

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

«Согласовано»

Руководитель МО

Толмачева Л.В.

Протокол № 5 от

« 20 » июня 2013 г

«Согласовано»

Заместитель директора школы по УВР

МБОУ «Гора-Подольская СОШ»

Толмачева Л.В.

« 28 » июня 2013 г

«Рассмотрено»

Педагогическим советом школы

Протокол 7 от « 29 » августа 2013г

«Утверждаю»

Директор МБОУ «Гора-Подольская

СОШ»

Беспалов В.Г.

Приказ № 164 от «29» августа 2013 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА

ПО ХИМИИ

8 класс

Разработала и реализует:

Толмачева Л.В.

учитель химии

МБОУ «Гора-Подольская СОШ»

2013г

1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Рабочая программа по химии для 8 класса составлена на основе нормативных документов:

- Учебного плана МБОУ «Гора-Подольская СОШ»
- Инструктивно-методического письма о преподавании образовательного предмета «Химия» в образовательных организациях Белгородской области в 2013-2014 учебном году.
- Авторской программы курса химии для 8 – 11 классов общеобразовательных учреждений О.С.Габриеляна.
- Федерального компонента государственного образовательного стандарта основного общего образования от 5 марта 2004 г.
- Примерной программы по химии основного общего образования.

Главной целью образования является развитие ребенка как компетентной личности путем включения его в различные виды ценностной человеческой деятельности: учеба, познания, коммуникация, профессионально-трудовой выбор, личностное саморазвитие, ценностные ориентации, поиск смыслов жизнедеятельности. С этих позиций обучение рассматривается как процесс овладения не только определенной суммой знаний и системой соответствующих умений и навыков, но и как процесс овладения компетенциями. Это определило **цель обучения химии**:

- освоение важнейших знаний об основных понятиях и законах химии, химической символике;
- овладение умениями наблюдать химические явления, проводить химический эксперимент, производить расчёты на основе химических формул веществ и уравнений химических 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, предупреждения явлений, наносящих вред здоровью человека и окружающей среде.

Задачи обучения:

- формирование знаний основ науки, важнейших фактов, понятий, законов и теорий, языка науки, доступных обобщений мировоззренческого характера;
- развитие умений наблюдать и объяснять химические явления, соблюдать правила техники безопасности при работе с веществами в химической лаборатории и в повседневной жизни;
- развитие интереса к химии как возможной области будущей практической деятельности;
- развитие интеллектуальных способностей и гуманистических качеств личности;
- формирование экологического мышления, убежденности в необходимости охраны окружающей среды.

Календарно-тематический план ориентирован на использование **учебно-методического комплекта**:

1. Габриелян О.С. Химия. 8 класс: учебник для общеобразовательных учреждений. – М.: Дрофа, 2009.
2. Габриелян О.С. Программа курса химии для 8 – 11 классов общеобразовательных учреждений. – М.: Дрофа, 2011.
3. Габриелян О.С., Воскобойникова Н.П., Яшукова А.В. Настольная книга учителя. Химия. 8 кл: Методическое пособие. – М.: Дрофа, 2007.
4. Габриелян О.С., Яшукова А.В. Химия. 8 – 9 кл.: Методическое пособие. – М.: Дрофа, 2011.

5. Химия. 8 кл.: Контрольные и проверочные работы к учебнику О.С. Gabrielyana «Химия. 8» / О.С. Gabrielyan, П.Н. Березкин, А.А. Ушакова и др. – М.: Дрофа, 2011.
6. Gabrielyan O.C., Yashukova A.V. Рабочая тетрадь. 8 кл. К учебнику О.С. Gabrielyana «Химия. 8». – М.: Дрофа, 2011.
7. Gabrielyan O.C., Yashukova A.V. Тетрадь для лабораторных опытов и практических работ. 8 кл. К учебнику О.С. Gabrielyana «Химия. 8». – М.: Дрофа, 2010.

Место предмета в учебном плане:

в неделю – 3 ч (2 ч федеральный компонент и 1 ч школьный компонент);
всего – 105 ч;
контрольные работы – 6 ч.

Изменения, внесенные в программу.

Тема №5 и №7 авторской программы (практикум 1 и практикум 2) расформированы и дополнительные уроки (практические работы 1-9) включены в темы «Введение», «Соединения химических элементов», «Изменения, происходящие с веществами», «Растворы. Растворение. Свойства электролитов», с целью закрепления изученного на практике и приобретения практических навыков по отдельным теоретическим темам. С учетом того, что авторская программа рассчитана на 102 часа, а рабочая программа. Согласно учебному плану школы на 105 часов, добавлены три урока в конце года на решение задач и обобщающее повторение (резерв). Темы №8 и №9 авторской программы объединены.

Формы организации учебного процесса.

" При организации учебного процесса используется следующая система уроков:

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

-Комбинированный урок - предполагает выполнение работ и заданий разного вида.

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

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

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

-Урок – самостоятельная работа - предлагаются разные виды самостоятельных работ.

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

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

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

" *Методы обучения:*

-По источнику знаний: словесные, наглядные, практические;

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

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

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

2. ТРЕБОВАНИЯ К УРОВНЮ ПОДГОТОВКИ

ВОСЬМИКЛАССНИКОВ.

знать/понимать

- химическую символику: знаки химических элементов, формулы химических веществ и уравнения химических реакций;
- важнейшие химические понятия: химический элемент, атом, молекула, относительные атомная и молекулярная массы, ион, химическая связь, вещество, классификация веществ, моль, молярная масса, молярный объём, химическая реакция, классификация реакций, электролит и неэлектролит, электролитическая диссоциация, окислитель и восстановитель, окисление и восстановление;
- основные законы химии: сохранения массы веществ, постоянства состава, периодический закон;

уметь

- называть: химические элементы, соединения изученных классов;
- объяснять: физический смысл атомного номера химического элемента, номеров группы и периода; закономерности изменения свойств элементов в пределах малых периодов и главных подгрупп; сущность реакций ионного обмена;
- характеризовать: химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в периодической системе Д.И. Менделеева и особенностей строения их атомов; связь между составом, строением и свойствами веществ; химические свойства основных классов неорганических веществ;
- определять: состав веществ по их формулам, принадлежность веществ к определённому классу соединений, типы химических реакций, валентность и степень окисления элемента в соединениях, тип химической связи в соединениях, возможность протекания реакций ионного обмена;
- составлять: формулы неорганических соединений; схемы строения атомов первых 20 элементов периодической системы; уравнения химических реакций;
- обращаться: с химической посудой и лабораторным оборудованием;
- распознавать опытным путём: кислород, водород, растворы кислот и щелочей,
- вычислять: массовую долю химического элемента по формуле соединения; массовую долю вещества в растворе; количество вещества, объём или массу по количеству вещества, объёму или массе реагентов или продуктов реакции;

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

- безопасного обращения с веществами и материалами;
- экологически грамотного поведения в окружающей среде;
- оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека;
- критической оценки информации о веществах, используемых в быту;
- приготовления растворов заданной концентрации.

3. УЧЕБНО- ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

№ п/п	Наименование разделов и тем	Всего часов	Лабораторные опыты	Демонстрации	Контрольные работы	Экскурсии	Практические работы
1.	Введение	8		3			2
2.	Атомы химических элементов	13		2	1		
3.	Простые вещества	9		6	1		
4.	Соединения химических элементов	18	2	8	1		1
5.	Изменения, происходящие с веществами	14	5	16	1		1
6.	Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов	30	6	11	1		1
7.	Портретная галерея великих химиков	10			1	4	
8.	Резерв	3					
9.	Итого	105	13	46	6	4	9

КАЛЕНДАРНО-ТЕМАТИЧЕСКОЕ ПЛАНИРОВАНИЕ

№ урока	Тема урока	Эксперимент (Д – демонстрационный, Л – лабораторный)	Задание на дом	Дата планируемая	Дата фактическая
Введение (8 часов)					
1.	Предмет химии. Вещества.	Д. Коллекции изделий – тел из алюминия и стекла.	§1	3.09	
2.	Предмет химии. Превращение веществ. Роль химии в жизни человека.	Д. 1. Взаимодействие соляной кислоты с мрамором. 2. Помутнение «известковой воды» при пропускании через неё углекислого газа.	§2	5.09	
3.	Краткие сведения по истории развития химии. Основоположники отечественной химии.		§3	6.09	
4.	<i>Практическая работа №1. «Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами»</i>		стр 174	10.09	
5.	<i>Практическая работа №2. «Наблюдение за горящей свечой»</i>		стр 180	12.09	
6.	Знаки (символы) химических элементов.		§4	13.09	
7.	Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.		§4	17.09	
8.	Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы. Массовая доля элемента в соединении.		§5	19.09	
Тема 1. Атомы химических элементов (13 часов)					
9.	Основные сведения о строении атомов. Состав атомных ядер: протоны, нейтроны.		§6	20.09	
10.	Изменение числа протонов в ядре – образование новых химических элементов. Изменение числа нейтронов в ядре – образование изотопов	Д. Модели атомов химических элементов.	§7	24.09	
11.	Электроны. Строение электронных оболочек атомов.	Д. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	§8	26.09	

12.	Строение электронных оболочек атомов элементов № 1 – 20.		§8	1.10.	
13.	Металлические и неметаллические свойства элементов. Изменение свойств химических элементов по периодам и группам.		§9	3.10	
14.	Ионная химическая связь.		§9	4.10	
15.	Ковалентная неполярная химическая связь.		§10	8.10	
16.	Электроотрицательность. Ковалентная полярная химическая связь.		§11	10.10	
17.	Металлическая химическая связь атомов элементов-металлов между собой – образование металлических кристаллов		§12	11.10	
18.	Обобщение и систематизация знаний об элементах: металлах и неметаллах.			15.10	
19.	Обобщение и систематизация знаний о видах химической связи.			17.10	
20.	Решение расчетных задач.			18.10	
21.	Контрольная работа по теме «Атомы химических элементов»			22.10	
Тема 2. Простые вещества (9 часов)					
22.	Работа над ошибками. Простые вещества – металлы. Общие физические свойства металлов	Д. Коллекция металлов: Fe, Al, Ca, Mg, Na, K.	§13	24.10	
23.	Простые вещества – неметаллы. Физические свойства неметаллов – простых веществ.	Д. Коллекция неметаллов: S, P, Br (в ампуле), угля активированного.	§14	25.10	
24.	Аллотропия.	Д. 1. Образцы белого и красного фосфора, белого и серого олова. 2. Получение озона.	§14	5.11	
25.	Количество вещества.	Д. Некоторые металлы и неметаллы количеством 1 моль, 1 ммоль, 1 кмоль.	§15	6.11	

26.	Молярная масса вещества.		§15	8.11	
27.	Молярный объём газообразных веществ.	Д. Модель молярного объема газов.	§16	12.11	
28.	Решение расчетных задач.			13.11	
29.	Обобщение и систематизация знаний по теме «Простые вещества».			15.11	
30.	Контрольная работа по теме «Простые вещества»			19.11	
Тема 3. Соединения химических элементов (18 часов)					
31.	Работа над ошибками. Степень окисления. Бинарные соединения металлов и неметаллов.	Л. Знакомство с образцами неорганических веществ различных классов.	§17	20.11	
32.	Составление формул бинарных соединений по степеням окисления элементов.		§17	22.11	
33.	Важнейшие классы бинарных соединений – оксиды, летучие водородные соединения.	Д. Образцы оксидов: P_2O_5 , CO_2 , SiO_2 , H_2O , HCl , NH_3 (газы и	§18	26.11	
34.	Основания, их состав и названия, классификация.	Д. 1. Образцы щелочей и нерастворимых оснований. 2. Изменение окраски индикаторов.	§19	27.11	
35.	Основания. Расчеты по формулам оснований.		§19	29.11	
36.	Кислоты, их состав и названия. Классификация кислот.	Д. 1. Образцы кислот: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , некоторых других минеральных и органических кислот. 2. Изменение окраски индикаторов.	§20	3.12	
37.	Кислоты. Расчеты по формулам оснований.		§20	4.12	
38.	Соли как производные кислот и оснований.	Д. Образцы солей.	§21	6.12	
39.	Соли. Расчеты по формулам солей.		§21	10.12	
40.	Аморфные и кристаллические вещества. Кристаллические решетки.	Д. Модели кристаллических решеток $NaCl$, алмаза, графита, металлов, CO_2 .	§22	11.12	

41.	Чистые вещества и смеси.	Д. 1. Взрыв смеси водорода с воздухом. 2. Способы разделения смесей. 3. Дистилляция воды. Л. Разделение смесей.	§23	13.12	
42.	<i>Практическая работа №3. «Анализ почвы и воды»</i>		Стр 181	17.12	
43.	Массовая и объемная доля компонентов смеси в том числе и доля примесей.		§24	18.12	
44.	Расчеты, связанные с понятием «доля» (ω , φ)			20.12	
45.	<i>Практическая работа №4. «Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе»</i>		Стр 185	24.12	
46.	Обобщение и систематизация знаний по теме «Соединения химических элементов»			25.12	
47.	Решение расчетных задач.			10.01	
48.	Контрольная работа по теме «Соединения химических элементов»			14.01	
Тема 4. Изменения, происходящие с веществами (14 часов)					
49.	Работа над ошибками. Физические явления. Разделение смесей.	Д. 1. Плавление парафина Возгонка бензойной кислоты. 2. Способы разделения смесей. Л. Сравнение скорости испарения капель воды и спирта с фильтровальной бумаги.	§25	15.01	
50.	Химические реакции.	Д. 1. Горение магния. 2. Взаимодействие HCl с мрамором, получение $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и последующее его растворение в кислоте. 3. Взаимодействие CuSO_4 с Fe. Л. Помутнение известковой воды от выдыхаемого углекислого газа.	§26	17.01	
51.	Закон сохранения массы вещества. Химические уравнения.	Д. 1. Подтверждение закона сохранения массы веществ в результате химических реакций. 2. Электролиз воды.	§27	21.01	

52.	Реакции разложения. Понятие о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты.	Д. 1. Разложение нитратов калия или натрия, перманганата калия, азотной кислоты, гидроксида меди (II). 2. Разложение H_2O_2 в присутствии MnO_2 .	§29	22.01	
53.	Реакции соединения. Цепочки переходов.	Д. Осуществление цепочки переходов Л. Окисление меди в пламени спиртовки.	§30	24.01	
54.	Реакции замещения. Ряд активности металлов.	Д. 1. Взаимодействие натрия с водой. 2. Взаимодействие цинка и алюминия с соляной кислотой. 3. Взаимодействие металлов с растворами солей. Л. Замещение меди в растворе сульфата меди (II) железом.	§31	28.01	
55.	Реакции обмена. Правило Бертолле.	Д. 1. Взаимодействие растворов щелочей, окрашенных фенолфталеином, с растворами кислот. 2. Взаимодействие серной кислоты и хлорида бария, соляной кислоты и нитрата серебра, гидроксида натрия и сульфата железа (III). Л. Получение углекислого газа взаимодействием соды и кислоты.	§32	29.01	
56.	Типы химических реакций на примере свойств воды. Понятие о гидролизе.	Д. 1. Взаимодействие H_2O с CO_2 и CaO . 2. Взаимодействие H_2O с Na , Li . 3. Гидролиз сульфида алюминия.	§33	31.01	
57.	Расчёты по химическим уравнениям.		§28	4.02	
58.	Расчёты по химическим уравнениям.		§28	5.02	
59.	Практическая работа №5. «Признаки химических реакций»			7.02	
60.	Обобщение и систематизация знаний по теме «Изменения, происходящие с веществами»			11.02	
61.	Решение расчетных задач.			12.02	
62.	Контрольная работа по теме «Изменения, происходящие с веществами»			14.02	
Тема 5. Растворение. Растворы. Свойства растворов электролитов. (30 часов)					

63.	Растворение как физико-химический процесс.	Д. 1. Кристаллизация пересыщенного раствора глауберовой соли. 2. Растворение безводного CuSO_4 в воде.	§34	18.02	
64.	Растворимость. Типы растворов.	Д. Растворимость веществ при разных температурах. Тепловые явления при растворении.	§34	19.02	
65.	Электролитическая диссоциация (ЭД).	Д. Испытание веществ и их растворов на электропроводность.	§35	21.02	
66.	Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.	Д. Зависимость ЭД уксусной кислоты от разбавления.	§35	25.02	
67.	Основные положения теории электролитической диссоциации.	Д. Движение окрашенных ионов в электрическом поле.	§36	26.02	
68.	Ионные уравнения реакций.	Д. Примеры реакций, идущих до конца.	§37	28.02	
69.	Решение упражнений на составление молекулярных и ионных уравнений с использованием таблицы растворимости.		§37	4.03	
70.	<i>Практическая работа № 6 «Ионные реакции».</i>		Стр 237	5.03	
71.	Кислоты в свете ТЭД, их классификация и свойства.	Л. Реакции, характерные для растворов кислот (на примере соляной и серной кислоты).	§38	7.03	
72.	Молекулярные и ионные уравнения реакций кислот.		§38	11.03	
73.	Решение упражнений на составление молекулярных и ионных уравнений реакций кислот.		§38	12.03	
74.	Основания в свете ТЭД, их классификация и свойства.	Д. 1. Взаимодействие CO_2 и NaOH . 2. Разложение $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Л. Реакции, характерные для растворов щелочей (на примере гидроксида натрия или калия).	§39	14.03	
75.	Молекулярные и ионные уравнения реакций оснований.	Л. Получение и свойства нерастворимого основания, например, гидроксида меди (II).	§39	18.03	
76.	Решение упражнений на составление молекулярных и ионных уравнений реакций оснований.		§39	19.03	

77.	Оксиды, их классификация и свойства.	Л. 1. Изучение свойств основных оксидов для CaO 2. Изучение свойств кислотных оксидов для CO ₂ и SO ₂ .	§40	21.03	
78.	Решение упражнений на составление молекулярных и ионных уравнений реакций оксидов.		§40	21.03	
79.	Соли в свете ТЭД, их свойства.	Л. Химические свойства солей.	§41	2.04	
80.	Взаимодействие солей с кислотами и щелочами (повторение).			4.04	
81.	<i>Практическая работа № 7 «Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до</i>		Стр 240	8.04	
82.	<i>Практическая работа №8 «Свойства кислот, оснований, оксидов и солей».</i>		Стр 241	9.04	
83.	Генетическая связь между классами неорганических веществ.	Д. Осуществление цепочки переходов	§42	11.04	
84.	Обобщение и систематизация знаний по теме «Теория электролитической диссоциации»			15.04	
85.	Контрольная работа по теме «Теория электролитической диссоциации»			16.04	
86.	Работа над ошибками. Классификация химических реакций.	Д. Примеры химических реакций разных типов.		18.04	
87.	Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).	Д. 1. Взаимодействие Zn с HCl, S, CuSO ₄ . 2. Горение магния. 3. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды.	§43	22.04	
88.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.		§43	23.04	
89.	Свойства изученных классов веществ в свете окислительно-восстановительных реакций.			25.04	
90.	<i>Практическая работа №9. «Решение экспериментальных задач».</i>		Стр 242	29.04	
91.	Обобщение и систематизация знаний по теме «Окисли-			30.04	

	тельно-восстановительные реакции»				
92.	Решение расчетных задач. Проверочная работа по теме «Окислительно-восстановительные реакции»			30.04	
Тема 6. Портретная галерея великих химиков. Учебные экскурсии (10 +3 часов)					
93.	Знакомство с жизнью и деятельностью Парацельса, Роберта Бойля, М.В. Ломоносова. Строение атомов. Закон сохранения массы вещества. Химические уравнения (повторение).		Стр 244-249	6.05	
94.	<i>Экскурсия</i> в аптеку.			7.05	
95.	Знакомство с жизнью и деятельностью Лавуазье и Бертолле. Условия протекания химических реакций (повторение).		Стр 250-254	13.05	
96.	Знакомство с жизнью и деятельностью Дальтона и Авогадро. Закон Авогадро.		Стр 254-257	14.05	
97.	<i>Экскурсия</i> на предприятия местного производства.			16.05	
98.	Знакомство с жизнью и деятельностью Д.И. Менделеева. Периодический закон и периодическая система химических элементов.		Стр 258	20.05	
99.	<i>Экскурсия</i> на сах.комбинат.			21.05	
100	<i>Экскурсия</i> на предприятия местного производства.			22.05	
101	Знакомство с жизнью и деятельностью Аррениуса и И.А. Каблукова. Окислительно-восстановительные реакции (повторение).		Стр 260-263	23.05	
102	Итоговая контрольная работа.			27.05	
103	Резерв. Решение задач			28.05	
104	Резерв. Решение задач			30.05	
105	Резерв. Обобщающее повторение			30.05	

4. СОДЕРЖАНИЕ ПРОГРАММЫ

1. Введение (8 ч)

Химия — наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Понятие о химическом элементе и формах его существования: свободных атомах, простых и сложных веществах. Превращения веществ. Отличие химических реакций от физических явлений. Роль химии в жизни человека. Хемофилия и хемофобия.

Краткие сведения из истории возникновения и развития химии. Период алхимии. Понятие о философском камне. Химия в XVI в. Развитие химии на Руси. Роль отечественных ученых в становлении химической науки - работы М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева.

Химическая символика. Знаки химических элементов и происхождение их названий. Химические формулы. Индексы и коэффициенты. Относительные атомная и молекулярная массы. Расчет массовой доли химического элемента по формуле вещества.

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, ее структура: малые и большие периоды, группы и подгруппы (главная и побочная). Периодическая система как справочное пособие для получения сведений о химических элементах.

Расчетные задачи. 1. Нахождение относительной молекулярной массы вещества по его химической формуле. 2. Вычисление массовой доли химического элемента в веществе по его формуле.

Практические работы:

1. Правила техники безопасности при работе в химическом кабинете. Приемы обращения с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами. 2. Наблюдения за изменениями, происходящими с горящей свечой, и их описание.

Тема 2

Атомы химических элементов (13 ч)

Атомы как форма существования химических элементов. Основные сведения о строении атомов. Доказательства сложности строения атомов. опыты Резерфорда. Планетарная модель строения атома.

Состав атомных ядер: протоны и нейтроны. Относительная атомная масса. Взаимосвязь понятий «протон», «нейтрон», «относительная атомная масса».

Изменение числа протонов в ядре атома - образование новых химических элементов. Изменение числа нейтронов в ядре атома - образование изотопов. Современное определение понятия «химический элемент». Изотопы как разновидности атомов одного химического элемента.

Электроны. Строение электронных оболочек атомов химических элементов №1-20 периодической системы Д. И. Менделеева. Понятие о завершенном и незавершенном электронном слое (энергетическом уровне).

Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева и строение атомов: физический смысл порядкового номера элемента, номера группы, номера периода.

Изменение числа электронов на внешнем электронном уровне атома химического элемента - образование положительных и отрицательных ионов. Ионы, образованные атомами металлов и неметаллов. Причины изменения металлических и неметаллических свойств в периодах и группах.

Образование бинарных соединений. Понятие об ионной связи. Схемы образования ионной связи.

Взаимодействие атомов химических элементов-неметаллов между собой - образование двухатомных молекул простых веществ. Ковалентная неполярная химическая связь.

Электронные и структурные формулы.

Взаимодействие атомов химических элементов-неметаллов между собой - образование бинарных соединений неметаллов. Электроотрицательность. Понятие о ковалентной полярной связи.

Взаимодействие атомов химических элементов-металлов между собой - образование металлических кристаллов. Понятие о металлической связи.

Демонстрации. Модели атомов химических элементов. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Тема 3

Простые вещества (9 ч)

Положение металлов и неметаллов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. Важнейшие простые вещества - металлы: железо, алюминий, кальций, магний, натрий, калий. Общие физические свойства металлов.

Важнейшие простые вещества - неметаллы, образованные атомами кислорода, водорода, азота, серы, фосфора, углерода. Способность атомов химических элементов к образованию нескольких простых веществ - аллотропия. Аллотропные модификации кислорода, фосфора и олова. Металлические и неметаллические свойства простых веществ. Относительность деления простых веществ на металлы и неметаллы.

Постоянная Авогадро. Количество вещества. Моль. Молярная масса. Молярный объем газообразных веществ. Кратные единицы количества вещества — миллимоль и киломоль, миллимолярная и киломолярная массы вещества, миллимолярный и киломолярный объемы газообразных веществ.

Расчеты с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «постоянная Авогадро».

Расчетные задачи. 1. Вычисление молярной массы веществ по химическим формулам. 2. Расчеты с использованием понятий «количество вещества», «молярная масса», «молярный объем газов», «постоянная Авогадро».

Демонстрации. Получение озона. Образцы белого и серого олова, белого и красного фосфора. Некоторые металлы и неметаллы количеством вещества 1 моль. Модель молярного объема газообразных веществ.

Тема 4

Соединения химических элементов (18 ч)

Степень окисления. Определение степени окисления элементов по химической формуле соединения. Составление формул бинарных соединений, общий способ их названия. Бинарные соединения: оксиды, хлориды, сульфиды и др. Составление их формул. Представители оксидов: вода, углекислый газ и негашеная известь. Представители летучих водородных соединений: хлороводород и аммиак.

Основания, их состав и названия. Растворимость оснований в воде. Таблица растворимости гидроксидов и солей в воде. Представители щелочей: гидроксиды натрия, калия и кальция. Понятие о качественных реакциях. Индикаторы. Изменение окраски индикаторов в щелочной среде.

Кислоты, их состав и названия. Классификация кислот. Представители кислот: серная, соляная и азотная. Изменение окраски индикаторов в кислотной среде.

Соли как производные кислот и оснований. Их состав и названия. Растворимость солей в воде. Представители солей: хлорид натрия, карбонат и фосфат кальция.

Аморфные и кристаллические вещества.

Межмолекулярные взаимодействия. Типы кристаллических решеток: ионная, атомная, молекулярная и металлическая. Зависимость свойств веществ от типов кристаллических решеток.

Вещества молекулярного и немoleкулярного строения. Закон постоянства состава для веществ молекулярного строения.

Чистые вещества и смеси. Примеры жидких, твердых и газообразных смесей. Свойства чистых веществ и смесей. Их состав. Массовая и объемная доли компонента смеси. Расчеты, связанные с использованием понятия доля.

Расчетные задачи. 1. Расчет массовой и объемной долей компонентов смеси веществ. 2. Вычисление массовой доли вещества в растворе по известной массе растворенного вещества и массе растворителя. 3. Вычисление массы растворяемого вещества и растворителя, необходимых для приготовления определенной массы раствора с известной массовой долей растворенного вещества.

Демонстрации. Образцы оксидов, кислот, оснований и солей. Модели кристаллических решеток хлорида натрия, алмаза, оксида углерода (IV). Взрыв смеси водорода с воздухом. Способы разделения смесей, дистилляция воды.

Лабораторные опыты. 1. Знакомство с образцами веществ разных классов.

2. Разделение смесей.

Практические работы

3. Анализ почвы и воды. 4. Приготовление раствора сахара и определение массовой доли его в растворе.

Тема 5

Изменения, происходящие с веществами (14 ч)

Понятие явлений как изменений, происходящих с веществами. Явления, связанные с изменением кристаллического строения вещества при постоянном его составе, физические явления. Физические явления в химии: дистилляция, кристаллизация, выпаривание и возгонка веществ, центрифугирование.

Явления, связанные с изменением состава вещества, - химические реакции. Признаки и условия протекания химических реакций. Понятие об экзо- и эндотермических реакциях. Реакции горения как частный случай экзотермических реакций, протекающих с выделением света.

Закон сохранения массы веществ. Химические уравнения. Значение индексов и коэффициентов. Составление уравнений химических реакций.

Расчеты по химическим уравнениям. Решение задач на нахождение количества вещества, массы или объема продукта реакции по количеству вещества, массе или объему исходного вещества. Расчеты с использованием понятия «доля», когда исходное вещество дано в виде раствора с заданной массовой долей растворенного вещества или содержит определенную долю примесей.

Реакции разложения. Понятие о скорости химических реакций. Катализаторы. Ферменты.

Реакции соединения. Каталитические и некаталитические реакции. Обратимые и необратимые реакции.

Реакции замещения. Электрохимический ряд напряжений металлов, его использование для прогнозирования возможности протекания реакций между металлами и растворами кислот. Реакции вытеснения одних металлов из растворов их солей другими металлами.

Реакции обмена. Реакции нейтрализации. Условия протекания реакций обмена в растворах до конца.

Типы химических реакций (по признаку «число и состав исходных веществ и продуктов реакции») на примере свойств воды. Реакция разложения - электролиз воды. Реакции соединения - взаимодействие воды с оксидами металлов и неметаллов. Понятие «гидроксиды». Реакции замещения - взаимодействие воды с щелочными и щелочноземельными металлами. Реакции обмена (на примере гидролиза сульфида алюминия и карбида кальция).

Расчетные задачи. 1. Вычисление по химическим уравнениям массы или количества вещества по известной массе или количеству вещества одного из вступающих в реакцию веществ или продуктов реакции. 2. Вычисление массы (количества вещества, объема) продукта реакции, если известна масса исходного вещества, содержащего определенную долю примесей. 3. Вычисление массы (количества вещества, объема) продукта реакции, если известна масса раствора и массовая доля растворенного вещества.

Демонстрации. Примеры физических явлений; а) плавление парафина; б) возгонка иода или бензойной кислоты; в) растворение перманганата калия; г) диффузия душистых веществ с горящей лампочки накаливания. Примеры химических явлений: а) горение магния, фосфора; б) взаимодействие соляной кислоты с мрамором или мелом; в) получение гидроксида меди (II); г) растворение полученного гидроксида в кислотах; д) взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой при нагревании; е) разложение перманганата калия; ж) взаимодействие разбавленных кислот с металлами; з) разложение пероксида водорода; и) электролиз воды.

Лабораторные опыты. 3. Сравнение скорости испарения воды и спирта по исчезновению их капель на фильтровальной бумаге. 4. Окисление меди в пламени спиртовки или горелки. 5. Помутнение известковой воды от выдыхаемого углекислого газа. 6. Получение углекислого газа взаимодействием соды и кислоты. 7. Замещение меди в растворе хлорида меди (II) железом.

Практические работы

5. Признаки химических реакций

Тема 6

Растворение. Растворы.

Свойства растворов электролитов (30 ч)

Растворение как физико-химический процесс. Понятие о гидратах и кристаллогидратах. Растворимость. Кривые растворимости как модель зависимости растворимости твердых веществ от температуры. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. Значение растворов для природы и сельского хозяйства.

Понятие об электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциации электролитов с различным типом химической связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.

Основные положения теории электролитической диссоциации. Ионные уравнения реакций. Условия протекания реакции обмена между электролитами до конца в свете ионных представлений.

Классификация ионов и их свойства.

Кислоты, их классификация. Диссоциация кислот и их свойства в свете теории электролитической диссоциации. Молекулярные и ионные уравнения реакций кислот. Взаимодействие кислот с металлами. Электрохимический ряд напряжений металлов. Взаимодействие кислот с оксидами металлов. Взаимодействие кислот с основаниями - реакция нейтрализации. Взаимодействие кислот с солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств кислот.

Основания, их классификация. Диссоциация оснований и их свойства в свете теории электролитической диссоциации. Взаимодействие оснований с кислотами, кислотными оксидами и солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств оснований. Разложение нерастворимых оснований при нагревании.

Соли, их классификация и диссоциация различных типов солей. Свойства солей в свете теории электролитической диссоциации. Взаимодействие солей с металлами, условия протекания этих реакций. Взаимодействие солей с кислотами, основаниями и солями. Использование таблицы растворимости для характеристики химических свойств солей.

Обобщение сведений об оксидах, их классификации и химических свойствах.

Генетические ряды металлов и неметаллов. Генетическая связь между классами неорганических веществ.

Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель, окисление и восстановление.

Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Свойства простых веществ - металлов и неметаллов, кислот и солей в свете представлений об окислительно-восстановительных процессах.

Демонстрации. Испытание веществ и их растворов на электропроводность. Движение окрашенных ионов в электрическом поле. Зависимость электропроводности уксусной кислоты от концентрации. Взаимодействие цинка с серой, соляной кислотой, хлоридом меди (II). Горение магния. Взаимодействие хлорной и сероводородной воды.

Лабораторные опыты. 8. Реакции, характерные для растворов кислот (соляной или серной). 9. Реакции, характерные для растворов щелочей (гидроксидов натрия или калия). 10. Получение и свойства нерастворимого основания, например гидроксида меди (II). 11. Реакции, характерные для растворов солей (например, для хлорида меди (II)). 12. Реакции, характерные для основных оксидов (например, для оксида кальция). 13. Реакции, характерные для кислотных оксидов (например, для углекислого газа).

Практические работы

6. Ионные реакции. 7. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца. 8. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей. 9. Решение экспериментальных задач.

Тема 7

Портретная галерея великих химиков. Учебные экскурсии (10 ч)

Повторение материала 8 класса — основных понятий, законов и теорий через знакомство с жизнью и деятельностью ученых, осуществивших их открытие.

Аптеки, местное производство.

Резерв. Обобщающее повторение (3ч)

5. ФОРМЫ И СРЕДСТВА КОНТРОЛЯ.

Формы проверки и оценки результатов обучения:

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

1. Вводный контроль «Органические вещества» (знания, умения, навыки курса 9 класса на начало учебного года) – стартовая контрольная работа.
2. Текущий контроль по темам «Углеводороды и их природные источники», «Кислородсодержащие соединения и их нахождение в живой природе», «Азотсодержащие соединения и их роль в живой природе».
3. Итоговая контрольная работа «Органическая химия».

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

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

Средства проверки и оценки результатов обучения:

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

Контроль знаний осуществляется посредством фронтального опроса, тестирования, письменных опросов.

Промежуточная аттестация проводится в форме письменных и проверочных работ, взаимоконтроля.

6.УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ СРЕДСТВА

а) литература для учащихся:

1. Е.А. Еремин, Н.Е. Кузьменко «Справочник школьника по химии 8-11 класс, М, «Дрофа», 2000 г.
2. Л.Ю. Аликберова «Занимательная химия», М, «АСТ – Пресс», 2002г.
3. А.Е. Савельев. Основные понятия и законы химии. Химические реакции. – М.: Дрофа, 2008.

б) литература для учителя:

1. М.Ю. Горковенко. Поурочные разработки по химии: 8 класс, – М.: ВАКО, 2007.
2. М.А. Рябов, Е.Ю. Невская. Тесты по химии: 8 класс: к учебнику О.С. Gabrielyana. – М.: Издательство «Экзамен», 2009.
3. Н.С. Павлова. Дидактические карточки-задания по химии: 8 класс: к учебнику О.С. Gabrielyana. – М.: Издательство «Экзамен», 2004.
4. Н.С. Павлова. Контрольные и самостоятельные работы по химии: 8 класс: к учебнику О.С. Gabrielyana. – М.: Издательство «Экзамен», 2009.
5. О.С. Gabrielyan. Задачи по химии и способы их решения. 8 – 9 кл. – М.: Дрофа, 2010.
6. А.М. Радецкий. Химический тренажер: задания для организации самостоятельной работы учащихся 8 – 9 и 10 – 11 кл. – М.: Просвещение, 2008.
7. О.С. Gabrielyan. Тетрадь для оценки качества знаний по химии к учебнику О.С. Gabrielyana «Химия. 8 класс». – М.: Дрофа, 2012.
8. Контрольно-измерительные материалы. Химия: 8 класс / Сост. Н.П. Троегубова. – М.: ВАКО, 2011.

в) электронные пособия:

CD диски:

- «Общая и неорганическая химия»,
- «Химия (8 – 11 классы). Виртуальная лаборатория»
- «Неорганическая химия», мультимедийное сопровождение уроков.
- «Химия. Демонстрационные таблицы»
- «Химия. 8 – 9 классы. Интерактивные проверочные работы»

Интернет-ресурсы:

<http://www.chem-astu.ru/chair/study/genchem/index.html>

<http://bril2002.narod.ru/chemistry.html>

<http://www.chemel.ru/>

http://www.prosv.ru/ebooks/Gara_Uroki-himii_8kl/index.html

<http://chem-inf.narod.ru/inorg/element.html>

