

МКОУ «Яланская средняя общеобразовательная школа»

Сафакулевского района Курганской области

«Рассмотрено»

На заседании

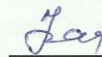
Педагогического совета

Протокол № 1

От « 29 » августа 2017 г.

«Утверждаю»

Директор МКОУ «Яланская
средняя школа»:

 /Файзуллина Н.И./

Приказ № 169

от « 29 » августа 2017 г.



Рабочая программа по предмету

«Химия»

11 класс

Составитель: Хайрова Р.Р.

Учитель химии

2017/2018 учебный год

1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Рабочая программа по химии разработана на основе:

1. Федерального компонента Государственного образовательного стандарта общего образования (приказ Минобрнауки РФ №1089 от 05.03.2004).
2. Примерной программы среднего (полного) общего образования, базисного учебного плана образовательных учреждений РФ (приказ Минобрнауки РФ №1312 от 09.03.2004)
3. Авторской программы О.С. Габриеляна, Г.Г. Лысовой для общеобразовательных учреждений предмета химии на профильном уровне к учебникам авторов О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова (профильный курс)
4. Учебный план школы на 2016-2017 учебный год.
5. Приказ по школе «О структуре рабочей программы».

Данная рабочая программа предусматривает изучение в рамках 11 класса изучение вопросов «Общей химии». Ведущая идея этого предмета - целостность неорганической и органической химии на основе общности их понятий, законов и теорий, а также общих подходов к классификации органических и неорганических веществ и закономерностей протекания химических реакций между ними. Такое построение курса общей химии позволяет подвести учащихся к пониманию материальности единого мира веществ, причин его многообразия, всеобщей связи явлений.

Программа ориентирована на учебник «Химия 10 (11) класс» для общеобразовательных учреждений. Профильный уровень Г.С. Габриелян, Г.Г. Лысова-М.: Дрофа, 2014. Входящий в Федеральный перечень допущенных и разрешенных учебников Минобрнауки и науки РФ к использованию в общеобразовательном процессе в общеобразовательных учреждениях на 2014-2017 учебный год.

Рабочая программа рассчитана на 99 часов (в соответствии со школьным учебным планом), 3 часа в неделю. Из этих часов приходится:

- на практические работы 7 часов;
- на контрольные работы 6 часа;

ЦЕЛИ И ЗАДАЧИ КУРСА

Изучение химии в старшей школе на профильном уровне направлено на достижение следующих целей:

- **освоение системы знаний** о фундаментальных законах, теориях, фактах химии, необходимых для понимания научной картины мира;
- **овладение умениями:** характеризовать вещества, материалы и химические реакции; выполнять лабораторные эксперименты; проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям; осуществлять поиск химической информации и оценивать ее достоверность; ориентироваться и принимать решения в проблемных ситуациях;
- **развитие** познавательных интересов, интеллектуальных и творческих способностей в процессе изучения химической науки и ее вклада в технический прогресс цивилизации; сложных и противоречивых путей развития идей, теорий и концепций современной химии;
- **воспитание убежденности** в том, что химия – мощный инструмент воздействия на окружающую среду, и **чувства ответственности** за применение полученных знаний и умений;

· **применение полученных знаний и умений** для безопасной работы с веществами в лаборатории, быту и на производстве; решения практических задач в повседневной жизни; предупреждения явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде; проведения исследовательских работ; сознательного выбора профессии, связанной с химией.

Предмет химии 11 класса обобщает, углубляет и расширяет знания о строении и свойствах неорганических веществ. В нем излагаются основы общей химии: современные представления о строении атома, природе и свойствах химической связи, основные закономерности протекания химических процессов, в том числе электролиза, коррозии, общие свойства сложных неорганических веществ, неметаллов и металлов, научные принципы химического производства, некоторые аспекты охраны окружающей среды. Ведущая роль отводится химическому эксперименту, причем не, только в реализации принципа наглядности, но и в создании проблемных ситуаций на уроках. Предусматриваются все виды школьного химического эксперимента — демонстрации, лабораторные опыты и практические работы, а также сочетание эксперимента с другими средствами обучения.

2. ТРЕБОВАНИЯ К УРОВНЮ ПОДГОТОВКИ ВЫПУСКНИКОВ

В результате изучения химии на профильном уровне ученик должен знать/понимать:

- **роль химии в естествознании**, ее связь с другими естественными науками, значение в жизни современного общества;
- **важнейшие химические понятия:** вещество, химический элемент, атом, молекула, масса атомов и молекул, ион, радикал, аллотропия, нуклиды и изотопы, атомные *s*-, *p*-, *d*-орбитали, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, гибридизация орбиталей, пространственное строение молекул, моль, молярная масса, молярный объем, вещества молекулярного и немолекулярного строения, комплексные соединения, дисперсные системы, истинные растворы, электролитическая диссоциация, кислотно-основные реакции в водных растворах, гидролиз, окисление и восстановление, электролиз, скорость химической реакции, механизм реакции, катализ, тепловой эффект реакции, энтальпия, теплота образования, энтропия, химическое равновесие, константа равновесия, углеродный скелет, функциональная группа, гомология, структурная и пространственная изомерия, индуктивный и мезомерный эффекты, электрофил, нуклеофил, основные типы реакций в неорганической и органической химии;
- **основные законы химии:** закон сохранения массы веществ, периодический закон, закон постоянства состава, закон Авогадро, закон Гесса, закон действующих масс в кинетике и термодинамике;
- **основные теории химии:** строения атома, химической связи, электролитической диссоциации, кислот и оснований, строения органических соединений (включая стереохимию), химическую кинетику и химическую термодинамику;
- **классификацию и номенклатуру** неорганических и органических соединений;
- **природные источники** углеводородов и способы их переработки;
- **вещества и материалы, широко используемые в практике:** основные металлы и сплавы, графит, кварц, стекло, цемент, минеральные удобрения, минеральные и органические кислоты, щелочи, аммиак, углеводороды, фенол, анилин, метанол, этанол, этиленгликоль, глицерин, формальдегид, ацетальдегид, ацетон, глюкоза, сахароза, крахмал, клетчатка, аминокислоты, белки, искусственные волокна, каучуки, пластмассы, жиры, мыла и моющие средства;

уметь:

- **называть** изученные вещества по «тривиальной» и международной номенклатурам;

- **определять:** валентность и степень окисления химических элементов, заряд иона, тип химической связи, пространственное строение молекул, тип кристаллической решетки, характер среды в водных растворах, окислитель и восстановитель, направление смещения равновесия под влиянием различных факторов, изомеры и гомологи, принадлежность веществ к различным классам органических соединений, характер взаимного влияния атомов в молекулах, типы реакций в неорганической и органической химии;
- **характеризовать:** s-, p- и d-элементы по их положению в периодической системе Д. И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических соединений; строение и свойства органических соединений (углеводородов, спиртов, фенолов, альдегидов и кетонов, карбоновых кислот, аминов, аминокислот и углеводов);
- **объяснять:** зависимость свойств химического элемента и образованных им веществ от положения в периодической системе Д. И. Менделеева; зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения; природу и способы образования химической связи; зависимость скорости химической реакции от различных факторов, реакционной способности органических соединений от строения их молекул;
- **выполнять химический эксперимент:** по распознаванию важнейших неорганических и органических веществ; получению конкретных веществ, относящихся к изученным классам соединений;
- **проводить** расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций;
- **осуществлять** самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи информации и ее представления в различных формах;

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

- понимания глобальных проблем, стоящих перед человечеством: экологических, энергетических и сырьевых;
 - объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;
 - экологически грамотного поведения в окружающей среде;
 - оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы;
 - безопасной работы с веществами в лаборатории, быту и на производстве;
 - определения возможности протекания химических превращений в различных условиях и оценки их последствий;
 - распознавания и идентификации важнейших веществ и материалов;
 - оценки качества питьевой воды и отдельных пищевых продуктов;
- критической оценки достоверности химической информации, поступающей из различных источников.

3. Учебно--тематическое планирование уроков химии в 11 классе (профильный уровень)

Зчаса в неделю (99 часов из них 2 часа резервного времени)

№	Название темы	Всего часов	Практические и лабораторные работы (тема)	Контрольные работы (тема)
<u>1</u>	Тема1.Строение атома. Периодический закон и периодическая система Химических элементов Д.И.Менделеева	10		
1	Инструктаж по Т.Б. Вводный урок			
2	Состав атома. Нуклиды			
3	Состояние электронов в атоме.			
4	Квантовые числа электронов			
5	Электронные конфигурации атомов.			
6	Электронно-графическая формула атома.			
7-8	Валентность и валентные возможности атома			
9	Периодический закон. Изменение свойств простых веществ и соединений элементов в периодах и в группах.			
10	Обобщающий урок по теме строение атомов ПСХЭ и ПЗ			
10	Урок контроля и обобщения знаний по теме «Строение атома. Периодическая система и периодический закон».			
<u>2</u>	Тема 2. Химическая связь	11		
11	Ковалентная химическая связь.			
12	Основные характеристики ковалентной связи.			
13	Пространственное строение молекул			
14	Полярность молекул. Ионная связь.			
15	Степень окисления			
16	Водородная связь. Металлическая связь			
17	Межмолекулярные взаимодействия.			
18	Газообразные, жидкие и твердые вещества			
19	Комплексные соединения.			
20	Обобщение темы «Химическая связь».Подготовка к контрольной работе №1			
20	<u>Контрольная работа №1</u>			
<u>3</u>	Тема 3. Химические реакции и закономерности их протекания	10		
21	Энергетика химических реакций.			
22	Термохимические уравнения.			
23	Закон Гесса.			
24	Понятие об энтропии.			
25	Энергия Гиббса.			
26	Термохимические расчеты.			
27	Скорость химической реакции.			
28	Факторы, влияющие на скорость химических реакций			
29	Катализаторы.			
30	Обратимые и необратимые реакции.			
31	Химическое равновесие.			
32	Смещение химического равновесия.			
33	Решение задач по теме «Скорость реакции. Химическое равновесие»			
34	<u>Практическая работа № 1</u>			
			Прак.раб.№1 «Скорость химических реакций	Контр.раб.№1 по разделу «Строение вещества».

4	Тема 4. Химические реакции в водных растворах	9		
32	Дисперсные системы и их квалификация.			
33	Растворы. Растворимость веществ в воде.			
34	Способы выражения состава растворов.			
35	Практическая работа № 2		Прак.раб.№2 «Приготовление раствора заданной молярной концентрации»	
36	Электролитическая диссоциация. Сильные и слабые электролиты.			
37	Произведение растворимости. Ионное произведение воды. Водородный показатель			
38	Реакции ионного обмена			
39	Гидролиз солей. Степень гидролиза			
40	Практическая работа № 3.		Прак.раб.№3. «Гидролиз солей»	
	Тема 5. Реакции с изменением степеней окисления атомов химических элементов	10		
41	Окислительно-восстановительные реакции. Окислители и восстановители. Классификация ОВР			
42	Составление уравнений ОВР. Метод электронного баланса			
	Особые случаи составления уравнений ОВР			
43	Метод электронно-ионного баланса.			
44	Органические вещества в ОВР.			
45	Электролиз расплавов и растворов электролитов			
46	Решение задач по теме «Электролиз расплавов и растворов»			
47	Коррозия металлов. Способы защиты металлов от коррозии			
48	Практическая работа № 4		Прак.раб.№4 «Решение задач по неорганической химии»	
49	Обобщение и систематизация знаний по теме «Химические реакции».			
50	Контрольная работа № 2			Контр.раб.№2 по теме «Химические реакции»
	III. Вещества и их свойства.			
	Тема 6. Основные классы неорганических соединений	10		
51	Оксиды			
52	Гидроксиды. Основания			
53	Кислоты			
54	Амфотерные гидроксиды			
55	Решение задач с использованием стехиометрических схем			
56	Классификация солей. Средние соли			
57	Кислые соли			
58	Основные, двойные и смешанные соли			
59	Генетическая связь между классами неорганических веществ			К.Р.№3 «Основные классы неорганич. Веществ».
60	Контрольная работа №3			
	Тема 7. Металлы и их соединения	20		
61	Общая характеристика и способы получения металлов			презентация
62	Свойства металлов			
63	Получение металлов. Электролиз.			
64	Металлы I A группы			
65	Металлы II A группы			презентация
66	Алюминий			
67	Общая характеристика d- элементов			
68	Хром и его соединения			
69	Практическая работа № 5		Прак.раб.№5 «Решение задач по органической химии»	презентация презентация
70	Марганец и его соединения			
71	Железо и его соединения		Прак.раб.№6	

72	Практическая работа № 6		«Связь между классами органических и неорганических соединений»	
73	Медь и её соединения			
74	Серебро и его соединения			
75	Химические элементы побочной подгруппы II группы.			
76	Цинк и его соединения.			
77	Ртуть и его соединения			
78	Решение задач по материалу темы			
79	Обобщение знаний по теме: «Металлы и их соединения»			Контр.раб.№4 по теме: «Металлы и их соединения».
80	Контрольная работа №4			
8	Тема 8. Неметаллы и их соединения	7		
81	Общая характеристика неметаллов			
	Свойства неметаллов			
82	Водородные соединения неметаллов			
83	Оксиды неметаллов и соответствующие им гидроксиды			
84	Благородные газы			
85	Практическая работа № 7		Прак.раб. № 7 «Получение, собирание и распознавание газов»	
86	Обобщение знаний по теме «Неметаллы и их соединения»			Контр.раб.№5 по теме: «Основные классы неорганических веществ. Неметаллы»
87	Контрольная работа № 5			
9	IV.Химическая технология и экология	5		
	Тема 9. Химия и химическая технология			
88	Химия и производство. Производство серной кислоты контактным способом.			
89	Производство аммиака			
	Производство чугуна и стали			
90	Химия и сельское хозяйство.			
91	Химия и повседневная жизнь человека.			
92	Итоговая контрольная работа			Итоговая к/р №6
	Тема 10. Охрана окружающей среды	5		
93	Охрана атмосферы			
	Охрана гидросферы			
	Охрана почвы.			
94,95	Решение задач на ВМФ			
96	Окислительно-восстановительные реакции			
97	Итоговый урок.			
98,99	Резерв	2		
	Всего	99		

4. СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ

11 класс (профильный уровень) (3 ч в неделю; всего 99ч)

I. СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Тема 1 Строение атома. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева (10 ч)

Обобщение ранее полученных знаний об атоме. Состав атома: ядро (протоны и нейтроны), электроны, их заряд и масса. Заряд ядра — важнейшая характеристика атома. Нуклиды и изотопы. Развитие представлений о сложном строении атома. Состояние электронов в атоме. Двойственная природа электрона. Атомная орбиталь и электронное облако. Понятие о квантовых числах. Форма *s*-, *p*-, *d*- орбиталей. Принцип Паули. Максимальное число электронов на энергетических уровнях и подуровнях. Принцип наименьшей энергии и электронная формула атома. Электронная классификация элементов: *s*-, *p*-, *d*-, *f*- семейства. Валентные электроны *s*, *p*, *d*, *f* элементов. Правило Хунда и графическая схема строения электронных слоев атомов (электронно-графическая формула атома).

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева в свете теории строения атома. Современная формулировка периодического закона. Структура Периодической системы. Строение атомов элементов малых и больших периодов, главных и побочных подгрупп. Физический смысл номеров периода и группы. Изменение характеристик и свойств атомов элементов и их соединений (вертикальная и горизонтальная периодичность, диагональное сходство). Физический смысл периодического закона. Общая характеристика элемента и свойств его соединений на основе положения элемента в Периодической системе. Предсказание свойств веществ на основе периодического закона. Значение периодического закона для развития науки и понимания научной картины мира.

Демонстрации:

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Плакаты с электронными и электронно-графическими формулами атомов элементов малых и больших периодов.
3. Кинофильм «Жизнь и научная деятельность Д. И. Менделеева» (фрагмент).

Тема 2 Химическая связь (11 ч)

Ковалентная химическая связь, механизмы ее образования: обменный и донорно-акцепторный. Полярная и неполярная ковалентные связи. Валентность и валентные возможности атома в свете теорий строения атома и химической связи. Валентные электроны и валентные орбитали (орбитали с неспаренными электронами, неподеленными электронными парами, свободные орбитали). Основное и возбужденное состояние атома.

Комплексные соединения. Состав комплексного соединения: комплексообразователь, лиганды. Координационное число комплексообразователя. Внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Классификация комплексных соединений: соединения с комплексным анионом, комплексным катионом, нейтральные комплексы. Номенклатура комплексных соединений. Составление формулы комплексного соединения. Механизм образования комплексных соединений. Донорно-акцепторное взаимодействие комплексообразователя и лигандов. Диссоциация и определение комплексных соединений. Значение комплексных соединений в химической технологии и жизнедеятельности организмов.

Основные характеристики ковалентной связи: энергия связи, длина связи, валентные углы, насыщенность, направленность и поляризуемость. σ - связь и π - связи.

Гибридизация атомных орбиталей. Виды гибридизации атомных орбиталей. Пространственное строение (геометрия) молекул (линейные, треугольные, тетраэдрические, пирамидальные и угловые молекулы). Полярность молекул. Полярные и неполярные молекулы. Зависимость типа молекул от вида химической связи и строения молекул.

Ионная связь как предельный случай ковалентной полярной связи.

Степень окисления и валентность. Правила определения степеней окисления атомов в соединениях.

Водородная связь. Влияние водородной связи на свойства веществ. *Межмолекулярные взаимодействия*. Единая природа химической связи.

Современные представления о строении твердых, жидких и газообразных веществ. Кристаллические и аморфные вещества. Типы кристаллических решеток: ионные, атомные, молекулярные и металлические. **Металлическая связь**, ее особенности. Зависимость свойств веществ от типа связи между частицами в кристаллах. Вещества молекулярного и немoleкулярного строения.

Демонстрации

1. Плакаты со схемами образования ковалентной, ионной, водородной и металлической химической связи.
2. Плакат со схемами образования молекул линейной, треугольной, тетраэдрической и угловой формы.
3. Модели кристаллических решеток, коллекция кристаллов.

II. ХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Тема 3 Химические реакции и закономерности их протекания (10 ч)

Сущность химической реакции (процесс разрыва связей в реагентах и образование новых связей в продуктах реакции). Энергетика химических реакций. Экзо- и эндотермические реакции. Тепловой эффект. Энтальпия. Термохимические уравнения. Закон Гесса, его применение для термохимических расчетов. Стандартная теплота (энтальпия) образования химических соединений. Понятие об энтропии. *Энергия Гиббса. Условия принципиальной возможности протекания реакции.*

Скорость реакции. Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость гомо- и гетерогенных реакций. Элементарные и сложные реакции. *Механизм реакции.* Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действующих масс. Константа скорости реакции. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа. Энергия активации. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Роль катализаторов в интенсификации технологических процессов.

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Равновесные концентрации. Константа равновесия. Химическое равновесие в гомо- и гетерогенных реакциях. Факторы, влияющие на смещение равновесия (температура, давление и концентрация реагентов). Принцип Ле Шателье. Роль смещения равновесия в увеличении выхода продукта в химической промышленности.

Демонстрации

1. Экзо- и эндотермические реакции (гашение извести и разложение дихромата аммония).
2. Зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры (взаимодействие цинка с соляной и уксусной кислотами при разных концентрациях и температурах).
3. Влияние площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ на протекание реакции (взаимодействие гранул и порошка цинка или мела с соляной кислотой одинаковой концентрации).
4. Влияние температуры на химическое равновесие (взаимодействие иода с крахмалом).

Практическая работа 1

Скорость химической реакции.

Расчетные задачи

Решение задач с использованием:

1. Закона Гесса.
2. Правила Вант-Гоффа.
3. Закона действующих масс.
4. Константы равновесия.
5. Расчет изменения энтропии реакции.
6. *Расчет изменения энергии Гиббса реакции.*

Тема 4 Химические реакции в водных растворах (9 ч)

Дисперсные системы. Понятие о дисперсных системах. Дисперсионная среда и дисперсная фаза. Классификация дисперсных систем. Представление о коллоидных растворах. Эффект Тиндала. Суспензии, эмульсии. Истинные растворы.

Образование растворов. Механизм и энергетика растворения. Кристаллогидраты. Химическое равновесие при растворении. Растворимость веществ в воде. Влияние на растворимость природы растворяемого вещества и растворителя, температуры и давления. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Способы выражения состава растворов. Массовая доля растворенного вещества, молярная и *моляльная* концентрации. Значение растворов в жизнедеятельности организмов, быту, промышленности.

Электролитическая диссоциация. Зависимость диссоциации от характера химических связей в электролитах. Степень диссоциации электролитов. Факторы, влияющие на степень диссоциации. Слабые и сильные электролиты.

Константа диссоциации. Смещение ионного равновесия в растворе слабого электролита.

Произведение растворимости.

Диссоциация воды. Константа диссоциации воды. *Ионное произведение воды*. Водородный показатель (рН). Индикаторы. Роль водородного показателя в химических и биологических процессах.

Положение элементов в Периодической системе и кислотно-основные свойства их гидроксидов. Современные представления о природе кислот и оснований.

Реакции ионного обмена. Условия необратимого протекания реакции: выпадение осадка, выделение газа, образование слабого электролита или комплексного иона.

Реакции, протекающие до состояния равновесия. Реакции, не протекающие в растворе.

Гидролиз солей. Обратимый гидролиз солей. Сущность процесса гидролиза. Различные случаи гидролиза солей. Степень гидролиза. Смещение равновесия гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Гидролиз солей в свете протонной теории. Взаимодействие металлов с растворами гидролизующихся солей. Необратимый (полный) гидролиз солей и бинарных соединений. Механизм полного гидролиза солей.

Демонстрации

1. Образцы дисперсных систем с жидкой средой.
2. Образцы пищевых, косметических, биологических и медицинских зелей и гелей.
3. Эффект Тиндаля.
4. Образование и дегидратация кристаллогидратов.
5. Насыщенный, ненасыщенный и пересыщенный растворы.
6. Факторы, влияющие на растворимость веществ.
7. Таблица «Положение элементов в Периодической системе и характер диссоциации их гидроксидов».

Практическая работа 2

Приготовление раствора заданной молярной концентрации.

Практическая работа 3

Гидролиз солей.

Расчетные задачи

1. Расчет массовой доли растворенного вещества.
2. Вычисление растворимости веществ в воде.
3. Вычисление молярной и *моляльной* концентрации растворенного вещества.

Тема 5 Реакции с изменением степеней окисления атомов химических элементов (10 ч)

Окислительно-восстановительные реакции. Процессы окисления и восстановления. Восстановители и окислители. Окислительно-восстановительная двойственность. Изменение окислительно-восстановительных свойств простых веществ в зависимости от положения образующих их элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса.

Классификация окислительно-восстановительных реакций (межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции диспропорционирования).

Особые случаи составления уравнений окислительно-восстановительных реакций. *Метод электронно-ионного баланса (метод полуреакций)*. Органические вещества в окислительно-восстановительных реакциях. Окислительно-восстановительные реакции в природе, производственных процессах и жизнедеятельности организмов.

Химические источники тока (гальванические элементы). Электрохимический ряд напряжений металлов.

Направление окислительно-восстановительных реакций. Ряд стандартных электродных потенциалов.

Электролиз. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов с инертными электродами. Электролиз с растворимым анодом. Применение электролиза в промышленности. Аккумуляторы.

Коррозия металлов. Ущерб от коррозии. Виды коррозии (химическая и электрохимическая). Способы защиты металлов от коррозии: легирование, антикоррозионные покрытия (неметаллические и металлические — анодные и катодные), протекторная защита, ингибирование, изменение свойств агрессивной среды.

Демонстрации

1. Примеры окислительно-восстановительных реакций.
2. Медно-цинковый гальванический элемент, его работа.

3. Электролиз растворов хлорида меди(II) и сульфата натрия или калия.

Расчетные задачи

Решение задач по теме «Электролиз».

Практическая работа №4 Решение задач по неорганической химии.

III. ВЕЩЕСТВА И ИХ СВОЙСТВА

Тема 6 Основные классы неорганических соединений (10 ч)

Обобщение свойств важнейших классов неорганических соединений.

Оксиды. Классификация оксидов по химическим свойствам.

Способы получения, физические свойства. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов.

Гидроксиды. Основания, классификация, способы получения и химические свойства. Кислоты, классификация, номенклатура, способы получения и химические свойства.

Окислительно-восстановительные свойства кислот.

Амфотерные гидроксиды, получение и химические свойства.

Соли. Средние соли, номенклатура, способы получения и химические свойства. Окислительно-восстановительные свойства средних солей. Кислые соли, номенклатура, способы получения, диссоциация и химические свойства. Перевод кислых солей в средние. Основные соли, номенклатура, способы получения, диссоциация и химические свойства. Перевод основных солей в средние. Двойные и смешанные соли.

Генетическая связь между классами неорганических соединений.

Демонстрации

1. Реакции, характерные для основных, кислотных и амфотерных оксидов и гидроксидов.
2. Получение и свойства средних, кислых и основных солей.
3. Термическое разложение нитратов и солей аммония.

Расчетные задачи

Решение задач с использованием стехиометрических схем.

Тема 7

Металлы и их соединения (20 ч)

Общий обзор металлов. Положение элементов, образующих простые вещества — металлы, в Периодической системе. Особенности строения их атомов. Общие способы получения металлов и их физические свойства. Химические свойства металлов: взаимодействие с простыми веществами — неметаллами, со сложными веществами: с водой, растворами щелочей и кислот, кислотами-окислителями (азотная и концентрированная серная), растворами солей, расплавами щелочей в присутствии окислителей. Применение металлов, их сплавов и соединений в промышленности и современной технике. Роль металлов в природе и жизни организмов.

Металлы, образованные атомами s -элементов. Общая характеристика s -элементов. Особенности строения атомов и свойств соединений.

Хром. Строение атома и степени окисления. Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства хрома. Оксиды и гидроксиды хрома(II), (III), (VI). Хромовая и дихромовая кислоты и их соли. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома. Применение хрома, его сплавов и соединений.

Марганец. Строение атома и степени окисления. Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства марганца. Оксиды и гидроксиды марганца(II), (IV), (VII). Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца. Применение марганца, его сплавов и соединений.

Железо. Строение атома и степени окисления. Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства железа и его соединений (оксиды, гидроксиды, соли и комплексные соединения). Применение железа, его сплавов и соединений.

Металлы, образованные атомами d -элементов I группы. Общая характеристика элементов подгруппы меди.

Медь и серебро. Строение атомов и степени окисления. Распространение в природе, получение, физические и химические свойства меди и серебра. Оксиды, гидроксиды и комплексные соединения меди и серебра. Окислительно-восстановительные свойства соединений меди и серебра. Сплавы меди и серебра. Применение меди и серебра, их сплавов и соединений.

Металлы, образованные атомами d -элементов II группы. Общая характеристика элементов подгруппы цинка.

Цинк. Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства. Амфотерность оксида и гидроксида. Соли цинка. Применение цинка, его сплавов и соединений.

Ртуть. Нахождение в природе, получение, физические и химические свойства ртути и ее соединений, применение. Токсичность ртути и ее соединений. Правила безопасности при использовании в быту приборов, содержащих ртуть.

Демонстрации

1. Коллекция металлов с различными физическими свойствами.
2. Взаимодействие металлов с неметаллами и водой, алюминия с растворами щелочи, серной и азотной кислот. Отношение алюминия и железа к концентрированным растворам азотной и серной кислот.
3. Минералы, содержащие хром, марганец, железо, медь и цинк.
4. Образцы чугуна, стали, сплавов хрома, марганца, меди, серебра, цинка.
5. Горение железа в кислороде и хлоре.
6. Получение гидроксидов железа(II) и (III), их кислотнo-основные и окислительно-восстановительные свойства.
7. Взаимодействие меди с концентрированной и разбавленной азотной кислотой.

Практическая работа №5

Решение задач по органической химии.

Практическая работа 6

Связь между классами органических и неорганических соединений.

Расчетные задачи Решение задач по материалу темы.

Тема 8

Неметаллы и их соединения (7 ч)

Общий обзор неметаллов. Положение элементов, образующих простые вещества — неметаллы, в Периодической системе элементов. Особенности строения их атомов. Способы получения неметаллов и их физические свойства. Аллотропные модификации кислорода, серы, фосфора, углерода и их свойства. Химические свойства неметаллов. Окислительно-восстановительная двойственность неметаллов. Окислительные свойства: взаимодействие с металлами и водородом, менее электроотрицательными неметаллами, некоторыми сложными веществами. Восстановительные свойства в реакциях с более электроотрицательными неметаллами (кислород, фтор, хлор и др.), сложными веществами — окислителями (азотная и концентрированная серная кислоты и др.). Взаимодействие углерода и водорода с оксидами. Реакции диспропорционирования: взаимодействие галогенов (кроме фтора) и серы с щелочами, хлора и брома с водой.

Соединения неметаллов. Водородные соединения неметаллов. Получение, отношение к воде, изменение кислотнo-основных свойств в периодах и группах. Окислительно-восстановительные свойства водородных соединений неметаллов. Реакции, протекающие без изменения степени окисления атома неметалла.

Кислородные соединения неметаллов. Оксиды неметаллов и соответствующие им гидроксиды. Зависимость кислотнo-основных свойств оксидов и гидроксидов от степени окисления неметалла. Химические свойства (реакции, протекающие с изменением и без изменения степени окисления атома неметалла).

Пероксид водорода. Состав молекулы, окислительно-восстановительные свойства, реакция диспропорционирования, применение.

Благородные газы. Получение, физические и химические свойства, применение.

Демонстрации

1. Модели кристаллических решеток иода, алмаза и графита.
2. Получение аллотропных модификаций серы и фосфора.
3. Взаимодействие серы с кислородом, водородом, растворами щелочи и азотной кислоты.
4. Вытеснение менее активных галогенов из их соединений (галогенидов) более активными галогенами.

Практическая работа 7

Получение, собиpание и распознавание газов.

Расчетные задачи Решение задач по материалу темы.

IV. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕХНОЛОГИЯ И ЭКОЛОГИЯ

Тема 9 Химия и химическая технология (2ч)

Производство серной кислоты и аммиака: закономерности химических реакций, выбор оптимальных условий их осуществления. Промышленное получение чугуна и стали.

Общие научные принципы химического производства. Применение в организации химических производств современных методов оптимизации и управления. Необходимость экологической экспертизы новых технологий.

Демонстрации

1. Модель или схема производства серной кислоты.
2. Модель или схема производства аммиака.
3. Модель конвертера.

Предприятия по производству неорганических веществ.

Расчетные задачи Расчет выхода продукта реакции.

Тема 10 Охрана окружающей среды (5 ч)

Охрана атмосферы. Значение атмосферы. Состав атмосферы Земли. Озоновый щит Земли. Основные загрязнители и источники загрязнения атмосферы. Изменение свойств атмосферы в результате ее загрязнения: парниковый эффект, кислотные дожди, фотохимический смог. Понятие о предельно допустимых концентрациях (ПДК) вредных веществ. Охрана атмосферы от загрязнения.

Охрана гидросферы. Значение гидросферы. Вода в природе. Вода — универсальный растворитель. Роль воды в круговороте веществ в природе. Источники и виды загрязнения воды. Охрана водных ресурсов от загрязнений.

Охрана почвы. Почва — основной источник обеспечения растений питательными веществами. Источники и основные загрязнители почвы. Способы снижения загрязненности почвы.

Химия как необходимая научная основа разработки мер борьбы с загрязнением окружающей среды, научно обоснованных норм природопользования, ограничения потребления природных ресурсов.

Демонстрации

1. Схемы круговорота в природе кислорода, азота, серы, углерода, воды.
2. Схема безотходного производства.

5. Учебно-методическое обеспечение

для учителя

1. Габриелян О. С., Лысова Г. Г. Химия. 11 кл. Профильный уровень: Вертикаль. — М.: Дрофа 2014
2. Поурочные разработки по химии. 11 кл. Н.П.Троегубова — М.: «Вако», 2009
3. Пособие по химии . Г. П. Хомченко. М. «Новая волна» . Издатель Умеренков. 2008.
4. Решение задач по химии . Решения. Методики. Советы. И.Г. Хомченко. М. «Новая волна» . Издатель Умеренков. 2010.
5. Химия. 11 к л.: Контрольные и проверочные работы к учебнику О. С. Габриеляна, Г. Г. Лысовой «Химия. 11»/О. С. Габриелян, П. Н. Березкин, А. А. Ушакова и др. — М.: Дрофа, 2004— 2006.
6. Научно-методический журнал «Химия. Всё для учителя» Издательская группа «Основа».
- Брейгер Л.М. Химия 10 кл Волгоград.Учитель .
7. Химия. Учебно-методическая газета для учителей химии и естествознания. Основана в 1992г.

для ученика

1. Химия 11 кл. Профильный уровень. Габриелян О.С. М. Дрофа 2007.
2. Новашинский И.И. Органическая химия: пособие для старшеклассников и абитуриентов. М. Педагогика.
3. Решение задач по химии . Решения. Методики. Советы. И.Г. Хомченко. М. «Новая волна» . Издатель Умеренков. 2010.

ИКТ

1. Электронный учебник «Химия 11 класс»
2. Электронные пособия школьной медиатеки: «Углерод и его соединения»
«Органические вещества».
3. Компакт-диски прилагаемые к газете химия

6 .Оборудование и приборы

№ п/п	Наименование объектов и средств материально – технического обеспечения	Количество по факту
1	I. Печатные пособия Комплект портретов ученых-химиков	д
2	Серия справочных таблиц по химии («Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева», «Растворимость солей, кислот и оснований в воде», «Электрохимический ряд напряжений металлов», «Окраска индикаторов в различных средах»).	д
3	Серия инструктивных таблиц по химии	д
4	Серия таблиц по неорганической химии	1
1	III. Информационно-коммуникативные средства Мультимедийные программы (обучающие, тренинговые, контролирующие) по всем разделам курса химии	4
2	Электронные библиотеки по курсу химии	1
	IV. Технические средства обучения	
1	Компьютер	1
2	Мультимедийный проектор	1
3	Экран проекционный	1
	V. Учебно-практическое и учебно-лабораторное оборудование Приборы, наборы посуды и лабораторных принадлежностей для химического эксперимента Общего назначения	
1	Весы электронные	1
2	Нагревательные приборы : - спиртовки - нагреватель для колб учебный НКУ	2 1
3	Доска для сушки посуды	1
4	Комплект электроснабжения кабинета химии	1
1	Демонстрационные Набор посуды и принадлежностей для демонстрационных опытов по химии	100

2	Набор деталей для монтажа установок, иллюстрирующих химические производства	1 дет.
3	Столик подъемный	1
4	Штатив для демонстрационных пробирок ПХ-21	10
5	Штатив металлический ШЛБ	7
6	Набор флаконов (250 – 300 мл для хранения растворов реактивов)	100 шт
1	Специализированные приборы и аппараты Аппарат (прибор) для получения газов (Киппа)	1
2	Озонатор	1
3	Прибор для демонстрации светового эффекта реакций	1
4	Прибор для определения состава воздуха	1
5	Воронка делительная для работы с вредными веществами	2
6	Воронка делительная общего назначения	5
1	Комплекты для лабораторных опытов и практических занятий по химии Весы механические лабораторные	3
2	Весы электронные учебные лабораторные ВУЛ-50 ЭМ	1
3	Набор банок для хранения твердых реактивов (30 – 50 мл)	50
4	Набор склянок (флаконов) для хранения растворов реактивов	50
5	Набор пробирок (ПХ-14, ПХ-16)	50
6	Прибор для получения газов	10
7	Комплекты для монтажа химического оборудования МБ	7
8	Цилиндры мерные стеклянные	7 + 2
9	Кристаллизатор	1
1	VI. Модели Набор кристаллических решеток: алмаза, графита, поваренной соли	1
2	Набор моделей – аппликаций для иллюстрации типов химических реакций	1
3	Набор для моделирования электронного строения атомов элементов	1
	VIII.Натуральные объекты, коллекции	
1	Топливо	3
	Реактивы (по норме)	В налич
	<i>Набор № 1 ОС «Кислоты»</i> Кислота серная 4,800 кг Кислота соляная 2,500 кг	2 кг 2 кг

	<i>Набор № 2 ОС «Кислоты»</i> Кислота азотная 0,300 кг Кислота ортофосфорная 0,050 кг	1 кг 0,6 кг
	<i>Набор № 3 ОС «Гидроксиды»</i> Калия гидроксид 0,200 кг Кальция гидроксид 0,500 кг Натрия гидроксид 0,500 кг	0,450 кг 0,200 кг 0,400 кг
	<i>Набор № 4 ОС «Оксиды металлов»</i> Алюминия оксид 0,100 кг Бария оксид 0,100 кг Железа (III) оксид 0,050 кг Кальция оксид 0,100 кг Магния оксид 0,100 кг Меди (II) оксид (гранулы) 0,200 кг Калия оксид 0,100 кг Цинка оксид 0,100 кг	0,05 кг 0,150 кг 0,050 кг 0,125 кг 0,150 кг 0,050 кг
	<i>Набор № 5 ОС «Металлы»</i> Алюминий (гранулы) 0,100 кг Алюминий (стружка) 0,050 кг Железо восстановленное (порошок) 0,050 кг Магний (опилки) 0,050 кг Медь (гранулы, опилки) 0,050 кг Цинк (гранулы) 0,500 кг	0,200 кг 0,200 кг 0,150 кг 0,100 кг 0,075 кг 0,075 кг
	<i>Набор № 6 ОС «Щелочные и щелочноземельные металлы»</i> Литий 5 ампул Натрий 20 ампул	5 ампул 5 ампул
	<i>Набор № 7 ОС «Огнеопасные вещества»</i> Сера (порошок) 0,050 кг	0,200 кг
	<i>Набор № 9 ОС «Галогениды»</i> Бария хлорид 0,100 кг Железа (III) хлорид 0,100 кг Калия хлорид 0,050 кг Кальция хлорид 0,100 кг Магния хлорид 0,100 кг Меди (II) хлорид 0,100 кг Натрия хлорид 0,100 кг Цинка хлорид 0,050 кг Калия иодид 0,050 кг Калия бромид 0,050 кг	0,100 кг 0,050 кг 0,150 кг 0,200 кг 0,200 кг 0,200 кг 0,100 кг 0,100 кг 0,150 кг

	<i>Набор № 10 ОС «Сульфаты. Сульфиты. Сульфиды»</i> Алюминия сульфат 0,100 кг Железа (II) сульфат 0,100 кг Калия сульфат 0,050 кг Кальция сульфат 0,200 кг Магния сульфат 0,050 кг Меди (II) сульфат безводный 0,050 кг Меди (II) сульфат 5-ти водный 0,100 кг Натрия сульфид 0,050 кг Натрия сульфат 0,050 кг Цинка сульфат 0,200 кг	0,450 кг 0,500 кг 0,500 кг 0,050 кг 0,175 кг 0,200 кг
	<i>Набор № 11 ОС «Карбонаты»</i> Калия карбонат (поташ) 0,050 кг Меди (II) карбонат основной 0,100 кг Натрия карбонат 0,100 кг Натрия гидрокарбонат 0,100 кг Кальция карбонат 0,200 кг Магния карбонат 0,200 кг	0,240 кг 0,500 кг 0,350 кг 0,500 кг 0,150 кг 0,150 кг
	<i>Набор № 12 ОС «Фосфаты. Силикаты»</i> Натрия силикат 9-ти водный 0,050 кг Натрия ортофосфат трехзамещенный 0,100 кг	0,200 кг 0,100 кг
	<i>Набор № 16 ОС «Нитраты»</i> Алюминия нитрат 0,050 кг Калия нитрат 0,050 кг Кальция нитрат 0,050 кг Меди (II) нитрат 0,050 кг Натрия нитрат 0,050 кг Серебра нитрат 0,020 кг	0,050 кг 0,100 кг 0,100 кг 0,100 кг 0,010 кг 0,010 кг
	<i>Набор № 17 ОС «Индикаторы»</i> Лакмоид 0,020 кг Метиловый оранжевый 0,020 кг Фенолфталеин 0,020 кг	0,100 кг 0,100 кг 0,100 кг

КИМы

При выполнении заданий А1-А10 из предложенных вариантов ответов выберите тот, который вы считаете правильным. 2 балла за каждое верно выполненное задание.

А1. Характеристика реакции, уравнение которой $4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 \rightarrow 4\text{Fe}(\text{OH})_3$:

- 1) Соединения, ОВР 2) Замещения ОВР 3) Обмена не ОВР 4) Разложения ОВР

А2. Какая масса угля вступает в реакцию, термохимическое уравнение которой $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 402 \text{ кДж}$, если при этом выделилось 1608 кДж теплоты?

- 1) 4,8 г 2) 48 г 3) 120 г 4) 240 г

А3. Химическая реакция, уравнение которой: $\text{CH}_3\text{---CH}_2\text{---CH}_2\text{---CH}_3 \xrightarrow{\text{AlCl}_3} \text{CH}_3\text{---}\overset{\text{CH}_3}{\underset{|}{\text{CH}}}\text{---CH}_3$

- 1) Дегидрирования 2) Изомеризации 3) Полимеризации 3) Присоединения

А4. Окислитель в реакции синтеза аммиака, уравнение которой $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + \text{Q}$

- 1) N^0 2) H^0 3) H^{+1} 4) N^{-3}

А5. При повышении температуры на 30 °С (температурный коэффициент равен 3) скорость увеличится 1) в 3 раза 2) в 9 раз 3) в 27 раз 4) в 81 раз

А6. Факторы, позволяющие сместить химическое равновесие, для реакции

$\text{CaO}(\text{т}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{т}) + \text{Q}$, в сторону продуктов реакции:

- 1) Повышение температуры и понижение давления 2) Понижение температуры и давления
3) температуры и повышение давления 4) Повышение температуры и давления

А7. Щелочную среду имеет водный раствор соли, формула которой:

- 1) AlCl_3 2) KNO_3 3) K_2CO_3 4) FeCl_3

А8. Наиболее сильной кислотой из перечисленных является:

- 1) H_2CO_3 2) H_3PO_4 3) H_2SO_4 4) H_2SO_3

А9. Осадок образуется при взаимодействии хлорида калия с:

- 1) AgNO_3 2) NaOH 3) H_2SO_4 4) NaCl

А10. Гидролизу не подвергается:

- 1) ZnSO_4 2) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 3) Na_2S 4) NH_4Cl

В заданиях В1-В3 установите соответствие. Ответ запишите в виде последовательности цифр. 4 балла за верно выполненное задание.

В1. Установите соответствие между схемой ОВР и коэффициентом перед формулой восстановителя:

СХЕМА РЕАКЦИИ	КОЭФФИЦИЕНТ
А) $\text{NH}_3 + \text{CuO} = \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$	1) 2
Б) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 = \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	2) 6
В) $\text{HNO}_3 + \text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	3) 4
Г) $\text{Li} + \text{N}_2 = \text{Li}_3\text{N}$	4) 1
	5) 5

А	Б	В	Г

В2. Установите соответствие между солью и реакцией среды раствора

СОЛЬ

СРЕДА РАСТВОРА

А) NH_4NO_3

1) Кислая

Б) K_2SO_4

2) Щелочная

В) CaS

3) Нейтральная

Г) BaI_2

А	Б	В	Г

В3. Установите соответствие между названием соли и отношением ее к гидролизу:

СОЛЬ

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

А) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

1) гидролиз по катиону

Б) Na_2SO_4

2) гидролиз по аниону

В) K_2SO_3

3) гидролиз по катиону и аниону

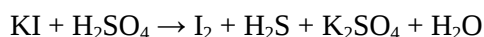
Г) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

4) гидролизу не подвергается

А	Б	В	Г

Для задания С1 дайте полный развернутый ответ.

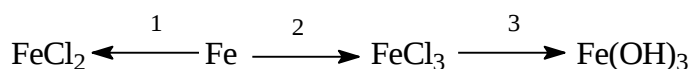
С1(3 балла). Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

С2(4 балла). Вычислите рН раствора, в котором концентрация ионов OH^- (в моль/л) равна $1 \cdot 10^{-7}$..

С3 (5 баллов). Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



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

При выполнении заданий А1-А10 из предложенных вариантов ответов выберите тот, который вы считаете правильным. 2 балла за каждое верно выполненное задание.

A1. Характеристика реакции, уравнение которой $4\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$:

- 1) Соединения, ОВР 2) Замещения ОВР 3) Обмена не ОВР 4) Разложения ОВР

A2. Какое количество теплоты выделится при взаимодействии 5,6 л водорода и избытком хлора.

Термохимическое уравнение $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 92,3 \text{ кДж}$.

- 1) 2,3 кДж 2) 23 кДж 3) 46 кДж 4) 230 кДж

A3. Химическая реакция, уравнение которой:
$$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{Ni, Pt, t}} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2$$

- 1) Дегидрирования 2) Изомеризации 3) Полимеризации 3) Присоединения

A4. Восстановитель в реакции, уравнение которой $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + \text{Q}$

- 1) C^{+2} 2) C^{+4} 3) O^0 4) O^{-2}

A5. Для увеличения скорости химической реакции в 64 раза (температурный коэффициент равен

- 2) надо повысить температуру** 1) на 30 °С 2) на 40 °С 3) на 50 °С
4) на 60 °С

A6. Факторы, позволяющие сместить химическое равновесие, для реакции

$2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}_2(\text{г}) + \text{Q}$, в сторону продуктов реакции:

- 1) Повышение температуры и понижение давления 2) Понижение температуры и давления
3) Понижение температуры и повышение давления 4) Повышение температуры и давления

A7. Кислую среду имеет водный раствор соли, формула которой:

- 1) KCl 2) ZnSO_4 3) Na_2CO_3 4) NaNO_3

A8. К неэлектролитам относится:

- 1) ZnO 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 3) H_2SO_4 4) Na_2SO_3

A9. Газ образуется при взаимодействии серной кислоты с:

- 1) AgNO_3 2) NaOH 3) ZnS 4) Na_2SO_4

A10. Гидролизу не подвергается:

- 1) K_2SO_4 2) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ 3) Na_2SO_3 4) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

**В заданиях В1-В3 установите соответствие. Ответ запишите в виде последовательности цифр.
4 балла за верно выполненное задание.**

В1. Установите соответствие между схемой ОВР и формулой восстановителя в ней:

СХЕМА РЕАКЦИИ

ФОРМУЛА ВОССТАНОВИТЕЛЯ

А) $\text{Cl}_2 + \text{KOH} = \text{KCl} + \text{KClO} + \text{H}_2\text{O}$

1) KOH

Б) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Ag}_2\text{O} = \text{Ag} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2) Cl_2

В) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{Cl}_2 = \text{HCl} + \text{O}_2$

3) H_2O_2

Г) $\text{O}_2 + \text{NO} = \text{NO}_2$

4) Ag_2O

5) NO

А	Б	В	Г

В2. Установите соответствие между солью и реакцией среды раствора

СОЛЬ

СРЕДА РАСТВОРА

А) K_3PO_4

1) Кислая

Б) $Ba(CH_3COO)_2$

2) Щелочная

В) $Cr(NO_3)_3$

3) Нейтральная

Г) $NaNO_3$

А	Б	В	Г

В3. Установите соответствие между названием соли и отношением ее к гидролизу:

СОЛЬ

ОТНОШЕНИЕ К ГИДРОЛИЗУ

А) CH_3COOK

1) гидролиз по катиону

Б) NH_4Cl

2) гидролиз по аниону

В) Na_2CO_3

3) гидролиз по катиону и аниону

Г) NH_4NO_2

4) гидролизу не подвергается

А	Б	В	Г

Для задания С1 дайте полный развернутый ответ.

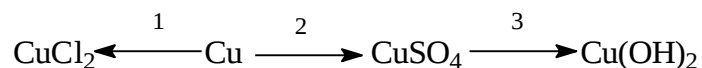
С1(3 балла). Используя метод электронного баланса, составьте уравнение реакции:



Определите окислитель и восстановитель.

С2(4 балла). Вычислите pH раствора, в котором концентрация ионов OH^- (в моль/л) равна $5 \cdot 10^{-6}$.

С3 (5 баллов). Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить следующие превращения:



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

Ответы к Варианту №1

А1	А2	А3	А4	А5	А6	А7	А8	А9	А10
1	2	2	1	3	3	3	3	1	2

B1				B2				B3			
A	Б	В	Г	A	Б	В	Г	A	Б	В	Г
1	3	4	2	1	3	2	3	1	4	2	3

C1.

$\overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{I}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4 \longrightarrow \overset{0}{\text{I}}_2 + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{S}} + \overset{+1}{\text{K}}\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4 + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{O}}$	1 балл
$\begin{array}{l} 2 \overset{-1}{\text{I}} - 2\text{e} \longrightarrow \overset{0}{\text{I}}_2 \\ \text{S}^{+6} + 8\text{e} \longrightarrow \text{S}^{-2} \end{array} \quad \begin{array}{c} 4 \\ 8 \\ 1 \end{array} \quad \begin{array}{l} 8 \overset{-1}{\text{I}} - 8\text{e} \longrightarrow 4 \overset{0}{\text{I}}_2 \\ \text{S}^{+6} + 8\text{e} \longrightarrow \text{S}^{-2} \end{array}$	1 балл
$8\text{KI} + 5\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$	
Окислитель - H_2SO_4 Восстановитель - KI	1 балл

C2.

$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$	1 балл
$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$	1 балл
$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 10^{-7} = 10^{-7}$	1 балл
$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 10^{-7} = 7$	1 балл

C3.

$\text{Fe} + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$	1 балл
$2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$	1 балл
$\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} = \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$	1 балл

A1	A2	A3	A4	A5	A6	A7	A8	A9	A10
4	2	1	1	3	3	2	1	3	1

B1

A	Б	В	Г
2	3	3	5

B2

A	Б	В	Г
2	2	1	3

B3

A	Б	В	Г
2	1	2	3

C1.

$\text{K}^{+1}\text{Mn}^{+7}\text{O}_4^{-2} + \text{Na}_2^{+1}\text{S}^{+4}\text{O}_3^{-2} + \text{H}^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2} \longrightarrow \text{Mn}^{+2}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2} + \text{Na}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2} + \text{K}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2} + \text{H}_2^{+}\text{O}^{-2}$	1 балл
$\begin{array}{l l l} \text{Mn}^{+7} + 5\text{e} \longrightarrow \text{Mn}^{+2} & 2 & 2\text{Mn}^{+7} + 10\text{e} \longrightarrow 2\text{Mn}^{+2} \\ \text{S}^{+4} - 2\text{e} \longrightarrow \text{S}^{+6} & 5 & 5\text{S}^{+4} - 10\text{e} \longrightarrow 5\text{S}^{+6} \end{array}$	1 балл
$2\text{KMnO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	
Окислитель - KMnO_4 Восстановитель - Na_2SO_3	1 балл

C2.

$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$	1 балл
$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$	1 балл
$[\text{H}^+] = 10^{-14} / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 5 \cdot 10^{-6} = 0,2 \cdot 10^{-8}$	1 балл
$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 0,2 \cdot 10^{-8} = 8 - \lg 0,2$	1 балл

C3.

$\text{Cu} + \text{Cl}_2 = \text{CuCl}_2$	1 балл
$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	1 балл
$\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaCl}$	1 балл

№1 Формулы только кислот приведены в ряду

- 1.) HCl , NaCl , HNO_3
- 2.) H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S
- 3.) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
- 4.) Na_2O , NaNO_3 , HNO_3

№2 Формулы только щелочей приведены в ряду

- 1.) $\text{Fe}(\text{OH})_2$, KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 2.) NaOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3.) KON , NaOH , LiOH
- 4.) $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, NaOH

№3 Оксид, который реагирует с гидроксидом натрия, образуя соль

- 1.) Fe_2O_3
- 2.) K_2O
- 3.) SO_3
- 4.) BaO

№4 Взаимодействие оксида с водой относятся к реакциям

- 1.) Соединения
- 2.) Обмена
- 3.) Разложения
- 4.) Замещения

№5 Свойство, которое является общим для нерастворимых оснований и щелочей, - это

- 1.) Взаимодействие с кислотными оксидами
- 2.) Взаимодействия с кислотами
- 3.) Взаимодействие с солями
- 4.) Разложение

№6 Даны формулы веществ

FeO , K_2O , CO_2 , MgO , CrO , CrO_3 , SO_2 , P_2O_5

Выпишите формулы только основных оксидов.

№7 Установите соответствие между химической формулой вещества и классом неорганических соединений, к которому оно принадлежит.

- 1.) MgO А) Кислоты
- 2.) H_3PO_4 Б) Щёлочи
- 3.) $\text{Al}(\text{OH})_3$ В) Оксиды
- 4.) NaOH Г) Нерастворимые основания

№8 Допишите правую или левую часть уравнения химических реакций

- 1.) $\dots + \dots \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- 2.) $\text{LiOH} + \text{SO}_3 \rightarrow$

№9 Распределите вещества по классам:

$\text{Mg}(\text{OH})_2$, CaCl_2 , BaC , H_3PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, SiO_2 , HCl , Na_2O , KOH , CO_2 , H_2SO_4 , HgO ,

$\text{SO}_2, \text{Na}_3\text{PO}_4, \text{HNO}_3$.

Оксиды -

Основания -

Кислоты -

Соли -

№10 Осуществите цепочку превращений

$\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCl}_2$

ОТВЕТЫ

№1-2; №2-3; №3-3; №4-1; №5-2; №6-FeO K₂O MgO CrO

№7-1-В; 2-А; 3-Г; 4-Б; №8-1) $\text{Mg} + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$ 2) $2\text{LiOH} + \text{SO}_3 = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

№9 оксиды- SiO_2 Na_2O CO_2 HgO SO_2

Основания- $\text{Fe}(\text{OH})_2$ $\text{Mg}(\text{OH})_2$

Кислоты HCl H_2SO_4 HNO_3

Соли CaCl_2 Na_3PO_4

№10

$2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO}$

$\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{OH})_2$

$\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Сафакулевского района Курганской области

«Утверждаю»

От « 30 » августа 2016 г.

«ДЕННАЯ ШКОЛА»:

Файзуллина Н.И.

30 »августа 2016 г.



Рабочая программа по предмету

«ХИМИЯ»

11 класс

Составитель: Хайрова Р.Р.

УЧИТЕЛЬ ХИМИИ

2016-2017 учебный год