

УТВЕРЖДЕНО


СОГЛАСОВАНО

РАССМОТРЕНО



Директор МБОУ Лицея № 2
И.В. Сосновская
Приказ № _____
от « 29 » _____ 2018г.

зам. директора по УВР

 Т.Н.Третьякова
« 01 » _____ 2018г.

на заседании МС

Протокол № _____
от « 01 » _____ 2018г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

КУРСА химии

(базовый уровень)

ДЛЯ 9 КЛАССОВ

(9 класс – 2 часа в неделю, 68 часов в год;)

Составитель: Атаманчук А.А.

Красноярск

2018

ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Рабочая программа курса химии 9 класса, составленная на основе федерального компонента государственного стандарта основного общего образования по химии, Примерной программы основного общего образования по химии, Программы курса химии для 8–11 классов общеобразовательных учреждений (автор О. С. Габриелян)

Особенность программы состоит в том, чтобы сохранить присущий русской средней школе высокий теоретический уровень и сделать обучение максимально развивающим. Это достигается путём вычисления укрупнённой дидактической единицы, в ранг которой вступает основополагающее понятие «химический элемент и формы его существования (свободные атомы, простые и сложные вещества)», следование строгой логике принципа развивающего обучения положенного в основу конструирования программы, и освобождение её от избытка конкретного материала.

Программа построена с учётом реализации межпредметных связей с курсом физики, где изучаются основные сведения о строении атомов, и биологии 9 класса, где даётся знакомство с химической организацией клетки и процессами обмена веществ.

Ведущими идеями предполагаемого курса являются:

- материальное единство веществ природы, их генетическая связь;
- причинно-следственные связи между составом, строением, свойствами и применением веществ;
- познаваемость веществ и закономерностей протекания химических реакций;
- объясняющая и прогнозирующая роль теоретических знаний для фактологического материала химии элементов - конкретное химическое соединение представляет собой звено в непрерывной цепи превращений веществ, оно участвует в круговороте химических элементов и в химической эволюции;
- законы природы объективны и познавательны; знание законов химии даёт возможность управлять химическими превращениями веществ, находить экологические безопасные способы производства и охраны окружающей среды от загрязнения;
- наука и практика взаимосвязаны; требования практики - движущая сила развития науки, успехи практики обусловлены достижениями науки;
- развитие химической науки и химизация народного хозяйства служат интересам человека и общества в целом, имеют гуманистический характер и призваны способствовать решению глобальных проблем современности.

Цели курса:

- **усвоение важнейших знаний** об основных понятиях и законах химии; химической символике;
- **овладение умениями** наблюдать химические явления, проводить химический эксперимент, производить расчеты на основе химических формул веществ и уравнений реакций;
- **развитие** познавательных интересов и интеллектуальных способностей в процессе проведения химического эксперимента, самостоятельного приобретения знаний в соответствии с возникающими жизненными потребностями;
- **воспитание** отношения к химии как к одному из фундаментальных компонентов естествознания и элементу общечеловеческой культуры;
- **применение полученных знаний и умений** для безопасного использования веществ и материалов в быту, сельском хозяйстве и на производстве, решения практических задач в повседневной жизни, предупреждение явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде.

Количество учебных часов – 68 (2 часа в неделю).

Из них: контрольных работ – 5 часа; практических работ – 6 часов.

ТРЕБОВАНИЯ К РЕЗУЛЬТАТАМ ОБУЧЕНИЯ ВЫПУСКНИКОВ ОСНОВНОЙ ШКОЛЫ

1. Требования к химическим знаниям и практическим умениям

После изучения курса химии учащиеся должны уметь:

- 1) называть химические элементы и характеризовать их на основе положения в периодической системе;
- 2) определять по формулам состав неорганических и органических веществ, указывать валентности атомов химических элементов или степени их окисления;
- 3) разъяснять смысл химических формул и уравнений;
- 4) формулировать периодический закон, объяснять структуру и основные закономерности периодической системы химических элементов Д.И.Менделеева, раскрывать значение периодического закона;
- 5) объяснять строение веществ; указывать частицы, составляющие атом, молекулу; ионные соединения;
- 6) изображать электронные формулы атомов химических элементов № 1-20;
- 7) разъяснять физический смысл номера группы и периода, а также порядкового номера химического элемента;
- 8) характеризовать химические элементы первых трех периодов по положению их в периодической системе и строению атомов: определять состав атомных ядер, строение электронных оболочек атомов;
- 9) составлять формулы высших оксидов химических элементов и соответствующих им оснований, кислот, водородных соединений;
- 10) объяснять процесс образования различных видов химических связей;
- 11) изображать графические формулы молекулярных соединений и формулы ионных соединений;
- 12) объяснять изученные закономерности — постоянство состава веществ и сохранение массы при химических реакциях;
- 13) перечислять признаки и условия протекания химических реакций;
- 14) составлять уравнения химических реакций, подтверждающие химические свойства неорганических веществ и отражающие связи между классами соединений;

- 15) составлять уравнения реакций в молекулярном, полном и кратком ионном видах;
- 16) определять (по химическим уравнениям) принадлежность реакций к изученным типам (соединения, разложения, замещения, обмена, экзо- и эндотермическим и окислительно-восстановительным реакциям);
- 17) составлять уравнения химических реакций изученных типов, применять понятия «окисление» и «восстановление» для характеристики химических свойств веществ;
- 18) составлять уравнения диссоциации в воде оснований, кислот и солей, знать обратимый характер этого процесса;
- 19) определять с помощью качественных реакций хлорид-, сульфат- и карбонат-ионы в растворе;
- 20) указывать положение металлических элементов в периодической системе элементов, их общие физические свойства и способы получения — восстановление водородом, оксидом углерода(II), углем, а также алюминием;
- 21) указывать области нахождения в природе, химические свойства и практическое использование щелочных, щелочно-земельных металлов, а также алюминия и железа;
- 22) раскрывать химические процессы, лежащие в основе промышленного получения железа;
- 23) характеризовать условия и способы предупреждения коррозии металлов;
- 24) раскрывать положение неметаллических элементов в периодической системе элементов, их физические свойства;
- 25) указывать области нахождения в природе, химические свойства галогенов, халькогенов, элементов V и IV групп главных, подгрупп периодической системы, а также их применение;
- 26) определять по составу (по химическим формулам) принадлежность веществ к изученным классам неорганических и органических соединений;
- 27) решать задачи обозначенных в программе типов;
- 28) характеризовать строение изученных органических соединений, важнейшие функциональные группы органических соединений;
- 29) составлять графические формулы органических веществ изученных классов;
- 30) составлять уравнения химических реакций, подтверждающие свойства изученных органических веществ, раскрывать генетические связи между ними, важнейшие способы получения, объяснять свойства веществ на основе их строения;
- 31) характеризовать изученные химические реакции между органическими веществами;

- 32) раскрывать строение, свойства и практическое значение изученных органических веществ;
- 33) выполнять обозначенные в программе эксперименты, распознавать неорганические и органические вещества по соответствующим признакам;
- 34) соблюдать правила безопасной работы в химической лаборатории;
- 35) выполнять несложные опыты по получению и собиранию кислорода, водорода, оксида углерода (IV);
- 36) осуществлять нагревание, отстаивание, фильтрование и выпаривание.

2. Требования к развитию учащихся

После изучения курса учащиеся должны уметь:

- 1) определять и разъяснять смысл изученных понятий и законов;
- 2) сравнивать состав и свойства изученных веществ;
- 3) высказывать суждения о свойствах веществ на основе их состава и о строении веществ по их свойствам;
- 4) на основе изученных законов и теорий устанавливать причинно-следственные связи между строением, свойствами и применением веществ, делать выводы и обобщения;
- 5) ставить задачи проведения химического эксперимента, фиксировать и интерпретировать его результаты;
- 6) на основе изученных теоретических положений высказывать предположения (гипотезы) о возможных результатах эксперимента;
- 7) связно и доказательно излагать учебный материал как в устной, так и в письменной форме;
- 8) находить нужную информацию химического содержания с помощью оглавления и предметно-именного указателя учебника, традиционного библиотечного и/или электронного каталогов;
- 9) вычленять главное содержание в несложных химических текстах, составлять их план и тезисы.

3. Требования к воспитанию учащихся

После изучения курса учащиеся должны:

- 1) раскрывать идею материального единства химических элементов, неорганических и органических веществ;

- 2) уметь разъяснять на примерах причины многообразия неорганических и органических веществ, причинно-следственную зависимость между составом, строением и свойствами веществ;
- 3) показывать на примерах развитие познания от явления ко все более глубокой сущности (например, от атомно-молекулярного учения к теории строения атома);
- 4) понимать зависимость истинности знаний об окружающем мире от уровня развития науки;
- 5) на конкретных примерах раскрывать роль химии в решении глобальных проблем, стоящих перед человечеством: энергетической, продовольственной, экологической;
- 6) на основе полученных на уроках теоретических знаний аргументировано отстаивать собственную позицию по отношению к сообщениям СМИ с химическим содержанием.

Учебно-тематический план

№	Содержание	Количество часов	Количество практических работ, контрольных
1	Повторение основных вопросов курса химии 8 класса и введение в курс 9 класса	2	Практическая работа 1
2	Окислительно-восстановительные реакции	4	
3	Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — основа изучения	4	
4	Водород и его важнейшие соединения	7	Контрольная работа №1
5	Галогены	5	Практическая работа 2
6	Скорость химических реакций	2	
7	Подгруппа кислорода	8	Практическая работа 3 Контрольная работа №2
8	Подгруппа азота	8	Практическая работа 4
9	Подгруппа углерода	6	Практическая работа 5 Контрольная работа №3

10	Металлы и их соединения	11	Практическая работа Контрольная работа№4
11	Органическая химия	10	Контрольная работа№5

Календарно – тематическое планирование 9 класс

(базовый уровень 68 часов)

Раздел программы	№ урока	Дата план	Дата факт	Тема урока	Домашнее задание
ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ КУРСА	1			Инструктаж по технике безопасности. Свойства важнейших классов неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации.	
	2			Практическая работа 1 Решение экспериментальных задач по темам «Важнейшие классы неорганических соединений» и «Реакции ионного обмена»	
Окислительно- восстановительные реакции 4	3			Определение и основные положения теории окислительно-восстановительных реакций.	
	4			Восстановители и окислители. Окислительно-восстановительная двойственность	
	5			Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.	
	6			Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.	
Периодический закон и Периодическая система	7			Периодический закон и Периодическая система химических элементов	
	8			Общая характеристика элемента и его соединений на основе положения элемента в Периодической.	
	9			Значение Периодического закона для развития науки и техники	
	10			Итоговый урок . Систематизация и обобщение изученного материала	
Водо род и его важн	11			Водород — химический элемент	
	12			Водород — простое вещество. Молекула водорода. Нахождение в природе. Получение водорода и его физические свойства,	

				Химические свойства	
	13			Относительная плотность газов. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Закон объемных отношений.	
	14			Вычисления по химическим уравнениям	
	15			Оксид водорода — вода.	
	16			Систематизация и обобщение изученного материала	
	17			Контрольная работа №1	
Галогены 5	18			Общая характеристика галогенов на основе положения химических элементов и Периодической системе	
	19			Хлор. Нахождение в природе. Получение хлора и его физические свойства, растворимость в воде (хлорная вода), действие на организм. Химические свойства (окислительные) хлор взаимодействие с металлами.. Применение хлора	
	20			Хлороводород и соляная кислота: получение, свойства	
	21			Фтор, бром, иод.	
	22			Практическая работа 2 Изучение свойств соляной кислоты. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены».	
Скорость химических реакций 2	23			Понятие о скорости химической реакции. Реакции гомогенные и гетерогенные. Факторы, влияющие на скорость химических реакций: природа, концентрация, площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ, температура и катализатор. Понятие об ингибиторах.	
	24			Необратимые и обратимые реакции. Классификация химических реакций	
Подгруппа кислорода 8	25			Кислород химический элемент. Строение атома, Электроотрицательность и степени окисления, свойства	
	26			Аллотропные видоизменения кислорода- Озон. Получение, свойства и применение. Озоновый *шит» Земли	
	27			Сера, Строение атома, степени окисления, аллотропия. Сера в природе, физические и химические (окислительно-	

			восстановительная двойственность) свойства серы: взаимодействие с металлами, водородом и кислородом.	
	28		Сероводород. Оксиды серы (IV)	
	29		Оксиды серы (VI) Серная кислота	
	30		Практическая работа 3 Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода».	
	31		Итоговый урок . Систематизация и обобщение изученного материала	
	32		Контрольная работа №2	
Подгруппа азота 8	33		Общая характеристика элементов подгруппы азота. Азот — химический элемент	
	34		Аммиак. Строение, получение, физические и химические свойства: горение, взаимодействие с водой и кислотами, Аммиачная вода. Соли аммония.	
	35		Практическая работа 4 Получение аммиака и изучение его свойств. Ознакомление со свойствами водного раствора аммиака. Возгонка хлорида аммония.	
	36		Оксиды азота	
	37		Азотная кислота, ее получение, физические и химические (окислительные) свойства: взаимодействие с металлами и неметаллами, применение. Нитраты. Азотные удобрения. Круговорот азота в природе.	
	38		Фосфор. Строение атома, его электроотрицательность и степени окисления, Аллотропия. Химические свойства фосфора (взаимодействие с кислородом). Основные соединения фосфора,	
	39		Круговорот фосфора о природе.	
	40		Итоговый урок . Систематизация и обобщение изученного	

				материала	
Подгруппа углерода 6	41			Общая характеристика -элементов подгруппы углерода. Углерод — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степени окисления. Углерод — простое вещество. Аллотропные модификации и их свойства	
	42			Оксиды углерода (II) и (IV), получение, свойства и применение. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты.	
	43			Практическая работа 5 Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств, Распознавание карбонатов	
	44			Кремний. Строение атома, свойства и применение. Оксид кремния (IV) и кремниевая кислота, силикаты.	
	45			Итоговый урок. Систематизация и обобщение изученного материала	
	46			Контрольная работа№3	
Металлы и их соединения	11	47		Положение металлов в Периодической системе, особенности строения их атомов, радиусы атомов, электроотрицательность, степени окисления.	
		48		Химические свойства (восстановительные) металлов. Ряд активности металлов,	
		49		Алюминий. Общая характеристика элементов главной подгруппы III группы	
		50		Магний и кальций Общая характеристика элементов главной подгруппы {/группы	
		51		Жесткость воды и способы ее устранения. Превращения карбонатов в природе.	
		52		Щелочные металлы Общая характеристика элементов главной подгруппы группы.	
		53		Железо Природные соединения железа, его получение,	

			физические и химические свойства	
	54		. Оксиды, гидроксиды и соли железа (II) и (III). Качественные реакции на ионы Fe и Fe ³⁺ Сплавы железа	
	55		Итоговый урок . Систематизация и обобщение изученного материала	
	56		Практическая работ» 6 Решение экспериментальных задач по теме "Металлы"-	
	57		Контрольная работа №4	
Органические соединения 10	58		Взаимосвязь неорганических и органических веществ. Особенности органических веществ.	
	59		Алканы. Общая характеристика предельных углеводородов. Физические и химические свойств: горение, реакция замещения. Применение Альканов.	
	60		Алкены и алкины. 'этилен и ацетилен. Физические и химические свойства: горение, реакция присоединения (водорода, галогена, галогеноводорода). Реакция полимеризации непредельных углеводородов (на примере этилена). Представление о полимерах	
	61		Природные источники углеводородов. Природные и попутные газы, их состав и использование. Нефть	
	62		Спирты. Общая характеристика спиртов. Метиловый и этиловый спирты. Химические свойства спиртов: горение,	
	63		Карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты.	
	64		Жиры — сложные эфиры глицерина и жирных кислот	
	65		Понятие об углеводах. Глюкоза. Сахароза, крахмал, целлюлоза, нахождение в природе и биологическая роль	
	66		Азотсодержащие соединения. Понятие об аминокислотах. Белки, их биологическая роль. Качественные реакции на белки.	
	67		Итоговый урок . Систематизация и обобщение изученного материала	
	68		Контрольная работа №5	

Содержание
9 класс**(2 ч в неделю: всего 68 ч)****Повторение некоторых вопросов курса химии 8 класса**

Свойства важнейших классов неорганических соединений в свете теории электролитической диссоциации.

Практическая работа 1

Решение экспериментальных задач по темам «Важнейшие классы неорганических соединений» и «Реакции ионного обмена»

Тема 1 Окислительно-восстановительные реакции

Определение и основные положения теории окислительно-восстановительных реакций. Восстановители и окислители. Окислительно-восстановительная двойственность, Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом 'электронного баланса.

Демонстрации

Примеры окислительно-восстановительных реакций;
взаимодействие соляной кислоты с цинком и с оксидом кальция, горение серы (угля) и взаимодействие оксида серы (IV) с водой.

Тема 2 .

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — основа изучения и предсказания свойств элементов и их соединений {4 ч}

Первые попытки классификации химических элементов. Открытие Д. И. Менделеевым Периодического закона. Предсказательная роль этого открытия. Периодический закон и Периодическая система элементов Д. И. Менделеева в свете современных представлений. Периодическое изменение свойств атомов, простых и сложных веществ (оксидов, гидроксидов). Современная формулировка Периодического закона, Причины периодичности свойств в Периодической системе элементов. Общая характеристика элемента и его соединений на основе положения -элемента и Периодической. Значение Периодического закона для развития науки и техники. Роль Периодического закона в создании научной картины мира. Научный подвиг Д. И. Менделеева.

Лабораторный опыт 1

Сущность явления периодичности.

Тема 3 Водород и его важнейшие соединения

Водород — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степень

окисления. Положение водорода в Периодической системе. Водород — простое вещество.

Молекула водорода. Нахождение в природе. Получение водорода и его физические свойства,

Химические свойства {окислительно-восстановительная двойственность¹) водорода:

взаимодействие с неметаллами, активными металлами и оксидами металлов. Водород —

экологически чистое топливо Применение водорода. Меры предосторожности при работе с водородом,

Относительная плотность газов. Закон Авогадро. Молярный объем газа. Закон объемных отношений.

Оксид водорода — вода». Состав, строение. Особенности (аномальные свойства) воды. Химические свойства воды: взаимодействие с активными металлами (щелочными и щелочено - земельными) и оксидами этих металлов, с кислотными оксидами. Круговорот воды в природе- Вода и здоровье. Охрана водных ресурсов. Очистка воды.

Демонстрации

1. Получение водорода и ознакомление с его физическими и химическими свойствами.
2. Модель молекулы воды.
3. Очистка воды перегонкой,
4. Взаимодействие воды с натрием, оксидом фосфора (V) и оксидом кальция, испытание полученных растворов гидроксидов индикаторами.

Расчетные задачи

1. Определение относительной плотности газов
2. Вычисление по химическим уравнениям объемов **газов** по известной массе или количеству вещества одного из вступающих в реакцию веществ или образующихся в результате реакции.
3. Расчет объемных отношений газов по **химическим** уравнениям.

Т в м а 4

Галогены

Общая характеристика галогенов на основе положения химических элементов и Периодической системе. Общность и различие и строение атомов. Молекулы простых веществ. Физические и химические свойства галогенов

Хлор. Нахождение в природе. Получение хлора и его физические свойства, растворимость в воде (хлорная вода), действие на организм. Химические свойства (окислительные) хлор взаимодействие с металлами.. Применение хлора. Хлороводород и соляная кислота: получение, свойства,

Фтор, бром, иод. Сравнительная характеристика окислительных свойств галогенов. Качественные реакции на хлорид-, бромид-, иодид-ионы и идо.

Применение галогенов и их соединений.

Демонстрации

1. Образцы галогенов — простых веществ, I. Получение хлорной воды.
3. Обесцвечивание хлорной водой красящих веществ.
4. Сравнение растворимости иода в воде, в водном растворе KI и в органических растворителях (спирте).
5. Получение хлороводорода и соляной кислоты,

Лабораторный опыт 2

Вытеснение одних галогенов другими из соединений (галогенидов).

Лабораторный опыт 3

Растворимость брома и йода в органических растворителях.

Лабораторный опыт 4

Распознавание иода.

Лабораторный опыт 5

Распознавание хлорид-, бромид-, иодид-ионов в растворах.

Практическая работа 2

Изучение свойств соляной кислоты. Решение экспериментальных задач по теме «Галогены».

Расчетные задачи

Вычисление массы (объема, количества вещества) Продукта реакции, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.

Тема 5

Скорость химических реакций

Понятие о скорости химической реакции. Реакции гомогенные и гетерогенные. Факторы, влияющие на скорость химических реакций: природа, концентрация, площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ, температура и катализатор. Понятие об ингибиторах.

Необратимые и обратимые реакции. Классификация химических реакций.

Демонстрации

Опыты, показывающие зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ (взаимодействие алюминия и железа с соляной кислотой или взаимодействие цинка с уксусной и соляной кислотами), от концентрации и температуры (взаимодействие цинка или оксида меди (II) с серной кислотой различной концентрации при различных температурах), от катализатора (разложение пероксида водорода в присутствии оксида марганца (IV)).

Лабораторный опыт 6

Влияние величины поверхности твердого вещества на скорость гетерогенной реакции.

Тема 6 Подгруппа кислорода

Общая характеристика элементов подгруппы кислорода. Общность и различие в строении атомов элементов подгруппы.

Кислород химический элемент. Строение атома, Электроотрицательность и степени окисления. Кислород — простое вещество. Нахождение в природе. Получение кислорода, его физические и химические (окислительные) свойства; взаимодействие с металлами и неметаллами. Применение кислорода.

Аллотропные видоизменения кислорода- Озон. Получение, свойства и применение. Озоновый *шит» Земли.

Сера, Строение атома, степени окисления, аллотропия. Сера в природе, физические и химические (окислительно-восстановительная двойственность) свойства серы: взаимодействие с металлами, водородом и кислородом. Сероводород. Сульфиды. Применение серы-

Оксиды серы (IV) и (VI), их получение и свойства. Серная кислота, ее физические и

химические свойства. Сульфаты. Разбавленная и концентрированная серная кислота. Качественная реакция на сульфат-ион, Значение серы и ее соединений в народном хозяйстве, Химические реакции, лежащие в основе промышленного получения серной кислоты.

Демонстрации

1. Получение кислорода и ознакомление с его физическими и химическими свойствами.
2. **Взаимодействие серы с металлами и кислородом.**
3. Распознавание сульфат-Иона в растворе.

Практическая работа 3

Решение экспериментальных задач по теме «Подгруппа кислорода».

Расчетные задачи

Вычисление, массы или объема продукта реакции по известной массе или объему исходного вещества, содержащего определенную массовую долю примесей.

Тема 7. Подгруппа азота

Общая характеристика элементов подгруппы азота.

Азот — химический элемент. Строение атома, его Электроотрицательность и степени окисления. Азот — простое вещество Строение, нахождение и природе, получение и физические свойства. Химические св-ва (окислительно-восстановительная двойственность) азота: взаимодействие с металлами, недородом и кислородом. Применение азота.

Аммиак. Строение, получение, физические и химические свойства: горение, взаимодействие с подои и кислотами, Аммиачная вола. Соли аммония. Качественная реакция на ион аммония. Применение аммиака и солей аммония.

Азотная кислота, ее получение, физические и химические (окислительные) свойства: взаимодействие с металлами и неметаллами, применение. Нитраты. Азотные удобрения. Круговорот азота в природе.

Фосфор. Строение атома, его электроотрицательность и степени окисления, Аллотропия. Химические свойства фосфора (взаимодействие с кислородом). Основные соединения фосфора, оксид фосфора (V) и ортофосфорная кислота, фосфаты и гидрофосфаты. Качественная реакция на фосфат-ион. Фосфорные удобрения, Классификация удобрений, простые и сложные удобрения. Экологические проблемы применения удобрений. Круговорот фосфора о природе.

Демонстрации

1. Растворение аммиака в воде.
2. Горение аммиака и кислороде.
3. В:1аи моде истине концентрированной азотной **кислоты** с мелью.
4. Образцы азотных и калийных удобрений. **Лабораторный опыт 7**
Качественная **реакция на соли аммония.**

Лабораторный опыт 8

Качественная реакция на фосфат-ион. •

Практическая работа 4

Получение аммиака и изучение его свойств. Ознакомление со свойствами водного

раствора аммиака. Возгонка хлорида аммония.

Практическая работа 5

Минеральные удобрения. Ознакомление со свойствами минеральных удобрений.

Расчетные задачи

Решение разных типов задач по материалам темы.

Тема 8. Подгруппа углерода

Общая характеристика элементов подгруппы углерода. **Углерод** — химический элемент. Строение атома, электроотрицательность и степени окисления. Углерод — простое вещество. Аллотропные модификации и их свойства. Химические свойства (восстановительные) углерода: горение, восстановление оксидов металлов. Оксиды углерода (II) и (IV), получение, свойства и применение. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты. Качественная реакция на карбонаты и гидрокарбонаты. Углерод — основа живой (органической) природы. Охрана атмосферного воздуха от загрязнений - парниковый эффект* Круговорот углерода в природе.

Кремний. Строение атома, свойства и применение. Оксид кремния (IV) и кремниевая кислота, силикаты. Кремний — основа неживой (неорганической) природы

Понятие о силикатной промышленности (керамика, стекло, цемент, бетон, железобетон).

Водородные соединения неметаллов IV— VII групп, их состав и свойства. изменения кислотно -основных свойств водных растворов этих соединений в периодах и главных подгруппах Периодической системы.

Демонстрации

1. Образцы природных соединений углерода и кремния.
2. Отношение карбонатов и гидрокарбонатов к действию кислот-
3. Получение кремниевой кислоты.

Лабораторный опыт 9

Адсорбционные свойства угля.

Лабораторный опыт 10

Свойства водных растворов водородных соединений неметаллов.

Практическая работа б

Получение оксида углерода (IV) и изучение его свойств, Распознавание карбонатов.

Расчетные задачи

Решение разных типов задач по материалам темы.

Тема 9. Металлы и их соединения

Металлы и их важнейшие химические соединения (обзор)

Положение металлов в Периодической системе, особенности строения их атомов, радиусы атомов, электроотрицательность, степени окисления.

Простые вещества — металлы. Металлическая химическая связь и металлическая кристаллическая решетка, Характерные физические свойства металлов. Сплавы, их свойства и применение.

Общие способы получения металлов. Химические свойства (восстановительные) металлов. Ряд активности металлов, Отношение металлов к неметаллам, растворам солей, кислот и воде.

Алюминий

Общая характеристика элементов главной подгруппы III группы. Строение атома алюминия - Его природные соединения, получение, физические и химические свойства. Соединения алюминия, амфотерность его оксида и гидроксида, Качественная реакция на ион Al^{3+} , Применение алюминия и его соединений.

Магний и кальций

Общая характеристика элементов главной подгруппы II группы. Строение атомов магния и кальция - Металлы в природе и способы их получения, физические и химические свойства. Важнейшие соединения магния и кальция (оксиды, гидроксиды и соли), их свойства и применение. Качественная реакция на ион кальция. Биологическая роль и применение соединений магния и кальция. Жесткость воды и способы ее устранения. Превращения карбонатов в природе.

Щелочные металлы

Общая характеристика элементов главной подгруппы I группы. Строение атомов. Распространение металлов в природе и способы получения. Физические и химические свойства простых веществ и важнейших соединений (оксидов, гидроксидов, солей). Биологическая роль и применение соединений натрия и калия. Калийные удобрения -

Железо

Особенности строения атома, степени окисления. Природные соединения железа, его получение, физические и химические свойства. Оксиды, гидроксиды и соли железа (II) и (III). Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} . Сплавы железа — чугун, сталь. Значение железа и его соединений в жизненных процессах и в народном хозяйстве. Коррозия металлов и способы ее предотвращения-

Демонстрации

1. Образцы минералов, металлов и сплавов.
2. Опыты, показывающие восстановительные свойства металлов,
3. Взаимодействие натрия и кальция с водой.
4. Окрашивание пламени ионами натрия, калия и кальция.
5. Получение и исследование свойств гидроксидов железа (II) и (III).

Лабораторный опыт 11

Получение гидроксида алюминия и исследование его кислотнo-основных свойств.

Лабораторный опыт 12

Жесткость воды и ее устранение.

Домашний эксперимент

Коррозия, защита металлов от коррозии.

Лабораторный опыт 13

Качественные реакции на двух- и трехзарядные ионы железа.

Практическая работа» 7

Решение экспериментальных задач по теме "Металлы"-

Расчетные задачи

Определение состава смеси, компоненты которой выборочно взаимодействуют с указанными реагентами.

Тема 10. Органические соединения

Взаимосвязь неорганических и органических веществ. Особенности органических веществ.

Алканы. Общая характеристика предельных углеводородов. Физические и химические свойства: горение, реакция замещения. Применение Алканов.

Алкены и алкины. Этилен и ацетилен. Физические и химические свойства: горение, реакция присоединения (водорода, галогена, галогеноводорода). Реакция полимеризации непредельных углеводородов (на примере этилена). Представление о полимерах. Применение их в быту и народном хозяйстве. Природные источники углеводородов. Природные и попутные газы, их состав и использование. Нефть.

Функциональные группы (гидрооксид, карбоксил и аминогруппы),

Спирты. Общая характеристика спиртов. Метиловый и этиловый спирты. Химические свойства спиртов: горение, взаимодействие с кислотами. Действие спиртов на организм. Трехатомный спирт глицерин. Применение спиртов.

Карбоновые кислоты на примере уксусной кислоты. Ее свойства и применение. Реакция этерификации. Понятие о сложных эфирах.

Жиры — сложные эфиры глицерина и жирных кислот **Понятие об углеводах.** Глюкоза. Сахароза, крахмал, целлюлоза, нахождение в природе и биологическая роль.

Азотсодержащие соединения. Понятие об аминокислотах. Белки, их биологическая роль. Качественные реакции на белки.

Демонстрации

1. Отношение углеводородов к кислороду и бромной воде,
2. Образцы полимеров.
3. Горение спирта.
4. Образцы жиров и углеводов.

Лабораторный опыт 14

Свойства уксусной кислоты.

Лабораторный опыт 15

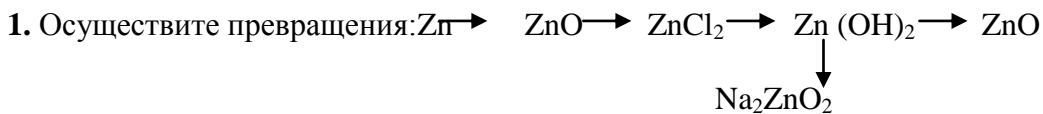
Качественная реакция на белки.

Расчетные задачи

Решение разных типов задач по материалам темы.

Контроль знаний

Контрольная работа №1 «Повторение изученного в 8 классе».



2. С какими из перечисленных веществ будет реагировать раствор гидроксида калия: сульфат меди(II),

хлорид бария, ртуть, оксид углерода(IV), серная кислота.

Напишите молекулярные и сокращённые ионные уравнения возможных реакций.

3. Какую массу марганца можно получить при восстановлении 90 г оксида марганца(IV), содержащего 5% примесей, алюминотермическим способом?

4. Расставьте коэффициенты в уравнении методом электронного баланса:



Контрольная работа №2 по теме «Металлы»

1. Напишите уравнения реакций, характеризующих химические свойства гашёной извести.

2. Осуществите превращения

Алюминий \rightarrow Оксид алюминия \rightarrow Нитрат алюминия

\downarrow

Гидроксид алюминия \rightarrow Хлорид алюминия

3. Из 140 г оксида кальция получили 182 г гидроксида кальция. Вычислите массовую долю выхода гидроксида кальция.

4. В трёх пронумерованных пробирках выданы растворы хлоридов: натрия, бария, железа(II). Как опытным путём их можно распознать? Напишите соответствующие уравнения реакций.

Контрольная работа №3 по теме «Неметаллы».

1. Осуществите превращения и определите степени окисления серы во всех соединениях:



-- к уравнению 2 составьте электронный баланс;

-- уравнение 5 напишите в полной и сокращённой ионной форме.

2. Рассчитайте объём газа (н.у.), образующийся при сжигании 1 кг угля, содержащего 96% углерода, если выход этого газа составляет 90 %.

3. Даны вещества: Na_2SO_4 , KCl , KNO_3 , Na_2CO_3 . Распознайте их с помощью качественных реакций. Напишите ход определения веществ.

Проверочная работа №1 по теме «Общие свойства металлов».

1. Составьте уравнения реакций взаимодействия: а) натрия с серой; б) железа с раствором серной кислоты; в) алюминия с бромом. В уравнении реакции (а) расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

2. Между какими веществами произойдёт химическая реакция: а) медь и раствор сульфата железа (II); б) цинк и раствор нитрата ртути (II); в) магний и раствор нитрата свинца (II)?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и сокращённой ионной формах.

3. Какую массу марганца можно получить при восстановлении 90 г оксида марганца (II) алюминотермическим способом, если массовая доля выхода марганца составляет 95 %?

Проверочная работа №2 «Щелочные и щелочноземельные металлы».

1. С какими из перечисленных веществ будет реагировать гидроксид кальция: серная кислота, оксид магния, оксид серы (IV), гидроксид калия, хлорид магния? Напишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионных формах.

2. Осуществите превращения:



3. Напишите уравнение взаимодействия натрия с хлором. Расставьте в нём коэффициенты методом электронного баланса.

Проверочная работа №3 «Железо и его соединения».

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия железа с простыми веществами: кислородом, хлором, серой, бромом. Дайте названия образующимся веществам.

2. Как доказать, что в одном из двух растворов есть ионы Fe^{3+} , а в другом - ионы Fe^{2+} ? Напишите уравнения протекающих реакций.

3. К раствору, содержащему 31 г сульфата меди (II), прибавили железных стружек. Какая масса меди выделилась при этом, если выход её 90 %?

Проверочная работа №4 по теме «Галогены. Сера».**Часть А**

1. Электронная формула внешнего энергетического уровня атомов галогенов соответствует электронной конфигурации:

а) $ns^2 np^3$ б) $ns^2 np^4$ в) $ns^2 np^5$ г) $ns^2 np^2$

2. Из перечисленных элементов наибольший атомный радиус имеет атом:

а) бром б) хлор в) йод г) фтор

3. Наибольшей электроотрицательностью в соединениях обладает атом:

а) бром б) йод в) фтор г) хлор

4. Неметаллические свойства в ряду химических элементов $\text{Te} \rightarrow \text{Se} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{O}$

а) изменяются периодически б) не изменяются в) возрастают г) ослабевают

5. Пара формул веществ, в каждом из которых связь только ковалентная неполярная:

а) F_2 , NaCl б) HCl , NaBr в) Cl_2 , Br_2 г) BaCl_2 , I_2

6. Свойство, не характерное для серы:

- а) хорошо растворима в воде б) жёлтое твёрдое вещество в) горит
г) не проводит электрический ток

7. Запишите название и символ галогена, соединения которого добавляют в поваренную соль для профилактики заболевания щитовидной железы:

- а) бром б) йод в) фтор г) хлор

8. Ряд формул веществ, в котором степень окисления серы уменьшается:

- а) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{SO}_2$ б) $\text{MgS} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{SO}_2$ в) $\text{SO}_2 \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$ г) $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Al}_2\text{S}_3$

9. Оксид серы (VI) реагирует с веществом, формула которого:

- а) H_2SO_3 б) Na в) SiO_2 г) CuO

10. Сумма всех коэффициентов в уравнении реакции, схема которого $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$:

- а) 4 б) 7 в) 9 г) 12

Часть Б

1. Осуществите превращения: $\text{HI} \rightarrow \text{NaI} \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{AlI}_3$

2. Осуществите превращения: $\text{S} \rightarrow \text{FeS} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$

3. Составьте уравнение реакции, схема которой $\text{Ca} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
Расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

4. Молекулярному уравнению $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$ соответствует сокращённое ионное уравнение реакции:

- а) $\text{SO}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ б) $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$

Напишите это уравнение в полном ионном виде.

5. Галогеноводороды в лаборатории получают действием концентрированной серной кислоты на галогениды металлов по схеме реакции $\text{NaCl}_{(\text{ТВ.})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}\uparrow$.

Рассчитайте массу хлороводорода, полученного из 3 моль хлорида натрия.

Проверочная работа №5 по теме «Азот. Фосфор».

1. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



2. Осуществите превращения:



3. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать разбавленная азотная кислота:

KOH, CO₂, CuO, NaNO₃, HCl, CaCO₃? Запишите возможные уравнения реакций в молекулярном и сокращённом ионном виде.

4. Закончите уравнение термического разложения нитрата меди (II), найдите сумму коэффициентов в уравнении:



5. При взаимодействии 37 г гидроксида кальция с сульфатом аммония было получено 15 г аммиака. Вычислите массовую долю аммиака от теоретически возможного.

Проверочная работа №6 по теме «Распознавание анионов».

1. Распознайте опытным путём растворы: фосфата натрия, сульфата калия, карбоната калия и нитрата аммония. Опишите ход определения этих растворов. Напишите уравнения реакций в молекулярном и сокращённом ионном виде.
2. Какие из перечисленных веществ можно использовать для очистки оксида углерода (II) от примеси углекислого газа: оксид фосфора (V), известковая вода, раствор серной кислоты, раствор гидроксида натрия? Напишите уравнения возможных реакций.

Проверочная работа №7 по теме «Органические соединения».

1. Органическим веществом является:
а) углекислый газ б) карбонат натрия в) угольная кислота г) уксусная кислота
2. Общая формула предельных углеводородов:
а) C_nH_{2n} б) C_nH_{2n-2} в) C_nH_{2n+2} г) C_nH_{2n+1} .
3. Найдите формулу алкина, содержащего 5 атомов углерода, назовите его:
а) C_5H_8 б) C_5H_{10} в) C_5H_{12} г) C_5H_{14} .
4. Найдите формулу альдегида и назовите его:
а) CH_3COOH б) CH_3OH в) CH_3CON г) CH_3-O-CH_3 .
5. Свойство, не характерное для глюкозы:
а) сладкая на вкус;
б) хорошо растворима в воде;
в) проводит электрический ток в растворе;
г) твёрдое вещество.
6. Определите класс соединений:
а) C_2H_6 б) C_2H_5OH в) $(C_6H_{10}O_5)_n$ г) NH_2-CH_2-COOH .
7. Какой объём углекислого газа (н.у.) образуется при сгорании 2 л пропана?

РАССМОТРЕНО

Протокол заседания МО учителей естественных наук,
от «_____» _____ 20____ № _____,

_____ Н.М. Стефанюк