

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.

19.04.2025

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Б1.О.11 Х и м и я

- 1. Шифр и наименование направления подготовки/специальности:** 03.03.02
- 2. Профиль подготовки/специализация:** Физика медицинских, лазерных технологий и наноматериалов
- 3. Квалификация (степень) выпускника:** бакалавр
- 4. Форма обучения:** очная
- 5. Кафедра, отвечающая за реализацию дисциплины:**
кафедра общей и неорганической химии
- 6. Составитель программы:** Семенов Виктор Николаевич, профессор кафедры общей и неорганической химии, доктор химических наук, профессор
- 7. Рекомендована:** НМС химического факультета протокол № 4 от 11.04.2025
- 8. Учебный год:** 2025/2026 **Семестр(ы):** 1

9. Цели и задачи учебной дисциплины:

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: 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: курс входит в блок Б1.О - 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.

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 базовые знания естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности, применять методы математического анализа и моделирования, теоретического и экспериментального исследования	ОПК 1.4	Решает типовые задачи с учетом основных понятий и общих закономерностей, сформулированных в рамках базовых дисциплин естественных наук (прежде всего химии, биологии, экологии, наук о земле и человеке)	Знать: роль химии в естествознании, ее связь с другими естественными науками, 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 1.5	Умеет использовать знания основных законов естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности	
		ОПК 1.6	Владеет навыками использования знаний о методах исследования, современных концепциях, достижениях и ограничениях естественных наук при решении практических задач, структурирования естественно-научной информации	

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

Форма промежуточной аттестации (зачет/экзамен) зачет

13. Трудоемкость по видам учебной работы

Вид учебной работы		Трудоемкость	
		Всего	По семестрам
			1
Контактная работа		54	54
в том числе:	лекции	36	36
	практические		
	лабораторные	18	18
	курсовая работа		
Самостоятельная работа		18	18
Контроль			
Итого:		72	72

13.1. Содержание дисциплины

п/п	Наименование раздела дисциплины	Содержание раздела дисциплины
1. Лекции		
1.1	Химия в системе естественных наук. Основные понятия. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии.	Фундаментальные законы и теории. Газовые законы. Число Авогадро. Моль и молярная масса. Современная химическая атомистика. Атом, молекула, кристалл. Фаза. 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. Современные представления о строении атома. Корпускулярно-волновая природа электрона. Понятие о квантовой механике. Атомные орбитали. Многоэлектронные атомы. Принципы и правила заполнения электронами атомных орбиталей. Строение атомов и периодическая система химических элементов. Структура периодической системы..
1.3	Теория химической связи	Основные характеристики связи. Ковалентная связь. Метод валентных связей. Свойства ковалентной связи. Гибридизация орбиталей. Кратные связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. 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. Энергия Гиббса. Термодинамический критерий направленности химического процесса.
1.5	Растворы	Определение растворов. Растворы жидкие, твердые, газообразные. Растворение как физико-химический процесс. Концентрация растворов и способы её выражения. Растворимость, факторы, влияющие на величину растворимости. Законы разбавленных растворов.
		Электролиты и неэлектролиты. Теория электролитической диссоциации. 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. Обменные реакции между ионами. Произведение растворимости. Реакции нейтрализации и 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. Структура комплексных соединений. Номенклатура и классификация комплексных соединений. Устойчивость комплексов. Константа нестойкости. Химическая связь в комплексных соединениях (по МВС).
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	Растворы	Приготовление растворов заданной концентрации. Общие свойства растворов. Ионное произведение воды, pH среды. Кислотно-основные равновесия. Произведение растворимости. Гидролиз солей.
3.4	Окислительно - восстановительные реакции.	Электронная теория окисления - восстановления. Метод электронного баланса и метод полуреакций.
3.5	Комплексные соединения	Комплексные соединения и двойные соли. Устойчивость комплексных соединений
3.6	Характеристика элементов и их соединений	Периодический закон как основа химической систематики. Металлы и неметаллы в периодической системе. Физические и химические свойства простых веществ. Общие принципы получения простых веществ. Общие свойства неметаллов и металлов. Характеристика элементов и их соединений,

3.2. Темы (разделы) дисциплины и виды занятий

№ п/п	Наименование темы (раздела) дисциплины	Виды занятий (количество часов)				
		Лекции	Лабораторные	Практические	Самостоятельная работа	Всего
1	Химия в системе естественных наук. Основные понятия. Фундаментальные законы и теории химии. Стехиометрические законы химии.	4	2		2	8
2	Строение атома. Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева	6	2		2	10
3	Теория химической связи	6	2		2	10

4	Общие закономерности протекания химических реакций.	4	2		2	8
5	Растворы	6	2		2	10
6	Окислительно - восстановительные реакции. Электролиз.	2	2		2	6
7	Комплексные соединения	4	2		2	8
8	Характеристика элементов и их соединений	4	2		4	10
	Итого	36	18		18	72

14. Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины: Организация изучения дисциплины предполагает:

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. 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.
2	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.
3	Гончаров Е.Г. Общая химия / Е.Г. Гончаров, Ю.П. Афиногенов, А.М. Ховив. – Воронеж : Изд-во Воронеж. гос. ун-та, 2010. – 401 с.

б) дополнительная литература:

№ п/п	Источник
3	Хаускрофт К. Современный курс общей химии: в 2 т. / К. Хаускрофт, Э. Кон-стэбл. — М. : Мир, 2002. — Т.1. — 540 с.
4	Некрасов Б. В. Основы общей химии: в 2 т. / Б. В. Некрасов. – СПб: Лань, 2003.
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.

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

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

16. Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы

№ п/п	Источник
1	Самофалова Т.В. Лабораторный практикум по общей химии / сост. Т.В. Самофалова, В.Н. Семенов, Г.В. Семенова – Воронеж :Издательский дом ВГУ, 2015
2	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.
3	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.

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

При реализации дисциплины используются классические образовательные

технологии . Основные типы лекций — вводные (в начале изучения дисциплины) и информационные. Проведение текущих аттестаций и промежуточных аттестаций осуществляется в форме устного собеседования по КИМ.

В случае необходимости перехода на дистанционный режим обучения для со-здания электронных курсов, чтения лекций он-лайн и проведения лабораторно- прак- тических занятий используется информационные ресурсы Образовательного пор- тала "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 рН, температуры, оп-тической плотности.

19. Оценочные средства для проведения текущей и промежуточной аттеста-ций

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

№ п / п	Наименование раз- дела дисциплины (мо-дуля)	Компетен- ция(и)	Индикатор(ы) достижения компетенции	Оценочные средства
1	Основные понятия и законы химии Совре-менная химическая атомистика	ОПК-1	ОПК 1.4 ОПК 1.5 ОПК 1.6	Комплекты КИМ для текущих и промежуточных аттестаций
2	Химическая кинетика			
3	Химическая термоди- намика и химическое равновесие			
4	Растворы			
5	Окислительно-восста- новительные реакции. Электролиз			
6	Строение атома. Пери- одический закон			

7	Теория химической связи			
8	Комплексные соединения			
Промежуточная аттестация форма контроля – зачет				Перечень вопросов к зачету

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

20.1. Текущий контроль успеваемости

1. Текущая аттестация

Примерный перечень вопросов для текущей аттестации

1. Сколько атомов содержится в 51 г аммиака NH_3 ?
2. Пользуясь данными об энтальпии образования, приведенными ниже, вычислить тепловой эффект реакции: $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{Mg} \rightarrow 2 \text{Fe (тв)} + 3 \text{MgO (тв)}$
 $\Delta_f H^0 (\text{Fe}_2\text{O}_3) = - 821,4 \text{ кДж / моль}$ $\Delta_f H^0 (\text{MgO}) = - 601,8 \text{ кДж / моль}$
3. Найти молярную концентрацию ионов OH^- в растворе с $\text{pH} = 3$.
4. Составить молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей, указать pH : ZnSO_4 ; KCl ; Na_2SiO_3 .
5. Произведение растворимости иодида свинца при 20°C равно $8 \cdot 10^{-9}$. Вычислить концентрацию насыщенного раствора PbI_2

Требования к выполнению заданий (или шкалы и критерии оценивания)

Оценка результатов обучения на текущей аттестации происходит по следующим показателям:

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

20.2. Промежуточная аттестация

Промежуточная аттестация по дисциплине осуществляется с помощью следующих оценочных средств:

Перечень вопросов к зачету:

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 -, sp^2 -, sp^3 -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.

Соотношение показателей, критериев и шкалы оценивания результатов обучения

Критерии оценивания компетенций	Уровень сформированности компетенций	Шкала оценок
Полное соответствие ответа обучающегося всем перечисленным критериям. Продемонстрировано знание учебного материала и владение понятийным аппаратом в области общей химии, умение связывать теорию с решением практических задач, владение теоретическими основами общей химии, способность иллюстрировать ответ примерами, фактами	Повышенный уровень	Отлично
Ответ на контрольно-измерительный материал не соответствует одному (двум) из перечисленных показателей, но обучающийся дает правильные ответы на дополнительные вопросы. Недостаточно продемонстрирована связь теории с практикой, или содержатся отдельные пробелы в знании вопросов теории,	Базовый уровень	Хорошо
Ответ на контрольно-измерительный материал не соответствует любым двум (трем) из перечисленных показателей, обучающийся дает неполные ответы на дополнительные вопросы. Демонстрирует частичные знания теории, или не умеет иллюстрировать ответ примерами, фактами, допускает существенные ошибки.	Пороговый уровень	Удовлетворительно
Ответ на контрольно-измерительный материал не соответствует любым трем(четырем) из перечисленных показателей. Обучающийся демонстрирует отрывочные, фрагментарные знания, допускает грубые ошибки в рассмотрении теоретических вопросов, не может привести конкретные примеры на поставленные вопросы.	—	Неудовлетворительно

Вопросы к диагностической работе

Закрытые вопросы

№	Вопрос	Ответ
1	Максимальное число электронов, находящихся на d-подуровне, равно а) 2; б) 6; в) 10; г) 14.	в
2	Наивысшая валентность азота равна а) 2; б) 4; в) -3; г) +5.	б
3	Валентность фосфора в молекуле ортофосфорной кислоты равна: а) +3; б) 4; в) -3; г) 5.	г
4	Сколько ионов образуется при электролитической диссоциации K_2SO_4 в воде? а) 2; б) 3; в) 0; г) 4.	б
5	К слабым электролитам относится а) HCl; б) HNO_3 ; в) HF; г) KOH.	в
6	Чему равно значение pH водного раствора гидроксида натрия с концентрацией 0,01 моль/л? а) 1; б) 2; в) 10; г) 12.	г
7	К кислым солям относится: а) H_2SO_4 ; б) NaCl; в) $NaHSO_4$; г) Na_2SO_4 .	в
8	К кислотным оксидам относится: а) CaO; б) SO_3 ; в) BaO_2 ; г) Cr_2O_3 .	б
9	К амфотерным гидроксидам относится: а) KOH; б) $Al(OH)_3$; в) Fe_2O_3 ; г) $Cr(OH)_2$.	б
10	Химическое равновесие реакции $2NO_{(г)} + O_{2(г)} \rightleftharpoons 2NO_{2(г)} + Q$ сместится в сторону исходных	г

	веществ в случае: а) понижения температуры; б) повышения концентрации кислорода; в) повышения давления; г) повышения температуры.	
11	Какие из перечисленных веществ могут проявлять только окислительные свойства: а) KMnO_4 ; б) Na_2S ; в) H_2O_2 ; г) MnO_2 .	а
12	Какие из перечисленных веществ могут проявлять только восстановительные свойства: а) Li ; б) NO ; в) H_2SO_3 ; г) P .	а
13	К кислой реакции среды приводит гидролиз: а) KNO_3 ; б) Na_3PO_4 ; в) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; г) K_2S .	в
14	К основным солям относится: а) KOH ; б) NaCl ; в) ZnOHCl ; г) K_2CO_3 .	в
15	При электролизе водного раствора KOH на катоде выделится: а) металл; б) кислород; в) водород; г) металл и водород.	в

Открытые вопросы

№	Вопрос	Ответ
1	Какая степень окисления марганца в соединении KMnO_4 ?	+7
2	Минимальная энергия, которая требуется для того, чтобы частицы вступили в химическую реакцию, называется энергией (вставьте пропущенное слово)	активации
3	Как называется вещество, которое изменяет скорость химической реакции и не расходуется в процессе взаимодействия?	катализатор
4	Уравнение Аррениуса описывает зависимость скорости химической реакции от ... (вставьте пропущенное слово)	температуры
5	Какое максимальное число электронов может находиться на s-орбитали?	2
6	Реакция обменного взаимодействия между молекулами соли и воды называется реакцией	гидролиза
7	Реакция обменного взаимодействия между молекулами	нейтрализации

	кислоты и основания называется реакцией ... (вставьте пропущенное слово)	
8	Процесс отдачи электронов при протекании окислительно-восстановительной реакции называется ... (вставьте пропущенное слово)	окисление
9	Химическая реакция, при протекании которой поглощается теплота, называется... (вставьте пропущенное слово)	эндотермической
10	Число моль растворенного вещества в 1 кг растворителя показывает ... концентрация. (вставьте пропущенное слово)	моляльная
11	Число моль растворенного вещества в 1 литре раствора показывает ... концентрация. (вставьте пропущенное слово)	молярная
12	В ходе электролиза расплава или раствора процесс восстановления протекает на электроде, который называется... (вставьте пропущенное слово)	катодом
13	Атом какого элемента в основном состоянии имеет электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$? Ответ написать в виде слова.	хром
14	Число валентных орбиталей, участвующих в образовании химической связи, определяет... элемента (вставьте пропущенное слово)	валентность
15	Максимальное число электронов, находящихся на р-подуровне, равно... Ответ написать в виде цифры.	6

Расчетные задания:

№	Задание	Ответ
1	На сколько градусов надо увеличить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 27 раз? Температурный коэффициент скорости реакции равен 3.	30 градусов
2	Вычислить рОН раствора, в котором концентрация ионов H^+ равна 10^{-4} моль/л.	10
3	Какой объем при нормальных условиях занимают 5 моль углекислого газа?	112 л