



ДЕПАРТАМЕНТ ОБРАЗОВАНИЯ ГОРОДА МОСКВЫ

ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ ЧАСТНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ЛИНГВИСТИЧЕСКАЯ ШКОЛА

Рассмотрено на заседании МК
Председатель МК

«Утверждаю»
Директор школы
Бессрочно

Е.В. Чернышева



Рабочая программа

по химии

Класс 9

Пояснительная записка

Основное общее образование – вторая ступень общего образования. Одной из важнейших задач этого этапа является подготовка обучающихся к осознанному и ответственному выбору жизненного и профессионального пути. Обучающиеся должны самостоятельно научиться ставить цели и определенные пути их достижения, использовать приобретенный в школе опыт деятельности в реальной жизни, за рамками учебного процесса.

Целями изучения химии в основной школе являются:

1. Формирование у обучающихся значимости химического знания для каждого человека независимо от его профессиональной деятельности; умения различать факты и оценки, формулировать и обосновывать собственную позицию.
2. Формирование у обучающихся целостного представления о мире и роли химии в создании современной естественнонаучной картины мира; умения объяснять объекты и процессы окружающей действительности, используя для этого химические знания.
3. Приобретение обучающимися опыта разнообразной деятельности, познания и самопознания, решения проблем, принятия решений, поиска, анализа и обработки информации, коммуникативных навыков, навыков измерений, сотрудничества, безопасного обращения с веществами в повседневной жизни.

Рабочая программа по химии для 9 класса составлена на основе федерального компонента государственного стандарта основного общего образования по химии, примерной программы основного общего образования по химии и программы к учебнику 9 класса общеобразовательных учреждений авторов Е.Е. Минченкова, А.А.Журина, П.А. Оржековского, Москва 2012г, издательство «Мнемозина».

В содержании курса 9 класса вначале обобщенно раскрыты сведения о свойствах классов веществ – металлов и неметаллов, а затем подробно освещены свойства: а) металлов главных подгрупп I, II, III групп, железа и их соединений; б) неметаллов главных подгрупп IV – VIII групп главных подгрупп и их соединений. Наряду с этим раскрывается их значение в природе и народном хозяйстве. Рассматривается изучение строения вещества, основных типов химической связи, окислительно-восстановительных реакций и реакций ионного обмена.

Курс заканчивается кратким знакомством с органическими соединениями, в основе которого лежит идея генетического развития органических веществ от углеводов до полимеров.

Значительное место в содержании курса 9 класса отводится химическому эксперименту, который формирует у учащихся не только навыки правильного обращения с веществами, но и исследовательские умения. Изучение тем сопровождается проведением демонстрационного эксперимента, лабораторных опытов и практических работ. В обязательном порядке предусмотрено изучение

правил техники безопасности и охраны труда, вопросов охраны окружающей среды, бережного отношения к природе и здоровью человека.

Основными задачами обучения курса 9 класса являются:

1. Формирование знаний основ химической науки – важнейших фактов, понятий, химических законов и теорий, химического языка.
2. Развитие умений сравнивать, вычленять в изученном существенное, устанавливать причинно-следственную зависимость в изучаемом материале, делать обобщения, связно и доказательно излагать учебный материал.
3. Формирование умений наблюдать, фиксировать, объяснять химические явления, происходящие в природе, лаборатории, повседневной жизни.
4. Формирование специальных навыков обращения с веществами, выполнения несложных опытов с соблюдением правил техники безопасности в лаборатории.
5. Раскрытие роли химии в решении глобальных проблем, стоящих перед человечеством.
6. Раскрытие доступных обобщений мировоззренческого характера и вклада химии в научную картину мира.

9 КЛАСС

(2 ч в неделю; всего 68 ч, из них 4 ч - резервное время)

Повторение основных вопросов курса 8 класса

(5 часов)

Основные химические понятия. Молярная масса. Молярный объем. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева в свете учения о строении атомов. Состав и химические свойства оксидов, оснований и кислот.

Тема 1. Строение вещества

(10 часов)

Ковалентная связь. Электроотрицательность атомов химических элементов. Полярная и неполярная химические связи. Ионная связь. Понятие об окислении и восстановлении. Степень окисления атомов химических элементов в соединениях. Определение степеней окисления атомов в бинарных соединениях.

Металлическая связь.

Атомные, молекулярные, ионные и металлические кристаллические решетки.

Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Распад на ионы немолекулярных веществ. Проводники II рода. Распад на ионы молекулярных электролитов. Электролитическая диссоциация. Кислоты, основания и соли в свете электролитической диссоциации.

Свойства ионов. Строение атомов и строение ионов. Различия в свойствах атомов и ионов. Движение ионов в электрическом поле. Гидратация ионов

Демонстрации. 1. Модели атомов. 2. Модели кристаллических решеток хлорида натрия, алмаза, твердого оксида углерода (IV), магния. Электропроводность растворов различных веществ; определение электропроводности воды, твердой соли и раствора соли; электропроводность расплавленного стекла

Тема 2. Химические реакции

(11 часов)

Реакции ионного обмена. Условия протекания реакций ионного обмена до конца. Уравнения химических реакций в полном ионном и кратком ионном видах.

Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на изменение скорости химической реакции — природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, катализатор.

Расчет массы (объема, количества вещества) продуктов реакции по данным об исходных веществах, одно из которых взято в избытке.

Расчетные задачи. Расчет массы (объема, количества вещества) продуктов реакции по данным об исходных веществах, одно из которых взято в избытке.

Демонстрации. Горение серы. Восстановление меди из оксида меди (II).

Лабораторные опыты. Л.О. 1 Взаимодействие растворов сульфата меди (II) и гидроксида натрия. Л.О. 2 Взаимодействие гидроксида меди(II) с раствором азотной кислоты. Л.О.3 Влияние степени измельчения твердого вещества на скорость химической реакции. Л.О.4 Влияние концентрации раствора на скорость химической реакции. Л.О.5 Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции Л.О.6 Влияние температуры на скорость химической реакции. Л.О.7 Влияние катализатора на скорость химической реакции

Практическое занятие. 1. Условия протекания химических реакций до конца.

Тема 3. Металлы (15 часов)

Положение металлических элементов в периодической системе. Общие черты и различия в строении атомов металлов. Общие химические свойства металлов. Электрохимический ряд напряжений металлов.

Сплавы металлов, сплавы металлов с неметаллами. Металла в природе. Общие способы получения металлов в природе.

Металлы главной подгруппы I группы периодической системы

Строение атомов элементов, степени окисления, проявляемые атомами этих элементов в соединениях. Физические свойства щелочных металлов.

Химические свойства простых веществ: взаимодействие с кислородом, галогенами, водой, кислотами.

Применение щелочных металлов и их соединений. Карбонат и гидрокарбонат натрия.

Металлы главной подгруппы II группы периодической системы

Строение атомов, степени окисления, проявляемые атомами этих элементов в соединениях. Физические свойства щелочноземельных металлов.

Химические свойства простых веществ: взаимодействие с кислородом, галогенами, водой, кислотами.

Соединения кальция в природе. Превращения карбонатов и гидрокарбонатов кальция в природе. (Жесткость воды и способы ее устранения.)

Применение щелочноземельных металлов и их соединений.

Металлы главной подгруппы III группы периодической системы (на примере алюминия)

Строение атома алюминия, степени окисления, проявляемые атомами алюминия в соединениях. Физические свойства алюминия.

Химические свойства: взаимодействие с кислородом, галогенами, водой и кислотами. Взаимодействие алюминия со щелочами. Амфотерные свойства оксида и гидроксида алюминия.

Применение алюминия и его соединений.

Металлы побочных подгрупп периодической системы (на примере железа)

Положение элемента железа в периодической системе. Строение атома железа, возможные степени окисления атома железа в соединениях. Физические свойства железа.

Химические свойства железа: взаимодействие с кислородом, галогенами, водой и кислотами. Свойства оксидов и гидроксидов железа со степенями окисления атома +2 и +3.

Применение железа и его сплавов.

Химические реакции, лежащие в основе производства чугуна и стали.

Демонстрации. Д. Периодическая система химических элементов. Д. Коллекция «Металлы и сплавы» Д Образцы натрия и магния алюминия. Д. Демонстрация коллекции «Руды металлов» Д. Взаимодействие щелочных металлов с кислородом, хлором, с водой с соляной кислотой, демонстрация основных свойств гидроксида натрия. Д. Образцы металлов II группы главной подгруппы. Взаимодействие магния с кислородом, хлором, с водой, с соляной кислотой. Демонстрация основных свойств оксида и гидроксида кальция. Д. Образцы алюминия, взаимодействие алюминия с соляной кислотой, и водой, взаимодействие алюминия со щелочью. Д. Взаимодействие железа с кислородом и хлором; Получение гидроксидов железа (II и III)

Лабораторные опыты. ЛО 8. Взаимодействие металлов с кислотами. ЛО 9. Взаимодействие металлов с растворами солей. ЛО 10. Свойства гидроксида алюминия. ЛО 11. Свойства гидроксида железа (II). ЛО 12. Свойства гидроксида железа (III).

Практическое занятие. 2. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы» (1ч).

Тема 4. Неметаллы

(25 часов)

Положение элементов неметаллов в периодической системе. Общие черты в строении их атомов. Электроотрицательность неметаллов. Общее в химических свойствах неметаллов.

Неметаллы главной подгруппы VII группы периодической системы

Строение внешней электронной оболочки галогенов. Галогены-окислители.

Хлор. Возможные степени окисления, проявляемые атомами хлора в соединениях. Химические свойства хлора. Взаимодействие хлора с водородом. Качественная реакция на галогенид-ионы. Краткие сведения о бrome и йоде. Применение галогенов в народном хозяйстве.

Неметаллы главной подгруппы VI группы периодической системы

Строение внешних электронных оболочек атомов элементов VI группы главной подгруппы.

Кислород, сера. Аллотропия кислорода и серы. Возможные степени окисления, проявляемые атомами этих элементов в соединениях.

Химические свойства кислорода и серы. Взаимодействие кислорода и серы с водородом и металлами. Взаимодействие кислорода с серой. Сера как окислитель и восстановитель.

Серная кислота и ее соли. Кислые и средние соли серной кислоты. Качественная реакция на соли серной кислоты. Применение серной кислоты и ее солей в народном хозяйстве.

Промышленное получение серной кислоты.

Неметаллы главной подгруппы V группы периодической системы

Строение внешних электронных оболочек атомов элементов V группы главной подгруппы.

Азот. Возможные степени окисления атомов азота в соединениях. Химические свойства азота: взаимодействие с водородом, кислородом и металлами.

Аммиак, его строение, свойства, применение и получение. Соли аммония, их состав, взаимодействие со щелочами. Качественная реакция на ион аммония.

Азотная кислота. Окислительные свойства азотной кислоты. Применение азотной кислоты и ее солей.

Краткие сведения о фосфоре. Оксид фосфора (V), ортофосфорная кислота. Фосфорные удобрения.

Неметаллы главной подгруппы IV группы периодической системы

Строение внешних электронных оболочек атомов элементов IV группы главной подгруппы.

Углерод. Аллотропия углерода. Возможные степени окисления атомов углерода в соединениях. Углерод — окислитель и восстановитель.

Химические свойства: взаимодействие с кислородом и водородом. Оксиды углерода (II) и (IV). Свойства оксидов углерода и их применение. Угольная кислота, карбонаты и гидрокарбонаты, их применение. Качественная реакция на карбонат-ион.

Краткие сведения о кремнии. Оксид кремния (IV), кремниевая кислота, силикаты.

Углеводороды и их кислородсодержащие производные. Спирты, этиленгликоль и карбоновые кислоты, их применение. Биологически важные органические вещества – жиры, углеводы, белки.

Демонстрации. 1. Образцы простых веществ - неметаллов: галогенов, кислорода и серы, азота и фосфора, угля и кремния. 2. Взаимодействие хлора с натрием и железом. 3. Сравнение окислительных свойств галогенов — вытеснение хлором брома и иода из их соединений. 4. Взаимодействие кислорода с металлами и серой. 5. Взаимодействие серы с железом или цинком и водородом. 6. Кислотные свойства оксида серы IV. 7. Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. 8. Получение оксида фосфора (V) и испытание его свойств. 9. Горение аммиака в кислороде 10. Взаимодействие азотной кислоты с медью, 11. Образцы фосфорной кислоты, азотных и фосфорных удобрений. 12. Восстановление оксида меди углеродом. 13. Оксиды углерода и кремния 14. Получение карбонатов 15. Этиловый спирт, Этиленгликоль, Уксусная кислота. 16. Жиры, углеводы, белки.

Лабораторные опыты. Л.О. 14. Качественные реакции на галогенид-ионы. **Л.О.15.** Качественная реакция на сульфид- ионы. **ЛО 16.** Восстановительные свойства сульфид ионов. **ЛО 17.** Качественная реакция на сульфат-ион. **Л.О. 18.** Действие растворов аммиака на индикаторы. **ЛО 19.** Взаимодействие растворов аммиака с кислотами. **ЛО 20.** Взаимодействие солей аммония со щелочами, кислоты на индикаторы. **ЛО 21.** Действие азотной кислоты на индикаторы **ЛО 22.** Нейтрализация азотной кислоты. **ЛО 23.** Взаимодействие азотной кислоты с оксидами металлов **Л.О. 24.** Взаимодействие фосфорной кислоты с индикаторами. **Л.О. 25.** Адсорбционные свойства угля. **Л.О. 26.** Качественная реакция на карбонат – ионы и гидрокарбонат ионы. **27.** Превращение карбоната в гидрокарбонат. **28.** Свойства жёсткой воды. **Л.О. 29.** Растворимость сахарозы. **ЛО 30.** Качественная реакция на крахмал.

Практические занятия. 3. Получение соляной кислоты и опыты с ней. 4. Химические свойства серы и ее соединений. 5. Получение аммиака и изучение его свойств (1 ч). 6. Получение углекислого газа и изучение его свойств.

Планирование курса 9 класса

(учебник: Химия 9 класс, Минченков Е.Е., Москва: издательство «Мнемозина», 2012 год)

Повторение курса 8 класса (5 часов)

Номер урока	Содержание	Демонстрации
1	Важнейшие химические понятия о веществе: атом, химический элемент, молекула, валентность, химическая формула, закон постоянства состава веществ, относительные атомная и молекулярная массы, моль.	Простые вещества: алюминий, сера, железо, кислород. Сложные вещества: вода, серная кислота едкий натр, сульфат меди
2	Молярная масса, молярный объем газов. Закон Авогадро. Расчеты количества вещества, массы и объема газообразных веществ, принимающих участие в химической реакции.	Простые вещества: алюминий, сера, железо, кислород. Сложные вещества: вода, серная кислота едкий натр, сульфат меди.
3	Классы неорганических веществ. Физические свойства, химические свойства веществ. Уравнения химических реакций, характеризующих свойства веществ, принадлежащих разным классам.	а) взаимодействие металла и неметалла с кислородом; б) взаимодействие оксидов металла и неметалла с водой; г) взаимодействие щелочи и кислоты друг с другом.
4	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева в свете учения о строении атомов. Распределение электронов в электронных слоях атомов химических элементов 1—3-го периодов.	Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева
5	Характеристика химических элементов № 1—20 на основании их положения в периодической системе и строения атомов.	Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

Тема 1. Строение вещества (10 ч)

Номер урока	Содержание	Демонстрации
1 (6)	Ковалентная связь. Образование ковалентной связи. Молекулярная, электронная и графическая формулы веществ. Валентность атомов и ковалентные связи.	Д. Таблица «Образование ковалентной связи» модели атомов углерода и водорода
2 (7)	Электроотрицательность атомов. Полярность ковалентной связи. Электроотрицательность атомов. Способы изображения строения полярных молекул.	Д. Таблицы Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева; «Полярные и неполярные соединения»
3 (8)	Ионная связь. Образование ионной связи. Различия ковалентной и ионной связей. Общие черты ковалентной и ионной связей	Д. Таблица «Образование ионной связи» ионная кристаллическая решетка поваренной соли.

4 (9)	Металлическая связь. Физические свойства металлов. Металлическая связь. Общие черты и различия между металлической и ковалентной связью, а также между металлической и ионной связью	Д. Таблица «Металлическая связь»
5 (10)	Степень окисления атомов. Развитие понятия валентность. Расчет степеней окисления атомов. Ограниченность понятия валентность. Введение понятия «степень окисления».	
6 (11)	Кристаллические решетки. Определение кристаллической решетки. Виды кристаллических решеток: а) атомная; б) молекулярная; в) ионная; г) металлическая. Различия в свойствах веществ с разными видами кристаллических решеток и их причины.	Д. Модели кристаллических решеток различных веществ
7 (12)	Электролитическая диссоциация. Электролиты и неэлектролиты. Распад на ионы немолекулярных веществ. Проводники II рода. Распад на ионы молекулярных электролитов. Электролитическая диссоциация. Кислоты, основания и соли в свете электролитической диссоциации.	Д: электропроводность растворов различных веществ; определение электропроводности воды, твердой соли и раствора соли; электропроводность расплавленного стекла.
8 (13)	Свойства ионов. Строение атомов и строение ионов. Различия в свойствах атомов и ионов. Движение ионов в электрическом поле. Гидратация ионов.	Д: движение ионов в электрическом поле
9-10 (14 -15)	Повторение и закрепление изученного материала	

Тема 2. Химические реакции (11 ч)

Номер урока	Содержание	Эксперимент
1 (16)	Химические реакции в растворах электролитов. Сущность химических реакций, протекающих в растворах электролитов.	Л.О. 1 Взаимодействие растворов сульфата меди (II) и гидроксида натрия. Л.О. 2 Взаимодействие гидроксида меди(II) с раствором азотной кислоты.
2 (17)	Составление уравнений реакций ионного обмена.	
3 (18)	Практическая работа 1. Условия протекания реакций ионного обмена до конца.	
4 (19)	Окислительно-восстановительные реакции.	Д. Горение серы. Д. Восстановление меди из оксида меди (II).
5 (20)	Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.	

6 (21)	Скорость химических реакций. Факторы, влияющие на скорость химической реакции	Л.О.3 Влияние степени измельчения твёрдого вещества на скорость химической реакции. Л.О.4 Влияние концентрации раствора на скорость химической реакции. Л.О.5 Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции Л.О.6 Влияние температуры на скорость химической реакции. Л.О.7 Влияние катализатора на скорость химической реакции.
7 - 8 (22 - 23)	Расчет массы (объема, количества вещества) продуктов реакции по данным об исходных веществах, одно из которых взято в избытке.	
9 (24)	Систематизация знаний по теме.	
10 (25)	Контрольная работа № 1. Химические реакции.	
11 (26)	Анализ результатов выполнения учащимися контрольной работы. Коррекция знаний и умений.	

Тема 3. Металлы (15 ч)

Номер урока	Содержание	Демонстрации,
1 (27)	Положение металлов в периодической системе. 2. Общие физические свойства металлов. 3. Химические свойства металлов, вытеснительный ряд металлов.	Д. Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева Д Образцы натрия и магния и алюминия. ЛО 8, ЛО 9
2 (28)	Сплавы , их свойства. Виды сплавов.	Д. Коллекция «Металлы и сплавы»
3 (29)	Металлы в природе. Общие способы получения металлов.	Д. Демонстрация коллекции «Руды металлов»
4 - 5 (30 - 31)	Металлы главной подгруппы I группы. Положение щелочных металлов в периодической системе, строение атомов, степень окисления в соединениях. Нахождение в природе. Физические свойства щелочных металлов. Химические свойства простых веществ. Химические свойства оксидов и гидроксидов щелочных металлов. Применение щелочных металлов и их соединений.	Д. Взаимодействие щелочных металлов с кислородом, хлором, с водой с соляной кислотой, демонстрация основных свойств гидроксида натрия.
6 - 7 (32 - 33)	Металлы главной подгруппы II группы. Строение атомов, степень окисления. Физические свойства простых веществ. Химические свойства простых веществ. Нахождение в природе. Практическое	Д. Образцы металлов II группы главной подгруппы. Взаимодействие магния с кислородом, хлором, с водой, с соляной кислотой. Демонстрация

	применение металлов II группы главной подгруппы и их оксидов.	основных свойств оксида и гидроксида кальция.
8 - 9(34 - 35)	Алюминий , положение алюминия в периодической системе и строение атома, степень окисления в соединениях. Физические свойства алюминия. Химические свойства алюминия. Химические свойства оксида и гидроксида алюминия. Нахождение в природе. Применение алюминия и его соединений.	Д. Образцы алюминия, взаимодействие алюминия с соляной кислотой, и водой, взаимодействие алюминия со щелочью. Л.О.10
10- 11 (36-37)	Железо. Положение железа в периодической системе строение электронной оболочки атома, степени окисления в соединениях. Физические свойства железа. Взаимодействие железа с сильными окислителями. Химические свойства железа. Коррозия железа. Соединения железа со степенью окисления +2 и + 3. Железо в природе. Применение железа, чугуна и стали.	Д. Взаимодействие железа с кислородом и хлором; Получение гидроксидов железа (II и III) Л.О.11, Л.О.12
12 (38)	Практическая работа №2 Экспериментальные задачи по теме «Металлы»	
13 (39)	Систематизация знаний по теме металлы	
14 (40)	Контрольная работа по теме	
15 (41)	Анализ результатов выполнения учащимися кон-	

Тема 4 Неметаллы (25 ч)

Номер урока	Содержание	Демонстрации
1 (42).	Неметаллы в периодической системе. Строение атомов неметаллов Общие химические свойства неметаллов.	Д. Образцы простых веществ - неметаллов: галогенов, кислорода и серы, азота и фосфора, угля и кремния.
2 (43)	Неметаллы главной подгруппы VII группы Строение атомов элементов, возможные степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства галогенов.	Д. 2. Взаимодействие хлора с натрием и железом. Д. 3. Сравнение окислительных свойств галогенов — вытеснение хлором брома и иода из их соединений.
3 (44)	Галогеноводородные кислоты и их соли. Диссоциация галогеноводородных кислот. Соли галогеноводородных кислот. Качественная реакция на галогенид-ионы	Л.О. 14. Качественные реакции на галогенид- ионы,
4 (45)	Практическая работа №3. Получение соляной кислоты и опыты с ней.	
5(46)	Неметаллы главной подгруппы VI группы кислород сера, селен. Строение атомов этих элементов, возможные степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства халькогенов	Д. 4. Взаимодействие кислорода с металлами и серой. Д. 5. Взаимодействие серы с железом или цинком и водородом.
6 – 7 (47 - 48)	Соединения серы. Оксиды серы, их кислотные свойства. Серная кислота. Свойства разбавленной и концентрированной серной кислоты. Соли серной кислоты. Качественная реакция на сульфат-ион	Д. 6. Кислотные свойства оксида серы IV. 7.Свойства концентрированной и разбавленной серной кислоты. Л.О.15. Качественная реакция на сульфид- ионы, 16. Восстановительные свойства сульфид ионов. 17. Качественная реакция на сульфат-ион,
8 (49)	Практическая работа 4. Экспериментальные задания по теме «Химические свойства соединений серы»	
9 (50)	Неметаллы главной подгруппы V группы. Строение атомов этих элементов, возможные степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства азота и фосфора	Д. 8. Получение оксида фосфора (V) и испытание его свойств.
10 (51)	Аммиак, соли аммония. Получение аммиака, взаимодействие аммиака с кислотами, образование иона аммония. Взаимодействие солей аммония со щелочами.	Д. 9. Горение аммиака в кислороде Л.О. 18. Действие растворов аммиака на индикаторы. 19. Взаимодействие растворов аммиака с кислотами, 20. Взаимодействие солей аммония со щелочами,
11 (52)	Практическая работа 5. Получение аммиака и изучение его свойств	

12 (53)	Азотная кислота и нитраты. Свойства разбавленной и концентрированной азотной кислоты,	Д. 10. Взаимодействие азотной кислоты с медью, Л.О. 21. Действие азотной кислоты на индикаторы. 22. Нейтрализация азотной кислоты. 23. Взаимодействие азотной кислоты с оксидами металлов.
13 - 14 (54 - 55)	Важнейшие соединения фосфора – оксид фосфора (V) и 0-фосфорная кислота, соли фосфорной кислоты. Качественная реакция на фосфат-ион	Д. 11. Образцы фосфорной кислоты, азотных и фосфорных удобрений. Л.О. 24. Взаимодействие фосфорной кислоты с индикаторами,
15 (56)	Неметаллы главной подгруппы IV группы. Строение атомов этих элементов, возможные степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства углерода и кремния.	Д. 12. Восстановление оксида меди углеродом. Л.О. 25. Адсорбционные свойства угля.
16 (57)	Оксиды углерода и кремния Кислотные свойства оксидов. Угольная и кремниевая кислоты	Д. 13. Оксиды углерода и кремния
17(58)	Соли угольной кислоты Карбонаты и гидрокарбонаты, силикаты. Жесткость воды. Качественная реакция на карбонат ион	Д. 14. Получение карбонатов Л.О. 26. Качественная реакция на карбонат – ионы и гидрокарбонат ионы. 27. Превращение карбоната в гидрокарбонат. 28. Свойства жёсткой воды,
18 (59)	Практическая работа №6. Получение углекислого газа и изучение его свойств.	
19 - 20 (60 - 61)	Углеводороды и их кислородсодержащие производные. Спирты, этиленгликоль и карбоновые кислоты, их применение	Д. 15 Этиловый спирт, Этиленгликоль, Уксусная кислота.
21 - 22 (62 - 63)	Биологически важные органические вещества – жиры, углеводы, белки	Д. 16. Жиры, углеводы, белки Л.О. 29. Растворимость сахарозы. 30. Качественная реакция на крахмал.
23 (64)	Повторение и закрепление материала темы	
24 (65)	Контрольная работа по теме «Неметаллы»	
25 (66)	Анализ результатов выполнения учащимися контрольной работы. Коррекция знаний и умений.	