



МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
филиал федерального государственного бюджетного образовательного
учреждения высшего образования
«КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»
в г.Геленджике

УТВЕРЖДАЮ:
Директор филиала КубГУ
в г. Геленджике
Р.С.Маслова
2016г.

**Рабочая программа по дисциплине
ХИМИЯ**

специальность 35.02.12 Садово-парковое и ландшафтное строительство
среднего профессионального образования

1 курс
лекции
практические занятия
форма итогового контроля

2 семестр
62 ч
46 ч
экзамен

Рабочая программа дисциплины разработана в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом (далее – ФГОС) по специальности среднего профессионального образования (далее СПО) 35.02.12 «Садово-парковое и ландшафтное строительство».

Организация-разработчик: филиал ФГБОУ ВПО «Кубанский государственный университет» в г. Геленджике

Составитель-преподаватель: _____ Ковальчук Л.В.

Рецензент (-ы):

Иванкина Наталья Федоровна, профессор, кандидат биологических наук.

Мальцева Галина Гарьевна, учитель биологии МАОУ СОШ №6 г. Геленджик.

Рабочая программа рассмотрена и утверждена на заседании цикловой комиссии профессиональных дисциплин садово-паркового и ландшафтного строительства филиала ФГБОУ ВПО «Кубанский государственный университет» в г. Геленджике

Протокол № 1 от 31 августа 2016 г.

Заведующий цикловой комиссией
профессиональных дисциплин
садово-паркового и ландшафтного
строительства

_____ Тарасенко А.И.

1. Паспорт программы дисциплины Химия

1.1. Цель РП СПО по специальности 35.02.12 «Садово-парковое и ландшафтное строительство»

Главная стратегическая цель рабочей программы СПО по специальности 35.02.12 «Садово-парковое и ландшафтное строительство»

- закрепление статуса престижного и конкурентоспособного направления, надежно поставляющего высококвалифицированные, обладающие необходимыми компетенциями, востребованные на рынке труда кадры.

Текущие цели ОПОП СПО включают формирование у студентов

1) общих компетенций, включающих в себя способность:

- понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес;

- организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество;

- принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность;

- осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития;

- использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности;

- работать в коллективе и в команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями;

- брать на себя ответственность за работу членов команды, за результат выполнения заданий;

- самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации;

- ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

Коммуникативная компетенция предполагает знание необходимых языков, в том числе и химического, а также способов взаимодействия с людьми непосредственно и на расстоянии, навыки работы в группе, владение различными социальными ролями в коллективе. Чтобы учащиеся освоили эту компетенцию, важно зафиксировать необходимое и достаточное число реальных объектов коммуникации и способов работы с ними для ученика каждой ступени обучения.

Химическая компетенция включает в себя химически грамотное обращение с веществами, материалами и процессами, безопасное как для собственной жизни, так и для нормального, естественного функционирования окружающей среды.

Химическая компетенция предполагает представление о том, что окружающий мир состоит из веществ, которые характеризуются определенной

структурой и способны к взаимным превращениям; существует связь между структурой, свойствами и применением веществ; химическое мышление, умение анализировать явления окружающего мира в химических понятиях, способность говорить и думать на химическом языке; понимание роли химии в повседневной жизни, а также в решении глобальных проблем человечества: продовольственной, энергетической, экологической; навыки безопасного обращения с веществами, материалами и химическими процессами в повседневной жизни и практической деятельности, а также умение управлять химическими процессами.

1.2. Задачи РП СПО по специальности 35.02.12 «Садово-парковое и ландшафтное строительство»

Основными задачами изучения дисциплины являются:

- **воспитание** формирования представления о химии как духовной, нравственной и культурной ценности народа; осознание рационального природопользования химических веществ; овладение культурой сохранения природной среды.

- **дальнейшее развитие и совершенствование** способности и готовности к взаимодействию человека с природой и социальной адаптации; готовности к трудовой деятельности, осознанному выбору профессии; навыков самоорганизации и саморазвития; информационных умений и навыков;

- **освоение знаний** о химии как многофункциональной знаковой системе и общественном явлении; правовые нормы химической безопасности и ее разновидности; понятие о химии как неотъемлемой составляющей единой естественнонаучной картины мира.

- **овладение умениями** опознавать, анализировать, классифицировать химические факты, оценивать их с точки зрения нормативности; различать функциональные разновидности химических процессов и моделировать химическое сознание неразрывной связи человека с естественными науками.

- **применение** полученных знаний и умений в собственной практике; повышение химического мышления, умения анализировать явления окружающего мира в химических понятиях, способность говорить и думать на химическом языке.

1.3. Место учебной дисциплины в структуре ОПОП СПО по специальности БД.06:

Программа учебной дисциплины является частью основной профессиональной образовательной программы по специальности 35.02.12 «Садово-парковое и ландшафтное строительство»

1.4. Перечень дисциплин, усвоение которых необходимо студентам для изучения данной дисциплины

Студент должен иметь знания по следующим дисциплинам:
- химия (школьный курс).

1.5. Требования к «входным» знаниям, умениям и опыту деятельности обучающегося, необходимым при освоении содержания дисциплины

Обучающийся должен обладать знаниями в области гуманитарных дисциплин.

Обучающийся должен применять полученные знания и умения в собственной практике; повышение уровня экологического воспитания и культуры.

1.6. Требования к результатам освоения содержания дисциплины

Результаты освоения основной профессиональной образовательной программы среднего профессионального образования (ОПОП СПО) определяются приобретаемыми выпускником компетенциями, т.е. его способностью применять знания, умения и личные качества в соответствии с задачами профессиональной деятельности

В результате освоения данной рабочей программы выпускник по направлению подготовки «Гостиничный сервис» должен обладать следующими компетенциями, сформулированными в соответствии с целями ОПОП.

Общие компетенции:

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности;

ОК 6. Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК 7. Брать на себя ответственность за работу членов команды (подчиненных), результат выполнения заданий.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК 9. Ориентироваться в условиях частой смены технологий в профессиональной деятельности.

Профессиональные компетенции (ПК):

Компетенция		Компонентный состав компетенций		
Код	Содержание	Знает:	Умеет:	Владеет:

<p>ПК 2.1 - 2.4</p>	<p>ПК 2.1. Владение основами теории фундаментальных разделов химии</p> <p>ПК 2.2.Способность применять основные законы химии при обсуждении полученных результатов, в том числе с привлечением информационных баз данных.</p> <p>ПК 2.3. Организовывать химический эксперимент.</p> <p>ПК 2.4. Контролировать и оценивать качество химических веществ и их соединений.</p>	<p>- важнейшие химические понятия; -основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава веществ, Периодический закон Д.И.Менделеева; - основные теории химии; химические связи, электролитические диссоциации, строения органических и неорганических соединений; - важнейшие вещества и материалы: важнейшие металлы и их соединения, кислоты, благородные газы и другие газовые вещества, гидроксиды, соли, органические соединения.</p>	<p>- называть изученные вещества по «тривиальной» или международной номенклатурам; - определять валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений; -характеризовать элементы по их расположению в ПС Д.И.Менделеева, свойства основных классов органических и неорганических соединений; - объяснять зависимость свойств химического элемента и образованных им веществ от положения в ПС Д.И. Менделеева; - выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических и органических соединений; - проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций; - осуществлять самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников</p>	<p>- основными методами сбора и анализа эмпирической информации; -навыками системно-аналитического подхода при анализе конкретной проблемной ситуации; - алгоритмом формулирования целей исследования с использованием логических основ системного анализа, пути и ресурсы проведения исследований. - навыками организации и выполнения работ по химии; - контролем и оценкой качества химических веществ и их соединений.</p>
----------------------------	--	---	---	--

2. СТРУКТУРА И СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

2.1. Содержание разделов дисциплины

№ раздела	Наименование раздела	Содержание раздела	Форма текущего контроля	Разработано с участием представителей работодателей (указать организацию)
1	2	3	4	5
1	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Строение атома.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Микромир и макромир. История открытия строения атома. 2. Атом — сложная частица: ядро и электронная оболочка (электроны, протоны и нейтроны). Изотопы. 3. Валентные возможности атомов химических элементов: основное и возбужденное состояния. 4. История открытия периодического закона. 5. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева и строение атома. 6. Структура периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева: большие и малые периоды, группы и подгруппы. 7. Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева для развития науки и понимания химической картины мира. 8. Действие трех основных законов философии в рамках периодического закона. 	Опрос, тестирование	
2	Строение вещества. Дисперсные системы.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Химическая связь. Единая природа химической связи. 2. Виды химических связей и их основные характеристики. 3. Ковалентная химическая связь. 4. Ионная химическая связь. 5. Металлическая химическая связь. 6. Понятие о дисперсных системах. Дисперсионная среда и дисперсная фаза. 7. Типы дисперсных систем и их значение в природе и жизни человека. 8. Молекулярные и истинные растворы. 	Опрос, тестирование	

3	Химические реакции.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Понятие о химической реакции; ее отличие от ядерной реакции. 2. Классификация химических реакций в органической и неорганической химии. 3. Вероятность протекания химических реакций. 4. Тепловой эффект химических реакций. 5. Скорость химических реакций. 6. Факторы, влияющие на скорость химической реакции. 7. Обратимость химических реакций. <p>Химическое равновесие.</p> <ol style="list-style-type: none"> 8. Электролиты и неэлектролиты. <p>Электролитическая диссоциация.</p>	Опрос, тестирование	
4	Вещества и их свойства.	<ol style="list-style-type: none"> 1. Классификация неорганических и органических веществ. 2. Неметаллы. 3. Металлы. 4. Сложные вещества и их свойства. 5. Химия и производство. Химическая промышленность, химическая технология. 6. Вода в химической промышленности. 7. Высокомолекулярные соединения: Полимеры. Каучуки. Пластмассы. Волокна. 8. Защита окружающей среды и охрана труда при химическом производстве. 	Опрос, тестирование	

2.2. Структура дисциплины

Вид работы	Трудоемкость, часов		
	1 семестр	2 семестр	Всего
Общая трудоемкость		108	108
Аудиторная работа:		108	108
Лекции (Л)		62	62
Практические занятия (ПЗ)		46	46
Лабораторные работы (ЛР)			
Самостоятельная работа:			
Курсовой проект (КП), курсовая работа (КР)			
Расчетно-графическое задание (РГЗ)			
Реферат (Р)			
Эссе (Э)			
Самостоятельное изучение разделов			
Контрольная работа (К)			

Самоподготовка (проработка и повторение лекционного материала и материала учебников и учебных пособий, подготовка к лабораторным и практическим занятиям, коллоквиумам и т.д.)			
Вид итогового контроля	Экзамен		

2.3. Тематический план

№ темы	Наименование темы	Количество часов			
		Всего	В том числе		
			Лекции	Практические занятия	СРС
1	Микромир и макромир. История открытия строения атома.	4	4		
2	Атом — сложная частица: ядро и электронная оболочка (электроны, протоны и нейтроны). Изотопы.	2		2	
3	Валентные возможности атомов химических элементов: основное и возбужденное состояния.	6	4	2	
4	История открытия периодического закона.	4	4		
5	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева и строение атома.	2		2	
6	Структура периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева: большие и малые периоды, группы и подгруппы.	6	4	2	
7	Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева для развития науки и понимания химической картины мира.	2		2	
8	Действие трех основных законов философии в рамках периодического закона.	2		2	
9	Химическая связь. Единая природа химической связи.	6	4	2	
10	Виды химических связей и их основные характеристики.	6	4	2	
11	Ковалентная химическая связь.	2		2	
12	Ионная химическая связь.	2		2	
13	Металлическая химическая связь.	2		2	
14	Понятие о дисперсных системах. Дисперсионная среда и дисперсная фаза.	4	4		
15	Типы дисперсных систем и их значение в природе и жизни человека.	6	4	2	
16	Молекулярные и истинные растворы.	2		2	
17	Понятие о химической реакции; ее отличие от ядерной реакции.	4	4		
18	Классификация химических реакций в органической и неорганической химии.	4	4		
19	Вероятность протекания химических реакций.	2		2	

20	Тепловой эффект химических реакций.	4	4		
21	Скорость химических реакций.	2		2	
22	Факторы, влияющие на скорость химической реакции.	6	4	2	
23	Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.	2		2	
24	Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация	2		2	
25	Классификация неорганических и органических веществ.	4	4		
26	Неметаллы.	2		2	
27	Металлы.	2		2	
28	Сложные вещества и их свойства.	2		2	
29	Химия и производство. Химическая промышленность, химическая технология.	4	4		
30	Вода в химической промышленности.	2		2	
31	Высокомолекулярные соединения: Полимеры. Каучуки. Пластмассы. Волокна.	6	4	2	
32	Защита окружающей среды и охрана труда при химическом производстве.	2	2		

2.3.1. Теоретическая часть

1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Строение атома

Специфика, цели и задачи дисциплины. Микромир и макромир. История открытия строения атома. Атом — сложная частица: ядро и электронная оболочка (электроны, протоны и нейтроны). Изотопы. Состояние электронов в атоме. Квантовые числа. Принцип Паули и правило Гунда. Строение электронных оболочек s -, p -, d - и f -элементов. Валентные возможности атомов химических элементов: основное и возбужденное состояния. История открытия периодического закона. Работы Берцелиуса, Деберейнера, Шанкуртуа, Ньюлендса, Мейера. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева и строение атома. Структура периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева: большие и малые периоды, группы и подгруппы. Сущность явления периодичности в свете теории строения атомов. Периодичность изменения свойств атомов химических элементов, простых и сложных веществ по группам и периодам периодической системы. Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева для развития науки и понимания химической картины мира. Действие трех основных законов философии в рамках периодического закона.

2. Строение вещества. Дисперсные системы

Химическая связь. Единая природа химической связи. Виды химических связей и их основные характеристики (длина и энергия связей).

Электроотрицательность. Степень окисления. Ковалентная химическая связь и ее классификации (по механизму образования, по электроотрицательности, по способу перекрывания электронных орбиталей, по кратности). Насыщаемость, поляризуемость, направленность ковалентной связи. Ионная химическая связь. Металлическая химическая связь. Водородная связь: межмолекулярная и внутримолекулярная. Механизм образования этой связи, ее значение. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Типы кристаллических решеток. Вещества постоянного и переменного состава. Зависимость свойств простых и сложных веществ от вида химической связи и типа кристаллической решетки. Гибридизация атомных орбиталей и геометрия молекул. Комплексные соединения: названия, строение, свойства и применение. Биологическая роль гемоглобина и хлорофилла. Основные направления развития теории строения органических соединений (зависимость свойств веществ не только от химического, но и от их электронного и пространственного строения). Индуктивный и мезомерный эффекты. Типы дисперсных систем и их значение в природе и жизни человека. Дисперсные системы с жидкой средой: взвеси, коллоидные системы, их классификация. Золи и гели. Эффект Тиндаля. Коагуляция.

3. Химические реакции

Классификация химических реакций в органической и неорганической химии. Особенности классификации реакций в органической химии. Вероятность протекания химических реакций. Закон сохранения энергии. Внутренняя энергия и экзо- и эндотермические реакции. Тепловой эффект химических реакций. Термохимические уравнения. Теплота образования. Понятие об энтальпии. Закон Г. И. Гесса и следствия из него. Энтропия. Энергия Гиббса. Возможность протекания реакций в зависимости от изменения энергии и энтропии. Скорость химических реакций. Понятие о скорости реакции. Скорость гомо- и гетерогенной реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции: природа реагирующих веществ; температура (закон Вант-Гоффа); концентрация (основной закон химической кинетики); катализаторы. Зависимость скорости реакций от поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Катализ: гомо- и гетерогенный; механизм действия катализаторов. Ферменты. Их сравнение с неорганическими катализаторами. Ферментативный катализ, его механизм. Ингибиторы и каталитические яды. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие. Понятие о химическом равновесии. Факторы, влияющие на смещение равновесия: концентрация, давление и температура. Принцип Ле-Шателье. Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Кислоты, соли, основания в свете электролитической диссоциации. Степень электролитической диссоциации, ее зависимость от природы электролита и его концентрации. Константа диссоциации. Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Понятие «гидролиз». Гидролиз неорганических веществ. Гидролиз солей. Ступенчатый и необратимый гидролиз. Практическое применение гидролиза.

4. Вещества и их свойства

Неорганические соединения: оксиды, кислоты, основания, соли их классификация. Амфотерные гидроксиды. Классификация органические вещества. Углеводороды и классификация веществ в зависимости от строения углеродной цепи (алифатические и циклические) и от кратности связей (предельные и непредельные). Производные углеводородов: галогеналканы, спирты, фенолы, альдегиды и кетоны, карбоновые кислоты, простые и сложные эфиры, нитросоединения, амины, аминокислоты. Положение неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева, строение их атомов. Двойственное положение водорода в периодической системе. Инертные газы. Неметаллы — простые вещества. Их атомное и молекулярное строение. Аллотропия и ее причины. Окислительные свойства: взаимодействие с металлами, водородом, менее электроотрицательными неметаллами, некоторыми сложными веществами. Простые вещества — металлы: строение кристаллов и металлическая химическая связь. Сплавы. Общие химические свойства металлов главных подгрупп периодической системы химических элементов. Коррозия металлов. Понятие «коррозия металлов». Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Способы защиты металлов от коррозии. Водородные соединения металлов и неметаллов. Получение их синтезом и косвенно. Строение молекул и кристаллов этих соединений. Физические свойства. Отношение к воде. Изменение кислотно-основных свойств в периодах и группах. Кислоты в свете протолитической теории. Сопряженные кислотно-основные пары. Химические свойства щелочей и нерастворимых оснований. Свойства бескислородных оснований: аммиака и аминов. Взаимное влияние атомов в молекуле анилина. Генетические ряды и генетическая связь в органической химии (для соединений, содержащих два атома углерода в молекуле). Единство мира веществ. Химия и производство. Химическая промышленность, химическая технология. Сырье для химической промышленности. Высокомолекулярные соединения: Полимеры. Каучуки. Пластмассы. Волокна. Биополимеры: белки и нуклеиновые кислоты. Химия и экология. Химическое загрязнение окружающей среды. Биотехнология и генная инженерия.

2.3.3. Самостоятельная работа студентов:

Студент должен заниматься самоподготовкой: проработка и повторение лекционного материала и материала учебников и учебных пособий, подготовка к практическим занятиям, коллоквиумам и т.д.

3. ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЕ ТЕХНОЛОГИИ

Семестр	Вид занятия (Л, ПР, ЛР)	Используемые интерактивные образовательные технологии	Количество часов
1,2	Л	Лекция - диалог, работа в малых группах	62

	ПР	Работа в малых группах, беседы, обсуждения, решение профессиональных задач	46
	ЛР		
Итого:			108

4. ОЦЕНОЧНЫЕ СРЕДСТВА ДЛЯ КОНТРОЛЯ УСПЕВАЕМОСТИ И ПРОМЕЖУТОЧНОЙ АТТЕСТАЦИИ

4.1. Формы контроля

итоговый: экзамен (письменный, устный, в виде теста), 2-й семестр;
текущий: экспресс-опрос (устный), опрос и тесты по темам (письменный).

Варианты контрольной работы:

Задания с выбором ответа

К каждому заданию дано несколько ответов, из которых только один верный.

A1. Атомы серы имеют высшую степень окисления в соединении, формула которого:

1) H_2SO_4 ; 2) Na_2S ; 3) SO_2 ; 4) H_2S .

A2. На внешнем электронном уровне атома хлора:

1) 5 электронов; 2) 1 электрон; 3) 7 электронов; 4) 3 электрона.

A3. Распределению электронов по уровням в атомах фосфора соответствует ряд чисел:

1) 2, 8, 5; 2) 2, 5; 3) 2, 7; 4) 2, 8, 3.

A4. Химические элементы расположены в порядке возрастания электроотрицательности в ряду:

1) S, P, Si, O, Cl; 3) F, O, N, S, P;
2) Si, P, Br, Cl, O; 4) P, S, C, O, Br.

A5. Названиям соединений «сульфат калия», «сульфид калия», «сульфит калия» соответствуют формулы:

1) K_2SO_3 , K_2SO_4 , K_2S ; 3) K_2SO_4 , K_2S , K_2SO_3 ;
2) K_2S , K_2SO_4 , K_2SO_3 ; 4) K_2SO_4 , K_2SO_3 , K_2S .

А6. Высший оксид состава ЭО и гидроксид состава Э(ОН)₂ образует химический элемент, имеющий:

- 1) три электрона на внешнем уровне;
- 2) один электрон на внешнем уровне;
- 3) заряд атомного ядра +6;
- 4) заряд атомного ядра +20.

А7. Ковалентной полярной связью образованы молекулы веществ:

- | | |
|--|---|
| 1) H ₂ O, H ₂ , N ₂ O, AlN; | 3) NaCl, LiF, H ₂ O, CO ₂ ; |
| 2) HCl, H ₂ S, H ₂ O, PCl ₅ ; | 4) N ₂ , CO, CO ₂ , H ₂ O. |

А8. неполярная ковалентная связь возникает между атомами:

- 1) кислорода, 2) натрия и фтора, 3) кислорода и фтора, 4) серы и фосфора.

А9. В ядрах атомов углерода, кремния, хлора число протонов соответственно равно:

- 1) 12, 28, 35; 2) 6, 14, 17; 3) 6, 7, 17; 4) 12, 14, 17.

А10. Разбавленная серная кислота взаимодействует с каждым из пары веществ:

1) серебро и оксид серебра; 2) цинк и оксид серы (IV); 3) магний и оксид магния; 4) аммиак и хлороводород.

А11. Сульфат бария можно получить, если взять:

- 1) хлорид бария и оксид серы (IV);
- 2) серную кислоту и нитрат бария;
- 3) барий и сернистую кислоту;
- 4) ортофосфат бария и сульфат стронция.

А12. Бесцветный газ, малорастворимый в воде, получают в лаборатории разложением перманганата калия:

- 1) H₂; 2) Cl₂; 3) O₂; 4) CO₂.

А13. Кислоту можно получить при взаимодействии с водой всех веществ группы:

- | | |
|--|---|
| 1) P ₂ O ₅ , NO, SiO ₂ ; | 3) SiO ₂ , CO ₂ , SO ₂ ; |
| 2) SO ₂ , CO ₂ , P ₂ O ₅ ; | 4) NO ₂ , CO, SO ₃ . |

А14. Массе сульфата натрия, равной 284 г, соответствует количество вещества:

- 1) 1 моль; 2) 2 моль; 3) 3 моль; 4) 1,5 моль.

А15. К реакциям замещения относится реакция, схема которой:



A16. Хлороводород можно получить при взаимодействии:



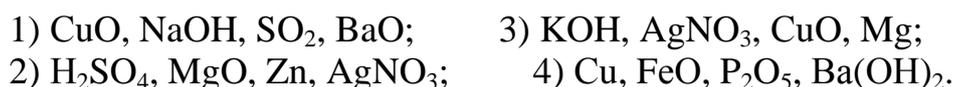
A17. Окислительно-восстановительной реакцией является:



A18. В реакции $2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O}$ водород:

1) понижает степень окисления; 2) повышает степень окисления; 3) является восстановителем; 4) не изменяет степень окисления.

A19. Соляная кислота может реагировать с каждым веществом ряда:



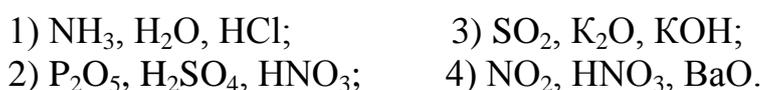
A20. С каждым веществом ряда CO_2 , SO_3 , H_2O , HCl будет взаимодействовать:

1) оксид натрия, 2) хлорид натрия, 3) серная кислота, 4) оксид фосфора (V).

A21. Объем водорода, выделяющегося при электролизе 180 г воды, равен:



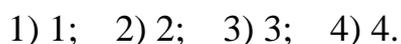
A22. Кислотные свойства проявляют все вещества ряда:



A23. На реакцию водорода с хлором израсходовали 100 л хлора. Объем образовавшегося хлороводорода равен:



A24. В уравнении реакции обмена между сульфатом меди (II) и гидроксидом натрия коэффициент перед формулой воды:



A25. Осадок белого цвета получится в результате реакции между:



2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4 ; 4) NaOH и HCl .

A26. Сокращенным ионным уравнением $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ может быть выражено взаимодействие между:

1) $\text{Fe} + \text{NaOH}$; 3) FeCl_2 и NaOH ;
2) FeO и KOH ; 4) FeSO_4 и $\text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$.

A27. В водном растворе одновременно могут находиться ионы:

1) NO_3^- , NH_4^+ , K^+ , Na^+ ; 3) Ag^+ , OH^- , Cl^- , Na^+ ;
2) Ba^{2+} , H^+ , SO_4^{2-} , OH^- ; 4) Ca^{2+} , H^+ , CO_3^{2-} , Cl^- .

A28. Взаимодействие соляной кислоты и карбоната кальция выражается сокращенным ионным уравнением:

1) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
3) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3$
4) $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

A29. С помощью раствора, содержащего катион водорода, можно распознать:

1) сульфат-ион; 2) карбонат-ион; 3) нитрат-ион; 4) ион аммония.

A30. Чтобы ускорить реакцию горения фосфора, нужно:

1) постепенно охлаждать фосфор;
2) внести подожженный фосфор в атмосферу чистого кислорода;
3) проводить реакцию в темноте;
4) проводить реакцию при повышенном давлении.

A31. Сокращенное ионное уравнение $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Zn}(\text{OH})_2$ отражает сущность взаимодействия между:

1) цинком и водой; 2) оксидом цинка и водой; 3) хлоридом цинка и гидроксидом натрия; 4) хлоридом цинка и серной кислотой.

A32. Схема восстановления азота:

1) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$; 2) $\text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{-3}$; 3) $\text{N}^{+4} \rightarrow \text{N}^{+5}$; 4) $\text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{+2}$.

A33. Для нейтрализации соляной кислоты можно использовать вещество:

1) Na_2SO_4 ; 2) HNO_3 ; 3) NO_2 ; 4) $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

A34. Ядовитые газы составляют группу:

1) N_2 , O_2 , H_2 ; 2) CO , H_2S , Cl_2 ; 3) O_3 , N_2 , CO_2 ; 4) He , N_2 , H_2 .

A35. Щелочь и водород получают при взаимодействии с водой:

- 1) цинка; 2) железа; 3) оксида кальция; 4) кальция.

A36. Сульфат натрия нельзя получить при взаимодействии веществ:

- 1) H_2SO_4 и NaOH ; 3) NaCl и H_2SO_4 ;
2) Na_2O и H_2SO_4 ; 4) NaOH и SO_3 .

A37. Формулы только кислотных оксидов указаны в ряду:

- 1) SO_3 , SO_2 , CO_2 ; 2) P_2O_5 , CO , Na_2O ; 3) Na_2O , K_2O , CaO ;
4) CrO_3 , CrO , NO_2 .

A38. Вода в твердом состоянии имеет кристаллическую решетку:

- 1) атомную; 2) ионную; 3) металлическую; 4) молекулярную.

A39. В молекуле воды число общих электронных пар:

- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

A40. Оксид кислотного характера образует химический элемент, в атомах которого следующее распределение электронов по электронным уровням:

- 1) 2, 8, 1; 2) 2, 8, 5; 3) 2, 8, 2; 4) 2, 2.

A41. Относительная плотность оксида углерода (IV) по воздуху равна:

- 1) 1,5; 2) 2,2; 3) 1,1; 4) 0,7.

A42. Объемные отношения газов в реакции $3\text{H}_2 + \text{N}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ равны:

- 1) 1 : 1 : 1; 2) 3 : 1 : 2; 3) 6 : 2 : 2; 4) 3 : 2 : 2.

A43. Растворы K_2SO_4 , H_2SO_4 , KOH можно отличить друг от друга с помощью:

- 1) цинка; 2) нитрата серебра; 3) фенолфталеина; 4) фиолетового лакмуса.

A44. К окислительно-восстановительным реакциям относят все реакции:

- 1) соединения; 2) разложения; 3) замещения; 4) обмена.

A45. Вещества, формулы которых CuSO_4 , KHCO_3 , FeS , относят к классу:

- 1) кислот; 2) солей; 3) оснований; 4) оксидов.

A46. Хлорид-анионы образуются при диссоциации вещества:

- 1) KClO_3 ; 2) HClO_4 ; 3) KCl ; 4) AgCl .

A47. При горении 320 г серы получилось 576 г оксида серы (IV). Массовая доля выхода продукта реакции равна:

- 1) 90 %; 2) 95 %; 3) 80 %; 4) 85 %.

A48. Щелочь, а затем кислоту используют при осуществлении превращений:

- 1) $\text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$; 3) $\text{K} \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$;
2) $\text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeSO}_4$; 4) $\text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO}$.

A49. Концентрированные растворы щелочей нельзя хранить в:

1) алюминиевой банке; 2) стеклянной банке; 3) полиэтиленовой таре; 4) керамической емкости.

A50. При взаимодействии 40 г гидроксида натрия и 100 г сульфата меди (II) масса вещества, оставшегося в избытке, равна:

- 1) 10 г; 2) 20 г; 3) 30 г; 4) 40 г.

ТЕСТ 2

К каждому заданию дано несколько ответов, из которых только один верный.

A1. Значения степеней окисления фосфора в соединениях, формулы которых P_2O_5 и H_3P :

- 1) положительное и положительное;
2) положительное и отрицательное;
3) отрицательное и отрицательное;
4) нулевое и положительное.

A2. На внешнем электронном уровне два электрона имеют атомы:

1) серы и кислорода; 2) фосфора и азота; 3) магния и кальция; 4) бария и натрия.

A3. Последовательность чисел в ряду 2, 8, 7 соответствует распределению электронов по уровням в атомах:

- 1) фосфора; 2) хлора; 3) алюминия; 4) марганца.

A4. Среди химических элементов Li, Na, K, Cs наиболее ярко свойства металла выражены у:

- 1) лития; 2) натрия; 3) калия; 4) цезия.

A5. Веществам, формулы которых NaHCO_3 , Na_2CO_3 , Na_2SO_4 , NaHSO_4 , соответствуют названия:

- 1) гидрокарбонат натрия, карбонат натрия, сульфат натрия, гидросульфат натрия;
- 2) карбонат натрия, гидрокарбонат натрия, гидросульфат натрия, сульфат натрия;
- 3) гидросульфат натрия, сульфат натрия, гидрокарбонат натрия, карбонат натрия;
- 4) сульфат натрия, карбонат натрия, гидрокарбонат натрия, гидросульфат натрия.

А6. Химический элемент № 11 образует оксид и гидроксид состава:

- 1) $\text{Э}_2\text{O}$ и ЭOH ;
- 2) ЭO и Э(OH)_2 ;
- 3) $\text{Э}_2\text{O}_3$ и Э(OH)_3 ;
- 4) ЭO_2 и $\text{H}_2\text{ЭO}_3$.

А7. Ковалентной неполярной связью образованы молекулы веществ:

- 1) O_2 , N_2 , H_2 , Cl_2 ;
- 2) O_2 , H_2O , H_2S , CO_2 ;
- 3) O_2 , O_3 , NH_3 , N_2 ;
- 4) O_2 , H_2O , Cl_2 , Br_2 .

А8. Полярность связи в большей степени выражена у вещества:

- 1) HCl ;
- 2) HF ;
- 3) HI ;
- 4) HBr .

А9. Атомы углерода и кремния имеют:

- 1) одинаковое число электронных уровней;
- 2) одинаковые радиусы;
- 3) одинаковое число электронов на внешнем электронном уровне;
- 4) одинаковое число протонов в ядре.

А10. Фиолетовый лакмус изменяет окраску на красную в результате реакции с водой всех веществ ряда:

- 1) SO_2 , P_2O_5 , NO_2 ;
- 2) SO_2 , Al_2O_3 , BeO ;
- 3) SO_3 , Li_2O , CaO ;
- 4) Na_2O , K_2O , BaO .

А11. Качественной реакцией на соляную кислоту и ее соли является реакция с:

- 1) нитратом серебра;
- 2) фиолетовым лакмусом;
- 3) гидроксидом бария;
- 4) сульфатом меди.

А12. Аммиак нельзя получить разложением:

- 1) карбоната аммония;
- 2) хлорида аммония;
- 3) нитрата аммония;
- 4) бромида аммония.

А13. При обычных условиях основания можно получить при взаимодействии с водой:

- 1) BaO, CuO, FeO; 3) MgO, ZnO, Al₂O₃;
2) Na₂O, CaO, Li₂O; 4) K₂O, FeO, Mn₂O₇.

A14. Количеству вещества 1,5 моль равна масса гидроксида меди (II):

- 1) 98 г; 2) 196 г; 3) 147 г; 4) 980 г.

A15. Реакция $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 + 3\text{NaCl}$ относится к реакциям:

- 1) соединения; 2) разложения; 3) замещения; 4) обмена.

A16. При прокаливании малахита $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ образуются:

- 1) CuO, CO₂ и H₂O; 3) Cu и H₂CO₃;
2) $(\text{CuOH})_2$ и CO₂; 4) Cu₂O, H₂O и CO₂.

A17. Окислительно-восстановительной реакцией является:

- 1) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$;
3) $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{NaNO}_3$;
4) $2\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

A18. В реакции соединения азота с водородом азот:

1) понижает степень окисления; 2) повышает степень окисления; 3) не изменяет степень окисления; 4) является восстановителем.

A19. Серная кислота может реагировать с каждым веществом ряда:

- 1) BaCl₂, FeO, Fe, KOH; 3) NO₂, Fe₂O₃, NaOH, Zn;
2) CO₂, HCl, NaOH, CuO; 4) Na₂SO₄, Mg, KOH, CuO.

A20. С каждым веществом ряда K₂O, CaO, NaOH, H₂O будет реагировать:

1) гидроксид калия; 2) сульфат бария; 3) оксид углерода (IV);
4) оксид меди (II).

A21. Объем оксида углерода (IV), выделяющегося при разложении 500 г карбоната кальция, равен:

- 1) 112 л; 2) 224 л; 3) 11,2 л; 4) 22,4 л.

A22. Серная кислота не будет реагировать с:

1) гидроксидом бария; 2) оксидом меди (II); 3) цинком; 4) оксидом углерода (IV).

A23. Количество вещества и объем водорода, полученного при взаимодействии 5 моль цинка с соляной кислотой, соответственно равны:

- 1) 5 моль, 112 л; 3) 2 моль, 44,8 л;
2) 3 моль, 67,2 л; 4) 1 моль, 22,4 л.

A24. В уравнении горения сероводорода с образованием оксида серы (IV) коэффициент перед кислородом равен:

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

A25. Легкий газ с резким запахом получится в результате реакции между:

- 1) NH_4Cl и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 3) CO и O_2 ;
2) H_2 и O_2 ; 4) CaCO_3 и HCl .

A26. Сокращенным ионным уравнением $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$ может быть выражено взаимодействие между:

- 1) Cu и NaOH ; 3) CuO и NaOH ;
2) CuSO_4 и KOH ; 4) H_2SO_4 и CuO .

A27. Одновременно в растворе могут находиться ионы:

- 1) Ag^+ и Cl^- ; 2) Ba^{2+} и SO_4^{2-} ; 3) Na^+ и Cl^- ; 4) Fe^{2+} и OH^- .

A28. Реакции гидроксида железа (II) с серной кислотой отвечает сокращенное ионное уравнение:

- 1) $\text{FeO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$;
2) $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$;
3) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$;
4) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2$.

A29. Чтобы определить, железо или цинк находится в электрохимическом ряду напряжений металлов левее, можно воспользоваться:

- 1) водой; 2) нитратом меди (II); 3) нитратом железа (II);
4) нитратом цинка.

A30. Скорость реакции между сульфидом железа (II) и соляной кислотой повысится, если:

- 1) измельчить сульфид железа (II);
2) охладить реагирующую смесь;
3) повысить давление;
4) понизить давление.

А31. Сокращенное ионное уравнение $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3$ отражает сущность взаимодействия между:

- 1) хлоридом железа (III) и гидроксидом калия;
- 2) железом и гидроксидом натрия;
- 3) оксидом железа (III) и водой;
- 4) сульфатом железа (III) и водой.

А32. Схема окисления хрома:

- 1) $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{Cr}^{+2}$;
- 2) $\text{Cr}^{+6} \rightarrow \text{Cr}^{+3}$;
- 3) $\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^{+2}$;
- 4) $\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cr}^0$.

А33. Образование белого осадка при пропускании газа в бесцветный раствор щелочи происходит при взаимодействии:

- 1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2 ;
- 2) KOH и P_2O_5 ;
- 3) LiOH и H_2S ;
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и HCl .

А34. Неядовитые газы составляют группу:

- 1) H_2 , CO , CO_2 ;
- 2) HCl , Cl_2 , H_2S ;
- 3) O_2 , N_2 , O_3 ;
- 4) O_2 , CO , H_2S .

А35. Газ образуется при действии соляной кислоты на:

1) оксид натрия; 2) хлорид натрия; 3) карбонат натрия; 4) гидроксид натрия.

А36. Нитрат меди (II) нельзя получить с помощью веществ:

- 1) Cu и HNO_3 ;
- 2) CuO и HNO_3 ;
- 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и HNO_3 ;
- 4) CuCl_2 и NaNO_3 .

А37. Формулы только основных оксидов указаны в ряду:

- 1) Fe_2O_3 , P_2O_5 , ZnO ;
- 2) SO_3 , CO_2 , NO_2 ;
- 3) Na_2O , CuO , CaO ;
- 4) Al_2O_3 , BaO , CO_2 .

А38. Твердое тугоплавкое вещество алмаз имеет кристаллическую решетку:

- 1) атомную; 2) ионную; 3) металлическую; 4) молекулярную.

А39. В молекуле оксида углерода (IV) число общих электронных пар равно:

- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

А40. Оксид амфотерного характера образует химический элемент, в атомах которого следующее распределение электронов по электронным слоям:

- 1) 2, 8, 1; 2) 2, 8, 2; 3) 2, 8, 3; 4) 2, 8, 4.

A41. Относительная плотность газа азота по водороду равна:

- 1) 20; 2) 15; 3) 14; 4) 12.

A42. На горение 20 л метана затрачивается кислород объемом:

- 1) 10 л; 2) 20 л; 3) 30 л; 4) 40 л.

A43. Наличие хлороводорода в растворе можно обнаружить с помощью:

- 1) нитрата бария; 2) гидроксида калия; 3) нитрата серебра;
4) гидроксида бария.

A44. К окислительно-восстановительным реакциям относят процессы:

- 1) растворение поваренной соли в воде;
2) разложение карбоната натрия;
3) ржавление железа;
4) распад угольной кислоты на углекислый газ и воду.

A45. Солями являются все вещества ряда:

- 1) $MgSO_4$, H_2CO_3 , $Fe(OH)_2$; 3) $CuSO_4$, $Ba(OH)_2$, $NaCl$;
2) NH_4Cl , NH_4OH , SO_3 ; 4) $NaCl$, FeS , $BaSO_4$.

A46. Нитрат-ионы при диссоциации образует вещество:

- 1) NH_4NO_3 ; 2) $NaNO_2$; 3) NH_4Cl ; 4) HNO_2 .

A47. При окислении 6,4 г меди образовалось 6,4 г оксида меди (II). Массовая доля выхода продукта реакции равна:

- 1) 100 %; 2) 90 %; 3) 80 %; 4) 70 %.

A48. Кислоту, а затем щелочь используют при осуществлении превращений:

- 1) $CuO \rightarrow Cu(NO_3)_2 \rightarrow Cu(OH)_2$;
2) $HCl \rightarrow NaCl \rightarrow AgCl$;
3) $CaCO_3 \rightarrow CaO \rightarrow Ca(OH)_2$;
4) $H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 \rightarrow BaSO_4$.

A49. Очистить воду от вредных примесей можно:

- 1) кипячением; 2) добавлением в нее кристаллов $KMnO_4$; 3) фильтрованием; 4) фильтрованием, кипячением, добавлением $KMnO_4$.

A50. К 11,8 г серной кислоты добавим 6,5 г цинка. Масса и формула вещества, оставшегося в избытке:

1) 2 г Zn; 2) 2 г H₂SO₄; 3) 1 г Zn; 4) 1 г H₂SO₄.

B9. В окислительно-восстановительной реакции произошло превращение P⁰ → P⁺⁵. Этот процесс называется

B10. Фенолфталеин в растворе щелочи приобретает ... цвет.

ТЕСТ 3

К каждому заданию дано несколько ответов, из которых только один верный.

A1. В ряду HClO₄ → HClO₃ → HClO → HCl степень окисления хлора:

1) понижается от +7 до -1; 2) повышается от -1 до +7; 3) повышается от 0 до +5; 4) понижается от +7 до +3.

A2. У атомов химического элемента углерода число электронов на внешнем электронном уровне равно:

1) 2; 2) 4; 3) 1; 4) 6.

A3. Схема распределения электронов по уровням - 2, 8, 5 - соответствует химическому элементу, степень окисления которого в водородном и высшем кислородном соединениях равна:

1) -5 и +3; 2) -2 и +6; 3) -1 и +7; 4) -3 и +5.

A4. В ряду оксидов Na₂O, Al₂O₃, P₂O₅ происходит изменение свойств:

1) от основных к кислотным; 2) от кислотных к основным; 3) от основных к амфотерным; 4) от кислотных к амфотерным.

A5. Названия «аммиак», «угарный газ», «сероводород», «озон» соответственно имеют:

1) NH₃, CO₂, H₂S, O₂; 3) NH₃, CO, SO₂, O₃;
2) NH₃, CO, H₂S, O₃; 4) NH₃, CO₂, H₂S, O₃.

A6. Высший оксид Э₂O₅ и летучее водородное соединение ЭНЗ имеют элементы:

1) первой А группы; 2) третьей А группы; 3) пятой А группы;
4) седьмой А группы.

A7. Химический элемент, в атоме которого электроны по уровням распределены так: 2, 8, 6, образует с водородом химическую связь:

1) ковалентную полярную; 2) ковалентную неполярную; 3) ион-ную; 4) металлическую.

А8. Число ковалентных связей между атомами азота в молекуле азота равно:

- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

А9. Атомы натрия и магния имеют:

- 1) одинаковое число электронов;
2) одинаковое число электронных уровней;
3) одинаковую степень окисления в оксидах;
4) одинаковое число протонов в ядрах.

А10. Фенолфталеин изменяет окраску на малиновую в результате реакции с водой всех веществ, входящих в группу:

- 1) BeO, ZnO, Fe₂O₃; 3) SO₂, SO₃, P₂O₅;
2) Na₂O, BaO, K₂O; 4) CuO, FeO, MgO.

А11. Гидроксид меди (II) можно получить при взаимодействии растворов:

1) хлорида меди (II) и гидроксида цинка; 2) сульфата меди (II) и хлорида натрия; 3) нитрата меди (II) и гидроксида калия; 4) карбоната меди (II) и серной кислоты.

А12. Названия «негашеная известь» и «гашеная известь» соответственно имеют вещества:

- 1) CaO и Ca(OH)₂; 3) CaCl₂ и Ca(HCO₃)₂;
2) CaCO₃ и CaO; 4) CaO и CaCO₃.

А13. При взаимодействии меди с концентрированной азотной кислотой образуется газ бурого цвета, который называется:

- 1) оксидом азота (IV); 2) аммиаком; 3) хлороводородом; 4) хлором.

А14. В двух молях сульфата калия масса калия равна:

- 1) 39 г; 2) 174 г; 3) 156 г; 4) 78 г.

А15. Окислительно-восстановительной реакцией является реакция:

- 1) $\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$;
2) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2$;
3) $\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
4) $\text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$.

А16. Гидроксид натрия будет взаимодействовать с:

- 1) O₂; 2) CaO; 3) KNO₃; 4) HNO₃.

А17. Реакцию $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ относят к реакциям:

1) ионного обмена; 2) окислительно-восстановительным; 3) соединения; 4) нейтрализации.

A18. В реакции $6P + 5KClO_3 \rightarrow 3P_2O_5 + 5KCl$ фосфор:

1) восстанавливается; 2) окисляется; 3) является окислителем; 4) понижает степень окисления.

A19. Гидроксид натрия будет реагировать с каждым веществом ряда:

- 1) $CuCl_2$, P_2O_5 , KOH , CuO ; 3) $FeCl_2$, H_2SO_4 , MgO , CO_2 ;
2) CO_2 , HCl , SO_2 , $CuSO_4$; 4) NH_3 , HNO_3 , $ZnCl_2$, SO_3 .

A20. Осадок голубого цвета выпадает при добавлении в раствор гидроксида калия:

1) хлорида бария; 2) хлорида железа (III); 3) хлорида аммония; 4) хлорида меди(II).

A21. При полном сгорании 340 г аммиака выделяется азот объемом:

- 1) 11,2 л; 2) 22,4 л; 3) 224 л; 4) 112 л.

A22. Основные свойства проявляют все вещества группы:

- 1) SO_2 , CaO , $CaCO_3$; 3) NH_3 , HCl , CuO ;
2) CaO , $NaOH$, $Ca(OH)_2$; 4) Al_2O_3 , P_2O_5 , $Ba(OH)_2$.

A23. Водород массой 60 г вступил в реакцию соединения с азотом. Количество вещества и объем образовавшегося аммиака:

- 1) 10 моль, 224 г; 3) 2 моль, 44,8 л;
2) 5 моль, 112 л; 4) 20 моль, 448 л.

A24. В уравнении реакции разложения гидроксида алюминия коэффициент перед формулой воды равен:

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

A25. Газ бурого цвета получается в результате взаимодействия:

- 1) Zn с H_2SO_4 ; 3) Cu с HNO_3 (конц.);
2) Cu с H_2SO_4 ; 4) Mg с HCl .

A26. Взаимодействие растворов хлорида натрия и нитрата серебра выражается сокращенным ионным уравнением:

- 1) $Ag^+ + Cl^- = AgCl$; 3) $H^+ + OH^- = H_2O$;
2) $Na^+ + NO_3^- \leftrightarrow NaNO_3$; 4) $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3$.

A27. Для распознавания солей угольной кислоты можно использовать:

- 1) гидроксид натрия;
- 2) соляную кислоту;
- 3) хлорид натрия;
- 4) нитрат аммония.

A28. Сокращенным ионным уравнением $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$ может быть выражено взаимодействие между:

- 1) CuO и NaOH ;
- 2) CuSO_4 и KOH ;
- 3) CuCl_2 и $\text{Fe}(\text{OH})_2$;
- 4) Cu и KOH .

A29. Обнаружить в растворе хлорид-ионы можно с помощью раствора:

- 1) фенолфталеина;
- 2) нитрата серебра;
- 3) щелочи;
- 4) нитрата свинца (II).

A30. С наибольшей скоростью взаимодействие с соляной кислотой будет происходить у:

- 1) олова;
- 2) железа;
- 3) цинка;
- 4) магния.

A31. Сокращенное ионное уравнение $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ отражает сущность реакции между:

- 1) оксидом бария и оксидом серы (IV);
- 2) гидроксидом бария и оксидом серы (IV);
- 3) барием и серной кислотой;
- 4) хлоридом бария и сульфатом натрия.

A32. Схема окисления азота:

- 1) $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^0$;
- 2) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{+4}$;
- 3) $\text{N}^{+5} \rightarrow \text{N}^{-3}$;
- 4) $\text{N}^0 \rightarrow \text{N}^{-3}$.

A33. При взаимодействии оксида меди (II) с водородом (при нагревании) признаком реакции является:

- 1) изменение красного цвета порошка на черный;
- 2) изменение запаха газа;
- 3) изменение черного цвета порошка на красный;
- 4) появление бурого газа.

A34. Способом вытеснения воды можно собрать в сосуд:

- 1) кислород;
- 2) аммиак;
- 3) хлороводород;
- 4) сероводород.

A35. Не образуется газ при взаимодействии:

- 1) KOH и HNO_3 ;
- 2) KOH и NH_4Cl ;
- 3) CaCO_3 и HCl ;
- 4) Zn и H_2SO_4 .

A36. При взаимодействии карбоната кальция и соляной кислоты получится:

- 1) CaCl_2 и H_2O ;
- 3) CaCl_2 и Cl_2 ;

2) CaCl_2 , CO_2 , H_2O ; 4) CaCl_2 и H_2 .

A37. Амфотерными являются оба оксида пары:

1) Al_2O_3 и SO_3 ; 3) SO_3 и CuO ;
2) CuO и ZnO ; 4) ZnO и Al_2O_3 .

A38. Кристаллический йод относят к веществам, кристаллической решеткой которых является:

1) атомная; 2) ионная; 3) металлическая; 4) молекулярная.

A39. Три общих электронных пары возникают при образовании молекул:

1) хлора; 2) водорода; 3) азота; 4) кислорода.

A40. Оксиды и гидроксиды основного характера образуют химические элементы, порядковые номера которых в периодической системе:

1) 6, 7, 8; 2) 11, 12, 13; 3) 14, 15, 16; 4) 3, 11, 19.

A41. Метан тяжелее водорода в:

1) 5 раз; 2) 8 раз; 3) 7 раз; 4) 6 раз.

A42. При горении 100 л сероводорода объем образующегося оксида серы (IV) равен:

1) 100 л; 2) 200 л; 3) 150 л; 4) 50 л.

A43. Не взаимодействуют (при н. у.) друг с другом:

1) SO_3 и H_2O ; 3) P_2O_5 и H_2O ;
2) SiO_2 и H_2O ; 4) NH_3 и H_2O .

A44. К окислительно-восстановительным реакциям не относят взаимодействие:

1) Mg и O_2 ; 2) HCl и NaOH ; 3) SO_2 и O_2 ; 4) Zn и H_2SO_4 .

A45. К кислотным оксидам относится ряд веществ:

1) SO_2 , P_2O_5 , CO_2 ; 3) SO_3 , P_2O_5 , FeO ;
2) CuO , Al_2O_3 , SiO_2 ; 4) K_2O , H_2O , SO_2 .

A46. С образованием сульфат-аниона диссоциирует:

1) Na_2SO_3 ; 2) Na_2S ; 3) Na_2SO_4 ; 4) NaOH .

A47. При взаимодействии с соляной кислотой 224 л аммиака образовалось 481,5 г хлорида аммония. Массовая доля выхода продукта реакции:

- 1) 80 %; 2) 90 %; 3) 95 %; 4) 70 %.

A48. Уравнение окислительно-восстановительной реакции:

- 1) $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$; 3) $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$;
2) $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$; 4) $\text{KOH} + \text{HNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

A49. На водоочистительных сооружениях для очистки воды не используют:

1) фильтрование; 2) хлорирование; 3) ультрафиолетовое облучение; 4) подщелачивание.

A50. Для синтеза аммиака соединили 300 л водорода и 200 л азота. Объем избытка газа:

- 1) 50 л; 2) 100 л; 3) 200 л; 4) 300 л.

5. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основные источники

1. Габриэлян, О.С. Химия. 10 класс. Базовый уровень: учебник/ О.С. Габриэлян.- М.: Дрофа, 2015.- 191с.
2. Габриэлян, О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учебник/ О.С. Габриэлян.- М.: Дрофа, 2015.- 223с.

Дополнительные источники

1. Афолина, Л.И. Неорганическая химия: учебное пособие / Л.И. Афолина, А.И. Апарнев, А.А. Казакова. - Новосибирск: НГТУ, 2013. - 104 с. - [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=228823>
2. Барковский, Е.В. Общая химия / Е.В. Барковский, С.В. Ткачев, Л.Г. Петрушенко. - Минск : Вышэйшая школа, 2013. - 640 с. - ISBN 978-985-06-2314-0; То же [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=235669>
3. Горленко, В.А. Органическая химия: учебное пособие / В.А. Горленко, Л.В. Кузнецова, Е.А. Яныкина - М.: Прометей, 2012. - Ч. I, II. - 294 с. - [Электронный ресурс]. - URL: <http://biblioclub.ru/index.php?page=book&id=211718>

Периодические издания

1. Известия высших учебных заведений. Северо-Кавказский регион. Серия: Естественные науки - Научная электронная библиотека «eLIBRARY.RU. - URL: http://elibrary.ru/title_about.asp?id=7362
2. Вестник Адыгейского государственного университета. Серия 4: Естественно-математические и технические науки- URL: http://e.lanbook.com/journal/element.php?pl10_id=2351
3. Среднее профессиональное образование
4. Профессиональное образование в современном мире http://e.lanbook.com/journal/element.php?pl10_id=2399

Интернет-ресурсы

1. ЭБС «Университетская библиотека ONLINE» URL: <http://biblioclub.ru>
2. ЭБС Издательства «Лань» URL: <http://e.lanbook.com>
3. ЭБС «BOOK.ru» - <http://www.book.ru/>
ЭБС «Юрайт»- <http://www.biblio-online.ru>

6. МАТЕРИАЛЬНО-ТЕХНИЧЕСКОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

В ходе обучения по дисциплине «Химия» используется оборудованная учебная аудитория, обеспечивающая:

- посадочные места по количеству обучающихся;
- рабочее место преподавателя.

Технические средства обучения:

- интерактивная доска с лицензионным программным обеспечением;
- мультимедиапроектор;
- ноутбук.