внешняя сфера комплекса. Комплексообразователь. Лиганды. Координационное число.

Соотношение показателей, критериев и шкалы оценивания результатов обучения.

Для оценивания результатов обучения на экзамене используется 4-балльная шкала: «отлично», «хорошо», «удовлетворительно», «неудовлетворительно».

Соотношение показателей, критериев и шкалы оценивания результатов обучения.

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.	Повышенный уровень	Отлично
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.	Базовый уровень	Хорошо
Знание основного учебного материала, предусмотренного программой; ответ неполный, без обоснований, объяснений, с ошибками, которые устраняются по дополнительным вопросам преподавателя. Ответ показывает недостаточное владение компетенциями.	Пороговый уровень	Удовлетворительно
Знания несистематические, отрывочные; в ответах допущены грубые, принципиальные ошибки, которые не устраняются после наводящих вопросов преподавателя. Отказ от ответа. Компетенции не освоены.	–	Неудовлетворительно