

Муниципальное бюджетное общеобразовательное учреждение
«Гора-Подольская средняя общеобразовательная школа»

«Согласовано»

Руководитель МО

Толмачева Л.В.

Протокол № 5 от

«20» июня 2013 г

«Согласовано»

Заместитель директора школы по УВР

МБОУ «Гора-Подольская СОШ»

Толмачева Л.В.

«28» июня 2013 г

«Рассмотрено»

Педагогическим советом школы

Протокол 7 от «29» августа 2013 г

«Утверждаю»

Директор МБОУ «Гора-Подольская

СОШ»

Беспалов В.Г.

Приказ № 164 от «29» августа 2013 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

ПО ХИМИИ

11 класс

(базовый уровень)

Разработала и реализует:

Толмачева Л.В.

учитель химии

МБОУ «Гора-Подольская СОШ»

2013 г

1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Данная рабочая программа по химии для 11 класса разработана на основе:

- ” авторской программы О.С. Gabrielyana, соответствующей федеральному компоненту государственного стандарта общего образования (базовый уровень), утвержденному приказом № 1312 Министерства образования РФ от 09.03.2004 г., и допущенной Министерством образования и науки Российской Федерации к использованию в образовательных учреждениях. (Габриелян О.С. Программа курса химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений /О.С. Габриелян. – 3-е изд., стереотип. и доп. – М.: Дрофа, 2006).
- ” требований федерального компонента государственного стандарта общего образования;
- ” инструктивно-методического письма о преподавании предмета «Химия» в образовательных организациях Белгородской области в 2013-2014 учебном году;
- ” «Положения о рабочей программе учебных предметов, курсов, дисциплин» МБОУ «Гора-Подольская СОШ»;
- ” Учебного плана МБОУ «Гора-Подольская СОШ» на 2013-2014 учебный год.

Изучение химии на базовом уровне среднего (полного) общего образования направлено на достижение следующих целей:

- освоение знаний о химической составляющей естественнонаучной картины мира, важнейших химических понятиях, законах и теориях;
- овладение умениями применять полученные знания для объяснения разнообразных химических явлений и свойств веществ, оценки роли химии в развитии современных технологий и получении новых материалов;
- развитие познавательных интересов и интеллектуальных способностей в процессе самостоятельного приобретения химических знаний с использованием различных источников информации, в том числе компьютерных;
- воспитание убежденности в позитивной роли химии в жизни современного общества, необходимости химически грамотного отношения к своему здоровью и окружающей среде;
- применение полученных знаний и умений для безопасного использования веществ и материалов в быту, сельском хозяйстве и на производстве, решения практических задач в повседневной жизни, предупреждения явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде.

Курс общей химии 11 класса направлен на решение **задач** интеграции знаний учащихся по неорганической и органической химии с целью формирования у них единой химической картины мира. Ведущая идея курса – единство неорганической и органической химии на основе общности их понятий, законов и теорий, а также на основе общих подходов к классификации органических и неорганических веществ и закономерностям протекания химических реакций между ними.

Значительное место в содержании курса отводится химическому эксперименту. Он открывает возможность формировать у учащихся умения работать с химическими веществами, выполнять простые химические опыты, учить школьников безопасному и экологически грамотному обращению с веществами в быту и на производстве.

Место предмета в учебном плане.

Данная программа содержит все темы, включённые в федеральный компонент содержания образования.

Примерная программа, разработанная на основе федерального базисного учебного плана для образовательных учреждений РФ, автора О.С. Габриеляна «Программа курса химии для 8 – 11 классов общеобразовательных учреждений», допущенная Департаментом общего среднего образования Министерства образования Российской Федерации, рассчитана на 34 часа, 1 час в неделю. Рабочая программа полностью соответствует авторской и реализуется в объеме 1 часа в неделю, 34 часа.

Учебно-методический комплект.

Для реализации содержания программы используется учебно–методический комплект для учащихся и учителя:

1. Учебник: Габриелян О. С. Химия. 11 кл. Базовый уровень. - М.: Дрофа, 2009.
2. Габриелян О. С., Яшукова А. В. Химия. 11 кл. Базовый уровень: Методическое пособие. - М.: Дрофа, 2008.
3. Габриелян О. С., Яшукова А. В. Рабочая тетрадь. 11 кл. К учебнику О. С. Габриеляна

«Химия. 11 класс. Базовый уровень». М.: Дрофа, 2007.

3. Габриелян О. С., Ватлина Л. П. Химический эксперимент в школе. 11 кл. М.: Дрофа, 2005.

Формы организации учебного процесса.

При организации учебного процесса используется следующая система уроков:

Урок – лекция - излагается значительная часть теоретического материала изучаемой темы.

Комбинированный урок - предполагает выполнение работ и заданий разного вида.

Урок – игра - на основе игровой деятельности учащиеся познают новое, закрепляют изученное, отрабатывают различные учебные навыки.

Урок решения задач - вырабатываются у учащихся умения и навыки решения задач на уровне обязательной и возможной подготовке.

Урок – тест - тестирование проводится с целью диагностики пробелов знаний, контроля уровня обученности учащихся, тренировки технике тестирования.

Урок – самостоятельная работа - предлагаются разные виды самостоятельных работ.

Урок – контрольная работа - урок проверки, оценки и корректировки знаний. Проводится с целью контроля знаний учащихся по пройденной теме.

Урок – лабораторная работа - проводится с целью комплексного применения знаний.

Логика и структурирование курса позволяют в полной мере использовать в обучении логические операции мышления: анализ и синтез, сравнение и аналогию, систематизацию и обобщение.

" *Формы организации обучения:* индивидуальная, парная, групповая.

" *Методы обучения:*

-По источнику знаний: словесные, наглядные, практические;

-По уровню познавательной активности: проблемный, частично-поисковый, объяснительно-иллюстративный;

-По принципу расчленения или соединения знаний: аналитический, синтетический, сравнительный, обобщающий, классификационный.

" *Технологии обучения:* индивидуально-ориентированная, разноуровневая, личностно-ориентированная, ИКТ.

Данная рабочая программа реализуется при использовании традиционной технологии обучения, а также элементов других современных образовательных технологий, передовых форм и методов обучения, таких как проблемный метод, развивающее обучение, компьютерные технологии, тестовый контроль знаний и др. в зависимости от склонностей, потребностей, возможностей и способностей каждого конкретного класса в параллели.

Изменения, внесенные в программу.

Уменьшено число часов на изучение темы «Строение вещества» на 1 час, т. к. исключены уроки обучения решению задач по теме «Смеси», подробно изучающиеся в курсе химии 8, 9 классов

Увеличено число часов на изучение темы «Строение атома и периодическая система Д.И.Менделеева» на 1 час, так как в эту тему включены вопросы, которые не изучались в курсе химии основной школы (электронные формулы d-,f-элементов).

2. ТРЕБОВАНИЯ К УРОВНЮ ПОДГОТОВКИ УЧАЩИХСЯ.

В результате изучения химии на базовом уровне ученик должен знать/понимать

- *важнейшие химические понятия:* вещество, химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, аллотропия, изотопы, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, моль, молярная масса, молярный объем, вещества молекулярного и немолекулярного строения, растворы, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление, тепловой эффект реакции, скорость химической реакции, катализ, химическое равновесие, углеродный скелет, функциональная группа, изомерия, гомология;

- *основные законы химии*: сохранения массы веществ, постоянства состава, периодический закон;
- *основные теории химии*: химической связи, электролитической диссоциации, строения органических соединений;
- *важнейшие вещества и материалы*: основные металлы и сплавы; серная, соляная, азотная и уксусная кислоты; щелочи, аммиак, минеральные удобрения, искусственные и синтетические волокна, каучуки, пластмассы;

уметь

- *называть* изученные вещества по «тривиальной» или международной номенклатуре;
- *определять*: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, характер среды в водных растворах неорганических соединений, окислитель и восстановитель, принадлежность веществ к различным классам органических соединений;
- *характеризовать*: элементы малых периодов по их положению в периодической системе Д.И.Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений;
- *объяснять*: зависимость свойств веществ от их состава и строения; природу химической связи (ионной, ковалентной, металлической), зависимость скорости химической реакции и положения химического равновесия от различных факторов;
- *выполнять химический эксперимент* по распознаванию важнейших неорганических и органических веществ;
- *проводить* самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;

использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для:

- объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;
- определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
- экологически грамотного поведения в окружающей среде;
- оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы;
- безопасного обращения с горючими и токсичными веществами, лабораторным оборудованием;
- приготовления растворов заданной концентрации в быту и на производстве;
- критической оценки достоверности химической информации, поступающей из разных источников.

3.КАЛЕНДАРНО-ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН

№ п/п	Тема урока	Кол- во часов	Лабораторный опыт. Демонстрационный опыт	Сроки изучения		Задание на дом
				план	факт	
	Тема 1. Строение атома и периодический закон Д.И.Менделеева	4ч		5.09		
1.	Основные сведения о строении атома Тестирование (входной контроль)	1ч		12.09		1
2.	Электронные конфигурации атомов химических элементов. Валентные возможности атомов химических элементов.	1ч		19.09		1
3.	Периодический закон и ПС Менделеева и строение атома.	1ч	Д. Различные формы периодической системы химических элементов. Л.о.№1. Конструирование периодической таблицы элементов с использованием карточек.	26.09		2
4.	<i>Контрольная работа №1 по теме «Строение атома»</i>	1ч		3.10		
	Тема 2. Строение вещества.	13ч				
5.	Химическая связь. Ионная химическая связь	1ч	Д: Модели кристаллических решеток веществ с различным типом связи, различной геометрической конфигурации. Кристаллические решетки алмаза и графита.	10.10		3
6	Ковалентная химическая связь	1ч		17.10		4
7	Металлическая химическая связь	1ч	Д: Модели кристаллических решеток веществ	24.10		5
8	Водородная химическая связь	1ч	Л.р.№ 2. Определение типа кристаллической решетки вещества и описание его свойств.	7.11		6
9	Полимеры.	1ч	Л.р №3: Коллекции пластмасс и волокон. Образцы неорганических полимеров: серы пластической, фосфора красного кварца и Модели молекул белков и ДНК	14.11		7

10	Газообразные вещества	1ч		21.11		8
11	Жидкие вещества	1ч	Л.р.№4 Испытание воды на жесткость. Л.р.№5. Ознакомление с минеральными водами	28.11		9
12	Твердые вещества	1ч		5.12		10
13	Дисперсные системы	1ч	Д: Образцы различных систем с жидкой средой. Коагуляция. Синерезис. Эффект Тиндаля Л.о.№6. Ознакомление с дисперсными системами.	12.12		
14	Состав веществ. Смеси	1ч		19.12		
15	<i>Практическая работа № 1 «Получение, собирание и распознавание газов»</i>	1ч		20.12		
16	Подготовка к контрольной работе. Решение задач	1ч		16.01		
17	<i>Контрольная работа №2 по теме: «Строение вещества»</i>	1ч		23.01		
	Тема 3. Химические реакции	8ч				
18	Понятие о химической реакции. Реакции, идущие без изменения состава веществ.	1ч		30.01		13
19	Классификация химических реакций , протекающих с изменением состава веществ.	1ч	Д: Модели бутана и изобутана. Свойства CH_3COOH . Реакции, идущие с образованием осадка, газа или воды. Свойства металлов. Л.р.№7. Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса. Л.р.№8. Реакции, идущие с образованием осадка, газа и воды	6.02		14
20	Скорость химических реакций.	1ч	Л.р.№9. Получение O_2 из H_2O_2 , KMnO_4 . Опыты, иллюстрирующие действие катализаторов и ингибиторов. Л.Р.№10. Взаимодействие Zn (порошок и гранулы) с HCl	13.02		15

21	Обратимость химических реакций. Химическое равновесие.	1ч	Д. Обратимые процессы: $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$; $\text{Fe}^{3+} + 3\text{CNS}^- \leftrightarrow \text{Fe}(\text{CNS})_3$	20.02		16
22	Роль воды в химических реакциях. Гидролиз	1ч	Л.р №11: Гидролиз карбонатов, сульфитов, силикатов щелочных металлов; нитрата цинка	27.02		17,18
23	Окислительно – восстановительные реакции (ОВР).	1ч	Д. Простейшие окислительно-восстановительные реакции	6.03		19
24	Электролиз	1ч		13.03		
25	Контрольная работа №3 по теме: «Химические реакции»	1ч		20.03		
	Тема 4. Вещества и их свойства.	9ч				
26	Классификация веществ	1ч	Д: Коллекция «Нефть», «Каменный уголь». Образцы различных неорганических и органических веществ. Л.р. № 12. Испытание кислот, солей и оснований индикаторами.	6.04		
27	Металлы	1ч	Д: Образцы металлов, модели кристаллических решеток металлов. Д: Взаимодействия Mg с H_2O , Mg, Zn, Fe и Cu с HCl; Fe с CuSO_4 в растворе; Al (или Zn) с NaOH в растворе. Д: «Образцы» изделий, подвергшихся коррозии. Образцы нержавеющей сталей защитные покрытия. Коллекция «Минералы и горные породы». Д: Электрохимическая коррозия Zn при контакте с Cu в соляной кислоте. Получение железа взаимодействием Al с Fe_2O_3 электролиз растворов KI, CuSO_4	13.04		20
28	Неметаллы	1ч	Д: Модели кристаллических решеток графита, алмаза.	20.04		21
29	Кислоты.	1ч	Л.р №13. Взаимодействие соляной кислоты и	27.04		22

			уксусной кислоты с металлами Л.р.№ 14. Взаимодействие соляной кислоты и уксусной кислоты с основаниями. Л.р.№ 15. Взаимодействие соляной кислоты и уксусной кислоты с солями			
30	Основания.	1ч	Л.р №16: Получение и свойства оснований	3.05		23
31	Соли	1ч	Л.р.№17. Гидролиз хлоридов и ацетатов. Л.р.№18. Ознакомление с коллекциями минералов и биологических материалов, содержащих некоторые соли.	4.05		24
32	Генетическая связь между классами органических и неорганических соединений.	1ч	Д. Практическое осуществление переходов: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu}$	10.05		25
33	<i>Контрольная работа №4 по теме: «Вещества и их свойства»</i>	1ч		17.05		
34	<i>Практическая работа №2 «Решение экспериментальных задач на идентификацию веществ»</i>	1ч		24.05		

4. СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ

Тема 1

Строение атома и периодический закон Д. И. Менделеева (4 ч)

Основные сведения о строении атома. Ядро: протоны и нейтроны. Изотопы. Электроны.

Электронная оболочка. Энергетический уровень. Особенности строения электронных оболочек атомов элементов 4-го и 5-го периодов периодической системы Д. И. Менделеева (переходных элементов). Понятие об орбиталях. s- и p-орбитали. Электронные конфигурации атомов химических элементов.

Периодический закон Д. И. Менделеева в свете учения о строении атома. Открытие Д. И. Менделеевым периодического закона.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева - графическое отображение периодического закона. Физический смысл порядкового номера элемента, номера периода и номера группы. Валентные электроны. Причины изменения свойств элементов в периодах и группах (главных подгруппах).

Положение водорода в периодической системе. Значение периодического закона и периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева для развития науки и понимания химической картины мира.

Демонстрации. Различные формы периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева.

Лабораторный опыт. 1. Конструирование периодической таблицы элементов с использованием карточек.

Тема 2

Строение вещества (13 ч)

Ионная химическая связь. Катионы и анионы. Классификация ионов. Ионные кристаллические решетки. Свойства веществ с этим типом кристаллических решеток.

Ковалентная химическая связь. Электроотрицательность. Полярная и неполярная ковалентные связи. Диполь. Полярность связи и полярность молекулы. Обменный и донорно-акцепторный механизмы образования ковалентной связи. Молекулярные и атомные кристаллические решетки. Свойства веществ с этими типами кристаллических решеток.

Металлическая химическая связь. Особенности строения атомов металлов. Металлическая химическая связь и металлическая кристаллическая решетка. Свойства веществ с этим типом связи.

Водородная химическая связь. Межмолекулярная и внутримолекулярная водородная связь. Значение водородной связи для организации структур биополимеров.

Полимеры. Пластмассы: термопласты и реактопласты, их представители и применение. Волокна: природные (растительные и животные) и химические (искусственные и синтетические), их представители и применение.

Газообразное состояние вещества. Три агрегатных состояния воды. Особенности строения газов. Молярный объем газообразных веществ.

Примеры газообразных природных смесей: воздух, природный газ. Загрязнение атмосферы (кислотные дожди, парниковый эффект) и борьба с ним.

Представители газообразных веществ: водород, кислород, углекислый газ, аммиак, этилен. Их получение, собирание и распознавание.

Жидкое состояние вещества. Вода. Потребление воды в быту и на производстве. Жесткость воды и способы ее устранения.

Минеральные воды, их использование в столовых и лечебных целях.

Жидкие кристаллы и их применение.

Твердое состояние вещества. Аморфные твердые вещества в природе и в жизни человека, их значение и применение. Кристаллическое строение вещества.

Дисперсные системы. Понятие о дисперсных системах. Дисперсная фаза и дисперсионная среда.

Классификация дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния дисперсной среды и дисперсионной фазы.

Грубодисперсные системы: эмульсии, суспензии, аэрозоли.

Тонкодисперсные системы: гели и золи.

Состав веществ и смесей. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Закон постоянства состава веществ.

Понятие «доля» и ее разновидности: массовая (доля элементов в соединении, доля компонента в смеси - доля примесей, доля растворенного вещества в растворе) и объемная. Доля выхода продукта реакции от теоретически возможного.

Демонстрации. Модель кристаллической решетки хлорида натрия. Образцы минералов с ионной кристаллической решеткой: кальцита, галита. Модели кристаллических решеток «сухого льда» (или иода), алмаза, графита (или кварца). Модель молекулы ДНК. Образцы пластмасс (фенолоформальдегидные, полиуретан, полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид) и изделия из них. Образцы волокон (шерсть, шелк, ацетатное волокно, капрон, лавсан, нейлон) и изделия из них. Образцы неорганических полимеров (сера пластическая, кварц, оксид алюминия, природные алюмосиликаты). Модель молярного объема газов. Три агрегатных состояния воды. Образцы накипи в чайнике и трубах центрального отопления. Жесткость воды и способы ее устранения. Приборы на жидких кристаллах. Образцы различных дисперсных систем: эмульсий, суспензий, аэрозолей, гелей и зелей. Коагуляция. Синерезис. Эффект Тиндаля.

Лабораторные опыты. 2. Определение типа кристаллической решетки вещества и описание его свойств. 3. Ознакомление с коллекцией полимеров: пластмасс и волокон и изделия из них. 4. Испытание воды на жесткость. Устранение жесткости воды. 5. Ознакомление с минеральными водами. 6. Ознакомление с дисперсными системами.

Практическая работа №1. Получение, собирание и распознавание газов.

Тема 3

Химические реакции (8 ч)

Реакции, идущие без изменения состава веществ. Аллотропия и аллотропные видоизменения. Причины аллотропии на примере модификаций кислорода, углерода и фосфора. Озон, его биологическая роль. Изомеры и изомерия.

Реакции, идущие с изменением состава веществ. Реакции соединения, разложения, замещения и обмена в неорганической и органической химии. Реакции экзо- и эндотермические. Тепловой эффект химической реакции и термохимические уравнения. Реакции горения, как частный случай экзотермических реакций.

Скорость химической реакции.

Скорость химической реакции. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, площади поверхности соприкосновения и катализатора. Реакции гомо- и гетерогенные. Понятие о катализе и катализаторах. Ферменты как биологические катализаторы, особенности их функционирования.

Обратимость химических реакций. Необратимые и обратимые химические реакции. Состояние химического равновесия для обратимых химических реакций. Способы смещения химического равновесия на примере синтеза аммиака. Понятие об основных научных принципах производства на примере синтеза аммиака или серной кислоты.

Роль воды в химической реакции. Истинные растворы. Растворимость и классификация веществ по этому признаку: растворимые, малорастворимые и нерастворимые вещества.

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация. Кислоты, основания и соли с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Химические свойства воды; взаимодействие с металлами, основными и кислотными оксидами, разложение и образование кристаллогидратов. Реакции гидратации в органической химии.

Гидролиз органических и неорганических соединений. Необратимый гидролиз. Обратимый гидролиз солей.

Гидролиз органических соединений и его практическое значение для получения гидролизного спирта и мыла. Биологическая роль гидролиза в пластическом и энергетическом обмене веществ и энергии в клетке.

Окислительно-восстановительные реакции. Степень окисления. Определение степени окисления по формуле соединения. Понятие об окислительно-восстановительных реакциях. Окисление и

восстановление, окислитель и восстановитель.

Э л е к т р о л и з. Электролиз как окислительно-восстановительный процесс. Электролиз расплавов и растворов на примере хлорида натрия. Практическое применение электролиза. Электролитическое получение алюминия.

Демонстрации. Превращение красного фосфора в белый. Озонатор. Модели молекул *n*-бутана и изобутана. Зависимость скорости реакции от природы веществ на примере взаимодействия растворов различных кислот одинаковой концентрации с одинаковыми гранулами цинка и взаимодействия одинаковых кусочков разных металлов (магния, цинка, железа) с соляной кислотой. Взаимодействие растворов серной кислоты с растворами тиосульфата натрия различной концентрации и температуры. Модель кипящего слоя. Разложение пероксида водорода с помощью катализатора (оксида марганца (IV)) и каталазы сырого мяса и сырого картофеля. Примеры необратимых реакций, идущих с образованием осадка, газа или воды. Взаимодействие лития и натрия с водой. Получение оксида фосфора (V) и растворение его в воде; испытание полученного раствора лакмусом. Образцы кристаллогидратов. Испытание растворов электролитов и неэлектролитов на предмет диссоциации. Зависимость степени электролитической диссоциации уксусной кислоты от разбавления раствора. Гидролиз карбида кальция. Гидролиз карбонатов щелочных металлов и нитратов цинка или свинца (II). Получение мыла. Простейшие окислительно-восстановительные реакции; взаимодействие цинка с соляной кислотой и железа с раствором сульфата меди (II). Модель электролизера. Модель электролизной ванны для получения алюминия.

Лабораторные опыты. 7. Реакция замещения меди железом в растворе медного купороса. 8. Реакции, идущие с образованием осадка, газа и воды. 9. Получение кислорода разложением пероксида водорода с помощью оксида марганца (IV) и каталазы сырого картофеля. 10. Получение водорода взаимодействием кислоты с цинком. 11. Различные случаи гидролиза солей.

Тема 4

Вещества и их свойства (9 ч)

М е т а л л ы. Взаимодействие металлов с неметаллами (хлором, серой и кислородом). Взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой. Электрохимический ряд напряжений металлов. Взаимодействие металлов с растворами кислот и солей. Аллюминотермия. Взаимодействие натрия с этанолом и фенолом. Коррозия металлов. Понятие о химической и электрохимической коррозии металлов. Способы защиты металлов от коррозии.

Н е м е т а л л ы. Сравнительная характеристика галогенов как наиболее типичных представителей неметаллов. Окислительные свойства неметаллов (взаимодействие с металлами и водородом). Восстановительные свойства неметаллов (взаимодействие с более электроотрицательными неметаллами и сложными веществами-окислителями).

К и с л о т ы н е о р г а н и ч е с к и е и о р г а н и ч е с к и е. Классификация кислот. Химические свойства кислот: взаимодействие с металлами, оксидами металлов, гидроксидами металлов, солями, спиртами (реакция этерификации). Особые свойства азотной и концентрированной серной кислоты.

О с н о в а н и я н е о р г а н и ч е с к и е и о р г а н и ч е с к и е. Основания, их классификация. Химические свойства оснований: взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами и солями. Разложение нерастворимых оснований.

С о л и. Классификация солей: средние, кислые и основные. Химические свойства солей: взаимодействие с кислотами, щелочами, металлами и солями. Представители солей и их значение. Хлорид натрия, карбонат кальция, фосфат кальция (средние соли); гидрокарбонаты натрия и аммония (кислые соли); гидрокарбонат меди (II) - малахит (основная соль).

Качественные реакции на хлорид-, сульфат-, и карбонат-анионы, катион аммония, катионы железа (II) и (III).

Г е н е т и ч е с к а я с в я з ь м е ж д у к л а с с а м и н е о р г а н и ч е с к и х и о р г а н и ч е с к и х с о е д и н е н и й. Понятие о генетической связи и генетических рядах. Генетический ряд металла. Генетический ряд неметалла. Особенности генетического ряда в органической химии.

Демонстрации. Коллекция образцов металлов. Взаимодействие натрия и сурьмы с хлором, железа с серой. Горение магния и алюминия в кислороде. Взаимодействие щелочноземельных металлов с водой. Взаимодействие натрия с этанолом, цинка с уксусной кислотой. Аллюминотермия. Взаимодействие меди с концентрированной азотной кислотой. Результаты коррозии металлов в зависимости от условий ее протекания. Коллекция образцов

неметаллов. Взаимодействие хлорной воды с раствором бромида (иодида) калия. Коллекция природных органических кислот. Разбавление концентрированной серной кислоты. Взаимодействие концентрированной серной кислоты с сахаром, целлюлозой и медью. Образцы природных минералов, содержащих хлорид натрия, карбонат кальция, фосфат кальция и гидрокарбонат меди (II). Образцы пищевых продуктов, содержащих гидрокарбонаты натрия и аммония, их способность к разложению при нагревании. Гашение соды уксусом. Качественные реакции на катионы и анионы.

Лабораторные опыты. 12. Испытание растворов кислот, оснований и солей индикаторами. 13. Взаимодействие соляной кислоты и раствора уксусной кислоты с металлами. 14. Взаимодействие соляной кислоты и раствора уксусной кислоты с основаниями. 15. Взаимодействие соляной кислоты и раствора уксусной кислоты с солями. 16. Получение и свойства нерастворимых оснований. 17. Гидролиз хлоридов и ацетатов щелочных металлов. 18. Ознакомление с коллекциями: а) металлов; б) неметаллов; в) кислот; г) оснований; д) минералов и биологических материалов, содержащих некоторые соли.

Практическая работа №2. Решение экспериментальных задач на идентификацию органических и неорганических соединений.

5. ФОРМЫ И СРЕДСТВА КОНТРОЛЯ

Формы проверки и оценки результатов обучения:

Формы промежуточного, итогового контроля, том числе презентации, защита сообщений, творческих, проектных, исследовательских работ.

1. Вводный контроль «Органические вещества» (знания, умения, навыки курса 10 класса на начало учебного года) – стартовая контрольная работа.
2. Текущий контроль по темам «Строение атома», «Строение вещества», «Химические реакции».
3. Итоговая контрольная работа «Вещества и их свойства».

Кроме вышеперечисленных основных форм контроля проводятся текущие самостоятельные работы в рамках каждой темы в виде фрагмента урока.

Способы проверки и оценки результатов обучения: устные зачёты, проверочные работы, тестовый контроль, практические и лабораторные работы.

Средства проверки и оценки результатов обучения:

Ключ к тестам, зачётные вопросы, разноуровневые задания, практические работы.

5.1. Перечень практических работ

№	Тема
1.	Практическая работа № 1. Получение, сбор и распознавание газов.
2	Практическая работа № 2 Решение экспериментальных задач на идентификацию веществ

5.2. Перечень проверочных работ по модулям

№	Тема	Вид проверки
1	Входной контроль	тестирование
3	Строение атома	Контрольная работа № 1
4	Строение вещества	Контрольная работа № 2
5	Химические реакции	Контрольная работа № 3
6	Итоговый контроль «Вещества и их свойства»	Контрольная работа № 4

Контрольная работа № 1

«Строение атома»

Вариант -1

1. Определите состав ядер следующих изотопов: ^{35}Cl , ^{81}Br , ^{12}C , ^{18}O .
2. Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 17, 25. Укажите тип каждого элемента.
3. Какую массу хлорида натрия следует добавить к 250 г его 10%-ного раствора, чтобы массовая доля соли увеличилась в полтора раза?
4. Какие факторы повлияют на увеличение выхода продукта реакции:
а) $\text{N}_{2(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{NO}_{(\text{r})} - Q$,
б) $2\text{ZnS}_{(\text{тв})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} \leftrightarrow 2\text{ZnO}_{(\text{тв})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})} + Q$?
5. Расставьте коэффициенты с помощью электронного баланса:
 $\text{KCl} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Вариант-2

1. Определите состав ядер следующих изотопов: ^{15}N , ^{109}Ag , ^{30}P , ^{61}Ni .
2. Напишите электронные формулы элементов с порядковыми номерами 21, 33. Укажите тип каждого элемента.
3. 400 г 26%-ного раствора сульфата натрия выпарили, после чего массовая доля соли в растворе составила 60%. Определите массу испарившейся воды.
4. Какие факторы повлияют на увеличение выхода продукта реакции:
а) $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{C}_{(\text{тв})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{r})} - Q$,
б) $\text{N}_2\text{O}_{3(\text{r})} \leftrightarrow \text{NO}_{(\text{r})} + \text{NO}_{2(\text{r})} - Q$?
5. Расставьте коэффициенты с помощью электронного баланса:
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

Контрольная работа № 2

«Строение вещества»

Контрольная работа по химии №2 Строение вещества 1 вариант.	Контрольная работа по химии №2 Строение вещества 2 вариант.
<ol style="list-style-type: none">1. Определите все возможные типы химической связи в молекуле Na_2HPO_3. Составьте электронную и структурную формулы вещества.2. Расположите вещества по мере возрастания полярности связи: BeF_2; CF_4; LiF; BF_3.3. Укажите тип гибридизации и геометрическую форму молекул: BeF_2 и OF_24. Составьте структурные формулы для изомеров вещества состава $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}$. Назовите их.5. Задача. Определите простейшую химическую формулу, если массовые доли элементов: водорода 4,17%, кремния 29,17%, остальное – кислород. $M_r(\text{вещества})=96$.	<ol style="list-style-type: none">1. Определите все возможные типы химической связи в молекуле $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Составьте электронную и структурную формулы вещества.2. Расположите вещества по мере возрастания полярности связи: H_2O, CH_4, HF, NH_3.3. Укажите тип гибридизации и геометрическую форму ионов: H_3O^+ и NH_4^+.4. Составьте структурные формулы для изомеров вещества состава $\text{C}_7\text{H}_{12}\text{O}$. Назовите их.5. Задача. Определите простейшую химическую формулу, если массовые доли элементов: фосфора 38,75%, кислорода 60%, остальное – водород. $M_r(\text{вещества})=240$.

Контрольная работа № 3

«Химические реакции»

Вариант 1

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором ответа и на соответствие

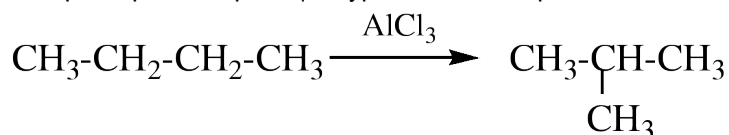
1. Характеристика реакции, уравнение которой $4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$:
А. Соединения, ОВР, обратимая.
Б. Замещения, ОВР, необратимая.
В. Соединения, ОВР, необратимая.
Г. Обмена, не ОВР, необратимая.

2. Какая масса угля вступает в реакцию, термохимическое уравнение которой

$C + O_2 = CO_2 + 402 \text{ кДж}$, если при этом выделяется 1608 кДж теплоты?

А. 4,8 г. Б. 48 г. В. 120 г. Г. 240 г.

3. Характеристика реакции, уравнение которой



А. Дегидрирования, гомогенная, каталитическая.

Б. Изамеризации, гомогенная, каталитическая.

В. Полимеризация, гетерогенная, каталитическая.

Г. Присоединения, гетерогенная, каталитическая.

4. Окислитель в реакции синтеза аммиака, уравнение которой

$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3 + Q$:

А. N^0 . Б. H^0 . В. H^{+1} . Г. N^{-3} .

5. Щелочную среду имеет водный раствор соли, формула которой:

А. $AlCl_3$. Б. KNO_3 . В. K_2CO_3 . Г. $FeCl_3$.

6. Формулы группы ионов, которые могут одновременно существовать в растворе:

А. SO_3^{2-} , K^+ , H^+ , SO_4^{2-} .

Б. Mg^{2+} , Na^+ , Cl^- , NO_3^- .

В. Na^+ , Al^{3+} , OH^- , SO_4^{2-} .

Г. Fe^{2+} , OH^- , Ba^{2+} , NO_3^- .

7. Краткое ионное уравнение

$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$

отображает взаимодействие серной кислоты и вещества:

А. Бария. В. Нитрата бария.

Б. Гидроксида бария. Г. Оксида бария.

8. Гидролизу не подвергается:

А. Белок. В. Целлюлоза.

Б. Сульфат цинка. Г. Этилен.

9. Установите соответствие.

Левая часть уравнения реакции в молекулярном виде:

1. $CaCO_3 + 2HCl = 2. Na_2CO_3 + 2HCl = 3. Na_2CO_3 + CaCl_2 = 4. CaCO_3 + H_2O + CO_2 =$

Правая часть краткого ионного уравнения:

А. $= CaCO_3 \downarrow$. Б. $= CaCO_3 \downarrow + H_2O$. В. $= Ca^{2+} + CO_2 \uparrow + H_2O$. Г. $= CO_2 \uparrow + 2H_2O$. Д. $= Ca^{2+} + 2HCO_3^-$

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

10. Составьте уравнение реакции горения водорода. Дайте полную характеристику данной химической реакции по всем изученным классификационным признакам.

Вариант 2

ЧАСТЬ А. Тестовые задания с выбором ответа и на соотнесение

1. Характеристика реакции, уравнение которой

$2KClO_3 = 2KCl + 3O_2 \uparrow$:

А. Реакция замещения, ОВР, обратимая.

Б. Реакция разложения, ОВР, необратимая.

В. Реакция разложения, не ОВР, необратимая.

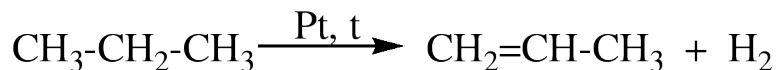
Г. Реакция обмена, не ОВР, необратимая.

2. Какое количество теплоты выделяется при взаимодействии 5,6 л водорода (н.у.) с избытком хлора

(термохимическое уравнение: $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 92,3 \text{ кДж}$)?

А. 2,3 кДж. Б. 23кДж. В. 46 кДж. Г. 230 кДж.

3. Характеристика реакции, уравнение которой



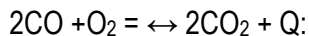
А. Дегидрирования, гомогенная, каталитическая.

Б. Гидратации, гомогенная, каталитическая.

В. Гидрирования, гетерогенная, каталитическая.

Г. Дегидратации, каталитическая, гомогенная.

4. Восстановитель в реакции, уравнение которой



А. C^{+2} . Б. C^{+4} . В. O^0 . Г. O^{-2} .

5. Кислотную среду имеет водный раствор соли, формула которой:

А. KCl . Б. ZnSO_4 . В. Na_2CO_3 . Г. NaNO_3 .

6. Формулы группы ионов, которые могут одновременно существовать в растворе:

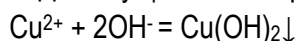
А. SO_4^{2-} , Na^+ , OH^- , Ba^{2+} .

Б. Cu^{2+} , K^+ , OH^- , Cl^- .

В. H^+ , Na^+ , Cl^- , SO_4^{2-} .

Г. H^+ , Ca^{2+} , NO_3^- , $\text{CaCO}_3 \downarrow$.

7. Для осуществления реакции, ионное уравнение которой



можно использовать раствор гидроксида натрия и вещество, формула которого:

А. CuO . Б. CuS . В. CuCl . Г. CuCl_2 .

8. Гидролизу подвергается:

А. Ацетилен. В. Целлюлоза.

Б. Нитрат калия. Г. Этанол.

9. Установите соответствие.

Левая часть уравнения реакции в молекулярном виде:

1. $\text{Fe} + 2\text{HCl} =$ 2. $\text{FeO} + 2\text{HCl} =$ 3. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} =$
4. $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} =$

Правая часть краткого ионного уравнения:

А. $= \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$. Б. $= 2\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$. В. $= \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$. Г. $= \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$. Д. $= \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow$.

ЧАСТЬ Б. Задания со свободным ответом

10. Составьте уравнение реакции взаимодействия магния с соляной кислотой. Дайте полную характеристику данной реакции по всем изученным признакам.

Контрольная работа № 4

«Вещества и их свойства»

Вариант – 1

ЧАСТЬ А

1. Общая формула оксидов:

А. ЭхОу . Б. $\text{Ме}(\text{OH})_n$. В. HxAc . Г. $\text{Мех}(\text{Ac})_y$

2. Коэффициент перед формулой окислителя в уравнении реакции алюминия с бромом равен:

а) 1; б) 2; в) 3; г) 4.

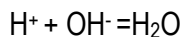
3. Переменную степень окисления в соединениях проявляет:

А. Барий. Б. Кальций. В. Медь. Г. Цезий.

4. Кислотные свойства наиболее ярко выражены у вещества, формула которого:

А. SiH₄ Б. PH₃ В. H₂S Г. HCl.

5. Ионное уравнение реакции



соответствует взаимодействию:

А. Гидроксида калия и азотной кислоты.

Б. Гидроксида бария и серной кислоты.

В. Гидроксида лития и хлорида бария.

Г. Аммиака и бромоводородной кислоты.

6. Окислительные свойства усиливаются в ряду элементов:

А. С – N – P – As. Б. Si – C – N – O.

В. F – O – N – C. Г. P – Si – C – В.

7. Гидроксид бериллия взаимодействует с веществом, формула которого:

А. NaCl. Б. NO. В. H₂O. Г. KOH.

8. Формулы продуктов взаимодействия концентрированной серной кислоты с серебром:

А. H₂ и Ag₂SO₄ В. H₂S, H₂O и Ag₂SO₄.

Б. SO₂, H₂O и Ag₂SO₄. Г. Реакция не идет.

9. Превращение, которое невозможно осуществить в одну стадию:

А. C₂H₆ → C₄H₁₀. В. FeCl₂ → Fe(OH)₂.

Б. Cu → CuCl₂. Г. Fe(OH)₂ → Fe(OH)₃.

10. Установите соответствие.

Левая часть молекулярного уравнения:

Правая часть ионного уравнения:

1. Ca + 2H₂O =

А. = Ca²⁺ + H₂ + 2OH⁻.

2. CaCl₂ + Na₂CO₃ =

Б. = CaCO₃↓.

3. CaO + 2HCl =

В. = Ca²⁺ + 2H₂O.

4. Ca(OH)₂ + 2HCl =

Г. = Ca²⁺ + CO₂ + H₂O.

5. CaCO₃ + 2HCl =

Д. = Ca²⁺ + H₂O.

ЧАСТЬ Б.

12. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:

1 2 3



Для перехода 1 составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

13. Какие ионы присутствуют в растворе гидросульфида калия?

14. Стальную проволоку массой 5 г сожгли в кислороде, при этом получили 0,1 г углекислого газа. Вычислите массовую долю (в %) углерода в этой стали.

Вариант 2

ЧАСТЬ А.

1. Общая формула оснований:

А. Э_хО_у. Б. Me(OH)_п. В. H_хAc. Г. M_х(Ac)_у.

2. Коэффициент перед формулой восстановителя в уравнении реакции, схема которой



А. 1; Б. 2; В. 3; Г. 4.

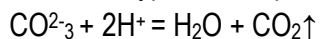
3. Переменную степень окисления в соединениях проявляет:

А. Алюминий. Б. Барий. В. Железо. Г. Рубидий.

4. Кислотные свойства наиболее ярко выражены у вещества, формула которого:

А. HNO₂. Б. HPO₃. В. HAsO₃. Г. HNO₃.

5. Ионное уравнение реакции



соответствует взаимодействию:

- А. Карбоната натрия и уксусной кислоты.
Б. Карбоната кальция и азотной кислоты.
В. Гидрокарбоната кальция и соляной кислоты.
Г. Карбоната бария и муравьиной кислоты.
6. Гидроксид хрома (III) можно получить при взаимодействии:

- А. Хлорида хрома (III) с гидроксидом калия.
Б. Нитрата хрома (III) с гидроксидом меди (II).
В. Оксида хрома (III) с серной кислотой.
Г. Оксида хрома (II) с соляной кислотой.

7. Окислительные свойства ослабевают в ряду элементов:

- А. P – N – O – F. Б. Br – Cl – F – I.
В. Cl – S – P – As. Г. B – C – N – P.

8. Формулы продуктов взаимодействия концентрированной азотной кислоты с цинком:

- А. H_2 и $Zn(NO_3)_2$. В. NO, H_2O и $Zn(NO_3)_2$.
Б. NO_2 , H_2 и $Zn(NO_3)_2$. Г. Реакция не идет.

9. Превращение, которое невозможно осуществить в одну стадию:

- А. $SiO_2 \rightarrow H_2SiO_3$. В. $Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$.
Б. $Fe(OH)_3 \rightarrow FeO$. Г. $CH_3COOH \rightarrow NH_2CH_2COOH$.

10. Установите соответствие.

Левая часть молекулярного уравнения:

1. $Fe + 2HCl =$
2. $Fe_2O_3 + 6HCl =$
3. $FeO + 2HCl =$
4. $Fe(OH)_2 + 2HCl =$
5. $Fe(OH)_3 + 3HCl =$

Правая часть ионного уравнения:

- А. $= Fe^{2+} + 2H_2O$.
Б. $= Fe^{3+} + 3H_2O$.
В. $= Fe^{2+} + H_2O$.
Г. $= Fe^{2+} + H_2O_2$.
Д. $= 2Fe^{3+} + 3H_2O$.

ЧАСТЬ Б.

12. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения: 1 2 3
 $FeCl_2 \leftarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)_3$.

Для перехода 1 составьте электронный баланс, укажите окислитель и восстановитель.

13. Какие ионы присутствуют в растворе ортофосфорной кислоты?

14. Смесь кальция и оксида кальция массой 7,8 г обработали избытком воды. В результате реакции выделилось 2,8 л водорода (н.у.). Рассчитайте массовую долю кальция в смеси.

Система оценивания

Задания 1, 3 – 9 части А по 1 баллу; задания 2, 10 части А и 13 части Б по 2 балла; задание 12 и 14 части Б по 3 балла.

17 – 20 баллов оценка «5»

13 – 16 баллов оценка «4»

8 – 12 баллов оценка «3»

Практическая работа №1 «Получение, сборание и распознавание газов».

Цель работы: Научиться получать, собирать и распознавать газы. Проводить опыты, характеризующие свойства данного газа.

Вариант - 1

1. Получение, сборание и распознавание водорода.

В пробирку поместите две гранулы и прилейте в нее 1 – 2 мл соляной кислоты. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции.

Накройте вашу пробирку пробиркой большего диаметра, немного заходя за край меньшей пробирки. Через 1 – 2 минуты поднимите большую пробирку вверх и, не переворачивая ее, поднесите к пламени спиртовки. Что

наблюдается? Что можно сказать о чистоте собранного вами водорода? Почему водород собирали в перевернутую пробирку?

2. Получение, сбор и распознавание аммиака.

В пробирку прилейте 1 – 2 мл раствора хлорида аммония, а затем такой же объем раствора щелочи. Закрепите пробирку в держателе и осторожно нагрейте на пламени горелки. Что наблюдается? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Поднесите к отверстию пробирки влажную универсальную индикаторную бумажку. Что наблюдается? Осторожно понюхайте выделяющийся газ. Что ощущаете?

Вариант – 2

1. Получение, сбор и распознавание кислорода.

В пробирку объемом 20 мл прилейте 5 – 7 мл раствора пероксида водорода. Подготовьте тлеющую лучинку (подожгите ее и, когда она загорится, взмахами руки погасите). Поднесите к пробирке с пероксидом водорода, куда предварительно насыпьте немного (на кончике шпателя) оксида марганца (IV). Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.

2. Получение, сбор и распознавание углекислого газа.

В пробирку объемом 20 мл поместите кусочек мрамора и прилейте раствор уксусной кислоты. Что наблюдаете? Через 1 – 2 минуты внесите в верхнюю часть пробирки горящую лучину. Что наблюдается? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

В пробирку налейте 1 – 2 мл прозрачного раствора известковой воды. Используя чистую стеклянную трубочку, осторожно продувайте через раствор выдыхаемый вами воздух. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции в молекулярной и ионной формах.

Практическая работа №2 «Идентификация неорганических соединений».

Цель работы: Определение качественного состава неорганических веществ, распознавание выданных веществ с помощью качественных реакций.

1. В трех пробирках даны водные растворы следующих веществ: сульфида натрия, хлорида железа (III) и серной кислоты. Опытным путем определите, какие вещества находятся в каждой из пробирок. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Результаты работы оформите в виде таблицы:

№п/п	Реактивы	H ₂ SO ₄	Na ₂ S	FeCl ₃
1.	NaOH			
2.	FeSO ₄			

Уравнения соответствующих реакций:

Вариант - 2

1. В трех пробирках даны водные растворы следующих веществ: сульфата калия, хлорида аммония и карбоната натрия. Опытным путем определите, какие вещества находятся в каждой из пробирок. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, полном и сокращенном ионном виде.

Результаты работы оформите в виде таблицы:

№п/п	Реактивы	NH ₄ Cl	Na ₂ CO ₃	K ₂ SO ₄
1.	CuSO ₄			
2.	BaCl ₂			

Уравнения соответствующих реакций:

6. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ СРЕДСТВА.

Учебно-методический комплект

1. Габриелян О.С. Программа курса химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений.– М.: Дрофа, 2006-2009.
2. Габриелян О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учеб. для общеобразоват. Учреждений /О.С. Габриелян. – М.: Дрофа, 2009. – 223, [1] с.: ил.
3. Габриелян О.С., Яшукова А.В. Химия. 11 кл. Базовый уровень: Методическое пособие. – М.: Дрофа, 2005.
4. Габриелян О.С. Химия: Учебное пособие для 11 кл. сред. шк. – М.: Блик плюс, 2000.
5. Габриелян О.С., Лысова Г.Г. Химия. 11 кл.: Методическое пособие. М.: Дрофа, 2002-2004.
6. Габриелян О.С., Лысова Г.Г., Введенская А.Г. Настольная книга учителя. Химия 11 кл.: В 2 ч. – М.: Дрофа, 2003-2004.
7. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Общая химия в тестах, задачах, упражнениях. 11 кл. – М.: Дрофа, 2003.
8. Химия. 11 кл.: Контрольные и проверочные работы к учебнику О.С. Габриеляна, Г.Г. Лысовой «Химия. 11» /О.С. Габриелян, П.Н. Березкин, А.А. Ушакова и др. – М.: Дрофа, 2004.
9. Габриелян О.С. Методическое пособие для учителя. Химия. 10-11 класс. – М.: Дрофа, 2001.

Дополнительная литература для учителя

1. Оценка качества подготовки выпускников средней (полной) школы по химии /Сост. С.В. Суматохин, А.А. Каверина. – М.: Дрофа, 2001.
2. Лидин Р.А., Якимова Е.Е., Воротникова Н.А. Химия. Методические материалы 10-11 классы. - М.: Дрофа, 2000
3. Назарова Г.С., Лаврова В.Н. Использование учебного оборудования на практических занятиях по химии. – М., 2000
4. Единый государственный экзамен: Химия: Контрольные измерительные материалы: Репетиционная сессия 2. / А.А.Каверина, М.Г. Снастина, Н.А.Богданова – М.: Вентана-Граф, 2006.
5. Единый государственный экзамен 2007. Химия. Учебно-тренировочные материалы для подготовки учащихся / ФИПИ – М.: Интеллект-Центр, 2007.

Интернет-ресурсы и цифровые образовательные ресурсы (ЦОРы)

1. <http://www.edu.ru> - Центральный образовательный портал, содержит нормативные документы Министерства, стандарты, информацию о проведении эксперимента, сервер информационной поддержки Единого государственного экзамена.
2. <http://www.fipi.ru> - портал информационной поддержки единого государственного экзамена.
3. <http://www.chemnet.ru> – электронная библиотека по химии.
4. Подготовка к единому государственному экзамену по химии. ФИЗИКОН. ДРОФА. 2005-2008 гг.
5. Подготовка к единому государственному экзамену по химии. ПРОСВЕЩЕНИЕ. 2006-2008 гг.
6. Подготовка к ЕГЭ по химии (теоретический материал, задания, тренажер), Дрофа – 2007-2009 гг.
7. Уроки химии Кирилла и Мефодия. 10 – 11 классы. М.: ООО «Кирилл и Мефодий», 2005.
8. Открытая Химия. Полный интерактивный курс химии. ФИЗИКОН, 2002

олный интерактивный курс химии. ФИЗИКОН, 2002.