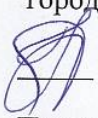


«Рассмотрено»

Заведующий  
кафедрой естественных  
наук МБОУ «Гимназия №19»  
города Кургана

 / Мешкова Ю.С.

Протокол №\_1 от

«30» августа 2021г.

«Согласовано»

Заместитель директора по УВР

МБОУ «Гимназия №19»

города Кургана

 Бакаева М.В./


«30» августа 2021г.

«Утверждено»

Директор

МБОУ МБОУ «Гимназия  
№19»

города Кургана

 Смирнова Е.Г./

Приказ № 151 от

«30» 08. 2021г.



### РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

по химии для обучающихся 8 и 9 предпрофильных химико-биологических классов)

**Срок реализации:** 2018-2019, 2019-2020 уч. г.г

**Программа составлена на основании:**

«Программа курса химии для 8-11 классов общеобразовательных учреждений» Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В., Дроздов А.А., Теренин В.И.. – М.: Дрофа, 2014.

**Учебники (название, автор, издательство, год издания):**

«Химия 8», Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В., Дроздов А.А., Теренин В.И.. –М.: Дрофа, 2018.

«Химия -9», Еремин В.В., Кузьменко Н.Е., Лунин В.В., Дроздов А.А., Теренин В.И.. –М.: Дрофа, 2018.

**Рабочая программа составлена:**

**Учитель** Смирнов Александр Викторович, соответствие занимаемой должности

**Количество часов:**

Класс	Количество часов		
	в неделю	в год	Резервных часов
8	3	105	5
9	3	102	1

## Пояснительная записка

Рабочая программа составлена на основе программы курса химии для 8-11 классов *В.В. Ерёмкина, Н.Е. Кузьменко, В.В. Лунина, А.А. Дроздова, В.И.Теренина под руководством Академика РАН В.В.Лунина.*

Рабочая программа по химии для 8 и 9 предпрофильных химико-биологических классов составлена в соответствии с федеральным государственным образовательным стандартом и удовлетворяет требованиям к уровню подготовки выпускников основной общеобразовательной школы.

При составлении данной программы использованы:

- Федеральный государственный образовательный стандарт основного общего образования;
- Примерная основная образовательная программа основного общего образования по химии;
- Учебный план МБОУ г. Кургана «Гимназия № 19» на 2018-19 учебный год;

**Место предмета в учебном плане гимназии.** Курса химии для 8-го предпрофильного химико-биологического класса рассчитан на 105 ч за учебный год (3 ч в неделю), в том числе на контрольные работы - 5 часов, практические работы – 5 часов, резервное время -5 часов. Курс химии для 9-го предпрофильного химико-биологического класса рассчитан на 102 ч за учебный год (3 ч в неделю), в том числе контрольные работы – 7ч, практические работы – 9ч, резервное время – 1ч.

В течение первого года обучения химии (8 класс) главное внимание уделяется формированию у учащихся элементарных химических навыков, «химического языка» и химического мышления, в первую очередь на объектах, знакомых им из повседневной жизни (кислород, воздух, вода). Основная идея этой части курса – привить учащимся навыки описания свойств различных веществ, сгруппированных по классам, а также показать связь между их строением и свойствами.

В течение второго года обучения предполагается закрепление и углубление основных понятий и навыков курса химии: вещество, строение вещества, основные классы неорганических соединений – оксиды, основания, кислоты, соли, металлы и неметаллы, свойства основных классов неорганических соединений с позиции теорий электролитической диссоциации и окислительно-восстановительных процессов, количество вещества, моль, молярный объём, число Авогадро, алгоритм расчётов по уравнениям реакций. Важной идеей курса является проецирование знаний теории химической науки на экологические проблемы и вопросы безопасности жизнедеятельности

В целях развития химического взгляда на мир в курсе проводятся широкие корреляции между полученными учащимися в классе элементарными химическими знаниями и свойствами тех объектов, которые известны школьникам в повседневной жизни, но до этого воспринимались ими лишь на бытовом уровне. Авторы обращают большое внимание на стиль изложения, который позволяет вводить и обсуждать химические понятия и термины в живой и наглядной форме. В этой связи постоянно подчеркиваются межпредметные связи химии с естественными и гуманитарными науками (физикой, биологией, математикой, историей).

Программа курса построена на основе концентрического подхода, особенность которого состоит в вычленении дидактической единицы (в данной программе таковой является «химический элемент») и дальнейшем усложнении и расширении ее (здесь таковыми выступают формы существования (свободные атомы, простые и сложные вещества).

Преобладающей формой текущего контроля выступает письменный (самостоятельные и контрольные работы) и устный опрос (собеседование).

### **Отличие рабочей программы 9-го класса от примерной:**

1. Тема «Стехиометрия. Количественные отношения в химии» не выделена отдельно, а включена в тему «Химическая реакция», так как понятия «количество вещества», «моль», «молярные соотношения реагентов», «объемные отношения газообразных реагентов» были сформированы у обучающихся в курсе химии 8 класса, и на уроках по теме «Химическая реакция» через решение расчётных задач происходит их постоянное закрепление.

2. Учебные часы на изучение темы «Химическая реакция» увеличены до 40 за счёт часов по теме «Стехиометрия. Количественные отношения в химии», так как на уроках значительное количество времени отводится решению расчётных задач.

3. Дополнительно введена тема «Общий обзор простых веществ» (12ч), имеющая целью сформировать представления об общих свойствах важнейших металлов и неметаллов на основании знания свойств основных классов неорганических веществ и теории ОВР, что позволяет в дальнейшем при изучении тем «Химия металлов» и «Химия неметаллов» активизировать уже полученные знания, опираться на них, содействовать их повторению и закреплению, проводить уроки в соответствии с требованиями системно-деятельностного подхода.

4. В тему «Химия металлов» включены изучение понятий «жесткость воды» и «коррозия металлов», т.к. данные знания необходимы учащимся для повседневной жизни.

5. При изучении темы «Основы органической химии» предполагается проведение конференции «Значение органической химии в повседневной жизни человека» в форме защиты обучающимися групповых проектов.

### **Цель химического образования:**

Вооружить учащихся основами химических знаний, необходимых для повседневной жизни, правильно ориентировать их поведение в окружающей среде, заложить фундамент для дальнейшего совершенствования химических знаний в старших классах.

### **Задачи изучения химии:**

- Формирование у учащихся знания основ химической науки: языка науки, важнейших понятий, законов и теорий, доступных обобщений мировоззренческого характера.
- Развитие умений наблюдать и объяснять химические явления, происходящие в природе, в лаборатории, в повседневной жизни.
- Формирование специальных предметных умений: обращаться с веществами, простейшими приборами, выполнять несложные эксперименты, соблюдая правила охраны труда; грамотно применять химические знания в повседневной жизни.
- Раскрытие гуманистической направленности химии, ее возрастающей роли в развитии научно-технического прогресса, в решении глобальных проблем, стоящих перед человечеством, вклада химии в научную культуру мира.
- Развитие личности обучающихся: их интеллектуальное и нравственное совершенствование, формирование у них гуманистических отношений и экологически целесообразного поведения в быту и в процессе трудовой деятельности.

В программе заложены возможности, предусмотренного стандартом формирования общеучебных умений и навыков, универсальных способов деятельности и ключевых компетенций у обучающихся.

### **Требования к уровню подготовки обучающихся, освоивших программу по химии для 8 и 9 предпрофильных химико-биологических классов:**

#### **Предметные результаты изучения курса:**

- 1) формирование первоначальных систематизированных представлений о веществах, их превращениях и практическом применении; овладение понятийным аппаратом и символическим языком химии;
- 2) осознание объективной значимости основ химической науки как области современного естествознания, химических превращений неорганических и органических веществ как основы многих явлений живой и неживой природы; углубление представлений о материальном единстве мира;
- 3) овладение основами химической грамотности: способностью анализировать и объективно оценивать жизненные ситуации, связанные с химией, навыками безопасного обращения с веществами, используемыми в повседневной жизни; умением анализировать и планировать экологически безопасное поведение в целях сохранения здоровья и окружающей среды;
- 4) формирование умений устанавливать связи между реально наблюдаемыми химическими явлениями и процессами, происходящими в микромире, объяснять причины многообразия веществ, зависимость их свойств от состава и строения, а также

зависимость применения веществ от их свойств;

5) приобретение опыта использования различных методов изучения веществ: наблюдения за их превращениями при проведении несложных химических экспериментов с использованием лабораторного оборудования и приборов;

6) формирование представлений о значении химической науки в решении современных экологических проблем, в том числе в предотвращении техногенных и экологических катастроф;

**Метапредметные результаты изучения курса:**

**Регулятивные УУД:**

- самостоятельно обнаруживать и формировать учебную проблему, определять цель учебной деятельности;
- выдвигать версии решения проблемы, осознавать конечный результат, выбирать из предложенных и искать самостоятельно средства достижения цели;
- составлять (индивидуально или в группе) план решения проблемы;
- работая по плану, сверять свои действия с целью и, при необходимости, исправлять ошибки самостоятельно;
- в диалоге с учителем совершенствовать самостоятельно выработанные критерии оценки;
- обнаруживать и формировать учебную проблему под руководством учителя;
- ставить цель деятельности на основе поставленной проблемы и предлагать несколько способов её достижения;
- самостоятельно анализировать условия достижения цели на основе учёта выделенных учителем ориентиров действия в новом учебном материале;
- планировать ресурсы для достижения цели;
- называть трудности, с которыми столкнулся при решении задачи, и предлагать пути их преодоления.

**Познавательные УУД:**

- анализировать, сравнивать, классифицировать и обобщать факты и явления; выявлять причины и следствия простых явлений;
- осуществлять сравнение, классификацию, самостоятельно выбирать основания и критерии для указанных логических операций;
- строить логическое рассуждение, включающее установление причинно-следственных связей;  
создавать схематические модели с выделением существенных характеристик объекта;
- составлять тезисы, различные виды планов (простых и сложных);

- преобразовывать информацию из одного вида в другой (таблицу в текст и пр.).
- уметь определять возможные источники необходимых сведений, производить поиск информации, анализировать и оценивать её достоверность;
- осуществлять расширенный поиск информации с использованием ресурсов библиотек и Интернета;
- считывать информацию, предоставленную с использованием ранее неизвестных знаков (символов) при наличии источника, содержащего их толкование;
- создавать модели схемы для решения задач
- переводить сложную по составу информацию из графического или символического представления в текст и наоборот;
- устанавливать взаимосвязь описанных в тексте событий, явлений, процессов;
- участвовать в проектно-исследовательской деятельности;
- проводить наблюдения и эксперимент под руководством учителя;
- осуществлять выбор наиболее эффективных способов решения задач в зависимости от конкретных условий;
- давать определение понятиям;
- устанавливать причинно-следственные связи,
- обобщать понятия – осуществлять логическую операцию перехода от видовых признаков к родовому понятию, от понятия с меньшим объёмом к понятию с большим объёмом;
- осуществлять сравнение, классификацию, самостоятельно выбирая основания и критерии для указанных логических операций;
- строить классификацию на основе дихотомического деления (на основе отрицания).
- строить логическое рассуждение, включающее установление причинно-следственных связей, объяснять явления, процессы, связи и отношения, выявляемые в ходе исследования;
- владеть основами ознакомительного чтения, уметь структурировать тексты (выделять главное и второстепенное, главную идею текста, выстраивать последовательность описываемых событий).
- ставить проблему, аргументировать её актуальность.
- самостоятельно проводить исследование на основе применения методов наблюдения и эксперимента.

### Коммуникативные УУД:

- Самостоятельно организовывать учебное взаимодействие в группе (определять общие цели, распределять роли, договариваться друг с другом и т. д.), соблюдать нормы публичной речи и регламент в монологе и дискуссии; пользоваться адекватными речевыми клише в монологе (публичном выступлении), диалоге, дискуссии; формировать собственное мнение и позицию, аргументировать их; координировать свою позицию с позициями партнёров в сотрудничестве при выработке общего решения; устанавливать и сравнивать разные точки зрения, прежде чем принимать решения и делать выбор;
- отстаивать свою позицию не враждебным для оппонентов образом: осуществлять взаимный контроль и оказывать в сотрудничестве необходимую взаимопомощь;
- организовывать и планировать учебное сотрудничество с учителем и сверстниками; определять цели и функции участников, способы взаимодействия; планировать общие способы работы; работать в группе – устанавливать рабочие отношения, эффективно сотрудничать и способствовать продуктивной кооперации; интегрироваться в группу сверстников, строить продуктивное взаимодействие со сверстниками и взрослыми, учитывать разные мнения и интересы, обосновывать собственную позицию.

### Личностные результаты освоения программы:

- в ценностно-ориентированной сфере – чувство гордости за российскую химическую науку, гуманизм, отношение к труду, целеустремлённость; формирование ценности здорового и безопасного образа жизни; усвоение правил индивидуального и коллективного безопасного поведения в чрезвычайных ситуациях, угрожающих жизни и здоровью людей;
- в трудовой сфере – готовность к осознанному выбору дальнейшей образовательной траектории;
- в познавательной (когнитивной, интеллектуальной) сфере – умение управлять своей познавательной деятельностью;
- формирование основ экологической культуры, соответствующей современному уровню экологического мышления, развитие опыта экологического мышления, опыта экологически ориентированной рефлексивно-оценочной и практической деятельности в жизненных ситуациях.

### Учебно-тематический план 8 класса

№ раздела/ темы	Наименование разделов и тем	Всего часов	Практические работы	Лабораторные опыты	Контрольные работы
1	Введение	1	0	0	0
2	Первоначальные химические понятия	25	2	7	1

3	Кислород. Водород. Вода. Растворы	24	2	9	2
4	Основные классы неорганических соединений	25	1	4	1
5	Периодический закон Д.И.Менделеева. Строение атома. Химическая связь. Строение вещества	25	0	3	1
6	Резерв времени	5			
7	Всего	105	5		5

### Учебно-тематический план 9 класса

№ п/п	Разделы/Темы	Из них часов на		
		Изучение нового материала и закрепление	ПР	КР
1.	Химическая реакция	40	2	3
2.	Общий обзор простых веществ	12	2	1
3.	Химия неметаллов	20	2	1
4.	Химия металлов	12	1	1
5.	Первоначальные сведения об органических веществах	17	2	1
6.	Резерв	1		
	Итого:	102	9	7

### Содержание учебного курса «Химия 8»

#### Введение (1 ч)

Место химии среди естественных наук. Предмет химии.

#### Тема 1. Первоначальные химические понятия (25 ч)

*Вещество.* Чистые вещества и смеси. Методы разделения смесей (фильтрование, отстаивание, выпаривание, перегонка).

*Атомно-молекулярное учение.* Значение работ М.В. Ломоносова и Джона Дальтона для формирования атомистического мировоззрения.

*Химический элемент* как вид атомов. Символы элементов. Распространенность элементов на Земле и в космосе.



*Молекула* как мельчайшая частица вещества, обладающая его химическими свойствами. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Закон постоянства состава веществ, имеющих молекулярное строение. Химические формулы.

*Масса атомов и молекул.* Понятие об относительной атомной и молекулярной массе.

*Простые и сложные вещества.* Металлы и неметаллы. Органические и неорганические вещества.

*Изменения, происходящие с веществами.* Физические явления и химические реакции. Признаки химических реакций. Химические процессы в окружающем нас мире.

*Закон сохранения массы веществ.* Уравнения химической реакции. Основные типы химических реакций: разложение, соединение, замещение, обмен. Расстановка коэффициентов методом кислородного баланса. Вычисление относительной молекулярной массы вещества по формуле. Вычисление массовой доли элемента в химическом соединении.

*Количество вещества как основная мера веществ в химии.* Число структурных частиц как основа для расчёта количества вещества. Расчёт количества вещества по массе. Молярный объём. Расчёт количества вещества газов по объёму при нормальных условиях. Взаимопереходы между массой, объёмом и числом структурных частиц через количество вещества.

Взаимосвязь между коэффициентами уравнения химической реакции и количеством вещества реагентов и продуктов. Алгоритм расчётов по уравнениям реакций.

### ***Лабораторные опыты***

1. Знакомство с образцами простых и сложных веществ.
2. Разделение смесей.
3. Химические явления (прокаливание медной проволоки; взаимодействие мела с кислотой, разложение сахара при нагревании).
4. Разложение малахита.

### ***Практические работы***

1. Знакомство с лабораторным оборудованием. Правила безопасности при работе в химической лаборатории.
2. Очистка загрязненной поваренной соли.

### ***Демонстрации***

1. Образцы индивидуальных веществ (металлы, неметаллы, сложные вещества) и смесей (растворы, гранит).
2. Горение магния.
3. Кипячение спирта. Горение спирта.
4. Опыты, подтверждающие закон сохранения массы веществ.
5. Образование аммиака при растворении смеси гашеной извести с хлоридом аммония.
6. Опыты,

демонстрирующие появление окраски при смешении двух растворов (ганина и сульфата железа (II), сульфата меди (II) и аммиака, желтой кровяной соли и хлорида железа (III), нитрат свинца (II) и иодида калия, фенолфталеина и щелочи). 7. Разделение смеси медного купороса и серы растворением.

## Тема 2. Кислород. Водород. Вода. Растворы (24 ч)

*Кислород* – распространенность в природе, физические и химические свойства, получение в лаборатории и применение.

*Оксиды металлов и неметаллов.*

*Валентность.* Составление формул по валентности. Составление формул оксидов, галогенидов, сульфидов.

*Воздух* – смесь газов. Выделение кислорода из воздуха. Понятие о благородных газах.

Горение сложных веществ в кислороде. Строение пламени, температура воспламенения. Тушение пожаров. Противопожарная безопасность. Медленное окисление. Понятие об аллотропии. Озон – аллотропная модификация кислорода.

*Водород* – распространенность в природе, физические и химические свойства, получение в лаборатории и промышленности, применение. Водородотермия. Понятие о выполнении задания «цепочки превращений».

*Кислоты и соли.* Составление формул солей. Соли, используемые в быту.

*Вода.* Физические свойства. Получение дистиллированной воды. Круговорот воды в природе. Проблема техногенного загрязнения водоёмов.

*Растворы.* Растворимость веществ в воде. Зависимость растворимости от температуры и давления. Массовая доля растворенного вещества». Кристаллогидраты.. Растворимость. Факторы, определяющие растворимость. Коэффициент растворимости и массовая доля насыщенного раствора как количественные характеристики растворимости. Решение задач с использованием понятия «растворимость».

*Химические свойства воды.* Получение кислот при взаимодействии оксидов неметаллов с водой. Понятие об основаниях. Получение щелочей при взаимодействии с водой активных металлов или их оксидов. Взаимодействие воды с неметаллами: хлором, серой, фосфором, углеродом, кремнием. Представление о кислотно-основных индикаторах. Расчёты по уравнениям реакций с использованием растворов.

### **Лабораторные опыты**

1. Получение кислорода при разложении кислородсодержащих соединений.
2. Получение водорода и изучение его свойств.
3. Дегидратация медного купороса.
4. Растворение твердых веществ в воде, зависимость от температуры.
5. Распознавание растворов кислот и оснований с помощью индикаторов.

### ***Практические работы***

1. Получение кислорода разложением перманганата калия и изучение свойств кислорода.
2. Приготовление раствора с заданной массовой долей растворенного вещества.

### ***Демонстрации***

1. Горение угля, серы, фосфора и железа в кислороде. 2. Приемы тушения пламени. 3. Получение водорода в аппарате Киппа, горение водорода на воздухе. 4. Восстановление оксида металла водородом. 5. Взрыв гремучего газа. 6. Взаимодействия оксида фосфора (V) с водой. 7. Перегонка воды. 8. Увеличение объема воды при замерзании. 9. Зависимость растворимости соли от температуры. Выпадение кристаллов при охлаждении насыщенного раствора (нитрата калия, алюмокалиевых квасцов, иодида свинца). 10. Взаимодействие натрия с водой. 11. Взаимодействие водяного пара с железом. 12. Гашение извести. 13. Разложение воды электрическим током.

## **Тема 3. Основные классы неорганических соединений (25 ч)**

*Оксиды.* Классификация, взаимодействие с водой, кислотами и щелочами. Взаимодействие между кислотными и основными оксидами.

*Кислоты* – классификация, взаимодействие с металлами, основными оксидами, основаниями и солями. Понятие о ряде напряжений металлов.

*Основания* – классификация, взаимодействие щелочей с кислотными оксидами, кислотами, солями. Разложение оснований, нерастворимых в воде, при нагревании.

*Амфотерные оксиды и гидроксиды*, их взаимодействие с кислотами и щелочами.

Реакция нейтрализации. Кислотно-основные индикаторы.

*Соли* – реакции с кислотами, щелочами, другими солями, металлами. Понятие о средних, кислых, основных, двойных, смешанных, комплексных солях.

Условия, при которых реакция обмена протекает до конца.

Генетическая связь между основными классами неорганических соединений.

Решение задач на «тип соли» и «изменение массы пластинок».

### ***Лабораторные опыты***

1. Химические свойства основных и кислотных оксидов.
2. Условия необратимого протекания реакций обмена.
3. Химические свойства кислот и оснований.
4. Получение осадков нерастворимых гидроксидов и изучение их свойств.
5. Получение амфотерного гидроксида и изучение его свойств.

## 6. Нейтрализация щелочи кислотой в присутствии фенолфталеина.

### *Практическая работа*

Генетическая связь между основными классами неорганических соединений (выполнение цепочки химических превращений).

### *Демонстрации*

1. Знакомство с образцами оксидов.
2. Химические свойства растворов кислот, солей и щелочей. Реакция нейтрализации.
3. Взаимодействие оксида меди с серной кислотой.
4. Взаимодействие карбоната магния с серной кислотой.
5. Осаждение и растворение осадков солей и нерастворимых гидроксидов.

## **Тема 4. Периодический закон Д.И. Менделеева. Строение атома. Химическая связь. Строение веществ в твердом, жидком и газообразном состояниях (25 ч)**

Первые попытки классификации химических элементов. Группа элементов со сходными свойствами. Амфотерные оксиды и гидроксиды на примере бериллия и цинка. Периодический закон и Периодическая система элементов Д.И. Менделеева. Структура Периодической системы химических элементов: малые и большие периоды, группы и подгруппы.

Научный подвиг Д.И. Менделеева. Предсказание свойств еще не открытых элементов.

Планетарная модель строения атома. Атомное ядро. Изотопы.

*Порядковый номер химического элемента* – заряд ядра его атома. Современная формулировка Периодического закона. Распределение электронов в электронных слоях атомов химических элементов 1-3-го периодов. Характеристика химических элементов № 1 – 20 на основании их положения в Периодической системе и строения атомов.

*Металлы и неметаллы* в Периодической системе. Электроотрицательность.

*Ковалентная связь*. Механизм образования. Полярная и неполярная связь. Направленность и насыщенность ковалентной связи. Свойства ковалентных соединений.

*Ионная связь*. Координационное число.

*Металлическая связь*. Представление о водородной связи на примере воды.

*Строение твердых веществ*. Кристаллические и аморфные вещества. Атомные и молекулярные кристаллы. Ионные кристаллы.

### *Лабораторные опыты*

1. Знакомство с образцами металлов и неметаллов.
2. Знакомство со свойствами ковалентных и ионных соединений.
3. Амфотерные свойства гидроксида цинка.

### *Демонстрации*

1. Показ образцов щелочных металлов и галогенов. 2. Получение оксидов некоторых элементов 3-го периода из простых веществ, растворение их в воде и испытание растворов индикаторами. 3. Возгонка иода. 4. Образцы ионных и ковалентных соединений. 5. Модели кристаллических решеток ковалентных и ионных соединений.

**Количество учебных часов 105 (3 часа в неделю)**

Из них: контрольных работ - 5, практических работ – 5, лабораторных опытов – 23.

**Формы тематической аттестации:** контрольные работы.

Форма промежуточной аттестации – годовая оценка по химии (как среднее арифметическое значение четвертных отметок).

### **Средства контроля**

Контрольные и самостоятельные работы учащиеся выполняют по контрольным и проверочным работам к учебнику В.В.Ерёмина «Химия. 8класс» - М: Дрофа 2009г. Контрольные работы разработаны автором для 4 вариантов.

Контрольная работа №1 «Первоначальные химические понятия»

Контрольная работа №2 «Кислород. Водород»

Контрольная работа №3 «Вода. Растворы».

Контрольная работа №4 «Основные классы неорганических соединений»

Контрольная работа №5 «Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева. Строение атома. Химическая связь. Строение веществ в жидком, твёрдом и газообразном состояниях»

### **Учебно-методический комплект и дополнительная литература:**

1. В.В.Ерёмин, Н.Е.Кузьменко, А.А.Дроздов, В.В.Лунин. Химия 8: учебник.-М.: Дрофа, 2018.
1. Кузнецова Н.Е., Лёвкин А.Н. Задачник по химии. 8 класс. – М.: Вентана-Граф, 2010.
2. В.В.Ерёмин, А.А.Дроздов, Г.А Шипарева. Рабочая тетрадь к учебнику В.В.Ерёмин, Н.Е.Кузьменко, А.А.Дроздов, В.В.Лунин. Химия 8 класс.-М.: Дрофа, 2010.
3. Малый химический тренажёр. Технология организации адаптационно-развивающих диалогов. Комплект дидактических материалов. 8-11 классы /И.М.Титова.-М.:Вентана-Граф, 2007.
4. Стёпин Б.Д., Аликбеков Л.Ю. Занимательные задания и эффектные опыты по химии.-М.: Дрофа, 2002.
5. CD: «Неорганическая химия», «Химия для гуманитариев», «Тесты. Химия. 8-11 классы/Н.В.Ширшина.- Волгоград: Учитель, 2010.

### **Список литературы для обучающихся:**

1. Ким Е.П. Химия.8-9классы. Практические работы.-Саратов: Лицей,2009.

2. Лидин Р.А., Маргулис В.Б. Химия. Дидактические материалы.8-9 классы. –М.: Дрофа, 2002.

3. Суровцева Р.П., Софронов С.В. Задания для самостоятельной работы по химии в 8 классе: Книга для учителя.-.М.: Просвещение, 2005

4.Радецкий А.М., Горшкова В.П. Дидактический материал по химии.8-9 классы.-.М.: Просвещение, 2005

### **Список дополнительной литературы, учебно-наглядного оборудования и электронных учебников:**

- Назарова Т.С., Куприянова Н.С. Таблицы по химии для общеобразовательной школы.- М.: Варсон,2006
- Власенко К.К., Кузнецова Л.В.Серия учебных таблиц по химии.- М.:Учебная книга БИС, 2006
- Назарова Т.С., Лаврова В.Н. Справочно-инструктивные таблицы по химии.- М.: Школьная пресса,2007
- Открытая химия., автор курса - профессор МФТИ, академик РАЕН В.В.Зеленцов. – ООО «Физикон», 2002.
- Intel. Обучение для будущего., Microsoft., 2006.
- Репетитор по химии Кирилл и Мефодия. – ООО «Кирилл и Мефодий», 2006.
- КПК – 2007. «Теория и методика обучения химии»., ЧРИО, кафедра ЕНД, 2007.
- Электронная библиотека «Просвещение».Химия. – М.: Просвещение 2002.

### **СОДЕРЖАНИЕ УЧЕБНОГО КУРСА «Химия-9»**

#### **ТЕМА 1: «Химическая реакция» - 40 ч:**

Обобщающие семинары-практикумы по свойствам основных классов неорганических соединений, решение задач изученных типов.

Контрольная работа № 1 «Повторение по курсу химии 8 класса».

Понятие энтальпии и энтропии как движущих факторах протекания химических реакций. Понятие о средней скорости химической реакции и факторах, её определяющих (объяснение с позиции АМТ), площадь соприкосновения реагирующих веществ для гетерогенных реакций (понятие гомогенной и гетерогенной реакции), присутствие катализатора (понятие катализа), механизмы катализа – адсорбционный (понятие адсорбции и абсорбции) и теория промежуточных соединений, понятие ингибитора); практическое применение учения о скорости химических реакций.

Классификация реакций по признаку обратимости, условия протекания реакций «до конца», прямые и обратные реакции; понятие о химическом равновесии как состоянии равенства скоростей прямой и обратной реакций;

динамический характер химического равновесия и его смещение в соответствии с принципом Ле Шателье, влияние температуры, давления, присутствия катализатора на смещение химического равновесия; практическое значение учения о химическом равновесии для химической технологии и медицины; здоровье человека как равновесное состояние биохимических процессов.

Контрольная работа № 2 по темам «Химическая термодинамика и кинетика. ОВР.»

Понятие об электролитах и неэлектролитах, электролитической диссоциации, механизм ЭД веществ с ионной и ковалентной полярной связью; теория электролитической диссоциации Аррениуса (ТЭД), электролитическая диссоциация кислот, щелочей, солей; уравнения диссоциации, реакции ионного обмена и условия их протекания; свойства основных классов неорганических соединений с позиции ТЭД;

ионные уравнения; гидролиз солей; качественные реакции на ионы:  $Al^{3+}$ ,  $Cu^{2+}$ ,  $Ba^{2+}$ ,  $Ag^+$ ,  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $CO_3^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $S^{2-}$ ,  $PO_4^{3-}$ ,  $SiO_3^{2-}$ ,  $H^+$ ,  $OH^-$

расчёты по уравнениям реакций с участием растворов, в том числе расчёты «на избыток-недостаток».

Практическая работа № 1 по теме «Свойства основных классов неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации».

Практическая работа № 2 по теме «Качественные реакции на ионы».

Активизация знаний по теме «Окислительно-восстановительные реакции» и навыков составления уравнений ОВР.

Понятие электролиза как окислительно-восстановительной реакции, протекающей с участием электрического тока; отрицательный электрод – катод – в роли восстановителя, положительный электрод – анод – в роли окислителя; электролиз расплавов как процесс разложения сложного вещества на простые, соответствующие элементному составу сложного вещества; естественнонаучное и практическое значение электролиза; понятие гальванопластики и гальваностегии, очистка металлов рафинированием.

Понятие практического выхода химической реакции: массовая доля выхода, объёмная доля выхода газообразных продуктов; расчёт выхода, массы или объёма продукта реакции с учётом выхода, массы или объёма исходного вещества, необходимого для получения требуемого количества продукта реакции с учётом выхода.

Контрольная работа № 3 по темам «Теория электролитической диссоциации», «Электролиз».

## ДЕМОНСТРАЦИОННЫЕ ОПЫТЫ:

- 1 - «Факторы, влияющие на скорость химических реакций»;
- 2 – «Смещение химического равновесия под влиянием внешних воздействий».
- 3 – «Электрическая проводимость растворов»;
- 4 – «Электролиз растворов сульфата меди и иодида калия».

### Лабораторные опыты:

- 1 – «Условия протекания до конца реакций ионного обмена»;
- 2 – «Гидролиз солей»;
- 3 – «Качественные реакции на катионы»;
- 4 – «Качественные реакции на анионы».

## ТЕМА 2: «ОБЩИЙ ОБЗОР ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ» - 12ч:

Особенности строения атомов металлов, положение металлов в Периодической системе, закономерности изменения металлических свойств в периодах и группах, причины проявления данных закономерностей; активизация знаний о металлической связи, объяснение физических свойств металлов – металлического блеска, электропроводности, теплопроводности, ковкости – с позиции особенностей металлической связи; сравнение металлической связи с ионной и ковалентной; твёрдость, плотность, порядок величин температур кипения и плавления металлов, примеры металлов с максимальным и минимальным выражением данного физического свойства; понятие о сплавах, типы сплавов – твёрдые растворы внедрения и замещения, интерметаллиды, примеры сплавов и сферы их применения; общие принципы получения металлов: водородотермия, пирометаллургия, электролиз растворов и расплавов соединений, металлотермия, алюмотермия, гидрометаллургия, восстановление аммиаком; понятие о стандартном электродном потенциале как количественной характеристике восстановительной активности металла, составляющие  $E_0$ : энергия ионизации, энергия разрушения кристаллической решётки металла, энергия гидратации ионов металла в растворе; электрохимический ряд напряжений металлов, аномальное положение лития в ряду напряжений; химические свойства металлов в соответствии с положением металла в ряду напряжений: взаимодействие с простыми окислителями (неметаллами) – кислородом, водородом, галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием, активизация знаний о бинарных соединениях- оксидах, пероксидах, надпероксидах, гидридах, галогенидах, сульфидах, нитридах, фосфидах, карбидах (типа метанидов и типа ацетиленидов), силицидах, водный и кислотный гидролиз бинарных соединений металлов;



взаимодействие металлов с водой, кислотами-неокислителями и кислотами-окислителями, взаимодействие амфотерных металлов со щелочами, реакции с солями менее активных металлов, примеры взаимодействия металлов с окислителями разной природы; основной характер оксидов и гидроксидов типичных металлов; активизация знаний о свойствах основных оксидов и оснований;

Особенности строения атомов неметаллов, закономерности изменения неметаллических свойств в ПСХЭ, причины проявления этих закономерностей, понятие аллотропии на примерах дикислорода и озона, ромбической, пластической и моноклинной серы, белого, красного и чёрного фосфора, алмаза, графита, карбина, аморфного и кристаллического кремния, краткий обзор физических свойств простых веществ-неметаллов, основные способы получения хлора, серы, азота, фосфора, кремния с позиции ОВР; общие химические свойства неметаллов: взаимодействие с кислородом, с водородом, с другими неметаллами, с водой, со щелочами, с кислотами-окислителями и другими окислителями, активизация знаний о взаимодействии неметаллов с металлами; кислотный характер оксидов и гидроксидов неметаллов, активизация знаний о свойствах кислотных оксидов и кислот; решение комбинированных задач с использованием уравнений реакций по получению и химическим свойствам неметаллов, в том числе решение задач «на примеси».

#### ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ:

3 – «Химические свойства металлов и их соединений»;

4 – «Химические свойства неметаллов и их соединений»;

#### КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 4 «Общий обзор простых веществ».

#### ТЕМА 3: ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ» - 20ч:

Галогены: положение в ПСХЭ, сравнительная характеристика строения атомов и физических свойств галогенов, получение хлора электролизом расплава и раствора хлорида натрия, взаимодействием концентрированной соляной кислоты с оксидом марганца-4, перманганатом калия, хлоратом калия; химические свойства галогенов: высокая окислительная активность в реакциях с металлами, другими неметаллами, восстановителями (окисление хлором хлорида железа-2, вытеснение менее активных галогенов из солей более активными галогенами), отсутствие прямого взаимодействия с кислородом; взаимодействие галогенов с водой и щелочами; важнейшие соединения хлора: хлороводород, соляная кислота (место в классификации кислот, диссоциация, действие на индикаторы, взаимодействие с активными металлами, основными оксидами, основаниями, солями более слабых кислот, качественная реакция на хлорид-ион, получение хлороводорода прямым взаимодействием водорода и хлора и действием концентрированной серной

кислоты на хлориды); хлориды – взаимодействие с серной кислотой, щелочами, другими солями, металлами, отношение к гидролизу.

Сера: положение в ПСХЭ, строение атома, валентные возможности, шкала степеней окисления; аллотропия серы: ромбическая, пластическая и моноклинная сера – условия взаимоперехода, различия в строении, физических свойствах, устойчивость; получение серы из самородных месторождений методом флотации и из металлургических выбросов; химические свойства: горение, взаимодействие с водородом, с металлами, с углеродом, с фосфором, с хлором, со щелочами при кипячении, с кислотами-окислителями; применение серы в технике (вулканизация резины) и в медицине (лечение кожных заболеваний); сероводород: получение из серы и сульфидов, восстановительные свойства, горение при избытке и недостатке кислорода, взаимодействие с солями тяжёлых металлов, термическая нестойкость, ядовитое действие на живые организмы вследствие высокого сродства к металлопротеидным центрам биохимических структур; оксиды серы: кислотные свойства, окислительно-восстановительная двойственность оксида серы-4 и окислительные свойства оксида серы-6, получение  $SO_2$  горением серы и сероводорода, из сульфитов; получение  $SO_3$  окислением  $SO_2$ ; сернистая кислота как неустойчивая кислота средней силы, сульфиты и гидросульфиты, взаимопереход; серная кислота: место в классификации кислот, получение контактным способом, общекислотные свойства разбавленной  $H_2SO_4$ , окислительные свойства концентрированной серной кислоты, её водоотнимающее действие, правила разбавления серной кислоты, первая помощь при сернокислотных ожогах; свойства сульфатов как типичных солей; качественные реакции на ионы  $S^{2-}$ ,  $SO_3^{2-}$ ,  $SO_4^{2-}$ ; биологическая роль серы.

Азот: положение в ПСХЭ, строение атома, анализ валентных возможностей, шкала степеней окисления, строение молекулы с позиции учения о ковалентной связи и  $sp$ -гибридизации, получение азота из жидкого воздуха и нитрита аммония; физические и химические свойства азота: взаимодействие с кислородом, водородом и щелочно-земельными металлами; аммиак: получение из азотоводородной смеси и солей аммония, строение молекулы с позиции  $КС$  и  $sp^3$ -гибридизации, физические и химические свойства: электроннодонорные – взаимодействие с водой и кислотами, восстановительные – горение, каталитическое окисление, взаимодействие с оксидами металлов; сравнительная характеристика оксидов азота: безразличный характер  $N_2O$  и  $NO$ , кислотные свойства  $N_2O_3$ ,  $NO_2$  и  $N_2O_5$ ; окислительная активность оксида азота-4, его димеризация при охлаждении; получение оксидов азота; азотная кислота – общекислотные и окислительные свойства, промышленное получение из аммиака и селитры; соли аммония и нитраты – общесолевые и специфические свойства (отношение к нагреванию), качественные реакции на ионы  $NH_4^+$  и  $NO_3^-$ ; биологическая роль азота. общая характеристика подгруппы азота.

Фосфор: положение в ПСХЭ, строение атома, анализ валентных возможностей по сравнению с азотом, химизм промышленного получения

фосфора, характеристика получения, свойств и особенностей строения аллотропных модификаций фосфора – белого, красного и чёрного, их взаимный переход и устойчивость; химические свойства фосфора: восстановительные – с кислородом, хлором, серой, кислотами-окислителями, хлоратом калия; окислительные – с металлами; взаимодействие фосфора с водой и щелочами; фосфин: получение из фосфидов, самовоспламенение, основной характер, восстановительная активность; оксид фосфора-5 как типичный представитель кислотных оксидов; ортофосфорная кислота: ступенчатая диссоциация, образование кислых и средних солей, общекислотные свойства, получение, применение в производстве удобрений и инсектицидов; соли ортофосфорной кислоты: образование дигидроортофосфатов и гидроортофосфатов, их переход друг в друга и в средние соли, общесолевые свойства фосфатов: взаимодействие с серной кислотой, со щелочами и другими солями, гидролиз, качественная реакция на фосфат-ион; понятие о минеральных удобрениях; биологическая роль фосфора.

Углерод: положение в ПСХЭ, строение атома, анализ валентных возможностей; аллотропные модификации углерода – алмаз, графит, карбин, фуллерен, тип гибридизации углерода в каждой из них и соответствующие особенности строения и свойств, возможности взаимного перехода; химические свойства углерода: окислительные – с металлами, водородом, кремнием; восстановительные – с кислородом, хлором, серой, кислотами-окислителями, оксидами металлов, водяным паром; метан – получение из карбида алюминия, горение, безразличный характер при растворении; сравнительная характеристика оксидов углерода – 2 и 4: строение молекул, получение: CO – из муравьиной кислоты и при неполном сгорании угля, CO<sub>2</sub> – при горении углеродсодержащих веществ в избытке кислорода, из карбонатов под действием кислот и нагревания; безразличный характер CO и кислотный характер CO<sub>2</sub>, взаимодействие CO с расплавом щёлочи, CO<sub>2</sub> – с растворами щелочей с образованием карбонатов и гидрокарбонатов, с водой, с основными оксидами, восстановительные свойства CO (восстановление металлов из оксидов) и слабые окислительные свойства CO<sub>2</sub> (горение магния в атмосфере углекислого газа), физиологическое действие: блокирование гемоглобина оксидом углерода-2, возбуждение дыхательного центра оксидом углерода-4; угольная кислота как слабая двухосновная и неустойчивая кислота; карбонаты – общесолевые свойства (взаимодействие с кислотами, щелочами, другими солями, гидролиз), специфика: переход в гидрокарбонаты под действием углекислого газа и воды, разложение при нагревании карбонатов 2-х валентных металлов, качественная реакция на карбонат-ион; переход гидрокарбонатов в карбонаты при нагревании и под действием щелочей; биологическая роль углерода; общая характеристика подгруппы углерода.

Кремний: положение в ПСХЭ, строение атома, валентные возможности, получение из оксида кремния-4 восстановлением магнием и углем, аллотропия – аморфный и кристаллический кремний, их взаимный переход при перекристаллизации; химические

свойства простого вещества: окислительные – с металлами, восстановительные – с кислородом, хлором, углеродом, щелочами, водяным паром, смесью азотной и плавиковой кислот; силан – получение из силицидов, способность к самовоспламенению, безразличный характер при растворении; оксид кремния-4 как представитель кислотных оксидов: взаимодействие со щелочами, кислотными оксидами, карбонатами и сульфитами, отсутствие реакции с водой вследствие полимерной структуры; кремниевая кислота как самая слабая и практически нерастворимая, её взаимодействие со щелочами как единственное практически осуществимое свойство кремниевой кислоты; силикаты – взаимодействие с кислотами (качественная реакция на силикат-ион), со щелочами и другими солями, гидролиз; биологическая роль кремния).

Демонстрационные опыты:

5) Получение хлора взаимодействием концентрированной соляной кислоты с перманганатом калия и его взаимодействие с медью, железом, фосфором, иодидом калия, бромидом калия, обесцвечивание органического красителя в атмосфере хлора;

6) Получение хлороводорода взаимодействием концентрированной серной кислоты с хлоридом натрия, растворение хлороводорода в воде, действие раствора на индикаторы.

7) Взаимный переход ромбической и пластической серы;

8) Получение аммиака, его взаимодействие с соляной кислотой и водой, действие гидроксида аммония на индикаторы;

9) Качественная реакция на нитрат-ион;

Лабораторные опыты:

5) Общекислотные свойства серной кислоты;

6) Качественные реакции на сульфат-, сульфит- и сульфид-ионы, общесолевые свойства сульфатов;

7) Общесолевые свойства солей аммония, качественная реакция на ион аммония;

8) Общекислотные свойства азотной кислоты;

9) Общесолевые свойства нитратов;

10) Свойства ортофосфатов: общесолевые, переход в кислые соли, качественная реакция на ортофосфат-ион;

11) Свойства карбонатов: общесолевые, переход в гидрокарбонаты и обратный, качественная реакция;

12) Свойства силикатов: общесолевые, качественная реакция на силикат-ион;

13) Общекислотные свойства соляной кислоты, качественная реакция на хлорид-ион;

14) Качественная реакция на бромид- и иодид-ионы.

Практические работы № 5 «Экспериментальное решение задач по теме «Соединения неметаллов» и № 6 «Получение газов – аммиака и оксида углерода-4 – и подтверждение их свойств».

КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 5 по теме «Химия неметаллов».

#### ТЕМА 4: «ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ» - 12 ч:

Щелочные металлы: положение в ПСХЭ, особенности строения атомов, сравнительная характеристика физических свойств и химической активности; получение натрия электролизом расплавов галогенидов; химические свойства: взаимодействие с кислородом (взаимопереход оксидов и пероксидов), с водородом, с галогенами, с серой, с фосфором, отсутствие прямого взаимодействия с азотом (кроме лития), получение нитридов через высокотемпературное взаимодействие с аммиаком; реакции с водой, кислотами-неокислителями и кислотами-окислителями, с расплавами солей; важнейшие соединения щелочных металлов – оксиды, пероксиды и надпероксиды, гидроксиды как типичные представители щелочей (взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами, солями, амфотерными веществами, неметаллами), общие свойства солей щелочных металлов. качественные реакции на ионы натрия и калия; применение щелочных металлов, их биологическая роль.

Щелочноземельные металлы: положение в ПСХЭ, особенности строения атомов, сравнительная характеристика физических свойств и химической активности; получение кальция электролизом расплавов галогенидов; химические свойства: взаимодействие с кислородом, водородом, серой, азотом, фосфором, получение карбида кальция взаимодействием оксида кальция с коксом, реакция магния с кремнием; взаимодействие с водой, кислотами-неокислителями и кислотами-окислителями, расплавами солей; оксиды щелочноземельных металлов как типичные представители основных оксидов (взаимодействие с кислотами, водой, кислотными оксидами); гидроксиды щелочноземельных металлов как представители щелочей: взаимодействие с кислотами, кислотными оксидами, солями; общие свойства солей щелочноземельных металлов, качественные реакции на ионы кальция и бария; особенности свойств магния, его оксида и гидроксида по сравнению со щелочноземельными металлами: отсутствие взаимодействия с водородом, водой, окисление при повышенной температуре, отсутствие взаимодействия оксида магния с водой, гидроксид магния как нерастворимое основание; применение щелочноземельных металлов и их биологическая роль; жёсткость воды (карбонатная – временная, некарбонатная – постоянная), снижение карбонатной жёсткости кипячением, известкованием и действием соды, снижение некарбонатной жёсткости озонированием и катионитным обменом; отрицательные последствия от применения жёсткой воды в технике и быту, влияние жёсткой воды на здоровье человека.

Алюминий: положение в ПСХЭ, строение атома, физические свойства, получением электролизом оксида и металлотермией, химические свойства: взаимодействие с кислородом, галогенами, серой, углеродом, водой в особых условиях, кислотами-неокислителями, пассивное состояние алюминия в концентрированных серной и азотной кислотах, взаимодействие с разбавленной азотной кислотой, с солями менее активных металлов, алюмотермия, реакция со щелочами (как типичного амфотерного металла);

оксид алюминия: получение окислением алюминия и прокаливанием гидроксида, амфотерность, взаимодействие с кислотами и со щелочами; гидроксид алюминия: получение из растворимых солей алюминия взаимодействием с гидроксидом аммония, амфотерный характер: взаимодействие с кислотами и щелочами; общие свойства солей алюминия, качественная реакция на катион алюминия, применение алюминия, его биологическая роль.

Железо: положение в ПСХЭ, строение атома, валентные возможности, получение железа пирометаллургическими способами; аллотропные модификации железа; физические свойства, взаимодействие с кислородом, галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием, водой в присутствии кислорода и с водяным паром; кислотами-неокислителями, разбавленной азотной кислотой, переход железа в пассивное состояние в концентрированных азотной и серной кислотах; взаимодействие с солями менее активных металлов; оксид железа-2: получение из гидроксида железа-2, основность, взаимодействие с кислотами и кислотными оксидами; гидроксид железа-2: получение взаимодействием растворимых солей 2-х валентного железа со щелочами, взаимодействие с кислотами, разложение при нагревании, окисление в гидроксид железа-3; оксид железа-3: получение из гидроксида железа-3, амфотерные свойства – взаимодействие с кислотами и щелочами, преобладание в свойствах основности; гидроксид железа-3: получение взаимодействием растворимых солей 3-х валентного железа со щелочами, амфотерность с преобладанием основности- реакции с кислотами и щелочами; восстановительные свойства соединений 2-х валентного железа и окислительные свойства соединений 3-х валентного железа; качественные реакции на соединения 2-х и 3-х валентного железа (со щелочами и гексацианоферратами); применение железа, биологическая роль.

Коррозия металлов: понятие, виды (химическая и электрохимическая), сущность каждого вида коррозии, способы борьбы с явлением коррозии: защитные покрытия — окрашивание, лакировка, оцинковывание, хромирование, лужение, анодирование, протекторная защита, электрозащита, ингибиторы коррозии.

Демонстрационные опыты:

12) Взаимодействие натрия с водой;

13) Изменение окраски пламени ионами натрия и калия;

14) Изменение окраски пламени ионами кальция и бария;

15) Взаимодействие алюминия с кислотами и щелочами, термическая прочность оксидной плёнки на алюминии;

16) Примеры коррозии металлов под действием окружающей среды.

Лабораторные опыты:

16) Свойства щелочей на примерах гидроксидов натрия и калия;

17) Свойства оксида кальция как типичного представителя основных оксидов: взаимодействие с водой и с кислотами;

18) Получение гидроксида алюминия и подтверждение его амфотерных свойств;

19) Качественные реакции на ионы 2-х и 3-х валентного железа;

Практическая работа № 7: «Экспериментальное решение задач по теме «Соединения металлов».

Контрольная работа № 6 по теме «Химия металлов».

ТЕМА 5 « Первоначальные сведения об органических веществах» - 17ч

Предмет органической химии. Органическая химия как химия соединений углерода. Особенности строения и свойств органических соединений. Химическое строение как порядок связи атомов в молекуле с учётом их валентности.

Органические соединения, особенности их строения и свойств, причины многообразия.

Углеводороды. Углеводороды в природе: природный и попутный нефтяной газы, нефть. Переработка нефти и природного газа.

Метан и этан, химическое строение молекул. Химические свойства: горение, крекинг и пиролиз метана, дегидрирование этана в этилен. Двойная связь. Понятие о реакциях присоединения (на примере взаимодействия этилена с бромной водой), полимеризации. Полиэтилен, его применение. Качественная реакция на  $\pi$ -связь.

Кислородсодержащие органические вещества. Гидратация этилена в этанол. Этиловый спирт, его состав, физические свойства, действие на организм человека, применение. Понятие о радикале и функциональной группе (на примере гидроксогруппы OH). Метанол. Проблема алкоголизма, борьба с ним.

Многоатомные спирты на примере глицерина. Применение глицерина. Качественная реакция на многоатомные спирты.

Окисление этилового спирта в уксусную кислоту. Её состав, понятие о карбоксильной группе. Свойства уксусной кислоты, общие со свойствами неорганических кислот. Понятие о реакции этерификации и сложных эфирах. Стеариновая кислота как представитель жирных кислот.

Жиры как производные глицерина и жирных кислот. Гидролиз жиров, его значение для жизнедеятельности живых организмов. Биологическая роль жиров.

Понятие об углеводах. Глюкоза. Фотосинтез, его биологическая роль. Полисахариды: крахмал и целлюлоза, их гидролиз в природе и в промышленности.

Азотсодержащие органические вещества. Аминокислоты как природные производные карбоновых кислот. Функциональная аминогруппа  $\text{NH}_2$ -. Понятие о полипептидах, их образование от аминокислот.

Белки – важнейшие вещества живой природы. Функции и свойства белков. Качественные реакции на белки (биуретовая, ксантопротеиновая). Понятие о биотехнологии.

Значение органической химии для повседневной жизни человека (конференция).

Демонстрационные опыты:

- 18 « Модели молекул органических веществ».
- 19 «Получение этилена деполимеризацией полиэтилена».
- 20 «Горение этилена».
- 21 «Действие этилена на бромную воду и перманганат калия».
- 22 «Горение спирта».
- 23 «Качественная реакция на многоатомные спирты».
- 24 «Качественные реакции на крахмал и белки».
- 25 «Реакция «серебряного зеркала» с участием глюкозы».
- 26 «Денатурация белка».

Лабораторные опыты:

- 14 «Изготовление молекул органических веществ».
- 15 «Качественная проба на крахмал».

Практическая работа № 8 «Схожесть химических свойств органических и неорганических кислот на примере уксусной кислоты».

Практическая работа № 9 «Распознавание органических веществ».

Контрольная работа № 7 «ИТОГОВОЕ ТЕСТИРОВАНИЕ теме «Первоначальные сведения об органических веществах».

РЕЗЕРВ ВРЕМЕНИ – 1ч.

В ХОДЕ ИЗУЧЕНИЯ КУРСА ХИМИИ 9 КЛАССА УЧАЩИЕСЯ ВЫПОЛНЯЮТ ОБЯЗАТЕЛЬНУЮ ТВОРЧЕСКУЮ РАБОТУ РЕФЕРАТИВНОГО ПЛАНА ПО ХАРАКТЕРИСТИКЕ ОДНОГО ИЗ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ.

ПЛАН:

история открытия, объяснение значения названия, природные соединения – формулы, местонахождение важнейших месторождений; химизм промышленного и лабораторного получения; физические свойства простого вещества (характеристика аллотропных модификаций); характеристика элемента по ПСХЭ, формулы атома, анализ валентных возможностей; химические свойства простого вещества и его важнейших соединений в соответствии с классификационной принадлежностью и окислительно-восстановительными возможностями (уравнения реакций – с ионной формой, электронным балансом, переходом электронов, указанием типа реакции и названий продуктов); применение соединений элемента, его биологическая роль и медицинское значение; подборка задач с решениями с использованием уравнений реакций по свойствам элемента и его соединений.

ИТОГ РАБОТЫ ПРЕДСТАВЛЯЕТСЯ В ВИДЕ ЗАЩИТЫ САМОСТОЯТЕЛЬНО ВЫПОЛНЕННОЙ КОМПЬЮТЕРНОЙ ПРЕЗЕНТАЦИИ.



## ЛИТЕРАТУРА

(издания, отмеченные знаком \*, рекомендуются как учителю, так и обучающимся)

1. Бобкова Л. Г., Криволапова Н. А. Основные направления организации профильного обучения в Курганской области. – ИПКиПРО, 2003.
2. \* Брехман И. И. Человек и биологически активные вещества. – М.: Наука, 1981.
3. \* Вадковская И. К., Лукашев К. И. Химические элементы и жизни в биосфере. – Минск, 1981.
4. Войткевич Н. Н. Кружки. Факультативы. Элективные курсы. – ИПКиПРО, 2004.
5. \* Кузьменко Н. Е. Еремин В. В., Попков В. А. Начала химии. Современный курс для поступающих в ВУЗы. – М.: Экзамен, 2000.
6. \* Крылов Ю. Ф., Смирнов П. А. Путешествие в мир фармакологии. – М.: Знание, 1988
7. \* Манолов К. В. Великие химики. – М.: Мир, 1960.
8. Методика преподавания химии: учебное пособие для студентов пед. институтов по специальности химия и биология/ под ред. Кузнецовой Н. Е. – М.: Просвещение, 1984.
9. \* Огрызков Н. И. Лекарства завтрашнего дня. – М.: Медицина, 1970.
10. Оксенгендлер Г. И. Яды и противоядия. – М.: Наука, 1982.
11. Программы для общеобразовательных учреждений: Химия – 8-11 классы. – М.: Дрофа, 2002.
12. Пузаков С. А., Попков В. А. Пособие по химии для поступающих в ВУЗы. Программы. Вопросы, упражнения, задачи. Образцы экзаменационных билетов. – М.: Высш. шк., 1999.
13. \* Розен Б. Я. Химия – союзник медицины. – М.: Медицина, 1976.
14. Слесарев В. И. Основы химии живого: Учебник для вузов. – 2-е изд. – СПб: Химиздат, 2001.
15. Степин Б. Д. Цветков А. А. Неорганическая химия: Учеб. для хим. и химико-технол. спец. вузов. – М.: Высшая шк., 1994.
16. Федеральный компонент государственно стандарта общего образования. Химия/Министерство образования Российской Федерации. – М., 2004.
17. \* Федоров Л. Ю. Рассказы о ядах, противоядиях, лекарствах и ученых. – М.: Знание, 1978.
18. Чернобельская Г. М. Основы методики обучения химии. – М.: Просвещение, 1987.
19. Я иду на урок химии: Летопись важнейших открытий в химии. XVII-XIX вв.: книга для учителя. – М.: Изд-во «Первое сентября», 2000.

## Электронные учебные и наглядные пособия

1. Химия 8 – 11. Мультимедийное пособие нового образца. Библиотека наглядных электронных пособий «Просвещение». Министерство образования Российской Федерации, ГУРЦ ЭМТО, «Кирилл и Мефодий», 2003.

2. Виртуальная лаборатория. Мультимедийное пособие нового образца. Библиотека наглядных электронных пособий «Просвещение». Министерство образования Российской Федерации, ГУРЦ ЭМТО, «Кирилл и Мефодий», 2003.

### Видеокассеты:

Современный гуманитарный университет:

Собрание демонстрационных опытов для средней общеобразовательной школы.

«Школьный химический эксперимент»

**МУЛЬТИМЕДИА** – поддержка курса:

Химия. Мультимедийное пособие нового образца. 8 класс. - М.: Просвещение-Медиа, 2003.

Виртуальная школа Кирилла и Мефодия «Уроки химии 8-9 класс» - М; ООО «Кирилл и Мефодий» 2005г

### Печатные пособия.

Таблицы: Таблица растворимости. Таблица Д.И. Менделеева. Таблица правил Т.Б. «Химические реакции» «Строение вещества» Относительная Э.О. элементов главных подгрупп Окисление-восстановление Схема процессов О.В.Р. Ионная связь. Ковалентная связь. Металлическая связь и кристаллическая решетка. Типы кристаллических решеток. Соотношение типов химической связи. Распространенность химических элементов по Вернадскому. Строение атома и периодический закон ДИМа. Атомные радиусы элементов 1-4 периодов. Растворы и смеси. Приготовление растворов. Электропроводность растворов (с. сл. электролитов и неэлектролитов). Очистка воды ионообменным способом. Кислород в природе. Кислотно-основные свойства оксидов. Амфотерные гидроксиды

Масса и объем 1 моль разных газов. Скорость химической реакции

### Технические средства обучения:

Компьютер мультимедийный;

Мультимедийный проектор;

Экран проекционный

### Учебно-практическое и учебно-лабораторное оборудование:

1. Приборы и приспособления

2. Реактивы и материалы: комплект реактивов для базового уровня.

### Натуральные объекты.

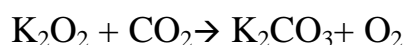
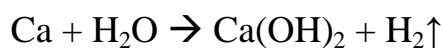
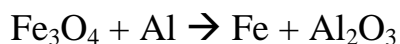
## **Предметные коллекции**

## Вариант 1

1. Используя рисунок, выполните задания:



- 1.1. Какой должна быть масса человека, чтобы его организм содержал 8280 г элемента углерода?
  - 1.2. Сколько атомов углерода содержит масса углерода, указанная в предыдущем задании?
  - 1.3. Во сколько раз содержание углерода в организме человека больше, чем азота, по количеству вещества элементов?
2. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, приводящих к получению простых веществ, соответствующих биогенным элементам:



3. Задача

Один из видов хлорофилла имеет относительную молекулярную массу 610 и содержит 68,85% углерода, 4,92% водорода, 13,11% кислорода, 9,18% азота и магний. Определите его формулу.

## Вариант 2

1. Используя рисунок, выполните задания:



- 1.1. Какой должна быть масса человека, чтобы его организм содержал 2 100 г элемента азота?
- 1.2. Сколько атомов азота содержит масса азота, указанная в предыдущем задании?
- 1.3. Во сколько раз содержание азота в организме человека меньше, чем кислорода, по количеству вещества элементов?
2. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций, приводящих к получению простых веществ, соответствующих биогенным элементам:  
$$\text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{ТОК}} \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2\uparrow$$
$$\text{Pb}(\text{N}_3)_2 \rightarrow \text{Pb} + \text{N}_2$$
$$\text{CH}_4 \xrightarrow{\text{t}} \text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2$$
$$\text{MnO}_2 + \text{C} \xrightarrow{\text{t}} \text{Mn} + \text{CO}$$
$$\text{NaI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{NaCl} + \text{I}_2$$
3. Задача:

**Красящий пигмент крови гематин имеет состав: углерод – 64,6%, водород – 5,2%, кислород – 12,6%, азот – 8,8% и железо. Относительная молекулярная масса гематина равна 633. Определите формулу гематина/**

**Критерии оценивания:**

**Задание 1 :** по 1 баллу за каждый правильный ответ в пунктах 1.1, 1.2, 1.3, максимум 3 балла.

**Задание 2:** по 1 баллу за каждое верно составленное уравнение, максимум 5 баллов.

**Задание 3:** 3 балла за правильно выведенную формулу; 1 балл, если правильно рассчитаны количества вещества элементов.

**Нормы оценивания:**

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 балло4 (хорошо): 74 – 64% выпоненя;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).

## Контрольная работа № 2

L вариант	II вариант
1. Задача:	
По уравнению реакции $2Al + 3H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$ рассчитайте массу серной кислоты, которая необходима для получения сульфата алюминия массой 51,3г.	По уравнению реакции $2Al + 3CuCl_2 \rightarrow 2AlCl_3 + 3Cu$ рассчитайте массу хлорида меди (II), необходимую для получения хлорида алюминия массой 53,4г.
2. Задача:	
Какую массу хлорида натрия необходимо добавить в 180г 15%-ного раствора этой соли для получения 25%-ного раствора?	Какую массу 70%-ного раствора уксусной кислоты и какой объём воды необходимо взять для получения 140г 20%-ного раствора уксусной кислоты?
3. Составить уравнения реакций:	
$P + O_2$ $C_4H_{10} + O_2$ $K + H_2O$ $SO_2 + H_2O$ $Cu + AgNO_3$	$Ca + H_2O$ $Al + O_2$ $H_2S + O_2$ $Na + H_3PO_4$ $BaO + H_2O$
4. Составить формулы солей:	
Нитрат магния Хлорид свинца (II) Сульфат натрия Силикат бария Фторид алюминия	Сульфит кальция Сульфат меди (I) иодид серебра фосфат магния сульфид алюминия
5. Назвать соли:	
$Ag_2CO_3$ $CaBr_2$ $K_3PO_4$ $FeS$ $AuCl_3$	$Hg(NO_3)_2$ $Na_2SiO_3$ $PbSO_4$ $FeCl_3$ $ZnCO_3$

Критерии оценивания:

Задание 1:

правильно рассчитано количество исходного вещества -1б;

правильно выполнен переход от количества исходного вещества к количеству искомого вещества через молярное соотношение – 1б;

правильно произведён переход от количества искомого вещества к его массе – 1б;

максимум – 3б.

Задание 2:

3 балла в случае правильного решения задачи (любой способ решения); при общем ошибочном решении -1 балл, если правильно используется формула расчёта массовой доли.

Задание 3:

по 1 баллу за каждое правильно составленное уравнение реакции (0,5 балла, если продукты составлены верно, но коэффициенты ошибочны):

максимально 5 баллов.

Задание 3: по 0,5 балла за каждую правильно составленную формулу, максимум 2,5балла.

Задание 4: по 0,5 балла за каждое правильно приведённое название, в случае неуказания валентности при её необходимости – 0,25 балла; максимум – 2,5 балла.

Нормы оценивания -

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 баллов (хорошо): 74 – 64% выполнения;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).



I вариант	II вариант
Решите задачи	
1. Как приготовить 60г 4%-ного раствора нитрата натрия?	1. Как приготовить 400г 5%-ного раствора карбоната натрия?
2. Какую массу воды надо добавить к 200г 25%-ного раствора соли, чтобы раствор стал 10%-ным?	2. Какую массу воды надо выпарить из 500г 8%-ного раствора соли, чтобы раствор стал 16%-ным?
3. Какую массу соли надо добавить к 500г 10%-ного раствора этой же соли, чтобы раствор стал 12%-ным?	3. Как приготовить 200 г 3%-ного раствора пероксида водорода разбавлением 30%-ного раствора пероксида водорода?
4. Какие массы 25%-ного и 5%-ного растворов серной кислоты потребуются смешать для приготовления 200г 8%-ного раствора?	4. Вычислите массу никелевого купороса $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ и объём воды, необходимые для получения 1520г 10%-ного раствора сульфата никеля
5. Восстановите уравнения реакций, укажите типы реакций:	
$\rightarrow 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	$\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 + \dots$
$\text{Na} + \dots \rightarrow \text{NaOH} + \dots$	$\text{Fe} + \dots \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{H}_2\uparrow$
$\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2$	$\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3$
$\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$	$\dots + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{KOH}$
$\dots + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$\text{BeCl}_2 + \dots \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$
$\text{BeO} + \text{NaOH} \rightarrow$	$\dots + 2\text{HCl} \rightarrow \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Критерии оценивания:

Задание 1: 1 балл в случае правильно рассчитанной массы соли и объёма воды; 0,5 балла, если не произведён переход от массы воды к её объёму.

Задания 2 и 3: по 2 балла в случае правильного решения, 1 балл, если итоговый расчёт ошибочен, но показано знание формулы массовой доли и умение её использовать;

Задание 4: 3 балла за полностью правильное решение; 1 балл, если химические понятия используются верно, но присутствует расчётная ошибка;

Задание 5: по 0,5 балла за каждое правильно составленное уравнение, 0,25 балла, если допущена ошибка в расстановке коэффициентов или определении типа реакции.

Максимум 11 баллов.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 баллов (хорошо): 74 – 64% выполнения;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).

## Контрольная работа в рамках летней полугодовой сессии

I вариант	II вариант
1. Задача:	
На 40г сульфида алюминия, содержащего 25% примесей, подействовали соляной кислотой и с выходом 90% получили сероводород. Рассчитайте объём полученного сероводорода при нормальных условиях.	11,2л сероводорода (н.у.) пропустили через 400г раствора сульфата меди с массовой долей соли 22%. Рассчитайте массу выпавшего осадка.
2. Осуществить превращение, указать названия образующихся веществ:	
$Zn \rightarrow Zn(NO_3)_2$ $\xrightarrow{+NaOH \text{ недостаток}}$ ? $\xrightarrow{--}$ ? $\xrightarrow{NaOH \text{ избыток}}$ ? $\xrightarrow{+HCl \text{ избыток}}$ ? $\rightarrow$ ? $Zn(NO_3)_2$	$Al \rightarrow Al_2(SO_4)_3 \rightarrow AlCl_3$ $\xrightarrow{+KOH}$ ? $\xrightarrow{\text{недостаток}}$ ? $\xrightarrow{--}$ ? $\xrightarrow{+KOH \text{ избыток}}$ ? $\xrightarrow{+}$ ? $H_2SO_4$ $\xrightarrow{\text{избыток}}$ ? $\rightarrow Al(NO_3)_3$
3. По фрагментам формул атомов определите химические элементы:	
1) $(?)_2)_8)_4$ 2) $(?)_?)_?)_2$ 3) $+5) )$ 4) $1s^2 2s^2 2p^5$ 5) $\dots 2s^2 2p^4$ 6) $[He] 2s^2$	1) $+15 ) ) )$ 2) $1s^2 2s^2 2p^2$ 3) $\dots 3s^2 3p^4$ 4) $(?)_2)_5$ 5) $[Ne] 3s^2 3p^5$ 6) $(?)_?)_?)_1$
4. Составьте электронно-графическую формулу атома:	
фосфора	фтора
5. Приведите пример вещества с указанным типом химической связи, составьте схему связи:	
Ковалентная неполярная связь	Ионная связь

Критерии оценивания:

Задание 1: 3 балла в случае полностью правильного решения, 2 балла, если ход решения верный, но допущена расчётная ошибка, 1 балл, если допущена ошибка в использовании понятий «примеси», «выход продукта», «избыток или недостаток реагирующих веществ», но показано умение осуществлять расчёт по уравнениям реакций.

Задание 2: по 0,5 балла за каждое правильно составленное уравнение реакции (с названием продукта): 4 0,25 балла в случае ошибки в расстановке коэффициентов; дополнительно 0,5 балла за правильные названия целевых продуктов; максимально 3 балла.

Задание 3: по 0,5 балла за каждый правильно определённый элемент. максимально 3 балла;

Задания 4: 1 балл за полностью правильно составленную формулу.

Задание 5: 1 балл в случае правильно выбранной формулы вещества и правильно составленной схемы связи.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 баллов (хорошо): 74 – 64% выполнения;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).

I вариант	II вариант
1. Осуществить превращение, составить к 1 реакции ионное уравнение	
$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$ $\rightarrow \text{NaAl}(\text{OH})_4$	$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \xrightarrow{-\text{t}} \text{X} \rightarrow$ $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
2. Задача	
<p>Определите массу осадка, образовавшегося при взаимодействии 350г раствора ортофосфорной кислоты с массовой долей растворённого вещества 25% с избытком раствора гидроксида кальция.</p>	<p>При добавлении к раствору гидроксида натрия с массовой долей растворённого вещества 5% избытка раствора сульфата меди (II) образовался осадок массой 18,7г. Определите массу исходного раствора гидроксида натрия.</p>
3. Составьте планетарную и электронную формулы атома и частиц:	
$\text{Ti}^0, \text{Ti}^{2+}, \text{Ti}^{+4}$	$\text{Ni}^0, \text{Ni}^{2+}, \text{Ni}^{+3}$
4. Тест	
<p>1. В атоме алюминия число электронов на внешнем уровне равно: 1) 2 2) 4 3) 13 4) 3</p> <p>2. В атоме калия количество электронных слоёв равно: 1) 1 2) 2 3) 4 4) 19</p> <p>3. К s- элементам относится: 1) Na 2) Al 3) Fe 4) Cu</p> <p>4. Заряд ядра атома кальция: 1) +2 2) +20 3) +4 4) +19</p> <p>5. В каком ряду элементы расположены в порядке усиления металлических свойств: 1) Li → Be → B 2) Li → Na → K 3) Mg → Al → Si 4) Ca → Mg → Be</p> <p>6. В ряду оксидов <math>\text{MgO} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{SiO}_2</math> свойства изменяются от 1) основных к амфотерным и кислотным; 2) кислотных к основным 3) кислотных к амфотерным 4) основных к амфотерным</p>	<p>1. В атоме железа число электронов равно: 1) 56 2) 26 3) 30 4) 4</p> <p>2. 3 электронных слоя в атоме: 1) Ca 2) Li 3) Na 4) K</p> <p>3. У атомов натрия и магния одинаковое число: 1) электронов на внешнем уровне 2) электронных уровней 3) протонов 4) электронов</p> <p>4. К p-элементам относится: 1) Al 2) K 3) Ca 4) Na</p> <p>5. С увеличением зарядов ядер атомов <math>\text{Ca} \rightarrow \text{Sr} \rightarrow \text{Ba}</math> металлические свойства: 1) ослабевают 2) не изменяются 3) изменяются периодически 4) усиливаются</p> <p>6. В ряду гидроксидов <math>\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Sr}(\text{OH})_2</math> 1) основания становятся слабее 2) основания становятся сильнее 3) усиливаются амфотерные свойства 4) основные свойства не изменяются</p>

Критерии оценивания:

Задание 1:

по 1 баллу за каждое верно составленное молекулярное уравнение + 1 балл за верно составленное ионное уравнение:

максимально 5 баллов.

Задание 2:

3 балла за полностью правильное решение.

2 балла в случае верного хода решения с допущенной расчётной ошибкой.

1 балл, если решение содержит ошибку, но показано умение производить расчёт по уравнению реакции.

Задание 3.

1 балл при правильном составлении всех 3-х формул.

0,5 балла, если формула атома составлена верно, а в формулах ионов допущены ошибки.

Задание 4.

2 балла за полностью правильно выполненное задание, 1,5 балла при наличии 1 ошибки, 1 балл при наличии 2 ошибок. 3 и более ошибок – 0 баллов.

Максимально 11 баллов.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 балла (хорошо): 74 – 64% выполнения;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).

## Контрольная работа № 2 по теме «Теория электролитической диссоциации»

I вариант	II вариант
1. Приведите уравнение реакции, соответствующей краткому ионному уравнению, и подтвердите правильность своего примера составлением полного ионного уравнения	
$Pb^{2+} + S^{2-} \rightarrow PbS \downarrow$	$Fe^{3+} + 3OH^{-} \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow$
2. Как отличить друг от друга следующие вещества (ответ подтвердите составлением уравнений реакций с полной и краткой ионной формой)	
NaCl – BaCl <sub>2</sub>	AgNO <sub>3</sub> – KNO <sub>3</sub>
3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции (с электронным балансом, указанием восстановителя и окислителя)	
$S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_3 + H_2O$	$H_2O_2 + KI \rightarrow I_2 + H_2O$
4. Задача	
Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии оксида меди (II) массой 16г и 25%-ного раствора серной кислоты массой 39,2г	Вычислите массу соли, образовавшейся при взаимодействии оксида магния массой 8г и 20%-ного раствора соляной кислоты массой 146г

Критерии оценивания:

Задание 1:

1 балл за правильное составление молекулярного уравнения + 1 балл за правильное составление ионного уравнения.

Задание 2:

0,5 балла за правильный подбор реагента и 0,5 балла за указание признака распознавания + 0,5 балла за правильное составление молекулярного уравнения + по 0,25 балла за правильное составление полного и краткого ионных уравнений.

Максимум 2 балла.

Задание 3.

1 балл за правильное составление электронного баланса (с указанием окислителя и восстановителя) + 1 балл за правильную расстановку коэффициентов.

Задание 4.

1 балл – правильный расчёт массы растворённого вещества;

1 балл – правильный расчёт количества вещества реагентов;

1 балл – правильное определение вещества, реагирующего полностью;

1 балл – правильный переход от исходного вещества к искомому через молярное соотношение по уравнению реакции;

1 балл – переход от количества вещества к массе продукта.

Максимально 5 баллов.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 баллов (хорошо): 74 – 64% выполнения;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).



I вариант	II вариант
1. Определить факторы смещения равновесия в сторону прямой реакции:	
$2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{SO}_3 + Q$ Как повлияет на смещение равновесия добавление катализатора $\text{V}_2\text{O}_5$ ?	$\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 \leftrightarrow \text{C}_2\text{H}_4 + Q$ Как повлияет на смещение равновесия добавление катализатора Ni ?
2. Задача	
Рассчитайте массу сгоревшего магния, если в результате реакции $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO} + 600 \text{ кДж}$ выделяется 150 кДж тепла	В результате реакции $4\text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} + 902 \text{ кДж}$ выделилось 451 кДж теплоты. Рассчитайте объём образовавшегося оксида азота (II).
3. Тест	
<p>1. С наибольшей скоростью при обычных условиях протекает реакция:</p> <p>1) <math>2\text{Ba} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{BaO}</math>                      2) <math>\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaCO}_3 \downarrow</math></p> <p>3) <math>\text{Ba} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow</math>            4) <math>\text{Ba} + \text{S} \rightarrow \text{BaS}</math></p> <p>2. Скорость химической реакции между магнием и азотной кислотой зависит от:</p> <p>1) массы магния                                      2) объёма кислоты</p> <p>3) концентрации кислоты                      4) увеличения давления</p> <p>3. Для уменьшения скорости химической реакции необходимо:</p> <p>1) увеличить концентрации реагирующих веществ                      2) ввести в систему катализатор</p> <p>3) повысить температуру                      4) понизить температуру</p> <p>4. Для увеличения скорости реакции <math>2\text{CO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2</math> необходимо:</p> <p>1) увеличить концентрацию CO                      2) уменьшить концентрацию кислорода</p> <p>3) понизить давление                                      4) понизить температуру</p> <p>5. Для увеличения скорости реакции <math>\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow + 462 \text{ кДж}</math> необходимо:</p> <p>1) добавить магний                                      2) повысить давление</p> <p>3) понизить температуру                      4) увеличить концентрацию кислоты</p> <p>6. С наибольшей скоростью при</p>	<p>9. Для увеличения скорости реакции <math>\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow</math> необходимо:</p> <p>1) уменьшить концентрацию ионов цинка;</p> <p>2) увеличить концентрацию ионов водорода    3) уменьшить температуру    4) увеличить концентрацию ионов цинка</p> <p>10. С наибольшей скоростью происходит реакция порошка железа с:</p> <p>1) фтором    2) хлором    3) бромом    4) иодом</p> <p>11. С наибольшей скоростью кислота реагирует с:</p> <p>1) гранулами железа    2) порошком цинка    3) стружкой цинка    4) гранулами цинка</p> <p>12. При нормальных условиях с наибольшей скоростью протекает взаимодействие;</p> <p>1) <math>\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_3^{2-}</math>    2) <math>\text{Al} + \text{O}_2</math>    3) <math>\text{N}_2 + \text{H}_2</math>    4) <math>\text{Br}_2 + \text{Sn}</math></p> <p>13. Для уменьшения скорости взаимодействия алюминия с хлором необходимо:</p> <p>1) уменьшить объём реакционной смеси    2) уменьшить температуру</p> <p>3) добавить катализатор                      4) измельчить алюминий</p> <p>14. Для увеличения скорости взаимодействия алюминия с хлором необходимо:</p> <p>1) уменьшить давление хлора                      2) уменьшить температуру</p> <p>3) добавить несколько гранул алюминия    4) измельчить алюминий</p> <p>15. Скорость реакции цинка с раствором серной кислоты не зависит от:</p> <p>1) числа взятых гранул цинка    2) степени измельчения цинка</p> <p>3) концентрации серной кислоты                      4)</p>

<p><u>комнатной температуре протекает реакция:</u></p> <p>1) <u>растворов гидроксида натрия и серной кислоты</u> 2) железа с раствором уксусной кислоты 3) железа с раствором соляной кислоты 4) углерода с кислородом</p> <p>7. <u>На скорость реакции между раствором серной кислоты и железом не влияет:</u></p> <p>1) концентрация кислоты 2) измельчение железа 3) температура реакции 4) <u>увеличение давления</u></p> <p>8. <u>С наибольшей скоростью соляная кислота реагирует с:</u></p> <p>1) медью 2) железом 3) <u>магнием</u> 4) цинком</p>	<p>температуры</p> <p>16. <u>С наибольшей скоростью соляная кислота реагирует с:</u></p> <p>1) железной стружкой 2) <u>раствором гидроксида натрия</u> 3) порошком мела 4) свинцовыми опилками</p>
---	--

Критерии оценивания:

Задание 1:

максимально 5 баллов, если указано влияние температуры, давления, концентраций исходных веществ и продуктов, отмечено, что катализатор на смещение равновесия не влияет.

Задание 2:

3 балла за полностью правильное решение.

2 балла в случае верного хода решения с допущенной расчётной ошибкой.

1 балл, если решение содержит ошибку, но показано умение производить термодимический расчёт по уравнению реакции.

Задание 3.

3 балла за полностью правильно выполненное задание, 1 балла при наличии 1 ошибки, 1 балл при наличии 2 ошибок. 3 и более ошибок – 0 баллов.

Максимально 11 баллов.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 балло4 (хорошо): 74 – 64% выпоненя;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).

I вариант	II вариант
1. Раскройте понятие аллотропии на примере:	
фосфора	серы
2. Задача	
Какой объём хлора (н.у.) может быть получен действием концентрированной соляной кислоты на 200 г минерала пиролюзита, содержащего оксид марганца-4 и 13% примесей?	Какая масса нитрита аммония должна быть взята для получения 5,6 л азота (н.у.) с выходом 67%?
3. Осуществить превращение	
Азот---нитрид кальция---аммиак---азот---аммиак---оксид азота-4---нитрат калия---азотная кислота---оксид азота-5---нитрат кальция---нитрит кальция.	Хлорид натрия---хлор---хлороводород---хлор---хлорат калия---кислород---вода---хлорноватистая кислота---соляная кислота---хлорид меди-2---хлор---гипохлорит калия

Критерии оценивания:

Задание 1:

максимально 3 балла, если указано не менее 3 аллотропов, их характерные свойства, причины проявления аллотропии.

Задание 2:

3 балла за полностью правильное решение.

2 балла в случае верного хода решения с допущенной расчётной ошибкой.

1 балл, если решение содержит ошибку в применении понятий «примеси» или «выход», но показано умение производить и расчёт по уравнению реакции.

Задание 3.

5 баллов за полностью правильно выполненное задание, по 0,5 балла за каждое правильно составленное уравнение реакции

Максимально 11 баллов.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 балло4 (хорошо): 74 – 64% выпоненя;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).

**9 класс КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3**

<b>I вариант</b>	<b>II вариант</b>
1. Осуществить превращение, указать названия веществ, приведённых в схеме, для 2-х реакций ионного обмена составить ионные уравнения	
$Zn \rightarrow ZnSO_4 \rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow K_2ZnO_2 \rightarrow ZnCl_2$ $\rightarrow Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO$	$Al \rightarrow AlCl_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Na_3AlO_3 \rightarrow$ $Al(NO_3)_3 \rightarrow Al(OH)_3 \rightarrow Al_2O_3$
2. Привести пример генетического ряда (с составлением уравнений реакций)	
неметалла	металла
3. Составить формулы атома (планетарную, электронную, электронно-графическую)	
алюминия	хлора
4. Составить схемы образования ковалентной связи	
$Cl_2, H_2O, NH_3$	$I_2, N_2, H_2S$
5. Задача	
Какая масса осадка образуется при взаимодействии 106 г 10%-ного раствора фосфата калия с необходимым количеством хлорида кальция?	Какая масса осадка образуется при взаимодействии 40г 25%-ного раствора сульфата магния с необходимым количеством хлорида бария?

**Критерии оценивания:**

Задание 1:

по 0,5 балла за каждое правильно составленное уравнение реакции + 1 балл за правильно составленное ионное уравнение;

максимально 4 балла;

Задание 2:

0,5 балла за правильно составленный генетический ряд + по 0,5 балла за каждое правильно составленное уравнение реакции:

максимально 2 балла;

Задание 3:

по 0,5 балла за каждую правильно составленную формулу;

максимально 1,5 балла.

Задание 4:

по 0,5 балла за каждую правильно составленную схему связи;

максимально 1,5 балла.

Задание 5:

3 балла за полностью правильное решение.

2 балла в случае верного хода решения с допущенной расчётной ошибкой.

1 балл, если решение содержит ошибку, но показано умение производить расчёт по уравнению реакции.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 балла (хорошо): 74 – 64% выполнения;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).

I вариант	II вариант
1. Осуществить превращение:	
$\text{Ca} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{SO}_2$	$\text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$
2. ОВР: расставить коэффициенты методом электронного баланса, определить окислитель и восстановитель, указать процессы восстановления и окисления	
$\text{NaCrO}_2 + \text{Br}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
3. Задача:	
Какой объём 12,6% -ой азотной кислоты плотностью 1,07г/мл потребуется для растворения оксида меди (II) массой 16г?	Сколько граммов 20%-ного раствора серной кислоты требуется для нейтрализации 250 граммов раствора гидроксида калия с массовой долей растворённого вещества 0,056?
4. Подтвердить качественный состав вещества, составить одно уравнение реакции с ионной формой:	
NaI	CaCl <sub>2</sub>

V вариант	VI вариант
1. Осуществить превращение:	
$\text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3$	$\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \xrightarrow{-\text{HCl}} \text{X} \rightarrow \text{NaNO}_3$
2. ОВР: расставить коэффициенты методом электронного баланса, определить окислитель и восстановитель, указать процессы восстановления и окисления	
$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. Задача:	
При добавлении к раствору серной кислоты с массовой долей 10% избытка раствора хлорида бария образовался осадок массой 34,95г. Определите массу исходного раствора серной кислоты.	Какой объём газа (н.у.) выделится при взаимодействии избытка меди со 100мл 9,54%-ного раствора азотной кислоты ( $\rho=1,057$ г/мл)?
4. Подтвердить качественный состав вещества, составить одно уравнение реакции с ионной формой:	
Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Na <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>

III вариант	IV вариант
1. Осуществить превращение:	
$\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$	$\text{Fe(NO}_3)_3 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}$
2. ОВР: расставить коэффициенты методом электронного баланса, определить окислитель и восстановитель, указать процессы восстановления и окисления	
$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
3. Задача:	
При добавлении 6,3% -ого раствора азотной кислоты к оксиду меди (II) было получено 112,8г соответствующей соли. Определите массу использованного раствора азотной кислоты.	Вычислите массу медного купороса, который может быть получен при взаимодействии избытка оксида меди (II) с 200г раствора серной кислоты с массовой долей растворённого вещества 9,8%?
4. Подтвердить качественный состав вещества, составить одно уравнение реакции с ионной формой:	
NaBr	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>



Критерии оценивания:

Задание 1:

0,5 балла за правильное определение вещества X + по 0,5 балла за каждое правильно составленное уравнение реакции;

максимально 2 балла.

Задание 2:

1 балл за правильное составление электронного баланса;

1 балл – за правильное указание восстановителя – окислителя, процессов окисления-восстановления;

1 балл за правильную расстановку коэффициентов.

Задание 3:

правильный расчёт массы растворённого вещества – 0,5 балла;

расчёт количества вещества – 0,5 балла;

правильное составление уравнения реакции – 0,5 балла;

переход от исходного вещества к искомому через молярное соотношение по уравнению реакции – 1 балл;

переход от количества искомого вещества к его массе – 0,5 балла;

максимально 3 балла.

Задание 4:

правильное указание качественных реакций – по 1 баллу за каждый элемент;

0,5 балла за составление молекулярного уравнения;

0,5 балла за правильное составление ионной формы.

Максимально 11 баллов.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 баллов (хорошо): 74 – 64% выполнения;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).

I вариант	II вариант
1. Осуществить превращение:	
этан---этилен---этанол ---этилен --- ацетилен -- <sup>+Cl</sup> <sub>2</sub> избыток	ацетилен--- этилен ---этан ---углекислый газ этан ---хлорэтан
2. Составьте структурные формулы 2-х изомеров и одного гомолога, дайте названия:	
гексана	пентана
3. Задача:	
Какие объёмы кислорода и воздуха потребуется для сжигания 112г бутана?	Какие объёмы кислорода и воздуха потребуется для сжигания 66г пропана ?

Критерии оценивания:

Задание 1:

По 1 баллу за каждое правильно составленное уравнение реакции;

максимально 5 баллов.

Задание 2:

По 0,5 балла за каждую правильно составленную формулу и правильно приведённое название;

максимально 3 балла.

Задание 3:

расчёт количества исходного вещества - 0,5 балла;

правильное составление уравнения реакции – 0,5 балла;

переход от исходного вещества к искомому через молярное соотношение по уравнению реакции – 1 балл;

переход от количества кислорода к его объёму– 0,5 балла;

переход от объёма кислорода к объёму воздуха – 0,5 балла.

максимально 3 балла.

Нормы оценивания:

9 -11 баллов – 5 (отлично, 100-75% выполнения).

7-8 баллов (хорошо): 74 – 64% выполнения;

6 баллов – 3 (удовлетворительно) : 54% выполнения.

До 5 баллов – 2 (неудовлетворительно).