

О. С. Габриелян, И. Г. Остроумов, И. В. Аксёнова

Методическое пособие для учителя

ХИМИЯ

9 класс

**Просвещение
2019**

Предисловие

Данное методическое пособие предназначено для учителей химии, работающих в 9 классе по авторской программе О. С. Габриеляна, И. Г. Остроумова, С. А. Сладкова и использующих в работе учебно-методический комплекс этих авторов.

Изучение предлагаемого курса химии обеспечивает организацию учебной деятельности, в процессе которой создаются условия для достижения целей, поставленных Федеральным государственным образовательным стандартом общего образования (ФГОС): личностных, метапредметных и предметных результатов обучения восьмиклассников.

В основу курса положены следующие ведущие идеи:

- материальное единство и взаимосвязь объектов и явлений природы;
- ведущая роль теоретических знаний для объяснения и прогнозирования химических явлений, оценки их практической значимости;
- взаимосвязь качественной и количественной сторон химических объектов материального мира;
- развитие химической науки и производство химических веществ и материалов для удовлетворения насущных потребностей человека и общества, решения глобальных проблем современности;
- генетическая связь между химическими веществами.

Эти идеи реализуются в курсе химии основной школы путем достижения следующих целей.

- Формирование у учащихся химической картины мира, как необходимой части целостной его естественнонаучной картины.
- Развитие познавательных интересов, интеллектуальных и творческих способностей, учащихся в процессе изучения ими химической науки и ее вклада в современный научно-технический прогресс; формирование важнейших логических операций мышления (анализ, синтез, обобщение, конкретизация, сравнение и др.) в процессе познания системы важнейших понятий, законов и теорий о составе, строении и свойствах химических веществ.
- Воспитание убежденности в том, что применение полученных знаний и умений по химии является объективной необходимостью для безопасной работы с веществами и материалами в быту и на производстве.
- Овладение ключевыми компетенциями: учебно-познавательными, информационными, ценностно-смысловыми, коммуникативными.

В данном пособии приведены авторская программа, примерное поурочное планирование курса 9 класса на 2 ч в неделю, методические рекомендации к проведению каждого урока.

В методических рекомендациях особое внимание уделяется не только проведению химического эксперимента, в том числе демонстрационного, но и различным способам решения задач. Также акцентируется внимание учителя на материале, который лучше разбирать только в предпрофильных или сильных классах. В пособии даётся достаточно много интересной и занимательной информации, которую учитель может использовать для активизации познавательной деятельности.

Предлагаемое планирование и методические рекомендации к проведению уроков являются примерными. Каждый учитель может разработать собственный вариант планирования и свои сценарии уроков.

Авторы надеются, что данное пособие поможет педагогу эффективно организовать учебный процесс по изучению курса химии в 9 классе.

Содержание курса химии

9 КЛАСС

Повторение и обобщение сведений по курсу 8 класса

Бинарные соединения. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Гидроксиды: основания, амфотерные гидроксиды, кислородсодержащие кислоты. Средние, кислые, основные и комплексные соли.

Обобщение сведений о химических реакциях. Классификация химических реакций по различным признакам: составу и числу реагирующих и образующихся веществ, тепловому эффекту, обратимости, изменению степеней окисления элементов, образующих реагирующие вещества, агрегатному состоянию реагирующих веществ, использованию катализатора.

Понятие о скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, площадь соприкосновения, наличие катализатора. Катализ.

Демонстрации

- Ознакомление с коллекциями металлов и неметаллов.
- Ознакомление с коллекциями оксидов, кислот и солей.
- Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ.
- Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.
- Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ («кипящий слой»).
- Зависимость скорости химической реакции от температуры реагирующих веществ.

Лабораторные опыты

- Взаимодействие аммиака и хлороводорода.
- Реакция нейтрализации.

- Наблюдение теплового эффекта реакции нейтрализации.
- Взаимодействие серной кислоты с оксидом меди(II).
- Разложение пероксида водорода с помощью каталазы картофеля.
- Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ на примере взаимодействия растворов тиосульфата натрия и хлорида бария, тиосульфата натрия и соляной кислоты.
- Зависимость скорости химической реакции от природы металлов при их взаимодействии с соляной кислотой.
- Зависимость скорости химической реакции от природы кислот при их взаимодействии с железом.
- Зависимость скорости химической реакции от температуры.
- Зависимость скорости химической реакции от концентрации.
- Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ.
- Зависимость скорости химической реакции от катализатора.

Химические реакции в растворах электролитов

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

Основные положения теории электролитической диссоциации. Классификация ионов и их свойства. Кислоты, основания и соли как электролиты. Их классификация и диссоциация.

Общие химические свойства кислот: изменение окраски индикаторов, взаимодействие с металлами, оксидами и гидроксидами металлов и солями.

Молекулярные и ионные (полные и сокращённые) уравнения реакций. Химический смысл сокращённых уравнений. Условия протекания реакций между электролитами до конца. Ряд активности металлов.

Общие химические свойства щелочей: взаимодействие с кислотами, оксидами неметаллов, солями. Общие химические свойства нерастворимых оснований: взаимодействие с кислотами, разложение при нагревании.

Общие химические свойства средних солей: взаимодействие с кислотами, щелочами, солями и металлами. Взаимодействие кислых солей со щелочами.

Гидролиз как обменное взаимодействие солей с водой. Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты. Гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты. Водородный показатель (pH).

Свойства кислот, оснований, оксидов и солей в свете теории электролитической диссоциации и представлений об окислительно-восстановительных реакциях.

Демонстрации

- Испытание веществ и их растворов на электропроводность.
- Зависимость электропроводности уксусной кислоты от концентрации.
- Движение окрашенных ионов в электрическом поле.
- Определение характера среды в растворах солей.

Лабораторные опыты

- Диссоциация слабых электролитов на примере уксусной кислоты.
- Изменение окраски индикаторов в кислотной среде.
- Реакция нейтрализации раствора щёлочи различными кислотами.
- Получение гидроксида меди(II) и его взаимодействие с различными кислотами.
- Взаимодействие сильных кислот с оксидом меди(II).

- Взаимодействие кислот с металлами.
- Качественная реакция на карбонат-ион.
- Получение студня кремниевой кислоты.
- Качественная реакция на хлорид- или сульфат-ионы.
- Изменение окраски индикаторов в щелочной среде.
- Взаимодействие щелочей с углекислым газом.
- Качественная реакция на катион аммония.
- Получение гидроксида меди(II) и его разложение.
- Взаимодействие карбонатов с кислотами.
- Получение гидроксида железа(III).
- Взаимодействие железа с раствором сульфата меди(II).

Практические работы

1. Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация».

Неметаллы и их соединения

Строение атомов неметаллов и их положение в периодической системе. Ряд электроотрицательности. Кристаллические решётки неметаллов — простых веществ. Физические свойства неметаллов. Общие химические свойства неметаллов: окислительные и восстановительные.

Галогены, строение их атомов и молекул. Физические и химические свойства галогенов. Закономерности изменения свойств галогенов в зависимости от их положения в периодической системе. Нахождение галогенов в природе и их получение. Биологическое значение и применение галогенов.

Галогеноводороды и соответствующие им кислоты: хлороводородная, соляная, бромоводородная, иодоводородная. Галогениды. Качественные реакции на галогенид-ионы. Применение соединений галогенов.

Общая характеристика элементов VIA-группы. Сера в природе и её получение. Аллотропные модификации серы и их свойства. Химические свойства серы и её применение.

Сероводород: строение молекулы, физические и химические свойства, получение и значение. Сероводородная кислота. Сульфиды и их значение. Люминофоры.

Оксид серы(IV), сернистая кислота, сульфиты. Качественная реакция на сульфит-ион.

Оксид серы(VI), серная кислота, сульфаты. Кристаллогидраты.

Серная кислота как сильный электролит. Свойства разбавленной серной кислоты как типичной кислоты: взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, солями. Качественная реакция на сульфат-ион.

Общая характеристика элементов VA-группы. Азот, строение его атома и молекулы. Физические и химические свойства и применение азота. Азот в природе и его биологическая роль.

Аммиак, строение молекулы и физические свойства. Аммиачная вода, нашатырный спирт, гидрат аммиака. Донорно-акцепторный механизм образования связи в катионе аммония. Восстановительные свойства аммиака. Соли аммония и их применение. Качественная реакция на катион аммония.

Оксиды азота: несолеобразующие и кислотные. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота, её получение и свойства. Нитраты.

Фосфор, строение атома и аллотропия. Фосфиды. Фосфин. Оксид фосфора(V) и фосфорная (ортофосфорная) кислота. Фосфаты.

Общая характеристика элементов IVA-группы: особенности строения атомов, простых веществ и соединений в зависимости от положения элементов в периодической системе. Углерод. Аллотропные модификации: алмаз,

графит. Аморфный углерод: сажа, активированный уголь. Адсорбция. Химические свойства углерода. Коксохимическое производство и его продукция. Карбиды.

Оксид углерода(II): строение молекулы, получение и свойства. Оксид углерода(IV): строение молекулы, получение и свойства. Угольная кислота. Соли угольной кислоты: карбонаты и гидрокарбонаты. Техническая и пищевая сода.

Органическая химия. Углеводороды.

Метан, этан и пропан как предельные (насыщенные) углеводороды. Этилен и ацетилен как непредельные (ненасыщенные) углеводороды. Структурные формулы веществ. Горение углеводородов. Реакции дегидрирования предельных углеводородов.

Спирты. Этиловый спирт, его получение, применение и физиологическое действие. Трёхатомный спирт глицерин. Уксусная кислота как представитель карбоновых кислот.

Кремний: строение атома и нахождение в природе. Силициды и силан. Свойства кремния. Оксид кремния(IV). Кремниевая кислота и её соли.

Производство стекла и цемента. Продукция силикатной промышленности: оптическое волокно, керамика, фарфор, фаянс. Оптическое волокно.

Неметаллы в природе. Фракционная перегонка жидкого воздуха как способ получения кислорода, азота и аргона. Получение фосфора, кремния, хлора, иода. Электролиз растворов.

Получение серной кислоты: сырьё, химизм, технологическая схема, метод кипящего слоя, принципы теплообмена, противотока и циркуляции. Олеум. Производство аммиака: сырьё, химизм, технологическая схема.

Демонстрации

- Коллекция неметаллов.
- Модели кристаллических решёток неметаллов: атомные и молекулярные.
- Озонатор и принципы его работы.

- Горение неметаллов — простых веществ: серы, фосфора, древесного угля.
- Образцы галогенов — простых веществ.
- Взаимодействие галогенов с металлами.
- Вытеснение хлора бромом или иода из растворов их солей.
- Коллекция природных соединений хлора.
- Взаимодействие серы с металлами.
- Горение серы в кислороде.
- Коллекция сульфидных руд.
- Качественная реакция на сульфид-ион.
- Обесцвечивание окрашенных тканей сернистым газом.
- Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью.
- Обугливание органических веществ концентрированной серной кислотой.
- Диаграмма «Состав воздуха».
- Видеофрагменты и слайды «Птичьи базары».
- Получение, соби́рание и распознавание аммиака.
- Разложение бихромата аммония.
- Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью.
- Горение чёрного пороха.
- Разложение нитрата калия и горение в нём древесного уголька.
- Образцы природных соединений фосфора.
- Горение фосфора на воздухе и в кислороде.
- Получение белого фосфора и испытание его свойств.
- Коллекция «Образцы природных соединений углерода».
- Портрет Н. Д. Зелинского. Поглощение растворённых веществ или газов активированным углём.
- Устройство противогаза.
- Модели молекул метана, этана, этилена и ацетилена.

- Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия.
- Общие химические свойства кислот на примере уксусной кислоты.
- Качественная реакция на многоатомные спирты.
- Коллекция «Образцы природных соединений кремния».
- Коллекция стекла, керамики, цемента и изделий из них.
- Коллекция продукции силикатной промышленности.
- Видеофрагменты и слайды «Производство стекла и цемента».
- Коллекция «Природные соединения неметаллов».
- Видеофрагменты и слайды «Фракционная перегонка жидкого воздуха».
- Видеофрагменты и слайды «Получение водорода, кислорода и галогенов электролитическим способом».
- Модели аппаратов для производства серной кислоты.
- Модель кипящего слоя.
- Модель колонны синтеза аммиака.
- Видеофрагменты и слайды «Производство серной кислоты».
- Видеофрагменты и слайды «Производство аммиака».
- Коллекция «Сырьё для получения серной кислоты».

Лабораторные опыты

- Распознавание галогенид-ионов.
- Качественные реакции на сульфат-ионы.
- Качественная реакция на катион аммония.
- Химические свойства азотной кислоты, как электролита.
- Качественные реакции на фосфат-ион.
- Получение и свойства угольной кислоты.

- Качественная реакция на карбонат-ион.
- Пропускание углекислого газа через раствор силиката натрия.

Практические работы

2. Изучение свойств соляной кислоты.
3. Изучение свойств серной кислоты.
4. Получение аммиака и изучение его свойств.
5. Получение углекислого газа. Качественная реакция на карбонат-ионы.

Металлы и их соединения

Положение металлов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, строение атомов и кристаллов металлов. Металлическая связь и металлическая кристаллическая решётка. Физические свойства металлов: электро- и теплопроводность, отражающая способность, пластичность. Чёрные и цветные металлы.

Металлы как восстановители. Электрохимический ряд напряжений. Взаимодействие металлов с неметаллами, оксидами, кислотами, солями. Аллюминотермия.

Общая характеристика элементов IA-группы. Оксиды и гидроксиды щелочных металлов, их получение, свойства, применение. Важнейшие соли щелочных металлов, их значение в природе и жизни человека.

Общая характеристика элементов IIA-группы. Оксиды и гидроксиды щелочноземельных металлов, их получение, свойства и применение. Важнейшие соли щелочноземельных металлов, их значение в природе и жизни человека. Карбонаты и гидрокарбонаты кальция.

Временная и постоянная жёсткость воды. Способы устранения временной жёсткости. Способы устранения постоянной жёсткости.

Соединения алюминия в природе. Химические свойства алюминия. Особенности оксида и гидроксида алюминия как амфотерных соединений. Важнейшие соли алюминия (хлорид, сульфат).

Особенности строения атома железа. Железо в природе. Важнейшие руды железа. Получение чугуна и стали. Оксиды и гидроксиды железа(II) и (III). Соли железа(II) и (III). Обнаружение катионов железа в растворе. Значение соединений железа.

Коррозия газовая (химическая) и электрохимическая. Защита металлов от коррозии. Металлы в природе. Понятие о металлургии. Чёрная и цветная металлургия. Пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия. Доменный процесс. Переработка чугуна в сталь. Электролиз расплавов.

Демонстрации

- Взаимодействие натрия, лития и кальция с водой.
- Горение натрия, магния и железа в кислороде.
- Вспышка термитной смеси.
- Взаимодействие смеси порошков серы и железа, цинка и серы.
- Взаимодействие алюминия с кислотами, щелочами и водой.
- Взаимодействие железа и меди с хлором.
- Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой и азотной кислотой (разбавленной и концентрированной).
- Окраска пламени соединениями щелочных металлов.
- Окраска пламени соединениями щелочноземельных металлов.
- Гашение извести водой.
- Получение жёсткой воды взаимодействием углекислого газа с известковой водой.
- Устранение временной жёсткости кипячением и добавлением соды.
- Устранение постоянной жёсткости добавлением соды.
- Иониты и принцип их действия (видеофрагмент).
- Коллекция природных соединений алюминия.
- Видеофрагменты и слайды «Оксид алюминия и его модификации».
- Получение амфотерного гидроксида алюминия и исследование его свойств.

- Коллекция «Химические источники тока».
- Результаты длительного эксперимента по изучению коррозии стальных изделий в зависимости от условий процессов.
- Восстановление меди из оксида меди(II) водородом.
- Видеофрагменты и слайды «Производство чугуна и стали».
- Видеофрагменты и слайды «Изделия из чугуна и стали».
- Видеофрагменты и слайды «Производство алюминия».

Лабораторные опыты

- Взаимодействие железа с раствором сульфата меди(II).
- Получение известковой воды и опыты с ней.
- Получение гидроксидов железа(II) и (III).
- Качественные реакции на катионы железа.

Практические работы

6. Жёсткость воды и способы её устранения.
7. Решение экспериментальных задач по теме «Металлы».

Химия и окружающая среда

Строение Земли: ядро, мантия, земная кора, литосфера, гидросфера, атмосфера. Химический состав Земли. Горные породы. Минералы. Руды. Осадочные горные породы. Полезные ископаемые.

Источники химического загрязнения окружающей среды. Глобальные экологические проблемы человечества: нарушение биогеохимических круговоротов химических элементов, потепление климата, кислотные дожди и др. Озоновые дыры. Международное сотрудничество в области охраны окружающей среды от химического загрязнения. «Зелёная химия».

Демонстрации

- Видеофрагменты и слайды «Строение Земли и её химический состав».
- Коллекция минералов и горных пород.

- Коллекция «Руды металлов».
- Видеофрагменты и слайды «Глобальные экологические проблемы человечества».
- Видеофрагменты и слайды о степени экологической чистоты товара.

Лабораторные опыты

- Изучение гранита.
- Изучение маркировок различных видов промышленных

и продовольственных товаров.

Обобщение знаний по химии курса основной школы.

Подготовка к Основному государственному экзамену

Строение атома в соответствии с положением химического элемента в периодической системе. Строение вещества: химическая связь и кристаллическая решётка. Зависимость свойств образованных элементами простых веществ (металлов, неметаллов, благородных газов) от положения элементов в периодической системе. Типология неорганических веществ, разделение их на классы и группы. Представители.

Признаки и условия протекания химических реакций. Типология химических реакций по различным признакам. Реакции ионного обмена. Окислительно-восстановительные реакции.

Химические свойства простых веществ. Характерные химические свойства солеобразующих оксидов, гидроксидов (оснований, кислородсодержащих кислот и амфотерных гидроксидов), солей.

Примерное тематическое планирование учебного материала курса химии 9 класса

(2 ч в неделю, всего 70, из них 4 ч — резервное время)

| Номер урока п/п | Тема урока | Основное содержание урока | Характеристика основных видов деятельности уча- щихся (на уровне учебных действий) |
|--|---|--|---|
| Повторение и обобщение сведений по курсу 8 класса. Химические реакции (5 ч) | | | |
| 1 | Классификация не- органических ве- ществ и их номен- клатура | Бинарные соединения. Оксиды солеобразующие и несолеобразующие. Гидроксиды: основания, амфотерные гидроксиды, кислородсодержащие кислоты. Средние, кислые, основные, комплексные соли. Демонстрации. Ознакомление с коллекциями металлов и неметаллов. Ознакомление с коллекциями оксидов, кислот и солей | <i>Характеризовать</i> оксиды, гидроксиды (основания, амфотерные гидроксиды, кислородсодержащие кислоты) и соли по плану: состав, способы образования названий, характерные свойства и получение. <i>Классифицировать</i> оксиды, гидроксиды (основания, амфотерные гидроксиды, кислородсодержащие кислоты) и соли по различным признакам. <i>Уметь</i> подтверждать характеристику отдельных представителей классов неорганических веществ уравнениями соответствующих реакций. <i>Раскрывать</i> генетическую связь между классами неорганических соединений |
| 2—3 | Классификация хи- мических реакций по | Обобщение сведений о химических реакциях. Классификация химических реакций по различ- | <i>Объяснять</i> понятия «химическая реакция», «реакции соединения», «реакции разложения», «реакции обмена», |

| | | | |
|-----|---|---|--|
| | <p>различным основаниям</p> | <p>ным основаниям: по составу и числу реагирующих и образующихся веществ, по тепловому эффекту, по агрегатному состоянию реагирующих веществ, по обратимости, по изменению степени окисления элементов, по использованию катализатора.</p> <p>Лабораторные опыты. 1. Взаимодействие аммиака и хлороводорода. 2. Реакция нейтрализации. 3. Наблюдение теплового эффекта реакции нейтрализации. 4. Взаимодействие серной кислоты с оксидом меди(II). 5. Разложение пероксида водорода с помощью каталазы картофеля</p> | <p>«реакции замещения», «реакции нейтрализации», «экзотермические реакции», «эндотермические реакции», «обратимые реакции», «необратимые реакции», «окислительно-восстановительные реакции», «гомогенные реакции», «гетерогенные реакции», «каталитические реакции», «некаталитические реакции», «тепловой эффект химической реакции».</p> <p><i>Классифицировать</i> химические реакции по различным основаниям.</p> <p><i>Определять</i> окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.</p> <p><i>Наблюдать и описывать</i> реакции между веществами с помощью русского (родного) языка и языка химии</p> |
| 4—5 | <p>Понятие о скорости химической реакции. Катализ</p> | <p>Понятие о скорости химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химических реакций: природа реагирующих веществ, их концентрация, температура, площадь соприкосновения, наличие катализатора. Катализ.</p> <p>Демонстрации. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Зависи-</p> | <p><i>Объяснять</i>, что такое «скорость химической реакции».</p> <p><i>Аргументировать</i> выбор единиц измерения v_p.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи влияния различных факторов на скорость химических реакций.</p> <p><i>Наблюдать и описывать</i> реакции между веществами с помощью русского (родного) языка и языка химии</p> <p><i>Проводить</i> опыты, подтверждающие зависимость скорости химической реакции от различных факторов</p> |

| | | |
|--|---|--|
| | <p>мость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ («кипящий слой»). Зависимость скорости химической реакции от температуры реагирующих веществ.</p> <p>Лабораторные опыты. 6. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ на примере взаимодействия растворов тиосульфата натрия и хлорида бария, тиосульфата натрия и соляной кислоты. 7. Зависимость скорости химической реакции от природы металлов при их взаимодействии с соляной кислотой. 8. Зависимость скорости химической реакции от природы кислот при взаимодействии их с железом. 9. Зависимость скорости химической реакции от температуры. 10.</p> <p>Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. 11. Зависимость скорости химической реакции от площади соприкосновения реагирующих веществ. 12. Зависимость скорости химической реакции от наличия катализатора</p> | |
|--|---|--|

Химические реакции в растворах (10 ч)

| | | | |
|---|---|--|---|
| 6 | Электролитическая диссоциация | <p>Понятие об электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Механизм диссоциаций электролитов с различным характером связи. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.</p> <p>Демонстрации. Испытание веществ и их растворов на электропроводность</p> <p>Лабораторный опыт. 13. Диссоциация слабых электролитов на примере уксусной кислоты</p> | <p><i>Характеризовать</i> понятия «электролитическая диссоциация», «электролиты», «неэлектролиты».</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между природой электролита и степенью его диссоциации.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между типом химической связи в электролите и механизмом его диссоциации</p> |
| 7 | Основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД) | <p>Основные положения теории электролитической диссоциации. Классификация ионов и их свойства. Кислоты, основания и соли как электролиты. Их классификация и диссоциация.</p> <p>Демонстрации. Зависимость электропроводности уксусной кислоты от концентрации. Движение окрашенных ионов в электрическом поле</p> | <p><i>Характеризовать</i> понятия «степень диссоциации», «сильные электролиты», «слабые электролиты», «катионы», «анионы», «кислоты», «основания», «соли». <i>Составлять</i> уравнения электролитической диссоциации кислот, оснований и солей.</p> <p><i>Иллюстрировать</i> примерами основные положения теории электролитической диссоциации.</p> <p><i>Различать</i> компоненты доказательств (тезисов, аргументов и формы доказательства)</p> |

| | | | |
|-----|--|--|---|
| 8—9 | Химические свойства кислот как электролитов | <p>Общие химические свойства кислот: изменение окраски индикаторов, взаимодействие с металлами, оксидами и гидроксидами металлов и солями. Молекулярные и ионные (полные и сокращённые) уравнения реакций. Химический смысл сокращённых уравнений. Условия протекания реакций между электролитами до конца. Ряд активности металлов.</p> <p>Лабораторные опыты. 14. Изменение окраски индикаторов в кислотной среде. 15. Реакция нейтрализации раствора щёлочи различными кислотами. 16. Получение гидроксида меди(II) и его взаимодействие с различными кислотами. 17. Взаимодействие сильных кислот с оксидом меди(II). 18—20. Взаимодействие кислот с металлами. 21. Качественная реакция на карбонат-ион. 22. Получение студня кремниевой кислоты. 23. Качественная реакция на хлорид- или сульфат-ионы</p> | <p><i>Характеризовать</i> общие химические свойства кислот с позиций теории электролитической диссоциации.</p> <p><i>Составлять</i> молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения реакций с участием кислот.</p> <p><i>Аргументировать</i> возможность протекания реакций с участием кислот на основе правила Бертолле и ряда активности металлов.</p> <p><i>Проводить</i> опыты, подтверждающие химические свойства кислот, с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать</i> и <i>описывать</i> реакции с участием кислот с помощью русского (родного) языка и языка химии</p> |
| 10 | Химические свойства оснований как электролитов | <p>Общие химические свойства щелочей: взаимодействие с кислотами, оксидами неметаллов, солями. Общие химические свойства нераствори-</p> | <p><i>Составлять</i> молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения реакций с участием оснований.</p> <p><i>Аргументировать</i> возможность протекания реакций с</p> |

| | | | |
|----|--|---|---|
| | | <p>мых оснований: взаимодействие с кислотами, разложение при нагревании.</p> <p>Лабораторные опыты. 24. Изменение окраски индикаторов в щелочной среде. 25. Взаимодействие щелочей с углекислым газом. 26. Качественная реакция на катион аммония. 27—28. Получение гидроксида меди(II) и его разложение</p> | <p>участием оснований на основе правила Бертолле.</p> <p><i>Проводить</i> опыты, подтверждающие химические свойства оснований, с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать</i> и <i>описывать</i> реакции с участием кислот с помощью русского (родного) языка и языка химии</p> |
| 11 | Химические свойства солей как электролитов | <p>Общие химические свойства средних солей: взаимодействие с кислотами, щелочами, солями и металлами. Взаимодействие кислых солей со щелочами.</p> <p>Лабораторные опыты. 29. Взаимодействие карбонатов с кислотами. 30. Получение гидроксида железа(III). 31. Взаимодействие железа с раствором сульфата меди(II)</p> | <p><i>Характеризовать</i> общие химические свойства солей с позиций теории электролитической диссоциации.</p> <p><i>Составлять</i> молекулярные, полные и сокращённые ионные уравнения реакций с участием солей.</p> <p><i>Аргументировать</i> возможность протекания реакций с участием солей на основе правила Бертолле.</p> <p><i>Проводить</i> опыты, подтверждающие химические свойства солей, с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать</i> и <i>описывать</i> реакции с участием солей с помощью русского (родного) языка и языка химии</p> |
| 12 | Понятие о гидролизе солей | <p>Гидролиз как обменное взаимодействие солей с водой. Гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты. Гидролиз соли слабого основания и сильной кислоты. Водородный показатель (pH).</p> | <p><i>Устанавливать</i> зависимость между составом соли и характером её гидролиза.</p> <p><i>Анализировать</i> среду раствора соли с помощью индикаторов.</p> |

| | | | |
|---|---|--|---|
| | | Демонстрации. Определение характера среды в растворах солей | <i>Прогнозировать</i> тип гидролиза соли на основе анализа её формулы |
| 13 | <i>Практическая работа 1.</i> Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация» | Свойства кислот, оснований, оксидов и солей в свете теории электролитической диссоциации и представлений об окислительно-восстановительных реакциях | <i>Уметь</i> обращаться с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами техники безопасности. <i>Наблюдать</i> свойства электролитов. <i>Наблюдать</i> и <i>описывать</i> реакции с участием электролитов с помощью естественного (русского или родного) языка и языка химии. <i>Формулировать</i> выводы по результатам проведённого эксперимента |
| 14 | Обобщение и систематизация знаний по теме «Химические реакции в растворах электролитов» | | |
| 15 | <i>Контрольная работа 1</i> по теме «Химические реакции в растворах электролитов» | | |
| Неметаллы и их соединения (25 ч) | | | |
| 16 | Общая характеристика неметаллов | Строение атомов неметаллов и их положение в периодической системе. Ряд электроотрицательности. Кристаллические решётки неметаллов — простых веществ. Физические свойства неметаллов. Общие химические свойства неметаллов: окислительные и восстановительные. Демонстрации. Коллекция неметаллов. Модели | <i>Объяснять</i> , что такое неметаллы. <i>Характеризовать</i> химические элементы — неметаллы и строение, физические и химические свойства простых веществ — неметаллов. <i>Объяснять</i> зависимость окислительно-восстановительных свойств (или <i>предсказывать</i> свойства) элементов-неметаллов от их положения в перио- |

| | | | |
|----|---|--|--|
| | | <p>кристаллических решёток неметаллов: атомные и молекулярные. Озонатор и принципы его работы.</p> <p>Горение простых веществ — неметаллов: серы, фосфора, древесного угля</p> | <p>дической системе химических элементов</p> <p>Д. И. Менделеева.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между строением атома, химической связью, типом кристаллической решётки неметалла и его соединений и физическими свойствами данного неметалла и его соединений.</p> <p><i>Доказывать</i> относительность понятий «металл» и «неметалл»</p> |
| 17 | <p>Общая характеристика элементов VIIA-группы — галогенов</p> | <p>Галогены, строение их атомов и молекул. Физические и химические свойства галогенов. Закономерности изменения свойств галогенов в зависимости от их положения в периодической системе. Нахождение галогенов в природе и их получение. Биологическое значение и применение галогенов.</p> <p>Демонстрации. Образцы галогенов — простых веществ. Взаимодействие галогенов с металлами. Вытеснение хлором брома или иода из растворов их солей</p> | <p><i>Характеризовать</i> строение, физические и химические свойства, получение и применение галогенов в плане общего, особенного и единичного.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между строением атома, химической связью, типом кристаллической решётки у галогенов и физическими и химическими свойствами этих веществ</p> |
| 18 | <p>Соединения галогенов</p> | <p>Галогеноводороды и соответствующие им кислоты: плавиковая, соляная, бромоводородная, иодоводородная. Галогениды. Качественные реак-</p> | <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, физические и химические свойства, получение и применение соединений галогенов</p> |

| | | | |
|----|---|---|--|
| | | <p>ции на галогенид-ионы. Применение соединений галогенов.</p> <p>Демонстрация. Коллекция природных соединений хлора.</p> <p>Лабораторный опыт. 32. Распознавание галогенид-ионов</p> | <p>нов.</p> <p><i>Называть</i> соединения галогенов по формуле и <i>составлять</i> формулы по их названию.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между химической связью и типом кристаллической решетки в соединениях галогенов и физическими и химическими свойствами этих веществ.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент по распознаванию галогенид-ионов с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p><i>Выполнять</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием соединений галогенов</p> |
| 19 | <p><i>Практическая работа 2.</i> Изучение свойств соляной кислоты</p> | <p>Соляная кислота как сильный электролит. Типичные реакции кислот, характерные для соляной кислоты: взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, солями. Качественная реакция на хлорид-ион</p> | <p><i>Уметь</i> обращаться с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать</i> свойства электролитов и происходящих с ними явлений.</p> <p><i>Наблюдать и описывать</i> реакции с участием электролитов с помощью русского (родного) языка и языка химии.</p> <p><i>Формулировать</i> выводы по результатам проведённого</p> |

| | | | |
|----|---|--|--|
| | | | эксперимента |
| 20 | Общая характеристика элементов VIA-группы — халькогенов. Сера | <p>Общая характеристика элементов VIA-группы. Сера в природе и её получение. Аллотропные модификации серы и их свойства. Химические свойства серы и её применение.</p> <p>Демонстрации. Взаимодействие серы с металлами. Горение серы в кислороде</p> | <p><i>Давать</i> общую характеристику атомам, простым веществам и соединениям халькогенов в зависимости от их положения в периодической системе.</p> <p><i>Характеризовать</i> строение, аллотропию, физические и химические свойства, получение и применение серы.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между строением атома, химической связью, типом кристаллической решётки серы и её физическими и химическими свойствами.</p> <p><i>Выполнять</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием серы.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент по горению серы на воздухе и в кислороде с соблюдением правил техники безопасности</p> |
| 21 | Сероводород и сульфиды | <p>Сероводород: строение молекулы, физические и химические свойства, получение и значение. Сероводородная кислота. Сульфиды и их значение. Люминофоры.</p> <p>Демонстрации. Коллекция сульфидных руд. Ка-</p> | <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, физические и химические свойства, получение и применение соединений серы в степени окисления –2.</p> <p><i>Называть</i> соединения серы в степени окисления –2 по</p> |

| | | | |
|----|-----------------------------|---|---|
| | | <p>качественная реакция на сульфид-ион</p> | <p>формуле и <i>составлять</i> формулы по их названию.</p> <p><i>Составлять</i> молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующие химические свойства соединений серы в степени окисления -2.</p> <p><i>Описывать</i> процессы окисления-восстановления, <i>определять</i> окислитель и восстановитель и <i>составлять</i> электронный баланс в реакциях с участием серы в степени окисления -2.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между химической связью и типом кристаллической решётки в соединениях серы и физическими и химическими свойствами этих соединений</p> |
| 22 | Кислородные соединения серы | <p>Оксид серы(IV), сернистая кислота, сульфиты. Качественная реакция на сульфит-ион.</p> <p>Оксид серы(VI), серная кислота, сульфаты. Кристаллогидраты. Качественная реакция на сульфат-ион.</p> <p>Демонстрации. Обесцвечивание окрашенных тканей и цветов сернистым газом.</p> <p>Взаимодействие концентрированной серной кислоты с медью. Обугливание органических веществ концентрированной серной кислотой.</p> | <p><i>Записывать</i> формулы оксидов серы, <i>называть</i> их, <i>описывать</i> свойства на основе знаний о кислотных оксидах.</p> <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, физические и химические свойства серной кислоты как электролита.</p> <p><i>Составлять</i> молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих химические свойства серной кислоты.</p> <p><i>Распознавать</i> сульфат-ионы.</p> |

| | | | |
|----|---|--|--|
| | | Лабораторный опыт. 34. Качественные реакции на сульфат-ионы | <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии свойства концентрированной серной кислоты как окислителя.</p> <p><i>Составлять</i> уравнения окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.</p> <p><i>Выполнять</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием серной кислоты.</p> <p><i>Наблюдать</i> и <i>описывать</i> химический эксперимент</p> |
| 23 | <i>Практическая работа 3.</i> Изучение свойств серной кислоты | Серная кислота как сильный электролит. Типичные реакции кислот, характерные для разбавленной серной кислоты: взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и амфотерными гидроксидами, солями. Качественная реакция на сульфат-ион | <p><i>Уметь</i> обращаться с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать</i> свойства электролитов и происходящих с ними явлений.</p> <p><i>Наблюдать</i> и <i>описывать</i> реакции с участием электролитов с помощью естественного (русского или родного) языка и языка химии.</p> <p><i>Формулировать</i> выводы по результатам проведённого эксперимента</p> |
| 24 | Общая характеристика химических | Общая характеристика элементов VA-группы. Азот, строение атома и молекулы азота. Физиче- | <i>Давать</i> общую характеристику атомам, простым веществам и соединениям элементов VA-группы в зависимо- |

| | | | |
|----|----------------------------------|--|--|
| | <p>элементов VA-группы. Азот</p> | <p>ские и химические свойства и применение азота. Азот в природе и его биологическая роль.</p> <p>Демонстрации. Диаграмма «Состав воздуха».</p> <p>Видеофрагменты и слайды «Птичьи базары»</p> | <p>сти от их положения в периодической системе.</p> <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии строение, физические и химические свойства, получение и применение азота.</p> <p><i>Называть</i> соединения азота по формуле и <i>составлять</i> формулы по их названию.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между строением атома и молекулы, видом химической связи, типом кристаллической решётки азота и его физическими и химическими свойствами.</p> <p><i>Выполнять</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием азота</p> |
| 25 | <p>Аммиак. Соли аммония</p> | <p>Аммиак, строение молекулы и физические свойства. Аммиачная вода, нашатырный спирт, гидрат аммиака. Донорно-акцепторный механизм образования связи в катионе аммония. Восстановительные свойства аммиака.</p> <p>Соли аммония и их применение. Качественная реакция на катион аммония.</p> <p>Демонстрации. Получение, собирание и распознавание аммиака. Разложение дихромата аммония.</p> | <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, строение молекулы, физические и химические свойства, получение и применение аммиака.</p> <p><i>Называть</i> соли аммония по формулам и <i>составлять</i> формулы по их названиям.</p> <p><i>Записывать</i> молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих химические свойства аммиака и солей аммония.</p> <p><i>Составлять</i> уравнения окислительно-</p> |

| | | | |
|----|---|--|---|
| | | <p>Лабораторный опыт. 36. Качественная реакция на катион аммония</p> | <p>восстановительных реакций с участием аммиака с помощью метода электронного баланса.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между видом химической связи, типом кристаллической решётки в аммиаке и солях аммония и физическими и химическими свойствами этих веществ.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент по распознаванию ионов аммония с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p><i>Выполнять</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием аммиака</p> |
| 26 | <p><i>Практическая работа 4.</i> Получение аммиака и изучение его свойств</p> | <p>Получение, собирание и распознавание аммиака.</p> <p>Изучение растворимости аммиака в воде и характеристика основных свойств гидрата аммиака.</p> <p>Качественная реакция на катион аммония</p> | <p><i>Получать, собирать и распознавать</i> аммиак. <i>Обращаться</i> с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать и описывать</i> химический эксперимент с помощью русского (родного) языка и языка химии.</p> <p><i>Формулировать</i> выводы по результатам проведённого эксперимента.</p> <p><i>Сотрудничать</i> в процессе учебного взаимодействия при работе в группах</p> |

| | | | |
|-------|------------------------------|--|--|
| 27—28 | Кислородные соединения азота | <p>Оксиды азота: несолеобразующие и кислотные. Азотистая кислота и нитриты. Азотная кислота, её получение и свойства. Нитраты.</p> <p>Демонстрации. Взаимодействие концентрированной азотной кислоты с медью. Горение чёрного пороха. Разложение нитрата калия и горение древесного уголька в нём.</p> <p>Лабораторный опыт. 37. Химические свойства азотной кислоты как электролита</p> | <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, физические и химические свойства, получение и применение оксидов азота.</p> <p><i>Составлять</i> молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующих химические свойства оксидов азота.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между видом химической связи, типом кристаллической решётки в оксидах азота и их физическими и химическими свойствами.</p> <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, физические и химические свойства азотной кислоты как электролита и её применение.</p> <p><i>Записывать</i> молекулярные и ионные уравнения реакций, характеризующие химические свойства азотной кислоты как электролита.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент, характеризующий свойства азотной кислоты как электролита, с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p><i>Характеризовать</i> азотную кислоту как окислитель.</p> |
|-------|------------------------------|--|--|

| | | | |
|----|-------------------------|---|--|
| | | | <p><i>Составлять</i> уравнения окислительно-восстановительных реакций, характеризующих химические свойства азотной кислоты как окислителя, с помощью метода электронного баланса.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент, характеризующий свойства азотной кислоты как окислителя, с соблюдением правил техники безопасности</p> |
| 29 | Фосфор и его соединения | <p>Фосфор, строение атома и аллотропия. Фосфида. Фосфин. Оксид фосфора(V) и фосфорная кислота. Фосфаты.</p> <p>Демонстрации. Образцы природных соединений фосфора. Горение фосфора на воздухе и в кислороде. Получение белого фосфора и испытание его свойств.</p> <p>Лабораторный опыт. 38. Качественная реакция на фосфат-ион</p> | <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии строение, аллотропию, физические и химические свойства, получение и применение фосфора.</p> <p>Самостоятельно <i>описывать</i> свойства оксида фосфора(V) как кислотного оксида и свойства фосфорной кислоты.</p> <p><i>Иллюстрировать</i> свойства оксида фосфора(V) и фосфорной кислоты уравнениями соответствующих реакций.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p><i>Распознавать</i> фосфат-ионы</p> |
| 30 | Общая характери- | Общая характеристика элементов IVA-группы: | <i>Давать</i> общую характеристику атомам, простым веще- |

| | | | |
|----|---|---|--|
| | <p>стика элементов IVA- группы. Углерод</p> | <p>особенности строения атомов, простых веществ и соединений в зависимости от положения элементов в периодической системе. Углерод. Круговорот углерода в природе. Аллотропные модификации: алмаз, графит. Аморфный углерод: сажа, древесный уголь. Адсорбция. Химические свойства углерода. Коксохимическое производство и его продукция. Карбиды.</p> <p>Демонстрации. Коллекция «Образцы природных соединений углерода». Портрет Н. Д. Зелинского. Поглощение активированным углём растворённых веществ или газов. Устройство противогаза</p> | <p>ствам и соединениям элементов IVA-группы в зависимости от их положения в периодической системе.</p> <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии строение, аллотропию, физические и химические свойства, получение и применение аморфного углерода.</p> <p><i>Сравнивать</i> строение и свойства алмаза и графита.</p> <p><i>Описывать</i> окислительно-восстановительные свойства углерода.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент с соблюдением правил техники безопасности</p> |
| 31 | <p>Кислородные соединения углерода</p> | <p>Оксид углерода(II): строение молекулы, получение и свойства. Оксид углерода(IV): строение молекулы, получение и свойства. Угольная кислота. Соли угольной кислоты: карбонаты и гидрокарбонаты. Техническая и пищевая сода.</p> <p>Лабораторный опыт. 39. Получение и свойства угольной кислоты</p> | <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, физические и химические свойства, получение и применение оксидов углерода.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между видом химической связи и типом кристаллической решётки в оксидах углерода и их физическими и химическими свойствами, а также применением.</p> <p><i>Соблюдать</i> правила техники безопасности при использовании печного отопления.</p> |

| | | | |
|----|---|---|---|
| | | | <p><i>Оказывать</i> первую помощь при отравлении угарным газом.</p> <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, физические и химические свойства, получение и применение угольной кислоты и её солей (карбонатов и гидрокарбонатов).</p> <p><i>Иллюстрировать</i> зависимость свойств солей угольной кислоты от их состава.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент с соблюдением правил техники безопасности.</p> <p><i>Распознавать</i> карбонат-ион.</p> <p><i>Выполнять</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием соединений углерода</p> |
| 32 | <i>Практическая работа 5.</i> Получение углекислого газа и изучение его свойств | Получение, собирание и распознавание углекислого газа. Изучение растворимости углекислого газа в воде и характеристика кислотных свойств угольной кислоты. Качественная реакция на карбонат- и гидрокарбонат-ионы | <p><i>Получать, собирать и распознавать</i> углекислый газ.</p> <p><i>Обращаться</i> с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать и описывать</i> химический эксперимент с помощью русского (родного) языка и языка химии.</p> <p><i>Формулировать</i> выводы по результатам проведённого эксперимента.</p> |

| | | | |
|----|--|--|---|
| | | | <i>Сотрудничать</i> в процессе учебного взаимодействия при работе в группах |
| 33 | Углеводороды | <p>Органическая химия. Углеводороды. Метан, этан и пропан как предельные (насыщенные) углеводороды. Этилен и ацетилен как непредельные (ненасыщенные) углеводороды. Структурные формулы органических веществ. Горение углеводородов. Реакции дегидрирования предельных углеводородов.</p> <p>Демонстрации. Модели молекул метана, этана, этилена и ацетилена. Взаимодействие этилена с бромной водой и раствором перманганата калия</p> | <p><i>Характеризовать</i> особенности состава и свойств органических соединений.</p> <p><i>Различать</i> предельные и непредельные углеводороды.</p> <p><i>Называть</i> и <i>записывать</i> формулы (молекулярные и структурные) важнейших представителей углеводородов.</p> <p><i>Наблюдать</i> за ходом химического эксперимента, описывать его и делать выводы на основе наблюдений.</p> <p><i>Фиксировать</i> результаты эксперимента с помощью русского (родного) языка, а также с помощью химических формул и уравнений</p> |
| 34 | Кислородсодержащие органические соединения | <p>Спирты. Этиловый спирт, его получение, применение и физиологическое действие. Трёхатомный спирт глицерин. Уксусная кислота как представитель карбоновых кислот.</p> <p>Демонстрации. Общие химические свойства кислот на примере уксусной кислоты. Качественная реакция на многоатомные спирты</p> | <p><i>Характеризовать</i> спирты как кислородсодержащие органические соединения.</p> <p><i>Классифицировать</i> спирты по числу гидроксильных групп в их молекулах.</p> <p><i>Называть</i> представителей одно- и трёхатомных спиртов и записывать их формулы.</p> <p><i>Характеризовать</i> карбоновые кислоты как кислородсодержащие органические соединения.</p> |

| | | | |
|----|---------------------------|--|---|
| 35 | Кремний и его соединения | <p>Кремний, строение его атома и нахождение в природе. Свойства кремния. Силициды и силан. Оксид кремния(IV). Кремниевая кислота и её соли.</p> <p>Демонстрации. Коллекция «Образцы природных соединений кремния». Коллекция стекла, керамики, цемента и изделий из них.</p> <p>Лабораторные опыты. 40. Пропускание углекислого газа через раствор силиката натрия</p> | <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии строение атомов и кристаллов, физические и химические свойства, получение и применение кремния.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между строением атома, видом химической связи, типом кристаллической решётки кремния и его физическими и химическими свойствами.</p> <p><i>Выполнять</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием кремния и его соединений.</p> <p><i>Характеризовать</i> с использованием русского (родного) языка и языка химии состав, физические и химические свойства, получение и применение соединений кремния.</p> <p><i>Сравнивать</i> диоксиды углерода и кремния.</p> <p><i>Описывать</i> важнейшие типы природных соединений кремния как основного элемента литосферы.</p> |
| 36 | Силикатная промышленность | <p>Производство стекла и цемента. Продукция силикатной промышленности: оптическое волокно, керамика, фарфор, фаянс. Оптическое волокно.</p> <p>Демонстрации. Коллекция продукции силикатной промышленности. Видеофрагменты и слай-</p> | <p><i>Характеризовать</i> силикатную промышленность и её основную продукцию.</p> <p><i>Устанавливать</i> аналогии между различными отраслями силикатной промышленности</p> |

| | | | |
|----|--|---|--|
| | | ды «Производство стекла и цемента» | |
| 37 | Получение неметаллов | <p>Неметаллы в природе. Фракционная перегонка жидкого воздуха как способ получения кислорода, азота и аргона. Получение фосфора, кремния, хлора, иода. Электролиз растворов.</p> <p>Демонстрации. Коллекция «Природные соединения неметаллов». Видеофрагменты и слайды «Фракционная перегонка жидкого воздуха». Видеофрагменты и слайды «Получение водорода, кислорода и галогенов электролитическим способом»</p> | <p><i>Описывать</i> нахождение неметаллов в природе.</p> <p><i>Характеризовать</i> фракционную перегонку жидкого воздуха как совокупность физических процессов.</p> <p><i>Аргументировать</i> отнесение процессов получения активных неметаллов к окислительно-восстановительным процессам</p> |
| 38 | Получение важнейших химических соединений неметаллов | <p>Получение серной кислоты: сырьё, химизм, технологическая схема, метод кипящего слоя, принципы теплообмена, противотока и циркуляции. Олеум.</p> <p>Производство аммиака: сырьё, химизм, технологическая схема.</p> <p>Демонстрации. Модели аппаратов для произ-</p> | <p><i>Характеризовать</i> химизм, сырьё, аппаратуру и научные принципы производства серной кислоты.</p> <p><i>Сравнивать</i> производство серной кислоты и производство аммиака</p> |

| | | | |
|---------------------------------------|---|---|--|
| | | водства серной кислоты. Модель кипящего слоя. Модель колонны синтеза аммиака. Видеофрагменты и слайды «Производство серной кислоты». Видеофрагменты и слайды «Производство аммиака». Коллекция «Сырьё для получения серной кислоты» | |
| 39 | Обобщение по теме «Неметаллы и их соединения» | Урок-упражнение с использованием самостоятельной работы по выполнению проверочных тестов, заданий и упражнений | <p><i>Проводить</i> оценку собственных достижений в усвоении темы.</p> <p><i>Корректировать</i> свои знания в соответствии с планируемым результатом.</p> <p><i>Получать</i> химическую информации из различных источников.</p> <p><i>Представлять</i> информацию по теме «Неметаллы» в виде таблиц, схем, опорного конспекта, в том числе с применением средств ИКТ</p> |
| 40 | <i>Контрольная работа 2</i> по теме «Неметаллы и их соединения» | | |
| Металлы и их соединения (16 ч) | | | |

| | | | |
|----|-------------------------------|---|---|
| 41 | Общая характеристика металлов | <p>Положение металлов в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева, строение их атомов и кристаллов. Металлическая связь и металлическая кристаллическая решётка. Физические свойства металлов: электро- и теплопроводность, отражающая способность, пластичность. Чёрные и цветные металлы</p> | <p><i>Объяснять</i>, что такое металлы.</p> <p><i>Характеризовать</i> химические элементы-металлы по их положению в периодической системе Д. И. Менделеева.</p> <p><i>Прогнозировать</i> свойства незнакомых металлов по положению в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.</p> <p><i>Устанавливать</i> причинно-следственные связи между строением атома, видом химической связи и типом кристаллической решётки у металлов — простых веществ и их соединений</p> |
| 42 | Химические свойства металлов | <p>Металлы как восстановители. Электрохимический ряд напряжений. Взаимодействие металлов с неметаллами, оксидами, кислотами, солями. Аллюминотермия.</p> <p>Демонстрации. Взаимодействие натрия, лития и кальция с водой. Горение натрия, магния и железа в кислороде. Вспышка термитной смеси. Взаимодействие смеси порошков серы и железа, цинка и серы. Взаимодействие алюминия с кислотами, щелочами и водой. Взаимодействие железа и меди с хлором. Взаимодействие меди с концентрированной серной кислотой и азотной</p> | <p><i>Объяснять</i>, что такое ряд активности металлов.</p> <p><i>Применять</i> его для характеристики химических свойств простых веществ-металлов.</p> <p><i>Обобщать</i> систему химических свойств металлов как «восстановительные свойства».</p> <p><i>Составлять</i> молекулярные уравнения реакций, характеризующих химические свойства металлов в свете учения об окислительно-восстановительных процессах, а реакции с участием электролитов, представлять также и в ионном виде.</p> <p><i>Наблюдать</i> и <i>описывать</i> реакции между веществами с помощью русского (родного) языка и языка химии.</p> |

| | | | |
|-------|--|--|---|
| | | кислотой (разбавленной и концентрированной). Лабораторный опыт. 41. Взаимодействие железа с раствором сульфата меди(II) | Самостоятельно <i>проводить</i> опыты, подтверждающие химические свойства металлов, с соблюдением правил техники безопасности |
| 43—44 | Общая характеристика элементов IA-группы | Строение атомов и простых веществ. Зависимость физических и химических свойств щелочных металлов от зарядов ядер их атомов. Оксиды и гидроксиды щелочных металлов, их получение, свойства и применение. Важнейшие соли щелочных металлов, их значение в природе и жизни человека. Демонстрация. Окраска пламени соединениями щелочных металлов | <i>Объяснять</i> этимологию названия группы «щелочные металлы». <i>Давать</i> общую характеристику щелочным металлам по их положению в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева. <i>Характеризовать</i> строение, физические и химические свойства щелочных металлов в свете общего, особенно го и единичного. <i>Предсказывать</i> физические и химические свойства оксидов и гидроксидов щелочных металлов на основе их состава и строения и подтверждать прогнозы уравнениями соответствующих реакций. <i>Проводить</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием щелочных металлов и их соединений |
| 45—46 | Общая характеристика IIА-группы | Строение атомов и простых веществ. Зависимость физических и химических свойств щелочноземельных металлов от зарядов ядер их атомов. Оксиды и гидроксиды щелочноземельных | <i>Объяснять</i> этимологию названия группы «щелочноземельные металлы». <i>Давать</i> общую характеристику металлам IIА-группы (щелочноземельным металлам) по их положению в пе- |

| | | | |
|----|--|--|---|
| | | <p>металлов, их получение, свойства и применение. Важнейшие соли щёлочноземельных металлов, их значение в природе и жизни человека. Карбонаты и гидрокарбонаты кальция.</p> <p>Демонстрации. Окраска пламени соединениями щелочноземельных металлов. Гашение извести водой.</p> <p>Лабораторный опыт. 42. Получение известковой воды и опыты с ней.</p> | <p>риодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.</p> <p><i>Характеризовать</i> строение, физические и химические свойства щелочноземельных металлов в свете общего, особенного и единичного.</p> <p><i>Предсказывать</i> физические и химические свойства оксидов и гидроксидов металлов ПА-группы на основе их состава и строения и <i>подтверждать</i> прогнозы уравнениями соответствующих реакций.</p> <p><i>Проводить</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием щелочноземельных металлов и их соединений</p> |
| 47 | Жёсткость воды и способы её устранения | <p>Жёсткость воды: временная и постоянная. Способы устранения временной жёсткости. Способы устранения постоянной жёсткости.</p> <p>Демонстрации. Получение жёсткой воды взаимодействием углекислого с известковой водой. Устранение временной жёсткости кипячением и добавлением соды. Устранение постоянной жёсткости добавлением соды. Иониты и принцип их действия (видеофрагмент)</p> | <p><i>Объяснять</i> понятие «жёсткость воды».</p> <p><i>Различать</i> временную и постоянную жёсткость воды.</p> <p><i>Предлагать</i> способы устранения жёсткости воды.</p> <p><i>Проводить, наблюдать и описывать</i> химический эксперимент с соблюдением правил техники безопасности</p> |
| 48 | <i>Практическая ра-</i> | Получение жёсткой воды взаимодействием угле- | <i>Получать, собирать и распознавать</i> углекислый газ. |

| | | | |
|----|--|---|--|
| | <p><i>бота б.</i> Жёсткость воды и способы её устранения</p> | <p>кислого с известковой водой. Устранение временной жёсткости воды кипячением и добавлением соды. Устранение постоянной жёсткости воды добавлением соды.</p> <p>Испытание жёсткой воды раствором мыла</p> | <p><i>Обращаться</i> с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать</i> и <i>описывать</i> химический эксперимент с помощью русского (родного) языка и языка химии.</p> <p><i>Формулировать</i> выводы по результатам проведённого эксперимента.</p> <p><i>Сотрудничать</i> в процессе учебного взаимодействия при работе в группах</p> |
| 49 | <p>Алюминий и его соединения</p> | <p>Соединения алюминия в природе. Химические свойства и применение алюминия. Особенности оксида и гидроксида алюминия как амфотерных соединений. Важнейшие соли алюминия (хлорид, сульфат).</p> <p>Демонстрации. Коллекция природных соединений алюминия. Видеофрагменты и слайды «Оксид алюминия и его модификации». Получение амфотерного гидроксида алюминия и исследование его свойств</p> | <p><i>Характеризовать</i> алюминий по его положению в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.</p> <p><i>Описывать</i> строение, физические и химические свойства алюминия, подтверждая их соответствующими уравнениями реакций.</p> <p><i>Объяснять</i> двойственный характер химических свойств оксида и гидроксида алюминия.</p> <p><i>Конкретизировать</i> электролитическое получение металлов описанием производства алюминия.</p> <p><i>Устанавливать</i> зависимость областей применения алюминия и его сплавов от свойств этих веществ.</p> |

| | | | |
|-------|-------------------------|--|---|
| | | | <p><i>Проводить</i> расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций, протекающих с участием алюминия и его соединений</p> |
| 50—51 | Железо и его соединения | <p>Особенности строения атома железа. Железо в природе. Важнейшие руды железа. Оксиды и гидроксиды железа(II) и (III). Соли железа(II) и (III). Обнаружение катионов железа в растворе. Значение соединений железа.</p> <p>Лабораторные опыты. 43. Получение гидроксидов железа(II) и (III). 44. Качественные реакции на катионы железа</p> | <p><i>Характеризовать</i> положение железа в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенности строения атома железа.</p> <p><i>Описывать</i> физические и химические свойства железа, подтверждая их соответствующими уравнениями реакций.</p> <p><i>Объяснять</i> наличие двух генетических рядов соединений железа Fe^{2+} и Fe^{3+}.</p> <p><i>Устанавливать</i> зависимость областей применения железа и его сплавов от свойств этих веществ.</p> <p><i>Проводить</i> расчёты по химическим формулам и урав-</p> |

| | | | |
|----|---|---|--|
| | | | <p>нениям реакций, протекающих с участием железа и его соединений.</p> <p><i>Наблюдать и описывать</i> реакции между веществами с помощью русского (родного) языка и языка химии</p> |
| 52 | <p><i>Практическая работа 7.</i></p> <p>Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»</p> | <p>Решение экспериментальных задач на распознавание и получение металлов и их соединений</p> | <p>Экспериментально <i>исследовать</i> свойства металлов и их соединений, решать экспериментальные задачи по теме «Металлы».</p> <p><i>Работать</i> с лабораторным оборудованием и нагревательными приборами в соответствии с правилами техники безопасности.</p> <p><i>Наблюдать</i> свойства металлов и их соединений.</p> <p><i>Описывать</i> химический эксперимент с помощью русского (родного) языка и языка химии.</p> <p><i>Формулировать</i> выводы по результатам проведённого эксперимента.</p> <p><i>Определять</i> (исходя из учебной задачи) необходимость использования наблюдения или эксперимента</p> |
| 53 | <p>Коррозия металлов и способы защиты от неё</p> | <p>Коррозия газовая (химическая) и электрохимическая. Защита металлов от коррозии.</p> <p>Демонстрации. Коллекция «Химические источники тока». Результаты длительного эксперимента по изучению коррозии стальных изделий в за-</p> | <p><i>Объяснять</i> понятие «коррозия».</p> <p><i>Различать</i> химическую и электрохимическую коррозию.</p> <p><i>Иллюстрировать</i> примерами понятия «коррозия», «химическая коррозия», «электрохимическая коррозия».</p> |

| | | | |
|-------|---|---|--|
| | | зависимости от условий процессов | <i>Характеризовать</i> способы защиты металлов от коррозии |
| 54—55 | Металлы в природе. Понятие о металлургии | Металлы в природе. Понятие о металлургии. Чёрная и цветная металлургия. Пирометаллургия, гидрометаллургия, электрометаллургия. Доменный процесс. Переработка чугуна в сталь. Электролиз расплавов. Демонстрации. Восстановление меди из оксида меди(II) водородом. Видеофрагменты и слайды «Производство чугуна и стали». Видеофрагменты и слайды «Изделия из чугуна и стали». Видеофрагменты и слайды «Производство алюминия» | <i>Классифицировать</i> формы природных соединений металлов. <i>Характеризовать</i> общие способы получения металлов: пиро-, гидро- и электрометаллургию. <i>Конкретизировать</i> способы получения металлов примерами и уравнениями реакций с составлением электронного баланса. <i>Описывать</i> доменный процесс и электролитическое получение металлов. <i>Различать</i> чёрные и цветные металлы, чугун и сталь |
| 56 | Обобщение знаний по теме «Металлы» | Урок-упражнение с использованием самостоятельной работы по выполнению проверочных тестов, заданий и упражнений | <i>Проводить</i> оценку собственных достижений в усвоении темы. <i>Корректировать</i> свои знания в соответствии с планируемым результатом. <i>Получать</i> химическую информацию из различных источников. <i>Представлять</i> информацию по теме «Металлы» в виде таблиц, схем, опорного конспекта, в том числе с применением средств ИКТ |

| | | | |
|---------------------------------------|--|---|---|
| 57 | <i>Контрольная работ 3 по теме «Металлы»</i> | | |
| Химия и окружающая среда (2 ч) | | | |
| 58 | Химический состав планеты Земля | <p>Строение Земли: ядро, мантия, земная кора, литосфера, гидросфера, атмосфера. Химический состав Земли. Горные породы. Минералы. Руды. Полезные ископаемые.</p> <p>Демонстрации. Видеофрагменты и слайды «Строение Земли и её химический состав». Коллекция минералов и горных пород. Коллекция «Руды металлов».</p> <p>Лабораторный опыт. 45. Изучение гранита</p> | <p><i>Интегрировать</i> сведения по физической географии в знания о химической организации планеты.</p> <p><i>Характеризовать</i> химический состав геологических оболочек Земли.</p> <p><i>Различать</i> минералы и горные породы</p> |
| 59 | Охрана окружающей среды от химического загрязнения | <p>Источники химического загрязнения окружающей среды. Глобальные экологические проблемы: нарушение биогеохимических круговоротов химических элементов, потепление климата, кислотные дожди и др. Озоновые дыры. Международное сотрудничество в области охраны окружающей среды от химического загрязнения. «Зелёная химия».</p> <p>Демонстрации. Видеофрагменты и слайды «Глобальные экологические проблемы человечества»</p> | <p><i>Характеризовать</i> источники химического загрязнения окружающей среды.</p> <p><i>Описывать</i> глобальные экологические проблемы, связанные с химическим загрязнением.</p> <p><i>Предлагать</i> пути минимизации воздействия химического загрязнения на окружающую среду.</p> <p><i>Приводить</i> примеры международного сотрудничества в области охраны окружающей среды от химического загрязнения</p> |

Обобщение знаний по химии за курс основной школы.

Подготовка к основному государственному экзамену (ОГЭ) (7 ч)

| | | | |
|----|--------------------|---|--|
| 60 | Вещества | <p>Строение атома химического элемента в соответствии с положением этого элемента в периодической системе.</p> <p>Строение вещества: химическая связь и кристаллические решётки. Зависимость свойств образованных элементами простых веществ (металлов, неметаллов, благородных газов) от положения элементов в периодической системе.</p> <p>Классификация неорганических веществ. Представители разных классов неорганических веществ</p> | <p><i>Представлять</i> информацию по теме «Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева в свете теории строения атома» в виде таблиц, схем, опорного конспекта, в том числе с применением средств ИКТ.</p> <p><i>Выполнять</i> тестовые задания по теме.</p> <p><i>Представлять</i> информацию по теме «Виды химической связи и типы кристаллических решёток. Взаимосвязь строения и свойств веществ» в виде таблиц, схем, опорного конспекта, в том числе с применением средств ИКТ</p> |
| 61 | Химические реакции | <p>Признаки и условия протекания химических реакций. Типология химических реакций по различным основаниям. Реакции ионного обмена.</p> <p>Окислительно-восстановительные реакции</p> | <p><i>Представлять</i> информацию по теме «Классификация химических реакций по различным признакам» в виде таблиц, схем, опорного конспекта, в том числе с применением средств ИКТ.</p> <p><i>Выполнять</i> тестовые задания по теме.</p> <p><i>Характеризовать</i> окислительно-восстановительные реакции, окислитель и восстановитель.</p> <p><i>Отличать</i> окислительно-восстановительные реакции от</p> |

| | | | |
|-------|---|---|---|
| | | | реакций обмена. <i>Записывать</i> уравнения окислительно-восстановительных реакций с помощью метода электронного баланса |
| 62—63 | Основы неорганической химии | Химические свойства простых веществ. Характерные химические свойства солеобразующих оксидов, гидроксидов (оснований, кислородсодержащих кислот и амфотерных гидроксидов), солей | <i>Характеризовать</i> общие, особенные и индивидуальные свойства кислот, оснований и солей в свете теории электролитической диссоциации. <i>Аргументировать</i> возможность протекания химических реакций в растворах электролитах исходя из условий. <i>Классифицировать</i> неорганические вещества по составу и свойствам. <i>Приводить</i> примеры представителей конкретных классов и групп неорганических веществ |
| 64 | Повторение и обобщение по теме. Подготовка к контрольной работе | Тестирование, решение задач и выполнение упражнений по теме | <i>Выполнять</i> тесты и упражнения, <i>решать</i> задачи по теме. <i>Проводить</i> оценку собственных достижений в усвоении темы. <i>Корректировать</i> свои знания в соответствии с планируемым результатом |
| 65 | <i>Контрольная работа 4</i> (итоговая по курсу основной школы) | | |
| 66 | Анализ контрольной работы. Подведение итогов года | | |
| 67—70 | Резервное время | | |

Методические рекомендации к изучению тем курса химии 9 класса

Глава I. Обобщение знаний по курсу химии 8 класса. Химические реакции

Общие рекомендации по изучению темы

Первая глава учебника химии 9 класса предназначена не только для повторения материала, изученного в 8 классе. В каждом из параграфов сведения о веществах и химических реакциях углубляются, вводятся новые понятия, позволяющие развить полученные ранее представления. Например, в классификацию оксидов и гидроксидов добавляются амфотерные соединения, знакомство с которыми состоялось на заключительном этапе изучения химии в 8 классе. Аналогично обобщена классификация солей с включением комплексных соединений. Впервые встречается понятие гидролиза как одного из химических свойств солей. Представления о химических превращениях углубляются введением понятия обратимости, более подробно рассматриваются вопросы химической кинетики и катализа.

Учителю рекомендуется с первых уроков начать подготовку учащихся (психологическую и содержательную) к государственной итоговой аттестации. Психологический настрой на ОГЭ очень важен. Необходимо формировать у ребят ситуацию успеха, веры в себя. Сравните два подхода:

- у вас все получится при ответственном отношении к химии;
- ты никогда не сдашь ОГЭ, если будешь легкомысленно относиться к химии.

Одна и та же мысль, но диаметрально противоположная подача. Нужно ли говорить о том, что действовать нужно по первому варианту.

При изучении классификации химических соединений рекомендуем отрабатывать соответствующее задание ОГЭ со множественным выбором ответа.

Задание 1. Из предложенного перечня веществ выберите основной оксид и среднюю соль.

- 1) CO_2
- 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 3) CaO
- 4) NaHCO_3
- 5) NH_4Cl

Запишите в поле ответа сначала номер основного оксида, а затем номер средней соли.

Ответ:

| | |
|---|---|
| 2 | 5 |
|---|---|

Не исключено, что в задании порядок перечисления веществ может быть и обратным: сначала нужно записать номер средней соли, а затем номер основного оксида (52). Необходимо помнить, что ГИА проверяет не только знание предмета, но и метапредметные навыки, например, правильно понимать поставленную задачу при прочтении задания.

Классификация химических реакций также находит свое отражение в структуре контрольно-измерительных материалов ОГЭ.

Задание 2. Из предложенного перечня выберите две пары веществ, между которыми протекает реакция соединения.

- 1) медь и нитрат серебра
- 2) магний и соляная кислота
- 3) оксид кальция и оксид углерода(IV)
- 4) цинк и бром
- 5) хлорид железа(III) и гидроксид натрия

Запишите в поле ответа номера выбранных пар веществ.

Ответ:

| | |
|---|---|
| 3 | 4 |
|---|---|

Если порядок перечисления ответов не регламентируется, запись в поле ответа начинается с меньшей цифры (34, а не 43).

Для поддержания интереса учащихся к предмету рекомендуется на первых же уроках иллюстрировать изучаемый материал демонстрационным экспериментом и лабораторными опытами. Не стоит забывать о том, что ГИА по химии за курс основной школы включает в себя практическую часть, проверяющую сформированность у учащихся навыков проведения химического эксперимента и анализа его результатов.

1. Классификация химических соединений

Цель урока – актуализировать знания учащихся о классификации неорганических веществ по составу, агрегатному состоянию, растворимости в воде; углубить представление о гидроксидах, как веществах, имеющих основной, амфотерный или кислотный характер.

В начале урока учитель напоминает учащимся, что общее количество известных науке веществ превышает 100 млн! Как же «не утонуть» в этом химическом океане, выучить и запомнить свойства каждого из них? Это невозможно, более этого, абсолютно не нужно! Ведь многие вещества похожи друг на друга по свойствам. Достаточно узнать «химический характер» группы веществ, и

можно спрогнозировать свойства отдельного ее представителя. Для этого необходимо провести классификацию веществ, «разложить их по полочкам» в соответствии с выбранными признаками.

Повторение материала по классификации неорганических веществ ведется в форме беседы. Выделяются три признака классификации:

- состав веществ;
- агрегатное состояние;
- растворимость веществ в воде.

Первый уровень классификации *по составу* – вещества **простые** и **сложные**. При классификации простых веществ на **металлы** и **неметаллы** учитель обращает внимание на:

- условность подобной классификации (имеются простые вещества, сочетающие свойства металлов и неметаллов – сурьма, германий и некоторые другие);
- включение благородных газов в группу неметаллов;
- большее число простых веществ (около 400) по сравнению с числом химических элементов (118) – явление аллотропии;
- причины аллотропии – различное строение кристаллической решетки (алмаз, графит), различное число атомов в молекуле (кислород, озон);
- большее число металлов по сравнению с неметаллами (без анализа причин, которые будут рассмотрены в курсе химии 11 класса).

Второй уровень классификации сложных веществ – на бинарные и многоэлементные. Такое деление можно пропустить и сразу рассматривать основные классы сложных веществ, однако при этом из рассмотрения выпадает целая группа бинарных соединений неметаллов, не относящихся к оксидам, а также часть бинарных соединений металлов с неметаллами (фосфида, нитриды, карбиды пероксиды и т.д.).

При рассмотрении **бинарных соединений** следует обратить внимание на следующие аспекты.

1. Номенклатура бинарных соединений. В большинстве случаев название, как сказано в учебнике, строится из двух слов. Первое слово берет начало от сокращённого латинского названия более электроотрицательного элемента с добавлением суффикса **-ид**. Второе слово — русское название менее электроотрицательного элемента в родительном падеже. Закрепляется навык составления формул бинарных соединений по валентности (степеням окисления) элементов.

2. **Оксиды** как один из основных классов неорганических соединений, особая группа бинарных веществ.

3. Классификация оксидов на **солеобразующие** и **несолеобразующие**, **солеобразующих** – на **основные**, **амфотерные**, **кислотные**. В ходе повторительной беседы раскрывается сущность каждой группы, приводятся примеры, уравнения реакций, подтверждающих свойства оксидов.

Классификация **многоэлементных соединений** несколько отличается от таковой в курсе химии 8 класса. **Основания**, **амфотерные гидроксиды** и **кислородсодержащие кислоты** объединяются в группу **гидроксидов** на основании

общего структурного признака – наличия гидроксильной группы. То, какие свойства проявляет гидроксид, зависит от электроотрицательности центрального атома. Чем меньше электроотрицательность, тем более вероятен разрыв связи Э – О и проявление гидроксидом основных свойств. Чем более электроотрицателен элемент, тем прочнее связь Э – О и выше кислотные свойства вещества – отщепление атома водорода с разрывом связи О – Н. Промежуточное положение занимают амфотерные гидроксиды, проявляющие свойства как кислот, так и оснований.

При классификации *солей* необходимо познакомить девятиклассников с комплексными соединениями. Целесообразно написать реакции получения гидроксоалюминатов (цинкатов, хроматов, бериллатов) взаимодействием щелочи с амфотерными гидроксидами и оксидами, тем самым закрепив представления об этих представителях предшествующих классов неорганических веществ.

При рассмотрении классификации соединений по агрегатному состоянию следует еще раз остановиться на общепринятых в химии и физике значениях параметров состояния (температуры и давления) – *нормальных* и *стандартных* условиях. Рекомендуем выяснить степень владения учащимися переводом одних единиц измерения данных величин в другие:

- 1 атм – 101,3 кПа – 760 мм рт. ст. – 0,98 бар;
- $T(K) = t(^{\circ}C) + 273$.

Единицами измерения давления и температуры в СИ являются, соответственно, паскаль и кельвин.

Основные типы *кристаллических решеток* учащимся также известны из курса химии 8 класса: ионная, атомная, молекулярная, металлическая. Учитель просит привести примеры веществ, имеющих в твердом состоянии указанные кристаллические решетки, а также охарактеризовать типичные свойства соответствующих соединений.

Классификация веществ по растворимости в воде сопровождается обращением к таблице растворимости. Напомните учащимся, что для удобства пользования и расширения возможностей таблицы рядом с ячейками, соответствующими кислотным остаткам, следует написать названия соответствующих кислот и их солей (серная, сульфат; сернистая, сульфит; сероводородная, сульфид и т.д.). Используя метод опережающего обучения, учитель поясняет прочерки в некоторых клетках таблицы растворимости. Такие соединения разлагаются водой, т.е. подвергаются *необратимому гидролизу*. Уравнение реакции вполне приемлемо для начала 9 класса, но подробнее о таком химическом явлении, как гидролиз, учитель «обещает рассказать» несколько позже (§9 «Гидролиз солей»).

Выполнение задания 10 в конце параграфа очень важно с точки зрения формирования универсальных учебных действий. График или диаграмма, полученные в результате выполнения задания, могут иметь различный вид (рис. 1).

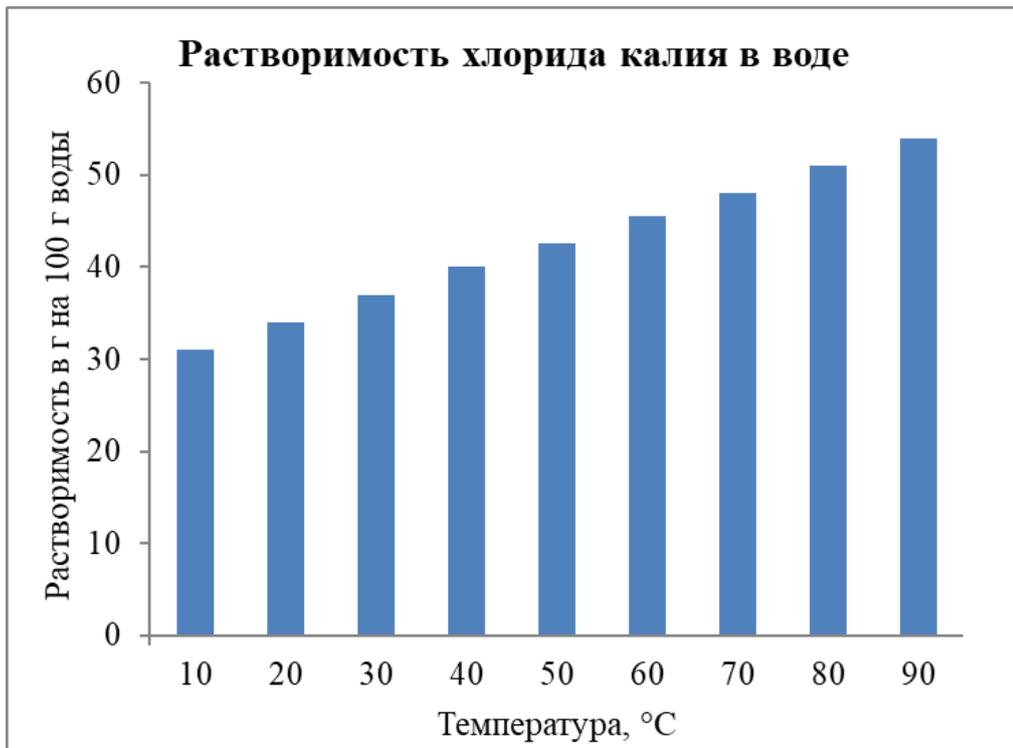
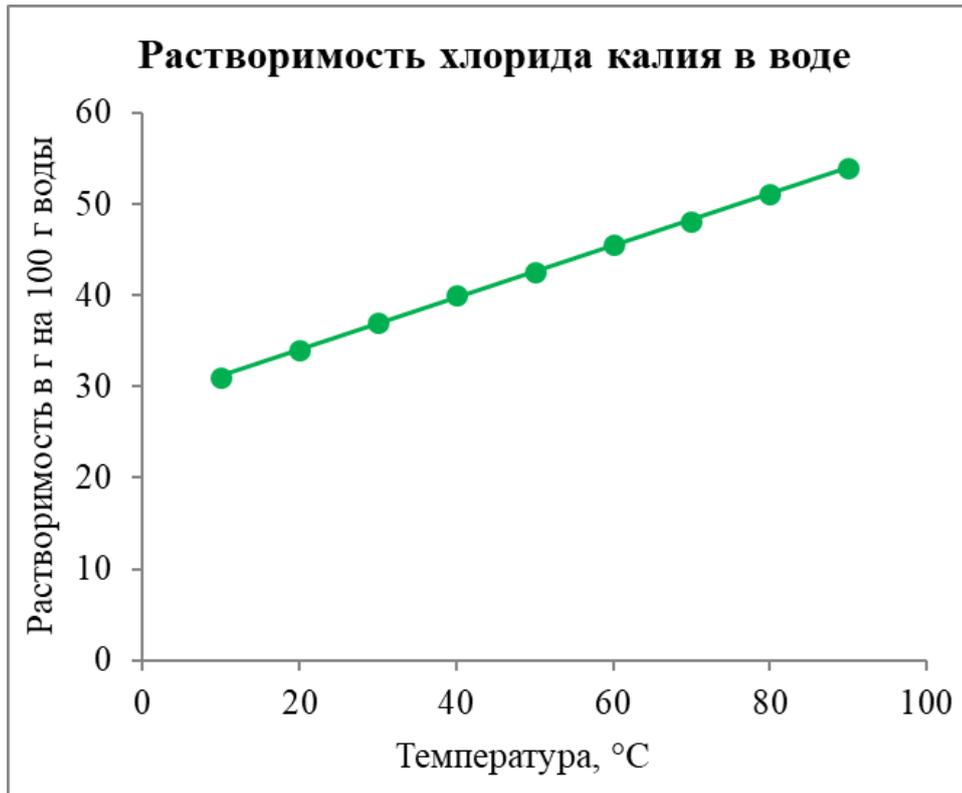




Рис. 1. Различные виды графиков и диаграмм зависимости растворимости хлорида калия в воде от температуры

Не забудьте проверить наличие подписи осей и размерности. Можно провести мини-конкурс на лучшую диаграмму (график).

2. Классификация химических реакций

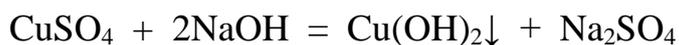
Аналогично предыдущему уроку на этом не только повторяется материал курса химии 8 класса, но и привносятся элементы нового знания. Поэтому **цель уроков** состоит в актуализации представлений учащихся о типах химических реакций по числу и составу реагентов и образующихся веществ, по тепловому эффекту, по агрегатному состоянию реагентов, повторить признаки протекания реакций, а также изучить классификацию реакций по признаку обратимости и использования катализатора.

Попутно вводится понятие качественной реакции на вещество.

Классификация химических реакций по числу и составу исходных веществ и продуктов сопровождается демонстрационным экспериментом, желательным отличным от такового в данной теме 8 класса. Это благоприятная возможность в самом начале очередного года изучения химии напомнить, что химия — наука экспериментальная.

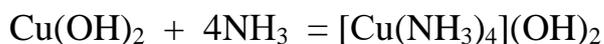
Из несложных опытов, демонстрирующих различные типы реакций, можно предложить следующие.

Реакция **обмена** и реакция **соединения**. Добавлением нескольких капель щелочи к раствору сульфата меди(II) получите студенистый осадок гидроксида меди(II) голубого цвета:



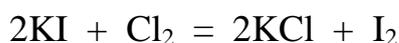
Учащиеся определяют, что это реакция обмена (Почему?).

Разделите осадок на две пробирки. В первую добавьте раствор аммиака до полного растворения и образования раствора ярко-синего цвета:



По химическому уравнению учащиеся определяют, что это реакция соединения, а образующийся продукт является комплексным гидроксидом.

Реакция *замещения*. К раствору иодида калия приливают несколько капель хозяйственного средства «Белизна». Не вдаваясь в подробности состава этого отбеливателя, учитель говорит, что в нем присутствует некоторое количество растворенного хлора Cl_2 , вступающего в реакцию замещения:



Признак протекания химической реакции – изменение окраски раствора. Как доказать, что в результате образовался именно иод? Для этого служат особые реакции, которые называют *качественными*. С их помощью проводят обнаружение (или идентификацию) какого-либо конкретного вещества или одготипных соединений. Добавление капли раствора крахмала вызывает посинение смеси, что указывает на присутствие иода. Крахмал – реагент для проведения качественной реакции на иод. Обратное также верно: иод является реагентом для обнаружения крахмала.

Реакция *разложения*. Содержимое второй пробирки из первого опыта (осадок гидроксида меди(II)) нагревают на пламени спиртовки:



Признак протекания реакции – изменение окраски осадка. Учащиеся формулируют определение реакций разложения.

В дополнение можно показать более эффектный опыт, однако ввиду сложности формул исходных веществ соответствующие уравнения на доске не записывают.

На полтаблетки сухого горючего кладут 2-3 таблетки глюконата кальция или сульфаниламидного препарата (этазол, сульфазол, сульфодиметоксин и др.). Под действием температуры происходит разложение вещества на углерод, азот, водяные пары и некоторые другие продукты. Углеродная масса, подталкиваемая выделяющимися газами, образует характерную змею серо-черного цвета (рис. 2).

Затем учитель с помощью вопросов просит девятиклассников вспомнить классификацию химических реакций по *тепло-*



Рис. 2. «Змея» из глюконата кальция

вому эффекту. Особое внимание следует уделить пониманию терминов: **экзотермическая** и **эндотермическая** реакции, термохимическое уравнение. Поскольку демонстрационный эксперимент, иллюстрирующий выделение и поглощение теплоты при протекании химических реакций, уже был показан в 8 классе, предлагаем сделать иной акцент. Учитель сообщает, что тепловыми эффектами сопровождаются не только химические реакции, но также физические (например, переход из одного агрегатного состояния в другое) и физико-химические (например, растворение) процессы. В качестве проблемного учитель задаёт вопрос.

Дмитрий Иванович Менделеев для согревания зимой часто использовал «химическую грелку». Объясните химический процесс и сущность ее использования, если в кармане он всегда носил пузырек с концентрированной серной кислотой, а в саях находилась обыкновенная резиновая грелка.

Если у ребят не получится дать правильного ответа, проведите демонстрационный эксперимент по разбавлению серной кислоты. Исходную температуру воды и температуру полученного раствора кто-то из учеников измеряет с помощью лабораторного термометра. Одновременно повторяется правило разбавления концентрированной серной кислоты: кислота добавляется небольшими порциями при перемешивании в воду, а не наоборот. Экзотермичность процесса как раз и объясняет данный порядок смешения. В противном случае порция воды, добавленная в кислоту, разогревается выше температуры кипения, происходит разбрызгивание раствора, и, как печальный результат — сильнейший химический ожог.

На втором уроке данной темы рекомендуется решить две-три задачи на расчет по термохимическому уравнению (без использования термина энтальпия реакции и обозначения ΔH).

Пример 1

Термохимическое уравнение реакции горения водорода имеет вид:



Какое количество теплоты выделится при сжигании 112 л водорода (н.у.)?

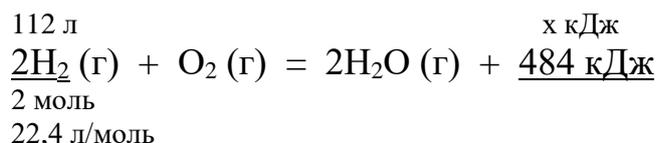
Дано:

$$Q_p = 484 \text{ кДж}$$

$$V(H_2) - ?$$

$$Q - ?$$

Решение



1. Рассчитаем количество вещества водорода, взятого в реакцию:

$$n(H_2) = \frac{V(H_2)}{22,4} = \frac{112 \text{ л}}{22,4} = 5 \text{ моль}$$

$$V_m \quad 22,4 \text{ л/моль}$$

2. По уравнению реакции при горении 2 моль водорода выделяется 484 кДж теплоты. Рассчитаем количество теплоты, которое выделится при горении 5 моль водорода:

$$Q = \frac{n(\text{H}_2)}{2} \cdot Q_p = \frac{5 \text{ моль}}{2} \cdot 484 \text{ кДж} = 1\,210 \text{ кДж}$$

Ответ: 1 210 кДж

Пример 2

При взаимодействии негашеной извести с водой выделяется 70 кДж теплоты. Какая масса извести была взята в реакцию, если при этом выделилось 14 МДж теплоты?

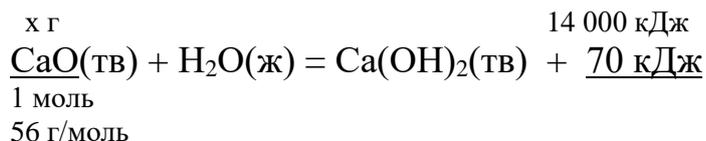
Дано:

$$Q_p = 70 \text{ кДж}$$

$$Q = 14 \text{ МДж}$$

$$m(\text{CaO}) - ?$$

Решение



Проще всего задача решается пропорцией:

при взаимодействии 56 г CaO - выделяется 70 кДж теплоты
 при взаимодействии x г CaO - выделяется 14 000 кДж

$$m(\text{CaO}) = \frac{56 \text{ г} \cdot 14\,000 \text{ кДж}}{70 \text{ кДж}} = 11\,200 \text{ г} \quad \text{или} \quad 11,2 \text{ кг}$$

Ответ: 11,2 кг

При классификации реакций *по агрегатному состоянию* веществ обратите внимание на следующие моменты.

1. Отнесение реакции к *гомогенной* или *гетерогенной* проводят по агрегатному состоянию реагирующих веществ, а не продуктов реакции.

2. Если в качестве исходного берётся хотя бы одно твердое вещество, реакция гетерогенна.

3. Строго говоря, указанную классификацию проводят не по агрегатному состоянию реагирующих веществ, а по числу фаз в реакционной системе. Например, жидкая ртуть реагирует с концентрированной азотной кислотой (тоже жидкость), однако реакция гетерогенная:



Ртуть и раствор кислоты не смешиваются друг с другом, система представляет собой две фазы, разделенные границей раздела. Реакция протекает на поверхности капли ртути.

В качестве демонстрации гетерогенной реакции можно показать эффектный опыт. В мерный цилиндр на 50 мл или демонстрационную пробирку наливают концентрированную серную кислоту высотой жидкости 3 см. Затем с помощью воронки с длинной трубкой или пипеткой на 5-10 мл сверху на слой кислоты наливают этиловый спирт слоем высотой 3-4 см. Жидкости не должны перемешаться! Сверху в сосуд насыпают небольшими порциями мелкие кристаллики перманганата калия. На границе раздела двух жидкостей вспыхивают огоньки. Особенно эффектен опыт в темноте.

Учитель объясняет ребятам, что это гетерогенная реакция (присутствуют три фазы). При соприкосновении кристалликов перманганата калия с серной кислотой на границе раздела жидкостей протекает реакция:



Оксид марганца(VII) – очень сильный окислитель, он реагирует со спиртом, при этом появляется светящаяся точка:

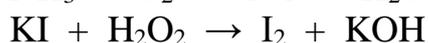
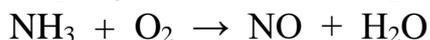


Помните, что во время опыта встряхивать цилиндр, перемешивая жидкости, нельзя.

Представление о катализе, катализаторах и *каталитических реакциях* у учащихся уже сформировано. Разложение пероксида водорода с использованием различных катализаторов демонстрировалось ранее. Предлагаем закрепить понятие биокатализаторов (*ферментов*) с помощью следующего эксперимента. Он особенно полезен для учащихся предпрофильных классов.

В химический стакан объемом 200 мл насыпают четверть чайной ложки картофельного крахмала, добавляют 10 мл холодной воды и тщательно перемешивают. В полученную суспензию приливают 150 мл горячей воды и вновь хорошо перемешивают. Содержимое разливают поровну в два стакана и охлаждают до температуры 35°C. В один стакан помещают растертую в ступке таблетку ферментного препарата «Мизим» или «Фестал» и интенсивно перемешивают. Результат эксперимента проверяют на следующем уроке. Неплохо, если бы в течение времени ожидания температура растворов поддерживалась на уровне температуры тела (например, на батарее центрального отопления). На следующем занятии учитель спрашивает, помнят ли учащиеся качественную реакцию на крахмал? Каплю разбавленной в 10 раз иодной настойки добавляют в стакан, где препарат отсутствовал. Интенсивное синее окрашивание указывает на присутствие крахмала. При добавлении йодной настойки во второй стакан (с ферментным препаратом) наблюдается лишь светло-желтое окрашивание, что свидетельствует о почти полном гидролизе крахмала. Учитель поясняет, что препарат, способствующий перевариванию пищи, содержит ферменты, расщепляющие углеводы (к ним относится и крахмал), жиры и белки, тем самым «помогая» пищеварительному тракту человека выполнять свою функцию.

Классификация химических реакций по изменению степеней окисления атомов приводилась в самом конце 8 класса и должна еще быть «свежа в памяти». В данном случае важна не столько сама классификация, сколько умение расставлять коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса. Напомните, как это делается, на примере 2-3 схем, например:



Новый элемент содержания на уроке — введение понятия *обратимости химической реакции*. Демонстрационного эксперимента здесь не будет. Единственную приемлемую демонстрационную реакцию (образование роданида железа(III)) лучше приберечь до рассмотрения темы «Химическое равновесие и способы его смещения».

Обращаем ваше внимание, что в уравнениях обратимых реакций между левой и правой частями пишутся стрелки обратимости « \rightleftharpoons », а не обоюдоострая стрелка « \leftrightarrow »!

3. Скорость химических реакций. Катализ

Цель уроков — сформировать представление учащихся о скорости химической реакции и факторах, ее определяющих, в том числе катализаторах.

Интуитивно термин «скорость» учащиеся понимают, но точное определение скорости химических реакций вряд ли дадут. Скорее всего, ответ будет «вертеться» вокруг фразы «скорость – это как быстро (или время, за которое) протекает реакция». Подвести ребят к нужному пониманию следует последовательностью вопросов:

- Что вы понимаете под скоростью пешехода? (Путь, пройденный в единицу времени).
- Как бы вы сформулировали, что такое скорость вращения колеса обозрения в парке? (Угол, пройденный осью колеса в единицу времени).
- Что такое скорость течения воды из крана? (Объем воды, вытекающий в единицу времени).
- А что такое скорость движения очереди? (Число покупателей, обслуженных в единицу времени).

Анализируя получившиеся определения, несложно заметить, что под скоростью чего-либо понимают изменение некой величины в единицу времени. Следовательно, и *скорость химической реакции* – это изменения, происходящие в реакционной системе в единицу времени (а не само время!). Но изменение чего? Ответ на этот вопрос однозначен – концентрации вещества.

На вопрос, какие способы выражения концентрации веществ ребята знают, хотелось бы получить ответ: объемная доля газа в смеси и массовая доля веще-

ства в растворе. Но для определения понятия скорости реакции используется иной, более универсальный способ выражения концентрации вещества – количество вещества (в молях) в единице объема (в литрах). Эта величина называется **молярной концентрацией**, обозначается буквой C , математически выражается отношением количества вещества к объему системы и имеет размерность моль/л:

$$C = \frac{n}{V} \quad [\text{моль/л}]$$

Учащиеся, особенно выбравшие углубленный уровень изучения предмета в старшей школе, еще не раз встретятся с этим самым распространенным в химии (поскольку самым удобным) способом выражения концентрации. Этот факт можно анонсировать, но углубляться в подробности на данном этапе смысла не имеет.

Возвращаясь к понятию скорости реакции, учитель вводит определение: *под средней скоростью химической реакции понимают изменение концентрации вещества в единицу времени:*

$$v = \frac{\Delta C}{\Delta t} \quad [\text{моль/л} \cdot \text{с}]$$

Учителю необходимо дать важные пояснения, особенно в предпрофильных классах.

1. Почему «средней»? Какая есть еще скорость реакции? Если учащиеся не зададут этих вопросов, самим их затрагивать не нужно. Если зададут - анонсируйте углубление этого понятия в старшей школе на новом, более глубоком витке концентрического освоения предмета. Для введения понятия истинной (или мгновенной) скорости реакции в 9 класса не хватает математического аппарата: знания производных функции.

2. Изменение концентрации какого именно вещества: исходного (какого именно), продукта реакции? Если возникнет такой вопрос, ответ на него требует пояснения. Дело в том, что число моль (и, как следствие, концентрации) всех участников реакции взаимосвязаны. Например, анализируя уравнение реакции



можно смело утверждать, что с десятью молями оксида серы(IV) прореагирует пять молей кислорода, и при этом получится десять молей оксида серы(VI). Аналогично, если образовалось четыре моля SO_3 , то в реакционной смеси стало меньше SO_2 (на 4 моль) и меньше O_2 (на 2 моль). Зная скорость изменения концентрации одного вещества, легко вычислить скорость изменения скорости другого и, следовательно, скорость реакции.

Эти довольно непростые объяснения следует «разбавить» в предпрофильных, а если время и контингент учащихся позволит, то и в обычных классах демонстрационным экспериментом. Реакцию, протекающую в растворе практически мгновенно, следует выбрать из числа реакций ионного обмена (любую, со-

проводящуюся визуальным эффектом – выпадением осадка, изменением цвета раствора и т.д.). В качестве реакции, протекающей с «задержкой», рекомендуем эффектный эксперимент под названием «египетская ночь».

Предварительно готовят три раствора.

Раствор 1. По 2 г иодида калия и тиосульфата натрия растворяют в 250 мл воды.

Раствор 2. Крахмал на кончике чайной ложки заливают небольшим количеством холодной воды, тщательно перемешивают, доливают 50 мл кипятка, затем охлаждают до комнатной температуры.

Раствор 3. 200 мл 3% раствора пероксида водорода подкисляют 2 мл серной кислоты 1 : 1.

При демонстрации опыта в стакане объемом 500 мл к раствору 1 добавляют раствор 2, перемешивают, затем приливают раствор 3. В течение нескольких секунд никаких видимых изменений не происходит, затем смесь резко изменяет окраску на темно-синюю. Время задержки зависит от температуры и концентрации компонентов.

Не правда ли, интересный эксперимент? Почему он так называется? Это уже «географическое отступление», которое можно предложить учащимся предпрофильных классов.



Рис. 3. Положение экватора Земли по отношению к орбите

Чем ближе к экватору, тем стремительнее день сменяется ночью. В умеренных климатических зонах сумерки могут продолжаться довольно долго, в то время как на экваторе аналогичный период занимает всего несколько минут. Дневное светило очень быстро исчезает за горизонтом, наступает темная ночь, которая затем так же стремительно сменяется днем.

Данному факту имеется вполне закономерное объяснение. Особенности положения оси Земли относительно орбиты планеты таковы, что в зонах, которые приближены к полюсам, Солнце высоко над горизонтом не поднимается, движение на закате и восходе происходит по плавной траектории (рис. 3). Поэтому требуется больше времени, чтобы обеспечить наступление ночи.

Ближе к экватору траектория движения становится более крутой, резкой. Заход светила при закате совершается под крутым углом, составляющим практически 90°, что позволяет светилу быстрее исчезнуть за горизонтом. Потому на экваторе просто не бывает долгих сумерек, вне зависимости от времени года.

А вот реакцию, протекающую «еще дольше», вы «заложили» на предыдущем уроке – ферментативный гидролиз крахмала под действием ферментов ле-

карстового препарата. Сейчас самое время продемонстрировать, что в стакане без препарата крахмал сохранился и дал характерную качественную реакцию с йодом. В стакане с ферментом крахмала практически не осталось. Следовательно, присутствие катализатора – один из факторов, повышающих скорость химической реакции.

А какие еще факторы, кроме внесения катализатора, влияют на скорость химической реакции?

Влияние природы и концентрации реагирующих веществ, а также температуры демонстрируют на примере взаимодействия металлов с соляной кислотой. В первом случае выбирают металлы различной активности (магний, цинк, железо, медь). Показателем скорости реакции служит интенсивность выделения пузырьков водорода. Во втором случае в реакцию берут цинк и соляную кислоту различной концентрации. В третьем случае пробирку с железом и соляной кислотой подогревают на пламени спиртовки, демонстрируя увеличение интенсивности выделения газа.

Самый доступный опыт, иллюстрирующий влияние площади соприкосновения реагирующих веществ на скорость реакции, - взаимодействие соляной кислоты с кусочком и порошком мрамора.

Глава II. Химические реакции в растворах

Общие рекомендации по изучению темы

Данная тема иллюстрирует ещё один виток внутреннего concentra, в соответствии с которым строится содержание химического образования в основной школе. После изучения классификации неорганических веществ, основанной на их составе, а также принципов составления уравнений химических реакций, полученные знания закрепляются и углубляются при изучении темы «Электролитическая диссоциация». Учащиеся понимают, что классификация веществ основывается не только на их составе, как формальном признаке, но и на общности химических свойств, которые как раз и обусловлены составом. Свойства веществ проявляются в характерных химических реакциях, а сущность многих взаимодействий, протекающих в растворах, заключается во взаимодействии ионов друг с другом и с другими частицами.

Наиболее важным результатом изучения темы «Химические реакции в растворах» является сформированность основных понятий теории и умение учащихся применять полученные знания на практике, а именно:

- освоение классификации электролитов по способности к распаду на ионы в водном растворе (степени диссоциации) на сильные и слабые, умение отнести предложенное вещество к группе сильных или слабых электролитов;
- умение составлять уравнения электролитической диссоциации сильных и слабых электролитов;
- знание того, что многие химические свойства веществ в растворе определяются свойствами соответствующих ионов, на которые вещество диссоциирует;
- способность прогнозировать химические свойства электролитов и неэлектролитов на основании их состава, подтверждать эти свойства уравнениями реакций;
- умение составлять молекулярные и соответствующие ионные уравнения химических реакций.

Сложный «химико-философский вопрос» для соединений любых классов: можно ли считать нерастворимые в воде вещества слабыми электролитами? Давайте выработаем на этот счет общий подход в рамках нашего курса. Оттолкнемся от того, что по определению отнесение вещества к электролитам или неэлектролитам проводится по признаку его распада на ионы в растворе или в расплаве. Поэтому на нерастворимые в воде вещества ярлык «электролит» или «неэлектролит» не вешаем.

Иначе в дальнейшем ребята попадут в сложную ситуацию. Хлорид серебра – это электролит или неэлектролит? Отнести его к неэлектролитам нельзя. Та часть соли, которая переходит в водный раствор (пусть очень незначительная!) полностью диссоциирует. Назвать хлорид серебра электролитом – значит поста-

вить крест на реакциях ионного обмена. Аналогичная ситуация, например, с оксидом алюминия. Часть наших коллег утверждает, что это неэлектролит. А в теме «Получение алюминия» будет рассказывать об электролизе раствора оксида алюминия в расплаве криолита, в котором присутствует ион Al^{3+} .

Вывод: кремниевую кислоту, гидроксид меди(II), карбонат кальция называем нерастворимыми (труднорастворимыми) в воде соединениями и не относим к электролитам или неэлектролитам.

К особенностям данного курса можно отнести акцентирование внимания учащихся на том факте, что ключевые свойства электролита определяются свойствами как катиона, так и аниона. Например, серная кислота благодаря наличию в ее водном растворе катиона водорода проявляет свойства, характерные для сильных кислот, что, собственно, и позволяет отнести ее к данному классу неорганических соединений. Вместе с тем, подобно растворимым в воде сульфатам, серная кислота дает качественную реакцию на сульфат-ион.

К изученным ранее признакам протекания химических реакций (выпадение осадка и выделение газообразного вещества) учитель добавляет еще один – образование в результате реакции слабого электролита (воды или растворимого в воде вещества). Таким образом, на новом витке концентра не только завершается изучение правила Бертолле, но и наполняется новым смыслом его содержание.

Для сильных учащихся рекомендуется отработать навык написания сокращенных ионных уравнений на основании молекулярных (пропуская этап написания полных ионных уравнений).

Последний параграф темы посвящен обратимому и необратимому гидролизу солей. Наряду с отработкой написания уравнений реакций гидролиза с последующим определением типа гидролиза, реакции среды, окраски индикатора, следует добиться понимания взаимосвязи состав соли – параметры гидролиза. На основании признаков, указанных ниже в методических рекомендациях к §9, без написания уравнений учащиеся должны уметь ответить на вопросы: подвергается ли соль гидролизу, по какому иону протекает гидролиз, будет процесс обратимым или необратимым, какова реакция среды в водном растворе соли и какую окраску приобретет в нем стандартные индикаторы.

4. Электролитическая диссоциация

Глубокое понимание процессов, протекающих в растворах электролитов, умение с легкостью записывать уравнения электролитической диссоциации и сокращенные ионные уравнения химических реакций, понимать причины сходства и различия свойств электролитов, обусловленные их ионным составом – одна из важнейших задач курса химии основной школы. Не случайно в контрольно-измерительных материалах основного государственного экзамена (да и в ЕГЭ по окончании старшей ступени средней школы) эти знания проверяются несколькими заданиями. **Целью первого урока темы является освоение основных понятий теории электролитической диссоциации, сущности и механизма процес-**

са, формирование умения записывать уравнения электролитической диссоциации с учетом силы электролита.

Чаще всего серию демонстрационных опытов по теме «Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация» рекомендуют начинать с эксперимента по испытанию растворов веществ на электропроводность, в ходе которого формируются понятия «электролит» и «неэлектролит». Однако каждому педагогу-химику известно, как часто в дальнейшем учащиеся путают понятия «диссоциация» и «электролиз». Отчасти этому как раз и способствует данный эксперимент, порождающий так называемую «фарадеевскую ошибку». Учащиеся ассоциируют распад вещества на ионы с действием электрического тока. Поэтому мы рекомендуем начать урок с демонстрации опытов, показывающих роль воды в процессе растворения веществ, что особенно актуально для предпрофильных классов.

1. Различие в окраске гидратированных и негидратированных ионов.

Учитель записывает на доске формулу сульфата меди(II) CuSO_4 и демонстрирует кристаллы медного купороса. Совместно с классом выясняется, что между катионом меди и анионом кислотного остатка в этом веществе связь ионная. Какой из ионов обуславливает синюю окраску вещества? За это «отвечают» ионы меди, но не простые, а гидратированные, т.е. окруженные молекулами воды. Неужели в «сухом» твердом веществе – медном купоросе – содержится вода? В этом легко убедиться. Учитель прокаливает в пробирке небольшое количество кристаллов медного купороса. На холодных стенках пробирки легко заметить капельки воды, а вещество изменяет окраску с синей на белую. Безводный сульфат меди(II) – порошок белого цвета, именно его состав отражает написанная на доске формула. Тогда что же собой представляет медный купорос? Это так называемый кристаллогидрат – твердое вещество, содержащее в кристаллической решетке молекулы воды. Учитель изображает на доске формулу медного купороса: $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Можно ли «вернуть окраску вспять», превратить безводную соль в кристаллогидрат? Небольшое количество кристаллов безводного сульфата меди(II) (аккуратно, стенки пробирки влажные!) переносят в сухую пробирку и добавляют 1-2 капли воды. Окраска гидратированных ионов меди возвращается!

Учителю – «для служебного пользования». Обратите внимание, что фраза «раствор медного купороса» с точки зрения «высокой химии» не совсем корректна. Следует говорить «раствор сульфата меди(II)», а термин «медный купорос» применим только к кристаллогидрату (в твердом состоянии).

Более подробное знакомство с кристаллогидратами ждет учащихся впереди. Главное, говорит учитель, запомнить, что свойства негидратированных и гидратированных ионов кое в чем отличаются. Только ли окраской? Отнюдь!

2. Различие в свойствах гидратированных и негидратированных ионов.

Учитель демонстрирует кристаллогидрат хлорида меди(II) зеленого цвета, записывает на доске его формулу: $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. В фарфоровой чашке (чтобы пары воды не конденсировались на стенках пробирки) учитель прокаливает кристаллогидрат хлорида меди(II), получается безводная соль темно-желтого цвета.

(Почему не белая? Не вдавайтесь в объяснение этого факта. Главное, что не синяя). Одну порцию безводного CuCl_2 переносят в пробирку и растворяют в воде, наблюдают характерную синюю окраску гидратированных ионов меди. Вторую порцию соли растворяют в пробирке в 7-8 мл ацетона. Окраска раствора изумрудно-зеленая, характерная для недиссоциированной соли.

В обе пробирки опускают очищенные наждачной бумага до блеска железные гвозди. В стакане с водным раствором железа покрывается красно-бурый налетом металлической меди. В ацетоновом растворе того же хлорида меди железный гвоздь не изменяется. В чем же дело?

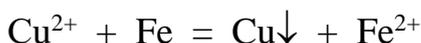
Если есть возможность, серию опытов с проблемным вопросом можно продолжить (в предпрофильных классах).

3. Действие хлороводорода и соляной кислоты на индикатор.

Сухую коническую колбу заранее заполняют хлороводородом, полученным взаимодействием твердого хлорида натрия с концентрированной серной кислотой, и закрывают пробкой. В колбу пинцетом опускают полоску индикаторной бумаги (лакмусовой, универсальной). Никаких видимых изменений с бумагой под действием газообразного галогеноводорода не происходит. Вторую полоску бумаги смачивают водой и вновь опускают в колбу. Окраска индикатора сразу же изменяется!

Очередной эксперимент наталкивает учащихся на мысль о роли воды в протекании химических реакций.

Действительно, в водных растворах под действием растворителя (воды) происходит распад вещества с образованием ионов. Именно катионы водорода H^+ , а не молекулы хлороводорода изменяют окраску индикатора. Именно катионы меди Cu^{2+} взаимодействуют с металлическим железом по реакции:



Можно ли каким-то еще способом доказать наличие ионов, т.е. заряженных частиц, в водных растворах исследованных веществ?

И вот только на этом этапе «идет в дело» прибор для проверки электропроводности растворов. Таким образом, при рассмотрении явления распада на ионы первичен, а проверка их наличия действием электрического тока – лишь инструмент исследования.

С помощью прибора проверяют электропроводность раствора сульфата меди(II), водного и ацетонового растворов хлорида меди(II), соляной кислоты.

Затем учитель проводит блок заданий, рассчитанный на освоение новых терминов: электролит, неэлектролит, электролитическая диссоциация.

После рассмотрения двух механизмов электролитической диссоциации для соединений с ионной и ковалентной полярной связями вводится понятие сильного и слабого электролита.

Следует иметь в виду, что понятие степени диссоциации уходит своими корнями в стародавние времена С. Аррениуса, и его применение в современной химии весьма ограничено. Значительно более удобно и информативно понятие константы диссоциации слабого электролита, но оно появляется в нашем курсе в 11 классе углубленного уровня изучения предмета. Введение количественной

характеристики способности вещества к диссоциации в виде α вызвана только условным делением электролитов на сильные и слабые, поскольку от этого зависит, в первую очередь, написание их формул в реакциях ионного обмена (в ионном или молекулярном виде). Обратите внимание, что в учебнике даны только два фактора, влияющие на величину степени диссоциации – природа вещества и его концентрация в растворе. Природа растворителя, температура, наличие других веществ в растворе (в том числе одноименных ионов) в 9 классе не упоминаются.

Значительную часть урока учитель должен посвятить формированию навыка составления уравнений электролитической диссоциации. Особое внимание следует уделять правильному написанию зарядов катионов и анионов, а также коэффициентов перед формулами ионов.

Учитель сообщает учащимся, что верно составленное уравнение электролитической диссоциации должно отвечать двум требованиям:

- подобно молекулярным уравнениям химических реакций, в них должен соблюдаться материальный баланс, т.е. равенство числа атомов всех элементов в левой и правой частях уравнения;
- в дополнение к первому требованию в уравнениях с участием ионов должен соблюдаться баланс электрических зарядов, т.е. суммарный заряд всех частиц в левой и правой частях уравнения должен быть одинаковым.

Обратите внимание, что методически верным является написание заряда ионов в правой части равенства сразу после записи их формул. Не допускается расставлять заряды после составления уравнения в целом. Аналогично следует поступать в дальнейшем при составлении ионных уравнений реакций.

Необходимо отработать с ребятами свободный и быстрый ответ на один из вопросов КиМ ОГЭ со множественным выбором ответа. В ряде вариантов он звучит примерно так.

Задание. При полной диссоциации 1 моль каких двух из представленных веществ образуется 3 моль ионов?

- 1) хлорид алюминия
- 2) нитрат магния
- 3) сульфат цинка
- 4) карбонат натрия
- 5) фосфат калия

Ответ:

| | |
|--|--|
| | |
|--|--|

Для учащихся, которые на данном этапе с трудом оперируют понятием моль, посоветуйте заменить его подходящим по смыслу термином «штука», «частица», «молекула» (особенно в случае целочисленных значений, как в приведенном примере). При верно написанных уравнениях диссоциации не составит труда определить правильный ответ: 24.

5. Основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД)

Основная цель второго урока по данной теме — на основе закрепления понятий и терминов ТЭД, знакомства с её основными положениями охарактеризовать основные классы неорганических веществ (кислоты, основания, соли) с позиций теории электролитической диссоциации.

Закрепление материала прошлого урока строится на основе написания уравнений электролитической диссоциации сильных электролитов (в уравнении знак равенства) и слабых электролитов (в уравнении стрелки обратимости).

Объяснение первой части нового материала – основные положения теории электролитической диссоциации - учитель сопровождает демонстрационным экспериментом.

Электролиты и неэлектролиты

1. В химические стаканы помещают небольшое количество каждого из исследуемых веществ, доливают равные объемы воды. Содержимое каждого стакана исследуют прибором для определения электропроводности. Учащиеся делают вывод о том, какие из веществ представляют собой неэлектролиты, а какие – электролиты.

2. Зависимость степени диссоциации от природы электролита (сильный или слабый электролит).

Учитель наливает в стаканы равные объемы соляной и уксусной кислоты одинаковой концентрации и испытывает их электропроводность с помощью прибора. При испытании соляной кислоты наблюдается более яркое свечение лампочки, что указывает на большее количество ионов в растворе этого электролита.

Для эмоциональной разгрузки в предпрофильных классах или элективе учитель делает 2–3 минутное отступление по теме.

Не все химики приняли теорию электролитической диссоциации «на ура». Современником С. Аррениуса был ещё один выдающийся шведский ученый – Пер Теодор Клеве (1840-1905). Ознакомившись с диссертацией Аррениуса, он писал: «Но ведь это бессмыслица допустить, что в растворённом хлористом калии хлор и калий отделены друг от друга». Вопрос классу: «Как вы думаете, в чём была причина заблуждения Клеве?».

Чтобы не создалось впечатление о «посредственности» оппонента Аррениуса, «лирическое отступление» продолжается.

Клеве проводил научные исследования в Медико-хирургическом институте в Стокгольме, однако областью его научных интересов была не медицина, а химия, минералогия, океанография. Он открыл новый минерал, названный его именем (клевеит), участвовал в доказательстве того факта, что открытый Ларсом Фредериком Нильсоном элемент скандий есть ни что иное, как предсказанный Д.И. Менделеевым экабор. В 1879 г. швейцарский химик Жак-Луи Соре открыл новый химический элемент, а Клеве

дал ему название гольмий. Название это происходит от столицы Швеции Стокгольма, близ которого был найден минерал, содержащий новый элемент. Однако в том же году Клеве открыл «свой» химический элемент и назвал его тулий (Tulium). Не правда ли, напрашивается аналогия с городом Тулой? Но это не так. Мифический остров Туле придумал и описал в своем сочинении древнегреческий путешественник Пифей. По описанию Пифея остров этот находился в далеких северных морях, там, где расположена Исландия. Термин этот не забыли до сих пор. В 1942 г. в Швеции была основана компания «Thule», производящая аксессуары для автомобилей (рис. 4).



Рис. 4. Продукция компании Thule

Классы соединений в свете ТЭД

В начале второго этапа объяснения нового материала учитель в ходе беседы актуализирует знания учащихся о каждом из трёх рассматриваемых классов неорганических веществ, дает альтернативное определение с позиций теории электролитической диссоциации, проводит более детальную классификацию соединений изучаемого класса, в том числе по признаку способности к электролитической диссоциации. Учащимся важно уже на данном этапе постараться запомнить, какие кислоты и основания относятся к сильным, какие – к слабым. Эти знания необходимы и для составления ионных уравнений, и для освоения темы «Гидролиз» и др.

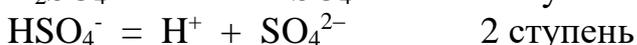
При повторении некоторых признаков классификации для каждого класса соединений используются новые знания по текущей теме.

Кислоты.

1. Классификация кислот на бескислородные и кислородсодержащие иллюстрируется уравнениями электролитической диссоциации представителей обеих групп:



2. Классификация кислот по основности сопровождается уравнениями ступенчатого отщепления катионов водорода. Например, для двухосновной серной кислоты:



3. Добавляется новый признак классификации – по способности к электролитической диссоциации (хуже – по степени электролитической диссоциации). Примеры сильных кислот: галогеноводородные (кроме плавиковой), серная,

азотная, хлорная и др. Примеры слабых кислот: сероводородная, угольная, синильная, уксусная и др. Иногда выделяют группу кислот средней силы: плавиковая, сернистая, фосфорная. Азотистую кислоту иногда рассматривают как слабую, иногда относят к кислотам средней силы. В нашем учебнике HNO_2 – слабая кислота.

Допускается ли написание уравнение электролитической диссоциации многоосновной кислоты сразу по всем ступеням? Да, допускается:



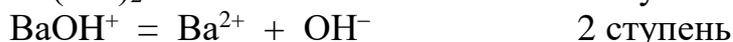
Характеризовать химические свойства кислот, обусловленные присутствием в водном растворе катионов водорода и анионов кислотных остатков, на данном уроке не следует, этому вопросу посвящен отдельный параграф учебника.

Основания.

1. По числу гидроксильных групп основания делятся на однокислотные, двухкислотные и т.д.



Двухкислотные основания диссоциируют ступенчато:



2. Классификация по способности к электролитической диссоциации – на сильные и слабые электролиты:

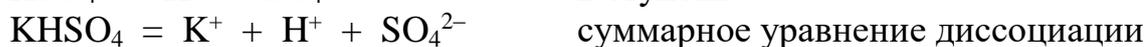
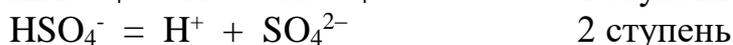
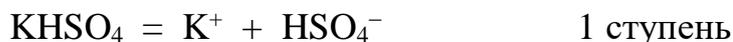


Соли.

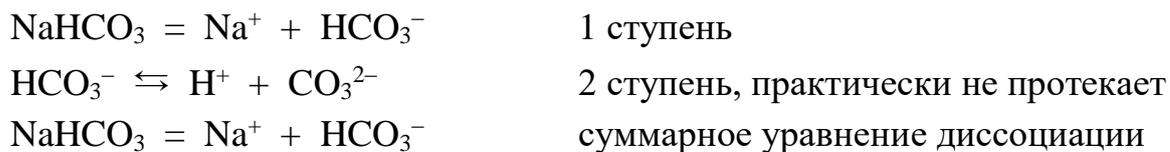
1. По составу соли делятся на средние (нормальные), кислые, основные, комплексные. Двойные и смешанные соли на данном этапе можно не упоминать даже в предпрофильных классах. Состав каждого типа солей иллюстрируется уравнениями электролитической диссоциации.

В отношении кислых и основных солей опять возникает неопределенность, создающая множество вопросов и у учащихся, и у учителей химии, в том числе и к составителям заданий ОГЭ и ЕГЭ.

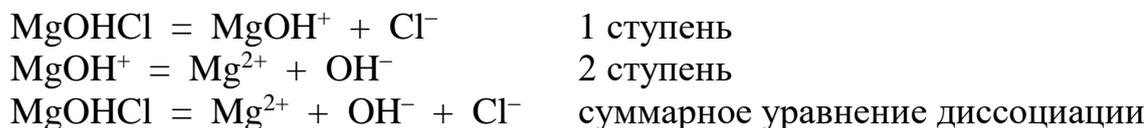
В случае кислых солей диссоциация протекает ступенчато с последовательным отщеплением катионов металла и катионов водорода. Если кислота сильная, то уравнения ступенчатой диссоциации и суммарное уравнение выглядят так:



Диссоциация кислых солей слабых кислот и кислот средней силы также протекает ступенчато:

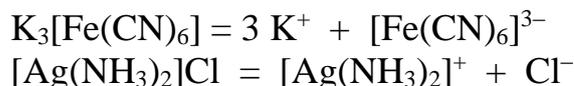


Аналогичная ситуация с основными солями:



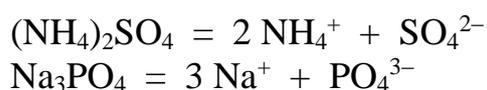
Строгих указаний на то, как диссоциируют гидроксокатионы металлов (полностью или частично) нет. Нас спасает тот факт, что у составителей контрольно-измерительных материалов ГИА достаточно здравого смысла для того, чтобы не использовать гидроксоли в заданиях. Тем более, что основные соли — это «штучный товар», только единичные анионы и многозарядные катионы способны образовывать существующие в кристаллическом состоянии соли такого типа.

Электролитическая диссоциация растворимых в воде комплексных солей протекает с образованием комплексного иона и противоиона:



Записывать ступенчатые и суммарные уравнения диссоциации комплексного иона в 9 классе не рекомендуем.

2. В школьном курсе химии мы исходим из того, что все растворимые в воде соли - сильные электролиты (на самом деле это не так), в уравнениях записывают знак равенства и не упоминают о ступенчатости процесса:



А вот «электролитическую способность» труднорастворимых солей мы договорились не характеризовать. В дальнейшем в уравнениях реакций ионного обмена (РИО) их формулы будем записывать в молекулярном виде (точнее, формульными единицами).

6. Химические свойства кислот как электролитов

Теоретические представления о диссоциации электролитов должны реализоваться в практическом использовании этих знаний.

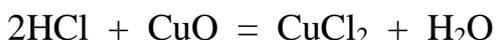
Целью следующих уроков является характеристика химических свойств кислот, оснований и солей с позиций теории электролитической диссоциации.

Им посвящены следующие три параграфа учебника (четыре урока по тематическому плану).

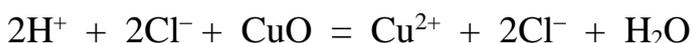
На рассмотрение кислот отводится два урока, поскольку именно на них закладывается понимание того, что свойства электролитов (в частности, кислот) определяются природой тех ионов, на которые они диссоциируют в водном растворе (для кислот – ионов водорода и кислотного остатка), формируются навыки написания ионных уравнений реакций, что и составляет цели данных уроков.

На примере химических свойств кислот, иллюстрируемых химическим экспериментом, формируется навык трансформации молекулярного уравнения реакции в сокращенное ионное через полное ионное уравнение. В этом процессе активно используется таблица растворимости и знание силы различных кислот как электролитов.

Алгоритм действий известен. Записывают молекулярное уравнение реакции:

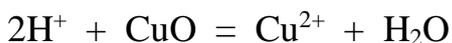


На основе молекулярного уравнения составляют полное ионное, записывая в виде ионов формулы сильных электролитов. Формулы слабых электролитов и нерастворимых в воде веществ записывают без изменения:



Очень важно отработать правильное написание коэффициентов перед формулами ионов. Коэффициент перед ионом в полном ионном уравнении равен произведению коэффициента перед тем же веществом в молекулярном уравнении и индекса, показывающего число данных ионов в формульной единице вещества.

Мысленным удалением (хотя большинство ребят действуют методом зачеркивания) одинаковых ионов в равном количестве в левой и правой частях полного ионного уравнения его превращают в сокращенное ионное:



В итоге важно добиться понимания следующих основополагающих положений.

1. Общие свойства кислот обусловлены наличием в их растворах общего иона — катиона водорода.

2. Специфические свойства определяются индивидуальным для каждой кислоты анионом кислотного остатка, также присутствующим в растворе.

3. Сущность химических реакций, протекающих в растворах электролитов, сводится к взаимодействию между ионами (точнее, с участием ионов). Химизм таких реакций отражают сокращенные ионные уравнения.

4. В ионных уравнениях формулы слабых электролитов и нерастворимых в воде соединений записываются в молекулярном виде (в виде формульных единиц), а сильных электролитов — в виде ионов.

5. Полное ионное уравнение нужно только как промежуточный этап в освоении написания сокращенного ионного уравнения. В дальнейшем следует научиться обходиться без полного ионного уравнения.

6. Реакция с участием растворов электролитов возможна только в том случае, если выполняется одно из условий правила Бертолле. В противном случае ионы сосуществуют в растворе без химического взаимодействия между ними.

В ходе объяснения нового материала, проверки домашнего задания следует отрабатывать решение соответствующего задания КиМ ОГЭ и ЕГЭ следующего типа.

Задание. Сокращенное ионное уравнение



соответствует взаимодействию веществ:

- 1) гидроксид калия
- 2) оксид магния
- 3) сероводородная кислота
- 4) гидрат аммиака
- 5) иодоводородная кислота

Ответ:

| | |
|--|--|
| | |
|--|--|

При правильном написании сокращенных ионных уравнений тех реакций, которые возможны при попарном взаимодействии указанных веществ между собой, верным ответом является 15.

7. Химические свойства оснований как электролитов

Цель данного урока — сформировать представление об основаниях как электролитах, способных к отщеплению гидроксид-иона, актуализировать химические свойства оснований, закрепить навык составления ионных уравнений реакций.

На уроке нужно еще раз обратить внимание учащихся на трактовку терминов «щелочь» и «основание». Щелочи – это сильные электролиты диссоциирующие в водном растворе с образованием гидроксид-иона OH^- . Чтобы в эту группу не попали основные соли, надо уточнить, что гидроксид-ион — это единственный анион, переходящий в раствор при диссоциации. Основания — это более широкий термин. К ним относятся и слабые электролиты типа гидрата аммиака (в дальнейшем и амины), и нерастворимые в воде основания, силу которых как электролитов мы договорились не характеризовать. Так почему же с позиций ТЭД гидроксид магния является основанием? Потому что в реакциях с кислотами он предоставляет гидроксид-ион.

Для учащихся ориентированных на сдачу ОГЭ и в предпрофильных классах будет полезно обсудить особые случаи.

Особое место в этой иерархии занимает гидроксид кальция. Его растворимость в воде существенна (примерно 0,16 г в 100 г воды при 20°C), по общепри-

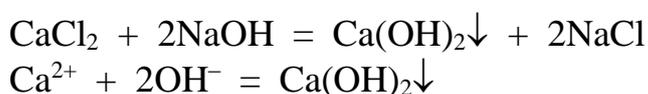
нятой классификации он относится к группе малорастворимых веществ. Та часть вещества, которая перешла в раствор, диссоциирует полностью:



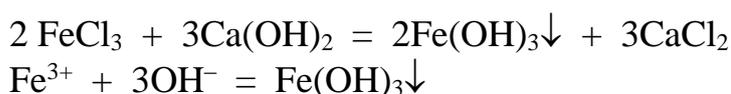
Известковая вода изменяет окраску индикатора, на этом основании гидроксид кальция чаще относят к сильным электролитам.

Как же записывать формулу гидроксида кальция в реакциях ионного обмена — в молекулярном виде или в виде ионов? Это зависит от сущности проводимой реакции. Чтобы не совершить ошибки, нужно визуально представлять протекающий процесс. Проиллюстрируйте этот сложный вопрос демонстрационным экспериментом.

Гидроксид кальция можно получить реакцией обмена между растворимой солью кальция и щелочью. К раствору хлорида кальция добавляют равный объём раствора гидроксида натрия. Наблюдается помутнение. Малорастворимый гидроксид кальция выпадает в осадок:



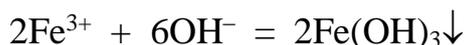
Второй опыт. К раствору хлорида железа(III) добавляют известковую воду. Наблюдают выпадение бурого осадка гидроксида железа(III):



Поскольку в реакцию взят раствор гидроксида кальция, в котором вещество полностью диссоциирует, в ионном уравнении фигурируют гидроксид-ионы.

Некоторые учителя просят учащихся запомнить правило: *если гидроксид кальция взят в качестве исходного вещества, в ионном уравнении его формула записывается в виде ионов; если гидроксид кальция является продуктом реакции, то его формула в ионном уравнении записывается в молекулярном виде*. Наверное, для уровня 9 класса такой ориентир подойдет, однако правило не является абсолютным, и в профильных классах старшей школы лучше рассмотреть суть проводимой реакции.

Обращаем ваше внимание на последнее сокращенное ионное уравнение. Если подходить к нему на основе приведенного выше алгоритма, в ионном уравнении останутся иные коэффициенты:



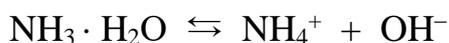
Однако на то оно и сокращенное ионное уравнение, что коэффициенты в нём должны быть максимально сокращены в целое число раз. Оставить уравнение в таком виде — значит недополучить баллы на ОГЭ и ЕГЭ.

Ещё один особый случай — гидрат аммиака, который многим из нас привычнее было бы называть гидроксидом аммония и записывать его формулу в виде NH_4OH . Допускается ли такая запись в ходе изучения химии, на ГИА? На момент написания данной книги в методических рекомендациях ФИПИ, составите-

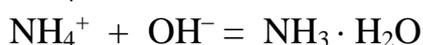
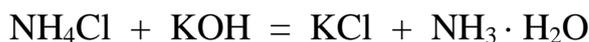
лей заданий ОГЭ и ЕГЭ указано, что допустимо использовать обе формы записи: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и NH_4OH . Однако мы советуем вам поступить следующим образом. Единственный раз на данном уроке вы говорите о том, что гидрат аммиака ранее назывался гидроксидом аммония, что и отражала формула NH_4OH . Как слабый электролит, это вещество в незначительной степени диссоциирует на катион аммония и гидроксид-ион:



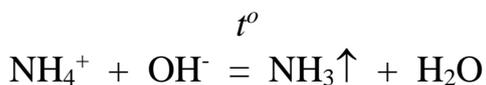
Однако современными методами исследования доказано, что в водном растворе аммиака частиц состава NH_4OH нет. Молекулы аммиака присутствуют в растворе в виде гидратов, состав которых принято обозначать формулой $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и называть гидратом аммиака. Следовательно, уравнение диссоциации записывают в виде:



В случае, если гидрат аммиака образуется в качестве продукта реакции, уравнения записывают в виде:



Если реакцию проводят при нагревании, гидрат аммиака разлагается с выделением газообразного продукта:



В дальнейшем рекомендуем формулу NH_4OH и название гидроксид аммония не использовать.

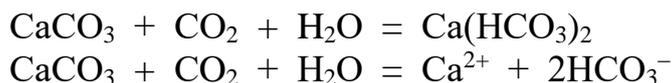
8. Химические свойства солей как электролитов

Цель урока — сформировать представление о солях как электролитах, свойства которых определяются природой катиона металла (аммония) и аниона кислотного остатка; закрепить умение составлять ионные уравнения реакций; отработать решение заданий ОГЭ и ЕГЭ по теме ТЭД.

Учитель подчеркивает, что общих ионов у представителей класса солей, в отличие от кислот и оснований, нет, поэтому свойства соединений этого класса определяются природой входящих в их состав катионов и анионов.

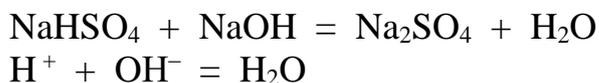
В дополнение к материалу учебника стоит привести несколько реакций, характеризующих получение и свойства кислых и основных солей.

Например, некоторые кислые соли можно получить взаимодействием средних солей с кислотой или кислотным оксидом:



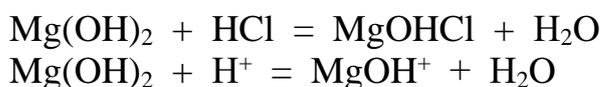
Кстати, для приведенной реакции полное сокращенное уравнение совпадает с сокращенным. Обратите внимание ребят на это.

Кислую соль можно превратить в среднюю добавлением расчетного количества щелочи:

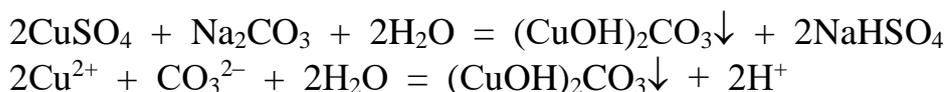


Обратите внимание, насколько точно сокращенное ионное уравнение передает сущность реакции, не затрагивая не принимающих в ней участие ионов.

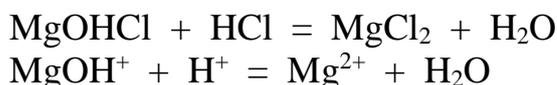
Некоторые основные соли можно получить растворением осадков гидроксидов металлов в недостатке кислоты:



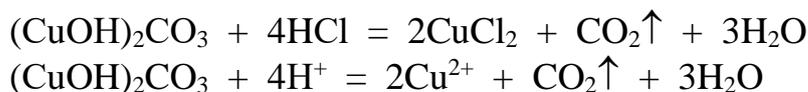
Гидрокарбонат меди(II) образуется при реакции ионного обмена между растворимой солью меди и карбонатом натрия. Вопреки ожидаемому карбонату меди(II) в осадок выпадает гидрокарбонат, образующийся в результате гидролиза по катиону (тема гидролиза солей еще впереди, это информация для учителя).



Основные соли можно превратить в средние подкислением последних:

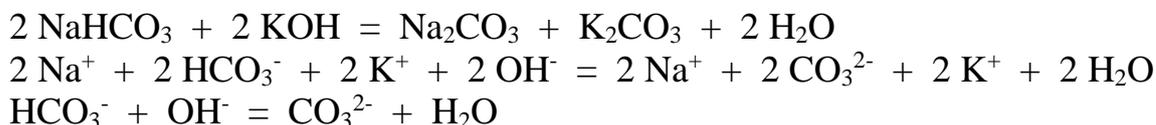


Гидрокарбонаты легко разлагаются при нагревании (но это не реакция ионного обмена) или под действием сильных кислот:



Поскольку новой информации на данном уроке немного, есть возможность потренироваться в решении заданий различного типа по теме ТЭД, встречающихся в ОГЭ.

Задание 1. Даны следующие вещества: перманганат калия, гидрокарбонат натрия, сульфит натрия, сульфат бария, гидроксид калия, пероксид водорода. Из предложенного перечня веществ выберите кислую соль и вещество, которое вступает с этой солью в реакцию ионного обмена. Запишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения реакций с участием выбранных веществ (демоверсия ЕГЭ 2020 г.).



Задание 2. Укажите два вещества, которые не могут существовать совместно в водном растворе.

- 1) хлорид калия
- 2) нитрат магния
- 3) сульфат цинка
- 4) бромид бария
- 5) хлорид меди(II)

Ответ: 34

Задание 3. Укажите два вещества, которые могут сосуществовать в водном растворе.

- 1) фторид серебра
- 2) нитрат кальция
- 3) сульфат цинка
- 4) карбонат натрия
- 5) гидроксид калия

Ответ: 45

9. Гидролиз солей

Цель урока — сформировать представление о гидролизе как обменном взаимодействии солей с водой, научить прогнозировать отношение к гидролизу (подвергается или не подвергается), тип гидролиза (по катиону, по аниону, по обоим ионам, обратимый или необратимый), реакцию среды в растворе соли (нейтральная, кислотная, щелочная) по её формуле (составу).

Начать урок рекомендуем с проблемной ситуации.

Учитель наливает в три пробирки по 3 мл растворов трех солей: карбоната натрия, хлорида натрия и хлорида аммония. Вопросы классу.

- Есть ли среди взятых веществ кислота или щелочь? Нет.
- Можно ли ожидать, что в какой-нибудь пробирке среда раствора кислая или щелочная? По-видимому, нет.

Учитель исследует среду растворов в пробирках с помощью индикатора. Результаты опыта, наверное, неожиданны: в первой пробирке среда щелочная, во второй – нейтральная, в третьей – кислотная. В чем же причина различной реакции среды в растворах солей? Причина эта кроется в протекании особого типа реакций, которые называются *гидролизом*.

Без сомнения, для полного достижения поставленной цели одного урока мало, поэтому к теме гидролиза солей рекомендуется обращаться при изучении всего последующего материала 9 класса. Практически на каждом последующем уроке речь будет заходить о солях. Достаточно одной минуты, чтобы, указав на изображенную на доске формулу соли, спросить класс: «Подвергается гидролизу или нет? По катиону или по аниону? Какая реакция среды в растворе? Окраска лакмуса?». Вопрос ЕГЭ по теме «Гидролиз» (№23 по спецификации 2020 г.) мы

относим к «вопросам для поднятия настроения», т.е. таким, ответ на который строго алгоритмизирован, никаких неожиданностей в формулировке не ожидается, максимум баллов за этот вопрос нужно «брать» обязательно.

Выделим два уровня освоения темы гидролиз солей.

1. Умение проанализировать состав соли, написать уравнение ее диссоциации, ионное и молекулярное уравнения гидролиза, на основании этих уравнений определить характер среды (в 11 классе добавится понятие pH), тип гидролиза и окраску индикатора в растворе.

2. На основе анализа состава соли без написания каких-либо уравнений сразу сделать прогноз типа гидролиза, реакции среды и окраски индикатора.

Почему прогноз, а не вывод? Есть непростые случаи, когда практика может опровергнуть выдвинутую гипотезу. Приведём пару примеров.

Возвращаемся к двум уровням. Для сильных учащихся освоение обоих обязательно. Вероятно, окончательно это произойдет только в 11-м классе. Для ребят послабее попробуйте остановиться на втором уровне освоения.

Мы упомянули, что тема «Гидролиз солей» легко ложится на алгоритм. Приведем тот, которым мы пользуемся в своей педагогической практике.

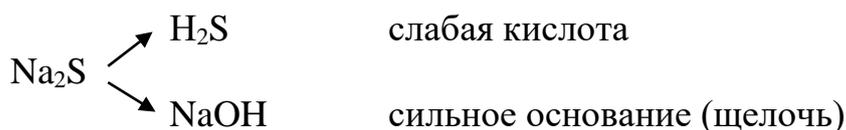
Для освоения темы нужно знание трех аспектов:

- сила кислот и оснований как электролитов;
- уравнения электролитической диссоциации;
- два житейских принципа: «Защити слабого» и «Побеждает сильнейший»

Проиллюстрируем сказанное на двух примерах.

Сульфид натрия Na_2S .

Первый шаг алгоритма. Выясняем «родословную соли», т. е. соответствующие кислоту и основание, которые при взаимодействии образуют данную соль.



Второй шаг. Эта соль образована слабой кислотой и сильным основанием.

Гидролизу подвергается.

Третий шаг. Запишем уравнение электролитической диссоциации соли:



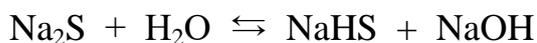
Четвертый шаг. Защити слабого! Гидролиз — это защита иона слабого электролита-«родителя» в составе соли от окружающей среды. В данном случае сульфид-ион обратимо взаимодействует с водой, подвергается гидролизу. Гидролиз по аниону.



Рекомендуем проверить материальный баланс в данном уравнении и баланс зарядов (сумма зарядов всех частиц в левой и правой частях уравнения должна быть одинакова).

Это есть ни что иное, как ионное уравнение гидролиза. Поскольку в растворе появились гидроксид-ионы, реакция среды щелочная.

Пятый шаг. Добавляем в ионное уравнение ионы, которые не подверглись гидролизу, в данном случае катионы натрия. Группируем противоионы.

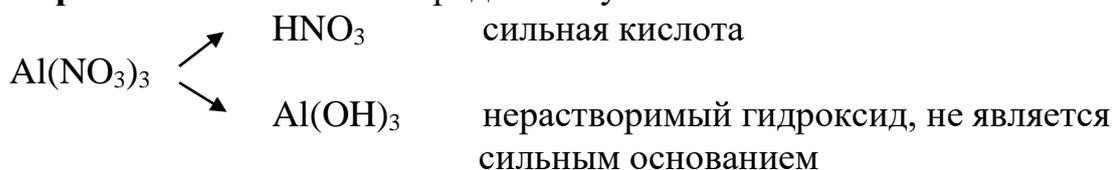


Получилось молекулярное уравнение гидролиза. Вывод: побеждает сильнейший! Реакцию среды в растворе определяет тот ион, который принадлежит сильному электролиту-«родителю» соли. Катион сильного основания в составе сульфида натрия «отвечает» за щелочную реакцию раствора. Окраска фенолфталеина малиновая, лакмуса – синяя, метилоранжа – желтая.

На втором уровне освоения гидролиза после первого шага, который проводится в уме, только на основании рассмотрения формулы соли делаются заключения, приведенные в шагах 4 и 5. И здесь доминируют принципы «защити слабого» и «побеждает сильнейший».

Нитрат алюминия $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$.

Первый шаг. Выясняем «родословную соли».

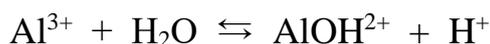


Второй шаг. Эта соль образована сильной кислотой и (условно!) слабым основанием. Гидролизу подвергается.

Третий шаг. Запишем уравнение электролитической диссоциации соли:



Четвертый шаг. Защити слабого! Гидролиз по катиону.



Ионное уравнение гидролиза. Поскольку в растворе появились катионы водорода, реакция среды кислотная.

Пятый шаг. Добавляем в ионное уравнение ионы, которые не подверглись гидролизу, в данном случае нитрат-ионы. Группируем противоионы.



Молекулярное уравнение гидролиза. Побеждает сильнейший. Реакция среды кислотная. Фенолфталеин бесцветен, лакмус и метилоранж имеют в растворе красную окраску.

А теперь (информация для учителя) к уточнению: почему прогноз?

Спрогнозируем гидролиз соли нитрат серебра. Азотная кислота – сильный электролит. Гидроксид серебра не существует, разлагается на оксид и воду. Гидролиз протекает по катиону, реакция среды кислотная, окраска лакмуса красная.

А теперь проведите эксперимент, испытайте раствор нитрата серебра индикаторной бумагой. Реакция среды нейтральная! Наша гипотеза не подтверди-

лась! Кстати, это самый интересный и полезный момент любого научного исследования. Ищем причины ошибки, выдвигаем новые гипотезы. Вероятно, если бы гидроксид серебра существовал, то был бы сильным электролитом, щелочью. Соответствующий оксид серебра(I) — основной оксид.

Второй пример. Сульфид аммония. Соль, образованная слабым основанием гидратом аммиака и слабой сероводородной кислотой. Гидролиз протекает как по катиону, так и по аниону. Реакция среды нейтральная. Проводим эксперимент. Среда слабощелочная! Почему? Из двух слабых электролитов, образующихся в результате гидролиза (гидрат аммиака и гидросульфид-анион) более сильным является все-таки основание, его константа диссоциации на несколько порядков больше.

Нехватка времени для глубокого изучения данной темы в 9 классе уже упоминалась. Поэтому не рекомендуется рассматривать ступенчатый гидролиз, гидролиз кислых и основных солей, особо долго задерживаться на необратимом гидролизе. Оставим эти вопросы до 11 класса.

Глава III. Неметаллы и их соединения

Общие рекомендации по изучению темы

К особенностям данного курса химии можно отнести рассмотрение свойств простых веществ и соединений элементов-неметаллов с позиции процессов окисления и восстановления. Вначале (иногда в отдельном параграфе) рассматриваются окислительные свойства неметаллов (по отношению к металлам, друг другу и сложным веществам) и их соединения в отрицательных степенях окисления (водородные соединения, соединения с металлами). Затем характеризуются восстановительные свойства (по отношению к более сильным окислителям) и соединения неметаллов в положительных степенях окисления. Такой подход унифицирует структуру материала, позволяет учащимся придерживаться понятной и логичной схемы при изучении новой темы.

При изучении естественных групп химических элементов (галогенов, халькогенов на примере кислорода и серы, пниктогенов на примере азота и фосфора), рекомендуется использовать принцип прогнозирования свойств элементов и их соединений на основе положения в периодической системе и строения атома. Основой для прогнозирования и сравнения свойств являются:

- положение элементов в ПСЭ;
- изменение заряда ядер, радиуса атомов;
- число валентных электронов;
- максимальная и минимальная степени окисления.

Для многих реакций ионного обмена помимо молекулярного уравнения в учебнике дается сокращенное ионное уравнение. Оно отражает сущность химического процесса, демонстрирует неразрывную связь теории электролитической диссоциации со свойствами электролитов, фиксирует знания учащихся о возможности и направлении протекания реакций в растворах. Однако с учетом лимита времени учащиеся записывают сокращенные ионные уравнения в тетрадах или на доске только по указанию учителя.

В теме «Неметаллы» вводится ряд новых понятий курса химии:

- реакции диспропорционирования (в предпрофильных классах);
- обратимость химических реакций.

Реакции диспропорционирования, как частный вид реакций окисления-восстановления, характерны для взаимодействия галогенов с растворами щелочей. Следует обратить внимание учащихся на то, что окислителем и восстановителем в реакциях диспропорционирования выступает одна и та же частица.

Обратимость химических реакций рассматривается на примере синтеза аммиака. Следует иметь в виду, что примерная образовательная программа по химии в рамках действующего ФГОС не предполагает изучения в курсе основной школы глубины вопроса: константы равновесия, способов его смещения.

При рассмотрении свойств азотной кислоты необходимо еще раз подчеркнуть, что при взаимодействии концентрированной серной кислоты и азотной кислоты любой концентрации с металлами водород не выделяется. В данном пособии приведена таблица 3, которую можно использовать при определении продуктов реакции в зависимости от природы и концентрации кислоты, а также природы металла.

Введение федеральных государственных образовательных стандартов нового поколения позволило отказаться от концентрической модели курса химии и вернуться к линейной модели, предусматривающей последовательное развитие и углубление теоретических представлений и практических навыков. Теперь учитель получил уникальную возможность использовать часы, ранее отведенные на изучение темы «Органические вещества», на подготовку к государственной итоговой аттестации, отработку навыков решения задач, проектную и исследовательскую деятельность, повторение и закрепления материала курса химии основной школы.

Тем не менее, при изучении соединений углерода необходимо провести первоначальное знакомство с некоторыми органическими веществами: углеводородами (предельными — метан, этан, пропан; непредельными — этен, этин), спиртами — этанол, глицерин) и карбоновыми кислотами (уксусная кислота)

Это позволит учащимся более осознанно воспринимать материал первых уроков курса органической химии в старшей школе. Особенно это касается базового варианта изучения органики, при котором за 34 часа необходимо изучить теоретические основы предмета, рассмотреть химию 15 классов и групп органических соединений, переработку нефти, природного и попутного нефтяного газа, угля, провести две практические и две контрольные работы.

10. Общая характеристика неметаллов

Цель урока заключается в актуализации знаний учащихся об элементах-неметаллах и соответствующих простых веществах, явлении аллотропии, ряде электроотрицательности, обобщение сведений о физических и химических свойствах неметаллов.

В начале обсуждения материала учитель совместно с учащимися констатирует, что для атомов элементов-неметаллов характерна способность удерживать «свои» электроны и принимать «чужие» до завершения внешнего слоя, так как атомы имеют сравнительно малые радиусы и ≥ 4 электронов на внешнем слое.

В периоде:

- заряд ядра увеличивается;
- радиус атома уменьшается;
- число электронов на внешнем слое увеличивается;
- электроотрицательность увеличивается;
- окислительные свойства усиливаются;
- усиливаются *неметаллические свойства*.

В главной подгруппе:

- заряд ядра увеличивается;
- радиус атома увеличивается;
- число электронов на внешнем слое не изменяется;
- электроотрицательность уменьшается;
- окислительные свойства ослабевают;
- усиливаются *металлические свойства*.

Рассмотрение физических свойств неметаллов учитель предваряет демонстрацией имеющихся в кабинете образцов. При этом необходимо сделать акцент на общих и отличительных свойствах неметаллов, обусловленных разным типом кристаллических решеток.

Урок не перегружен новым сложным материалом, поэтому учитель имеет возможность уделить внимание решению расчетных задач, а также продемонстрировать несколько опытов, не знакомых учащимся, требующих длительной подготовки или продолжительных по времени.

При рассмотрении химических свойств учитель сразу фиксирует внимание учащихся на том, что неметаллы в реакциях могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Причем и восстановителями, и окислителями неметаллы могут выступать по отношению к простым и сложным веществам. На основе этих знаний можно построить обобщающую схему химических свойств неметаллов (схема 1).

Цифрами на схеме обозначают примеры уравнений химических реакций.

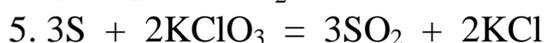
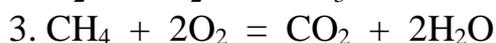
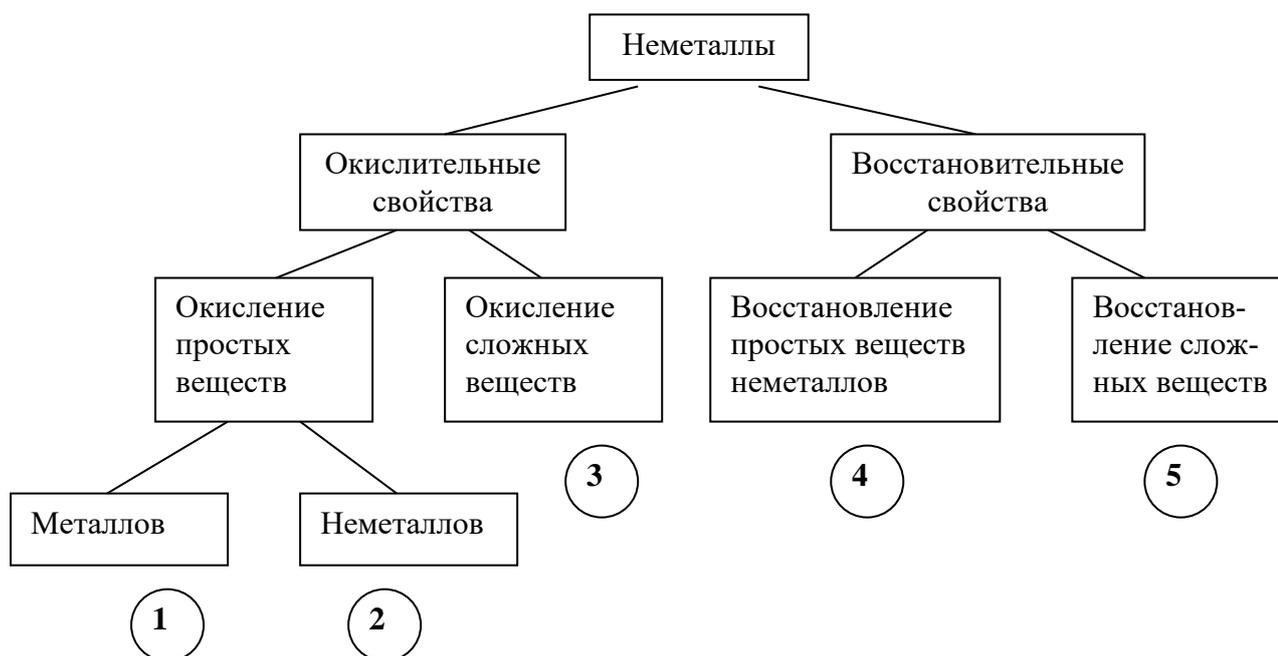


Схема 1

Общие химические свойства неметаллов



Учителю необходимо изыскать возможность провести на данном уроке полноценный демонстрационный эксперимент.

Для иллюстрации взаимодействия неметаллов с металлами учитель смешивает 3 г цинкового порошка с 1,5 г измельченной в порошок серы. Полученную смесь насыпают кучкой на дно перевернутой вверх фарфоровой ступки. Затем дотрагиваются до смеси кончиком длинной стеклянной палочки, нагретой в пламени спиртовки. Происходит эффектная вспышка. Для поджигания смеси можно также использовать длинную зажженную лучину.

Возможен другой вариант: смешивают 2 г порошка алюминия (краска серебрянка) и 3,5 г серы в порошке. Далее действуют аналогично описанию предыдущего опыта. Данные опыты желательно проводить в вытяжном шкафу.

Следующий опыт позволяет найти точки соприкосновения предыдущей темы (металлы, в частности, железо) с новой. Предварительной учитель просит ребят вспомнить, какой продукт получается при взаимодействии железа с хлором. Поскольку хлор – сильный окислитель, в результате образуется хлорид железа (III). Сильно нагретые в металлической ложечке тонкие железные стружки вносят в цилиндр (или коническую колбу), наполненную хлором. Железо загорается красноватым пламенем с образованием рыжего дыма.

Хлор получают, окисляя концентрированную соляную кислоту кристаллическими дихроматом калия, оксидом марганца (IV) или перманганатом калия. В первом и во втором случае требуется небольшое нагревание. Практически опыт проводят так. В колбу Вюрца помещают 10-15 г твердого окислителя и снабжают капельной воронкой. В воронку наливают 50-79 мл концентрированной соляной кислоты. Отвод колбы соединяют со стеклянной трубочкой, которую опускают в сосуд-приемник хлора – цилиндр или колбу. Верхний срез приемника закрывают кусочком ваты. Опыт проводят в вытяжном шкафу! В колбу Вюрца по каплям приливают соляную кислоту, а хлор собирают в приёмник методом вытеснения воздуха.

Окислительные свойства неметаллов по отношению к другим неметаллам с меньшей электроотрицательностью можно продемонстрировать на примере сжигания красного фосфора в хлоре. В ложечку для сжигания набирают немного сухого красного фосфора и вносят его в сосуд с хлором. Наблюдают образование искр и густого дыма.

Учащиеся выясняют роль каждого неметалла в этой реакции, составляют её уравнение, дают название продукта реакции.

Окислительные свойства неметаллов в реакциях со сложными веществами могут быть продемонстрированы реакцией вытеснения галогенов из их солей в растворе более активными галогенами. Хлорную воду добавляют в две пробирки с бесцветными растворами бромида калия и иодида калия, а бромную воду – в третью пробирку с раствором иодида калия. Учащиеся наблюдают изменение окраски растворов, составляют уравнения реакций, характеризуя окислительные свойства галогенов.

Восстановительные свойства неметаллов по отношению к другим неметаллам простым веществам демонстрируют сжиганием на воздухе серы, фосфора

(тяга!) или углерода (уголька). Еще эффективнее горение происходит в чистом кислороде.

Для демонстрации восстановительных свойств неметаллов по отношению к сложным веществам можно провести реакцию водорода с оксидом меди(II). В лапке штатива наклонно закрепляют пробирку с небольшим количеством порошка оксида меди(II) и нагревают в том месте, где находится вещество. Водород из аппарата Кирюшкина предварительно проверяют на чистоту, а затем направляют ток газа на нагретый порошок оксида меди(II). На поверхности оксида появляется красный цвет металла, а на стенках пробирки — тонкий налёт металлической меди и капельки воды. Проведение опыта, который называется получением медного зеркала, требует определенного навыка, однако даже покраснение черного оксида и образование капелек воды уже свидетельствуют о протекании реакции.

Более эффектно выглядит опыт, отражающий восстановительные свойства фосфора в реакции с бертолетовой солью (хлоратом калия).

Так в детстве мальчишки стреляли пистонами их игрушечных пистолетиков (учителю можно продемонстрировать выстрел пистолета). Заряд пистона — смесь фосфора с бертолетовой солью.

Раздается сильный взрыв – выделение энергии в результате ОВР:



11. Общая характеристика элементов VIIA-группы — галогенов

Целью урока является формирование умения характеризовать на основании положения в периодической системе Д. И. Менделеева строение, физические и химические свойства, получение и применение галогенов в плане общего, особенного и единичного; устанавливать причинно-следственные связи между строением атома, химической связью, типом кристаллической решётки галогенов, их физическими и химическими свойствами.

При рассмотрении данного вопроса учитель может возобновить практику прогнозирования свойств химических элементов и их соединений на основании положения в периодической системе Д. И. Менделеева и строения атома (табл. 1).

Таблица 1

Прогнозирование свойств элементов VIIA-группы на основании положения в периодической системе Д.И. Менделеева

| Положение в периодической системе Д.И. Менделеева | Строение атома | Ожидаемые свойства и закономерности |
|---|--|--|
| Расположены в главной подгруппе VII группы периодической системы VII-A группы). | На внешнем энергетическом уровне содержат семь электронов. | 1. Типичные неметаллы (легче присоединить 1 электрон, чем отдать 7 для завершения внешнего уровня). 2. Максимальная степень окисления +7. |

| | | |
|--------------------------------------|--|--|
| | | 3. Формула высшего оксида $\text{Э}_2\text{O}_7$. 4. Формула гидроксида HЭO_4 , проявляет кислотные свойства. 5. Летучие водородные соединения НЭ. |
| Находятся в периодах со 2-го по 7-й. | От фтора к иоду увеличивается число электронных слоев. | 1. С ростом порядкового номера растет радиус атомов галогенов. 2. Неметаллические свойства с увеличением радиуса атома ослабевают. |

Некоторые свойства галогенов учащиеся могут предположить ошибочно (например, высшую степень окисления фтора +7, формулы оксида и гидроксида в высшей степени окисления), а некоторые — не спрогнозировать совсем (например, промежуточные степени окисления атомов галогенов). Рекомендуется принимать все высказывания, не противоречащие здравому смыслу, а затем при более подробном рассмотрении свойств отклонять с пояснениями неверные предположения и дополнять пропущенные факты. Так следует поступить с пунктами 2—4 правой колонки таблицы.

Характеризуя физические свойства простых веществ галогенов, учитель ещё раз обращает внимание, что существуют в они в виде двухатомных молекул с ковалентной неполярной связью между атомами. Как можно заметить, с увеличением молекулярной массы галогенов температуры плавления и кипения повышаются (табл. 2).

Таблица 2

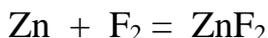
Физические свойства галогенов и энергия связи в молекулах

| Галоген | Агрегатное состояние | Цвет | Запах | Температура плавления, °С | Температура кипения, °С |
|---------|--|--|----------------------|---------------------------|-------------------------|
| Фтор | Газ, не сжижается при обычной температуре | Светло-желтый | Резкий, раздражающий | -220 | -188 |
| Хлор | Газ, сжижающийся при обычной температуре под давлением | Желто-зеленый | Резкий, удушливый | -101 | -34 |
| Бром | Жидкость | Буровато-коричневый | Резкий, зловонный | -7 | 58 |
| Иод | Твердое вещество | Черно-фиолетовый, с металлическим блеском, | Резкий | 114 | 186 |

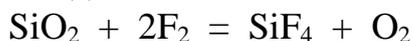
Окислительные свойства галогенов отчетливо проявляются, в первую очередь, при взаимодействии с металлами и с водородом.

Так, фтор уже при обычных условиях реагирует с большинством металлов, а при нагревании – и с серебром, и с золотом, и с платиной.

Алюминий и цинк в атмосфере фтора воспламеняются:

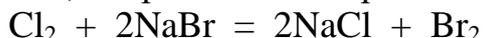


Фтор, будучи самым сильным окислителем, окисляет все элементы как в составе простых веществ, так и в соединениях. Именно поэтому фтор не проявляет в соединениях положительных степеней окисления.

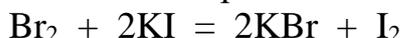


Об уменьшении окислительных и увеличении восстановительных свойств галогенов от фтора к иоду можно судить и по их способности вытеснять друг друга из растворов солей.

Так, хлор вытесняет бром и иод из растворов их солей:



Свободный бром вытесняет иод из солей:



Учитель обращает внимание учащихся, что для фтора эта реакция не характерна, т. к. она протекает в растворе, а фтор взаимодействует с водой, вытесняя из неё кислород и даже соединяясь с ним во фториды OF_2 , O_2F_2 .

В предпрофильных классах рекомендуем подробнее рассмотреть взаимодействие галогенов со щелочами, например, хлора с раствором гидроксида натрия. Эта реакция интересна с нескольких точек зрения.

Во-первых, состав продуктов реакции зависит от условий ее проведения. При комнатной температуре образуется смесь солей – хлорида и гипохлорита натрия:

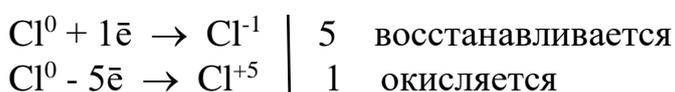


При нагревании окисление одного из атомов хлора протекает более глубоко, до степени окисления +5. Наряду с хлоридом образуется хлорат натрия:



Во-вторых, перед нами особая разновидность окислительно-восстановительных реакций. Атомы одного и того же химического элемента и повышают, и понижают свою степен окисления, т. е. степени окисления «разъезжаются» в разные стороны. Такие ОВР называются реакциями **диспропорционирования** (или дисмутации).

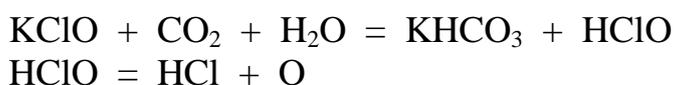
В-третьих, при расстановке коэффициентов в реакциях диспропорционирования методом электронного баланса есть своя особенность: в уравнение баланса следует брать столько атомов, сколько их в веществах в правой части схемы. Перед этими же веществами и ставят найденные коэффициенты, а затем уравнивают данный элемент в левой части.



Cl_2 – окислитель и восстановитель, реакция диспропорционирования

Итоговое уравнение реакции приведено выше.

В-четвертых, реакция галогенов со щелочами имеет практическое применение. Впервые ее провел французский Клод Луи Бертолле, первым получивший молекулярный хлор. Вскоре было обнаружено, что раствор хлора в гидроксиде калия отбеливает ткани. В местечке Жавель близ Парижа была построена фабрика по производству этого отбеливающего средства, названного Жавелевой водой. Ее действие основано на том, что гипохлорит калия является довольно сильным окислителем и разрушает органические красители. Кроме того, при взаимодействии гипохлорита калия с углекислым газом воздуха образуется хлорноватистая кислота, обладающая теми же свойствами за счет медленного разложения с выделением атомарного кислорода:



Можно ли заменить гидроксид калия на гидроксид натрия? Конечно, можно, ведь это первая мысль, которая пришла в голову производителям жавелевой воды. Новая «вода» получила название лабарраковой. Химический секрет того времени не утратил своего значения и в наши дни. Многие хозяйки пользуются в быту отбеливающим и чистящим средством «Белизна», основу которого составляет гипохлорит натрия.

А какую ещё щелочь можно взять в реакцию с хлором? Конечно, значительно более дешевую гашеную известь – гидроксид кальция:



В результате получают весьма полезный продукт — отбеливающее и дезинфицирующее средство под названием хлорная известь или просто хлорка. В 1799 г. это открытие сделал английский химик и предприниматель Чарльз Теннант.

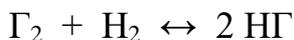
Рассказывая об областях применения галогенов, в частности, хлора в промышленности, не забудьте осветить «вторую сторону медали» - чрезвычайную токсичность этого газа.

Хлор прочно утвердился в сознании человечества как отравляющее вещество с 22 апреля 1915 г., когда немцы провели против англо-французских войск первую в истории войн газовую атаку. На участке фронта к северо-востоку от Ипра были одновременно открыты 6000 баллонов хлора. Хлор поразил 15000 человек, причем примерно 5000 – насмерть. А через два года, 12 июля 1917 г., тоже в районе Ипра было впервые применено производное хлора – дихлордиэтилсульфид, названное впоследствии ипритом.

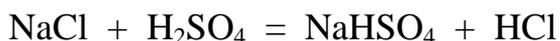
12. Соединения галогенов

Цель урока — познакомить учащихся с наиболее важными соединениями галогенов — галогеноводородными кислотами и солями этих кислот.

Все галогеноводороды могут быть получены синтезом из простых веществ, однако для иодоводорода этот способ скорее теоретический из-за обратимости реакции:

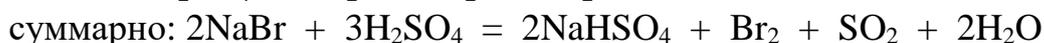
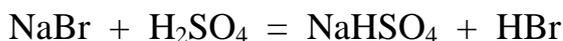


В лабораторных условиях для получения хлороводорода применяется реакция обмена между кристаллическим хлоридом натрия и концентрированной серной кислотой.

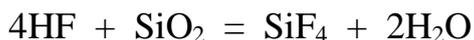


Эта реакция показательна с позиций различия между реакциями ионного обмена и реакциями обмена, протекающими без растворителя. В растворе данная реакция не протекает, поскольку ни одно из условий принципа Бертолле не выполняется: оба продукта являются растворимыми в воде сильными электролитами. В отсутствие же воды кристаллическая соль реагирует с концентрированной кислотой, хлороводород выделяется в виде газа.

Следующий материал учитель объясняет в предпрофильных классах. Он подчёркивает, что аналогичную реакцию для получения бромоводорода и иодоводорода не используют, поскольку, будучи сильными восстановителями, эти вещества окисляются концентрированной серной кислотой:



В заключение этого этапа урока, учитель отмечает необычное химическое свойство фтороводорода – взаимодействие с кислотным оксидом кремния(IV):



Поскольку оксид кремния(IV) входит в состав стекла, фтороводород разъедает его поверхность, делая непрозрачным. Такой процесс называют травлением стекла.

Учащиеся вспоминают, что водные растворы галогеноводородов являются одноосновными, бескилородными кислотами. Фтороводородная (плавиковая) кислота является кислотой средней силы (в уравнениях реакций ионного обмена ее записывают в молекулярном виде), а остальные галогеноводородные кислоты – сильные электролиты.

Далее учитель переходит к характеристике важнейших солей.

Среди солей соляной кислоты наиболее широко применяются следующие хлориды.

На этом этапе урока хорошо отрабатывается логическое звено «свойства соли → её применение».

Хлорид натрия (другие названия: каменная соль, поваренная соль, галит) является приправой к пище, служит сырьем для получения гидроксида натрия,

хлора, соляной кислоты, соды и др., используется для консервирования пищевых продуктов.

Хлорид калия – ценное калийное удобрение.

Хлорид цинка используют для пропитки древесины с целью предохранения от гниения. Применяют также при паянии для смачивания поверхности металла (устраняет пленку оксида, и припой хорошо пристает к металлу).

Хлорид бария – ядовитое вещество, используется для борьбы с вредителями сельского хозяйства (свекловичным долгоносиком, луговым мотыльком и др.)

Хлорид кальция (безводный) широко применяется для осушки газов (при этом образуется кристаллогидрат $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) и в медицине.

Хлорид алюминия (безводный) часто используется в органическом синтезе в качестве катализатора.

Хлорид аммония – азотное удобрение, применяется также при паянии.

Учителю необходимо выбрать время для решения нового типа расчетных задач – с участием веществ, содержащих примеси. Возможно использовать для этого данный урок, не перегруженный новым материалом.

Понятие «доля» часто используется на начальном этапе изучения химии. Это массовая доля элемента в сложном веществе, массовая доля воды или безводного вещества в кристаллогидратах, массовая доля вещества в растворе, массовая (объемная) доля примесей. Хорошо, если ребята усвоят, что любая доля – это отношение части к целому, меньшего к большему. Это избавит от сомнений, например, в определении массовой доли вещества в растворе как отношения массы вещества к массе раствора, а не наоборот.

По физическому смыслу содержание чистого вещества в образце с примесями и содержание вещества в растворе достаточно схожи. Но во избежание путаницы в понимании химической сущности можно ввести особую терминологию. Вещество, содержащее посторонние примеси, называют «образцом» или «техническим образцом». Соответственно вводится понятие «масса образца», как сумма масс чистого вещества и примесей:

$$m(\text{образца}) = m(\text{вещества}) + m(\text{примесей}).$$

Тогда математическое выражение для массовой доли чистого вещества в образце принимает вид:

$$w(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{образца})} \cdot 100\%$$

Массовая доля примесей – это, соответственно, отношение массы примесей к массе всего образца:

$$w(\text{примесей}) = \frac{m(\text{примесей})}{m(\text{образца})} \cdot 100\%$$

При записи данных в задачах такого типа очень важно различать массу образца и массу вещества. Например, фраза «100 г серы, содержащей 2% приме-

сей», переносится в условие как $m(\text{образца}) = 100 \text{ г}$, а не $m(S) = 100 \text{ г}$. И далее $w(\text{примесей}) = 2\%$. Очевидно, что сумма массовых долей примесей и основного вещества равна 100%.

$$w(\text{вещества}) + w(\text{примесей}) = 100\%$$

При этом нужно обратить запомнить два правила.

1. Если в условии задачи на примеси дана масса исходного реагента, то это масса образца, а не чистого вещества.

2. В уравнении реакции над подчеркнутой формулой реагента следует надписывать массу чистого вещества, а не массу образца.

Пример 1

Какая масса кристаллогидрата хлорида магния $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ содержится в 3 т природного бишофита, содержащего 6% примесей?

Дано:

$$m(\text{образца}) = 3 \text{ т}$$

$$w(\text{примесей}) = 6\%$$

$$m(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) - ?$$

1. Найдем массовую долю хлорида магния шестиводного в бишофите.

$$w(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 100\% - w(\text{примесей}) = 100\% - 6\% = 94\%$$

2. Вычислим массу кристаллогидрата хлорида магния в бишофите.

$$w(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})}{m(\text{образца})} \cdot 100\%$$

$$m(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{образца}) \cdot w(\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O})}{100\%} = 3 \text{ т} \cdot 0,94 = 2,82 \text{ т}$$

Ответ: 2,82 т

Пример 2

Какой объем соляной кислоты с массовой долей HCl 20% ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$) потребуется для растворения 42,5 г оксида алюминия, содержащего 4% нерастворимых в кислоте примесей?

Дано:

$$w(\text{HCl}) = 20\%$$

$$\rho(\text{р-ра}) = 1,1 \text{ г/мл}$$

$$m(\text{образца}) = 42,5 \text{ г}$$

$$w(\text{примесей}) = 4\%$$

$$V(\text{р-ра}) - ?$$

Решение

1. Вычислим массу примесей в оксиде алюминия:

$$m(\text{примесей}) = \frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot w(\text{примесей})}{100\%} = \frac{42,5\text{г} \cdot 4\%}{100\%} = 1,7\text{г}$$

2. Найдем массу чистого оксида алюминия:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3)_{\text{чист.}} = m(\text{Al}_2\text{O}_3) - m(\text{примесей}) = 42,5\text{г} - 1,7\text{г} = 40,8\text{г}$$

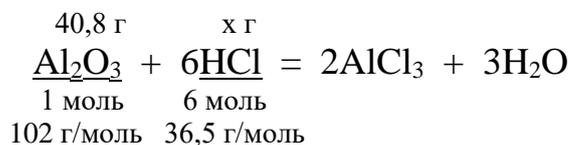
Ещё проще вначале определить w (чистого вещества) в образце:

$$100\% - 20\% = 80\%$$

Далее рассчитать массу чистого оксида алюминия:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3)_{\text{чист.}} = 42,5\text{ г} \cdot 0,8 = 40,8\text{ г}$$

3. Запишем уравнение реакции



4. Найдем количество вещества оксида алюминия:

$$\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) = \frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3)}{M(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{40,8\text{г}}{102\text{ г/моль}} = 0,4\text{ моль}$$

5. Найдем количество вещества хлороводорода:

$$\frac{\nu(\text{HCl})}{\nu(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{6}{1}, \text{ следовательно}$$

$$\nu(\text{HCl}) = \frac{\nu(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot 6}{1} = 0,4\text{ моль} \cdot 6 = 2,4\text{ моль}$$

6. Вычислим массу прореагировавшего хлороводорода:

$$m(\text{HCl}) = \nu(\text{HCl}) \cdot M(\text{HCl}) = 2,4\text{ моль} \cdot 36,5\text{ г/моль} = 87,6\text{г}$$

7. Найдем массу соляной кислоты:

$$m_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{w(\text{HCl})} \cdot 100\% = \frac{87,6\text{г}}{20\%} \cdot 100\% = 438\text{г}$$

8. Найдем объем соляной кислоты:

$$V_{\text{р-ра}}(\text{HCl}) = \frac{m_{\text{р-ра}}(\text{HCl})}{\rho_{\text{р-ра}}(\text{HCl})} = \frac{438\text{г}}{1,1\text{ г/мл}} = 398,2\text{мл}$$

Ответ: 398,2мл.

13. Халькогены. Сера

Уроки, посвящённые общей характеристике элементов какой-либо группы структурно идентичны и преследуют *цель отработки навыка анализа строения атома, прогнозирования свойств химических элементов, простых и сложных веществ, образованных ими, на основании положения в периодической системе и общности строения электронной оболочки.*

Учащиеся обладают уже достаточно обширными познаниями о кислороде из курса химии 8 класса. Учитель может начать урок с актуализации этих знаний.

Характеризуя типичные степени окисления атомов элементов VIA-группы необходимо отметить, что фтор и кислород выпадают из общего правила и не проявляют степени окисления +6. Фтор как самый электроотрицательный элемент вообще не образует соединений с положительными степенями окисления, кислород же в соединениях со фтором проявляет степени окисления +1 и +2.

Для остальных элементов группы характерны как отрицательная (-2), так и положительные степени окисления (+4, +6). Однако известны соединения халькогенов со степенями окисления -1, +2 и др.

В ходе последующей беседы, учащиеся подчёркивают, что кислород — это самый распространённый элемент на Земле. Его содержание в атмосфере составляет 20,95% по объёму и 23,15% по массе. Учитель отмечает, что известно около 1400 минералов, также содержащих кислород. Свободный кислород атмосферы — это результат деятельности зеленых растений, поставляющих его в результате реакции фотосинтеза.

Кислород входит в состав белков, жиров и углеводов, т.е. веществ, образующих живые организмы. На его долю приходится до 85% массы тела растений и животных.

С целью повторения материала об аллотропии кислорода учитель задает учащимся несколько вопросов:

- что такое аллотропия?
- какие аллотропные модификации кислорода вы знаете?
- каков состав молекул кислорода и озона?
- чем отличаются свойства озона от свойств кислорода?

Следующий материал учитель предлагает учащимся оформить в виде таблицы «Сравнение аллотропных модификаций кислорода»

Обе модификации являются газами, но, если кислород – это газ без цвета, запаха и вкуса, плохо растворимый в воде, то озон – синий газ с резким запахом и почти в 10 раз лучше кислорода растворяется в воде.

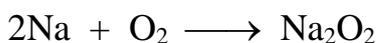
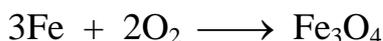
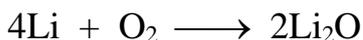
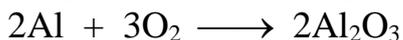
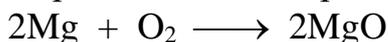
Кислород превращается в синюю жидкость при температуре -183°C, а озон - в фиолетовую жидкость при более высокой температуре -112°C. Твердый кислород — это молекулярные кристаллы синего цвета, а твердый озон – кристаллы черного цвета. Озон, в отличие от кислорода, бактериоциден и задерживает УФ-лучи. Озон, содержащийся в верхних

слоях атмосферы («озоновый экран»), защищает все живое на Земле от губительного ультрафиолетового излучения.

Кислород вступает в реакции почти со всеми простыми веществами, кроме благородных газов, платиновых металлов, золота, галогенов.

Во всех реакциях с простыми веществами (кроме фтора) кислород проявляет **окислительные свойства**.

1. С металлами кислород образует нормальные и смешанные оксиды, а также пероксиды и надпероксиды:



(Две последние реакции рассматриваются с сильными классами).

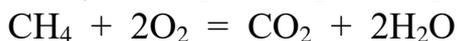
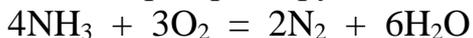
2. С неметаллами кислород образует оксиды в максимальной или промежуточной степенях окисления:



3. Оксиды элементов с меньшей степенью окисления под действием кислорода превращаются в оксиды с большей степенью окисления:



4. Кислород реагирует со сложными веществами:



Восстановительные свойства кислород проявляет только в реакциях со фтором:



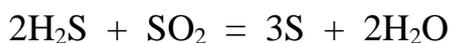
Применение кислорода рассматривается в связке «свойства → применение».

Кислород применяют в металлургии для интенсификации доменных и сталеплавильных процессов, при выплавке цветных металлов в шахтных печах, как окислитель во многих химических производствах, для резки и сварки металлов, для жизнеобеспечения экипажей подводных лодок и космических кораблей, на больших высотах и подводном плавании, в медицине (для приготовления кислородных водяных и воздушных ванн, для вдыхания больными из кислородных подушек); жидкий кислород используется в качестве окислителя ракетного топлива.

Кислород хорошо известен учащимся из курса 8-го класса в отличие от серы. Поэтому основное внимание на уроке посвящается сере.

Учитель подчёркивает, что в природе сера встречается в трёх формах: самородная, сульфидная (CuS (медный блеск), CuFeS₂ (халькопирит или медный колчедан), PbS (свинцовый блеск), ZnS (цинковая обманка), HgS (киноварь)) и сульфатная сера (CaSO₄ · 2H₂O (гипс), 2CaSO₄ · H₂O (алебастр), Na₂SO₄ · 10H₂O (глауберова соль), MgSO₄ · 7H₂O (горькая соль)).

Основное количество серы в промышленности серу получают выплавкой ее из самородных месторождений. Кроме того, в результате промышленной переработки нефти образуется большое количество сероводорода, который окисляют оксидом серы (IV) и получают пригодную для дальнейшего использования серу:



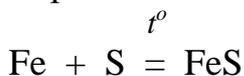
Аллотропия серы — это материал для учащихся предпрофильных классов.

*Сера образует три аллотропных видоизменения. Кристаллическая сера бывает **моноклинной** (лимонно-желтые кристаллы игольчатой формы) и **ромбической** (кристаллы желтого цвета, построены из восьмиатомных циклических молекул S₈, имеющих форму короны).*

*Если расплавленную серу влить в холодную воду, то образуется еще одна аллотропная модификация – **пластическая сера**, молекулы которой представляют длинные полимерные цепочки.*

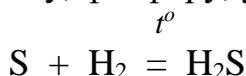
Далее учитель в ходе беседы характеризует ОВР серы.

Сера является **окислителем** по отношению, в первую очередь, к металлам:

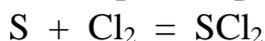


Последнюю реакцию используют для демеркуризации – связывания разлитой ртути.

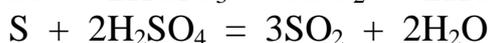
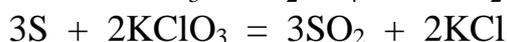
Из неметаллов сера проявляет окислительные свойства по отношению к водороду, фосфору, углероду, например:



Восстановительные свойства сера проявляет с простыми веществами, образованными неметаллами с большим значением электроотрицательности – кислородом и галогенами (кроме иода), например:



Сера является восстановителем и по отношению к сложным веществам-окислителям:



Три последних уравнения реакции рекомендуется разобрать с позиций процессов окисления-восстановления.

14. Сероводород и сульфиды

Рассмотрение свойств соединений элементов VIA- и VA-групп проводится по два урока. На первом изучаются соединения элементов в минимальной степени окисления, на втором – в положительных степенях окисления.

Целью данного урока является *изучение свойств сероводорода, сероводородной кислоты и ее солей.*

Урок можно начать с реализации межпредметных связей химии и географии.

Сероводород содержится в вулканических газах и постоянно образуется на дне Черного моря. До его верхних слоев сероводород не доходит, т.к. на глубине 150 м взаимодействует с проникающим из атмосферы кислородом, которым окисляется до серы.

Сероводород образуется при гниении белка, поэтому тухлые яйца пахнут сероводородом.

Учитель подчёркивает, что сероводород, как и множество других веществ, сочетает в себе прямо противоположные свойства – пользу для здоровья и высокую токсичность. С одной стороны, сероводородные ванны используют в медицине для лечения заболеваний опорно-двигательного аппарата, кожи, сердечно-сосудистых нарушений. В растворенном виде сероводород содержится в некоторых минеральных водах, в первую очередь – кавказских: Серноводска, Мацесты, Пятигорска. С другой стороны, сероводород очень ядовит, вызывает отравления даже при незначительном содержании в воздухе (около 0,01%). Этот газ тем более опасен, что он может накапливаться в организме. Сероводород соединяется с железом гемоглобина крови, что может привести к обморочному состоянию и смерти от кислородного голодания. Первая помощь при сероводородном отравлении – это свежий воздух.

Следующий материал можно использовать для реализации межпредметных связей с биологией (для предпрофильных классов).

Выработка сероводорода осуществляется в разных клетках нашего организма. По утверждению специалистов, важную роль это вещество выполняет в сердечно-сосудистой системе. Она осуществляет регуляторное действие в артериях, участвуя в регуляции давления. Несмотря на токсичность, сероводород в ограниченных дозировках также борется с многочисленными патологическими процессами. Его дефицит приводит к необратимым физиологическим последствиям, вызывая заболевание Альцгеймера (потерю памяти). Сероводород, влияние на организм которого хорошо изучено, обладает бактерицидными, противовоспалительными и ранозаживляющими свойствами. Сульфидные ванны разной крепости способствуют укреплению защитных сил, оказывают анестезирующее дей-

ствие. Их терапевтическая сфера довольно обширна. Несколько таких процедур значительно улучшают обмен веществ и очищают от накопившихся шлаков. Под его воздействием восстанавливается психоэмоциональное состояние, исчезают беспочвенные страхи, приходит в норму давление.

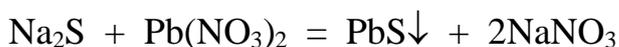
Положительный эффект ванны оказывают в первую очередь на коронарный кровоток и опорно-двигательный аппарат. После 2-минутного соприкосновения с газообразным сероводородом наблюдается интенсивное покраснение кожи: расширяются капиллярные петли, улучшается циркуляция крови. Восстанавливается подвижность в больных конечностях.

Сульфидные процедуры проводятся в дерматологии при псориазе, экземах разной этиологии, дерматите и прочих заболеваниях. Однако следует помнить о токсичности – высокие концентрации отрицательно влияют на здоровье, усугубляя проблемы.

Можно много говорить о пользе сероводородных ванн, но не стоит забывать о высокой токсичности H_2S . Это очень опасный газ, который оказывает раздражающее действие на дыхательный аппарат. Негативное влияние на организм человека наблюдается при содержании в воздухе 0,1% этого вещества. За считанные минуты наступает удушье, блокируются обонятельные рецепторы. При более высокой концентрации наступает смерть.

При характеристике сульфидов важно повторить тему «Гидролиз солей». В уравнениях химических реакций используйте формулы сульфида калия K_2S и сульфида алюминия Al_2S_3 . По поводу гидролиза первой соли совместно с классом сформируйте ответы на вопросы: соль подвергается гидролизу, гидролиз обратимый, протекает по аниону, реакция среды щелочная, окраска фенолфталеина малиновая. Относительно гидролиза второй соли: соль подвергается гидролизу, гидролиз необратимый, приводит к разложению соли на гидроксид алюминия и сероводород.

При наличии реактивов демонстрируется качественная реакция на сульфиды с раствором нитрата свинца:



В результате выпадает черный осадок сульфида свинца.

В программе дополнительных вступительных испытаний в МГУ им. М.В. Ломоносова и других вузов мирового уровня есть вопрос о полисульфидах. Возможно, в 9 классе об этих соединениях говорить рано. Однако учащимся, всерьез интересующимся химией, на внеклассных занятиях или в рамках индивидуальной работы можно дать следующую информацию.

Вам знакомы соединения кислорода, содержащие так называемый кислородный мостик – два атома кислорода, связанные между собой ковалентной неполярной связью $-O-O-$. Такие соединения называют пероксидами, кислород в них имеет степень окисления -1 . Оказывается, ме-

ра, как аналог кислорода по VIA-группе, способна образовывать сульфидные мостики еще в большей степени, чем кислород. Соединения такого строения называют полисульфидами. Число атомов серы в цепочке может достигать двух десятков, однако чаще всего колеблется от двух до восьми. Между атомами серы в полисульфидах ковалентная неполярная связь -S-S-. Суммарный заряд полисульфид-аниона -2, поэтому он способен удерживать два однозарядных катиона щелочного металла или один катион металла с зарядом +2.

Наиболее известными полисульфидами являются минерал пирит, имеющий формулу FeS_2 , полисульфид аммония $(NH_4)_2S_2$, полисульфид натрия Na_2S_8 . Один из способов получения полисульфидов – сплавление сульфида металла с серой:



Полисульфиды используют в кожевенной промышленности для удаления шерсти со шкур животных, для борьбы с вредителями растений в сельском хозяйстве, при воронении стали.

15. Кислородные соединения серы

Цель урока – обобщение данных о способах получения и свойствах оксидов серы, серной кислоты и ее солей, сравнение свойств концентрированной и разбавленной серной кислоты.

На любом уроке, включая данный, рекомендуем учителю 2-3 минуты посвящать ранее изученному материалу в формате блиц-опроса. Например, после записи на доске уравнения реакции получения сернистого газа, следует несколько вопросов:

- дайте классификацию реакции по всем известным признакам (реакция соединения, экзотермическая, гетерогенная, необратимая, некаталитическая);
- какой тип связи в молекуле SO_2 ? (ковалентная полярная);
- какой характер оксида? (кислотный);
- какой тип кристаллической решетки у кислорода в твердом состоянии? (молекулярная).

Много времени такой диалог не занимает, но позволяет постоянно воскрешать в памяти основные термины и понятия химии.

Основное внимание на уроке учитель уделяет свойствам серной кислоты.

Важно вспомнить правило разбавления концентрированной серной кислоты, отметить ее сильнейшие водоотнимающие и окислительные свойства, особенности взаимодействия с металлами, в том числе малоактивными.

Для учащихся, интересующихся химией, будет актуальным следующий материал.

Алхимики впервые получили серную кислоту из сульфата железа(II), который называли железным купоросом. Им удалось получить бесцветную маслообразную жидкость, которую назвали «купоросным маслом». Это и была сравнительно чистая серная кислота.

Серная кислота оказалась одной из самых сильных кислот, известных алхимикам. Она реагировала с большинством металлов, растворяла минералы, обугливала древесину, бумагу и ткани. Понятно, что попадание кислоты на кожу вызывает сильные химические ожоги. При работе с концентрированной серной кислотой соблюдают меры предосторожности: надевают резиновый фартук, перчатки, лицо защищают маской.

Концентрированная серная кислота очень гигроскопична, т.е. жадно поглощает влагу. Это свойство используют для осушки некоторых газов.

Серную кислоту применяют для получения солей, красителей, удобрений, взрывчатых веществ, лекарств, для очистки нефтепродуктов, травления металлов. Раствор серной кислоты в качестве электролита используется в свинцовых аккумуляторах.

Кстати, купоросами называют не только сульфат железа(II), точнее, кристаллогидрат этой соли $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, но и кристаллогидраты сульфатов некоторых других металлов: меди(II) (самый известный из купоросов $CuSO_4 \cdot 5H_2O$), цинка ($ZnSO_4 \cdot 7H_2O$), никеля ($NiSO_4 \cdot 7H_2O$) и некоторых других.

Соли серной кислоты проявляют все типичные свойства солей: взаимодействуют с растворами других солей, основаниями и кислотами, с металлами. Почти все средние соли этой кислоты образуют кристаллогидраты.

Материал для любознательных можно поместить для любознательных к уроку в электронном виде к уроку или дать в виде презентации.

Помимо купоросов существует еще одна специфическая группа солей серной кислоты, которая называется *квасцами*. Квасцы – это кристаллогидраты двойных сульфатов, содержащих в качестве катионов однозарядные ионы щелочных металлов (Na^+ , K^+ , Rb^+ , Cs^+) или аммония, а также катионы металлов с зарядом $3+$ (Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+}), например:

$KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ – сульфат калия-алюминия, алюмокалиевые квасцы;

$NH_4Fe(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ – сульфат железа(III)-аммония, железоаммонийные квасцы.

Квасцы известны с глубокой древности. Их общее свойство – вязущий, жгучий вкус (вероятно, в древности не соблюдали запрет на «дегустацию» химических веществ). До сих пор квасцы используют в качестве протравы при крашении тканей и пряжи, как дубильное вещество при выделке шкур, в медицине в качестве прижигающего, кровоостанавливающего средства. Кстати, еще полвека назад мужчины использовали



Рис. 5. Квасцовый карандаш

квасцовый карандаш для остановки кровотечения от случайных порезов при бритье. Да и сейчас в интернете можно найти подобные изделия (рис. 5).

Как видно по приведенным формулам, квасцы – это кристаллогидраты. Удалить кристаллизационную воду можно обычным способом – прокаливанием соли. Безводные квасцы называют жжеными.

Наиболее широко применяются следующие соли серной кислоты, которые рассматриваются в плане «свойства → применение».

Сульфат натрия кристаллизуется из водных растворов в виде десятиводного гидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (глауберова соль). Она применяется в медицине в качестве слабительного, а безводный сульфат натрия – для производства соды и стекла.

Сульфат аммония – азотное удобрение, а *сульфат калия* – калийное удобрение.

Сульфат кальция в природе встречается в виде минерала гипса $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. При нагревании до 150°C он теряет часть воды и переходит в гидрат состава $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — алебастр. Алебастр при замешивании с водой в тестообразную массу через некоторое время снова затвердевает, превращаясь в гипс. Этот процесс широко используется в медицине и строительстве.

Сульфат магния содержится в морской воде, обуславливая ее горький вкус. Кристаллогидрат, называемый горькой солью, применяется как слабительное в медицине.

Сульфат бария также используют в медицине как рентгеноконтрастное вещество («баритовая каша»).

Купоросы. Раствор медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$) используют для протравливания семян и борьбы с виноградной филлоксерой. Как инсектицид применяют и железный купорос ($\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$), который используют также для приготовления чернил, минеральных красок и др. Цинковый купорос ($\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$) применяют для производства минеральных красок, в ситцепечатании и медицине.

16. Общая характеристика элементов VA-группы. Азот

Цель урока – закрепить навык характеристики свойств элементов главной подгруппы (VA-группы) на основании положения в периодической системе и строения атомов, установления черт сходства и различия, изучить физические, химические, биологические свойства азота.

Как и на предыдущих уроках, посвященных общей характеристике свойств элементов одной подгруппы, учитель акцентирует внимание ребят на сходство в строении атомов элементов VA-группы – наличии пяти валентных электронов на внешнем энергетическом уровне. Этот факт позволяет определить максимальную и минимальную степени окисления, общие формулы высшего оксида и летучего водородного соединения. С увеличением номера периода, в котором расположен элемент, растет радиус атома, что приводит к ослаблению не-

металлических свойств, окислительной способности, снижению электроотрицательности и, напротив, усилению свойств металлических. Сурьма – пограничный элемент, сочетающий свойства металла и неметалла, висмут же является металлом.

А следующий материал предназначен исключительно для учителя.

Любой химик наверняка сталкивался с тем, что абсолютных истин в химии не так много. Практически любая закономерность содержит исключения, любое утверждение ограничено верно. Не подлежит сомнению, что висмут – это металл. На предыдущих уроках учитель утверждал, что металлы летучих водородных соединений не образуют. А висмут образует! Его формула ожидаема: BiH_3 . Это очень ядовитый газ с высокой плотностью (в 7,3 раза тяжелее воздуха), чрезвычайно неустойчивый, однако его существование доказано. Тем не менее, давайте не будем говорить об этом девятиклассникам, иначе очередная закономерность, которую они уже знают, вызовет сомнения.

Учитель подчёркивает, что в литосфере на долю связанного азота приходится лишь 0,01%. Среди минералов наиболее известны селитры: чилийская NaNO_3 , индийская KNO_3 и норвежская $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Азот в виде различных соединений содержится в нефти (до 1,5% по массе) и каменном угле (до 2,5% по массе).

Учитель акцентирует внимание учащихся на биологической роли азота.

Азот – жизненно важный элемент. Все основные части клеток тканей организма построены из белковых молекул, в состав которых входит азот. Без белка нет жизни, а без азота нет белка. Человек получает белки из растительной и животной пищи, животные, в свою очередь, получают их также из растений. Следовательно, растения – один из источников пополнения азота, который поддерживает жизнь.

Содержание связанного азота в почве очень незначительно (до килограмма в тонне), к тому же большая часть его входит в состав органических соединений и недоступна для растения. Однако постепенно в результате деятельности бактерий органические соединения превращаются в минеральные – соли аммония или нитраты, которые и усваиваются растениями.

В животном организме содержится от 1 до 10% азота (по массе), а в шерсти и рогах – до 15%.

Большое значение в круговороте азота имеют особые бактерии, которые живут в клубеньках на корнях бобовых растений (клевера, гороха, вики, люпина). Их так и называют – «клубеньковыми». Эти бактерии работают как маленькие химические фабрики и превращают свободный атмосферный азот в соединения.

Связанным азотом почва пополняется также и во время грозных ливней: при этом из азота и кислорода и кислорода образуется вначале оксид азота(II), который под действием кислорода воздуха превращается в оксид азота(IV), а последний взаимодействует с водой (также в присутствии кислорода воздуха) и образует азотную кислоту. Эта кислота, попадая в почву, реагирует с находящимися

ся в ней соединениями натрия, калия, кальция, и дает селитры, столь необходимые растениям.

Дальнейший материал урока посвящен характеристике простого вещества азота.

Основная часть свободного азота приходится на атмосферу: 78,09% по объему или 65,6% по массе. Над каждым гектаром земной поверхности постоянно «висят» 8 тыс. тонн азота.

Этот материал основа для развития интереса к уроку.

Азот открыл в 1772 г шотландский химик, ботаник и врач Даниэль Резерфорд, однофамилец знаменитого Эрнеста Резерфорда. Он проводил эксперименты по сжиганию под стеклянным колпаком древесного угля, серы и фосфора. Продукты горения поглощались раствором щелочи. Резерфорд установил, что остающаяся после этого часть воздуха – это газ, в котором свеча не горит, а мышь гибнет. Это и был азот, основная составная часть атмосферы нашей планеты. Правда, Резерфорд называл газ «мефитическим воздухом».

Справедливости ради следует отметить, что раньше Д. Резерфорда аналогичные эксперименты по пропусканию воздуха через раскаленный уголь и поглощению углекислого газа щелочью проводил английский ученый Генри Кавендиш. Он также описал не поглощаемый щелочью остаток, однако не опубликовал свои результаты. Поэтому приоритет открытия азота приписывают Резерфорду.

Название «азот» (то есть безжизненный: от греч. а - отрицательная частица и зоэ - жизнь) предложил французский химик Антуан Лоран Лавуазье. Такое название, по мнению Лавуазье, должно было подчеркнуть свойства газообразного азота, который не пригоден для дыхания и не поддерживает горение. Однако быстро выяснилось, что “безжизненный” азот – это один из главных элементов жизни. Без участия соединений азота невозможно существование ни растений, ни животных. В живых организмах азот входит в состав таких важнейших органических веществ, как белки и нуклеиновые кислоты. В свою очередь, белки – это те вещества, из которых построено все живое на Земле, а нуклеиновые кислоты – это соединения, которые определяют наследственные признаки.

Соотечественник Лавуазье, химик Жан Шаталь в 1790 г. предложил переименовать азот в “нитроген” (образующий селитру). Это название используется во многих европейских странах, в частности, в Англии и Франции. От этого слова произошли названия многих соединений азота. В России ни один элемент не имел в XVIII-XIX веке столь многочисленных названий, как азот: нечистый газ, удушливый газ, огорюченный воздух, селитрород, гнилотвор, смертельный газ, нитроген и т.д. Однако именно название “азот” закрепилось в Российской химической литературе.

Характеризуя химические свойства азота, учитель отмечает его инертность. Низкая химическая активность азота как простого вещества объясняется

строением его молекулы. Она состоит из двух атомов, связанных тройной связью, и является очень прочной. Азот вступает в химические реакции только тогда, когда разрушается его молекула. Однако даже при 3300°C только одна молекула азота из тысячи распадается на атомы.

Огромные количества азота в промышленности получают разделением воздуха. Больше 75 % азота используют для синтеза аммиака, который служит исходным веществом в производстве удобрений, азотной кислоты, красителей, лекарственных препаратов, взрывчатых веществ. Газообразный азот применяется для создания инертной атмосферы при получении синтетических волокон, чистых металлов и сплавов. Жидкий азот нужен для создания низких температур.

Выдающиеся произведения живописи хранят в герметичных футлярах, заполненных азотом, чтобы предохранить краски от влаги и химически активных компонентов воздуха.

Важнейшим химическим продуктом, получаемым в промышленности на основе окислительных свойств азота – аммиак.

При рассмотрении реакции получения аммиака из азото-водородной смеси учитель повторяет с учащимися понятие обратимости химической реакции. В соответствии с примерной программой основного общего образования по химии в основной школе не изучаются факторы, влияющие на положение химического равновесия и его смещение. Однако в контексте объяснения технологии получения аммиака уместно отметить, что использование катализатора не влияет на положение равновесия, а лишь сокращает время его достижения.

17. Аммиак. Соли аммония

Соединениям азота в минимальной степени окисления – аммиаку и солям аммония – посвящен следующий урок, **цель** которого состоит в *закреплении навыка прогнозирования свойств вещества на основании его состава и строения, умения подбирать коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса и решать задачи на расчет по химическим уравнениям.*

В нашем курсе химии мы ставим во главу угла прогностический характер обучения, сущность которого состоит в самостоятельной формулировке учащимися гипотезы на основании анализа фактического материала, теоретических представления и известных закономерностей с последующим рассмотрением справедливости выдвинутой гипотезы, ее подтверждении или поиска причин ошибочности. Такой подход можно практиковать практически на любом химическом материале, формируя у учащихся способность самостоятельно рассуждать, анализировать факты, выдвигать идеи, корректировать ошибочные суждения. Очевидно, что знания, транслируемые учителем, самые недолговечные. Знания, подчерпнутые учащимися самостоятельно, более долгоживущие. А вот знания, рожденные в голове путем активной мыслительной деятельности, наибо-

лее ценны, долговечны и при необходимости могут быть сгенерированы тем же путем вновь.

Как это работает?

Учитель просит учащихся написать уже знакомую им формулу аммиака NH_3 .

- Сколько валентных электронов в атоме азота? (Пять).
- Сколько из них задействовано в образовании связей N – O? (Три).
- Напишите электронную формулу молекулы аммиака:

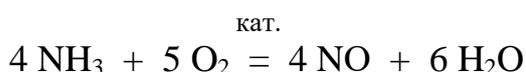
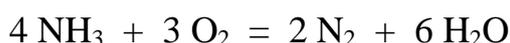
H : N : H

H

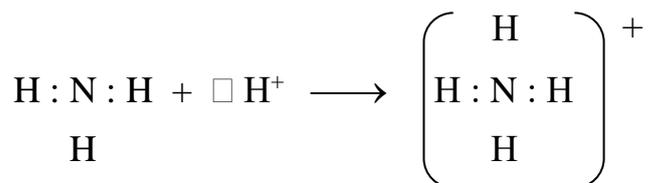
- Какова валентность атома азота в аммиаке? (Три).
- Какова степень окисления атома азота в аммиаке? (Минимальная, -3).
Далее следуют вопросы прогнозного характера.
- Какую функцию может выполнять аммиак в окислительно-восстановительных реакциях за счет атома азота? (Только восстановительную).
- Может ли атом азота образовать четвертую химическую связь? (Да).
- Каким образом? (За счёт неподелённой пары электронов).
- К какому типу относится предполагаемая связь? (Ковалентная).
- По какому механизму образуется эта гипотетическая связь? (По донорно-акцепторному).

И далее следует фактический материал, который подтверждает или опровергает выдвинутые предположения.

В химических реакциях аммиак чаще всего выполняет роль восстановителя (за счет атома азота в минимальной степени окисления):



Четвертую ковалентную химическую связь атом азота способен образовывать за счет неподелённой пары электронов по донорно-акцепторному механизму. В этом случае «партнером» для образования связи должна служить частица с вакантной орбиталью (акцептор), например, катион водорода:

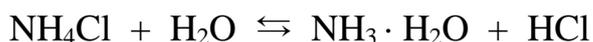


Второй этап изучения нового материала посвящен солям аммония.

Учитель поясняет, что многие соли аммония используют в качестве азотных удобрений. Растения способны усваивать азот только в связанном виде, то есть в виде ионов NH_4^+ или NO_3^- . Замечательный русский агрохимик Дмитрий Николаевич Прянишников выяснил, что если у растения есть выбор, то оно

предпочитает катионы аммония нитрат-аниону, поэтому использование солей аммония в качестве азотных удобрений особенно эффективно. Очень ценным азотным удобрением является нитрат аммония NH_4NO_3 , содержащий сразу оба питательных иона.

Хлорид аммония NH_4Cl используют при паянии, так как эта соль очищает поверхность металла от оксидов. Выясняя причину такого действия, есть возможность повторить гидролиз солей. Соли аммония гидролизуются по катиону. Поэтому, если это соль сильной кислоты, реакция среды кислотная:



Образующаяся в результате гидролиза соляная кислота растворяет оксидную пленку с поверхности металла, в результате припой прочно соединяется с ней. Образованию хлороводорода способствует не только гидролиз, но и термическое разложение соли на раскаленном жале паяльника.

Хлорид аммония раньше называли нашатырем по названию минерала, в состав которого эта соль входит. Однокоренное название нашатырный спирт – водный раствор аммиака.

Соли аммония, особенно соли слабых кислот, легко разлагаются при нагревании. На этом свойстве основано применение гидрокарбоната и карбоната аммония в кондитерском деле. При разложении соли образуют газы, разрыхляющие тесто и делающие его пышным, например:



Следующий материал учитель разбирает в предпрофильных классах.

В катионе аммония, как и в аммиаке, атом азота находится в минимальной степени окисления и проявляет восстановительные свойства. В том случае, если входящий в состав соли анион обладает окислительным действием, при нагревании протекает окислительно-восстановительная реакция. Особенность таких реакций состоит в том, что они являются внутримолекулярными, т.е. атом-окислитель и атом-восстановитель входят в состав одного и того же вещества. Классическим примером может служить дихромат аммония:



Аналогичным образом ведет себя при нагревании нитрат аммония:



Нитрат аммония в смеси с порошком алюминия используют в качестве взрывчатого вещества - аммонала, который применяется при разработке горных пород.

18. Кислородные соединения азота

На изучение материала параграфа отводится два урока. Целью первого урока является рассмотрение оксидов азота, азотистой кислоты и её солей, а второго — изучение способов получения и свойств азотной кислоты и нитратов.

Начать первый урок можно с повторения положительных степеней окисления, характерных для атома азота (от +1 до +5) и составлению формул оксидов в соответствующих степенях окисления. Графические и электронные формулы оксидов изображать не рекомендуем, поскольку их строение сложно, непонятно на данном этапе изучения химии и может быть дано только в 11 классе при углубленном изучении предмета. В доказательство этого тезиса предлагаем материал для учителя:

- в оксиде азота(I) только один из двух атомов азота связан с кислородом (поэтому его называют также оксидом диазота);
- кратность связи N-O в оксиде азота(II) больше двух (частично тройная);
- оксиды азота(II) и (IV) NO и NO₂ существует в равновесии с димерными формами N₂O₂ и N₂O₄;
- валентность, равную пяти, азот не проявляет (даже в оксиде азота(V)), в отличие от степени окисления +5.

Тем не менее, молекулярные формулы всех пяти оксидов корректны и их следует записать на доске. Отметим, что оксиды азота(I) и (II) относятся к несолеобразующим, оксиды азота(III) и (V) – солеобразующие, им соответствуют азотистая HNO₂ и азотная HNO₃ кислоты. Особняком стоит оксид азота(IV). Его также считают солеобразующим, хотя кислоты с атомом азота в степени окисления +4 не существует. Зато при растворении в щелочах оксид азота образует смесь солей сразу двух кислот – азотной и азотистой:

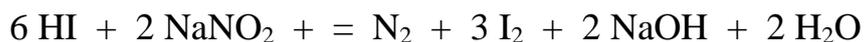


Реакцию следует разобрать с позиций окисления-восстановления и в очередной раз отметить, что это реакция диспропорционирования.

При характеристике солей азотистой кислоты обратите внимание ребят на тот факт, что в самой кислоте и ее солях атомы азота проявляют промежуточную степени окисления +3, следовательно, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Подтверждение этого тезиса на примерах рассматривается в предпрофильных классах.

Окислительные свойства нитритов выражены очень слабо и проявляются по отношению к сильным восстановителям, например иодоводороду:



При сильном нагревании кристаллический нитрит натрия разлагается. Это внутримолекулярная окислительно-восстановительная реакция, в которой азот N⁺³ также выступает в роли окислителя:



Эту реакцию еще в XVII в. использовал для регенерации воздуха в подводной лодке голландский химик, оптик и механик Корнелиус Дреббель (1572-1633).

К. Дреббель известен как создатель первой в мире действующей подводной лодки. Судно представляло собой деревянный каркас, обтянутый кожей. Одна из построенных изобретателем субмарин вмещала 16 гребцов, преодолевала расстояние в несколько десятков километров на глубине 4-5 м и могла находиться под водой несколько часов (рис. 6). Для того, чтобы пассажиры подлодки не задохнулись, Дреббель разлагал на борту нитрит натрия. Образующийся оксид натрия поглощал углекислый газ, а выделяющийся кислород поддерживал дыхание.



Рис. 6. Демонстрация подводной лодки Дреббеля на Темзе, 1620 г.

Восстановительные свойства нитритов выражены в большей степени, чем окислительные. Нитрит натрия легко обесцвечивает подкисленный раствор перманганата калия в кислой среде (демонстрационный эксперимент или лабораторный опыт):



Нитриты калия и натрия используются в качестве пищевых добавок с кодами E249 и E250 соответственно. Их добавляют главным образом в колбасы и мясные деликатесы как консерванты и фиксаторы цвета. Кроме того, соли азотистой кислоты обладают ярко выраженными антибактериальными свойствами и способны защитить продукт от возбудителей многих опасных болезней, например ботулизма. Так что несмотря на токсичность нитритов достойных заменителей им в качестве пищевых добавок пока не найдено.

Второй урок посвящается изучению способов получения и свойств азотной кислоты и ее солей.

Конечно, особое внимание уделяется необычному поведению азотной кислоты в реакциях с металлами и неметаллами. Как в случае разбавленной, так и концентрированной кислоты окислителем в реакциях выступают не катионы водорода, а нитрат-ионы, при этом атомы азота восстанавливаются со степени окисления +5 до более низких степеней окисления, включая -3.

Учащимся сдающим ОГЭ и в предпрофильных классах учитель предлагает общие принципы прогнозирования продукта восстановления азотной кислоты:

- чем ниже концентрация кислоты, тем в большей степени восстанавливаются атомы азота;
- чем активнее металл, тем сильнее восстанавливаются атомы азота;
- при комнатной температуре концентрированная азотная кислота не реагирует с алюминием, железом и хромом (пассивирует эти металлы);

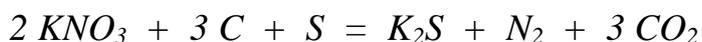
- с неметаллами, как правило, реагирует азотная кислота высокой концентрации и в качестве продукта образуется оксид азота(IV).
При характеристике свойств нитратов обратите внимание на:
- сильные окислительные свойства солей азотной кислоты, особенно при сплавлении в твердом состоянии;
- способность к разложению, зависящую от природы катиона (включите в рассмотрение и разложение нитрата аммония).

Нитраты щелочных, щелочноземельных металлов и аммония имеют общее название селитры. Наиболее известны, калийная, натриевая, аммиачная и кальциевая селитры. Термин берет свое начало от названия минералов, содержащих данные соли (чилийская селитра NaNO_3 , индийская селитра KNO_3).

Калийная селитра с давних времен использовалась для изготовления дымного (черного) пороха.

Порох был изобретён в Китае, где в виде смеси селитры, угля и серы был известен с X в. Сначала дымный порох использовали для увеселительных целей – устройства фейерверков и салютов. В дальнейшем изобретение стало использоваться для военных целей. Так, к 1259 г. относится описание китайцами одного из первых образцов оружия, использовавшего порох, — «копья яростного огня». От арабов знакомство с выработкой и употреблением пороха распространилось на всю Европу. Свыше пяти столетий дымный порох был во всём мире единственным метательным и взрывчатым веществом, широко применявшимся как в артиллерийских орудиях, так и в стрелковом оружии (ружьях, пистолетах).

Газы, образующиеся при сгорании пороха, примерно в 280 раз превышают по объёму количество сгоревшей смеси. Температура вспышки около 300°C. Химические процессы, происходящие при горении чёрного пороха, весьма сложны, так что реакцию его разложения в полном виде практически невозможно представить одной формулой. Тем не менее, очень приблизительно его горение происходит в соответствии с уравнением реакции



В заключение урока в качестве обобщения особых свойств азотной и серной кислот в реакциях с металлами и неметаллами можно использовать таблицу 3.

Таблица 3

Продукты взаимодействия простых веществ с азотной и серной кислотами

| | Mg | Al | Zn | Fe | Cr | Cu | P | S |
|---|--|--|--|---|---|--|---|---|
| HNO ₃ разбав- ленная | Mg(NO ₃) ₂ NH ₄ NO ₃ N ₂ | Al(NO ₃) ₃ NH ₄ NO ₃ N ₂ | Zn(NO ₃) ₂ NH ₄ NO ₃ N ₂ | Fe(NO ₃) ₃ N ₂ O | Cr(NO ₃) ₃ NO | Cu(NO ₃) ₂ NO | H ₃ PO ₄ NO | H ₂ SO ₄ NO |
| HNO ₃ конц. | Mg(NO ₃) ₂ N ₂ O | пасси- вирует | Zn(NO ₃) ₂ NO ₂ | пасси- вирует | пасси- вирует | Cu(NO ₃) ₂ NO ₂ | H ₃ PO ₄ NO ₂ | H ₂ SO ₄ NO ₂ |
| H ₂ SO ₄ разбав- | MgSO ₄ H ₂ | Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂ | ZnSO ₄ H ₂ | FeSO ₄ H ₂ | CrSO ₄ H ₂ | — | — | — |

| | | | | | | | | |
|---|---------------------------------------|---|--|---|---|--------------------------------------|---|-------------------------------------|
| ленная | | | | | | | | |
| H ₂ SO ₄ конц. нагрев | MgSO ₄ H ₂ S | Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂ S | ZnSO ₄ H ₂ S S | Fe ₂ (SO ₄) ₃ SO ₂ S | Cr ₂ (SO ₄) ₃ H ₂ | CuSO ₄ SO ₂ | H ₃ PO ₄ SO ₂ | SO ₂ H ₂ O |

19. Фосфор и его соединения

Весь учебный материал о свойствах фосфора и его соединений сконпонован в один параграф, рассчитанный на изучение в течение одного урока. **Цель урока** — *формирование умений характеризовать строение атома, аллотропию, физические и химические свойства, получение и применение фосфора; самостоятельно описывать свойства оксида фосфора(V) как кислотного оксида и свойства ортофосфорной кислоты; характеризовать получение, свойства и применение соей фосфорной кислоты, распознавать фосфат-ионы в растворе.*

Характеризуя строение атома фосфора, учитель просит найти черты сходства и различия в сравнении со строением атома азота. Черты сходства (пять электронов на внешнем энергетическом уровне) позволяют определить максимальную и минимальную степени окисления фосфора, формулы высшего оксида и летучего водородного соединения и констатировать факт, что фосфор и азот являются электронными аналогами. Черты различия (радиус атома) приводят к ослаблению неметаллических свойств фосфора по сравнению с азотом: уменьшению электроотрицательности, ослаблению кислотного характера высшего оксида и силы соответствующей кислоты.

Учитель должен избегать проведения параллели между свойствами химического элемента и свойствами простого вещества. Например, высокая электроотрицательность азота («третье место» среди химических элементов) отнюдь не равнозначно высокой химической активности простого вещества азота. Химическая активность фосфора, особенно одной из его аллотропных модификаций – белого – значительно выше. Такое различие связано со строением молекулы, природой химических связей между атомами.

Фосфор встречается в природе в только в виде соединений. Он образует около 190 минералов, важнейшими из которых являются фосфорит Ca₃(PO₄)₂, гидроксиапатит Ca₅(PO₄)₃OH, фторапатит Ca₅(PO₄)₃F.

Фосфор содержится во всех частях зеленых растений, но больше всего – в плодах и семенах. В организмах животных основное содержание его в костях, мышцах и нервной ткани. Богаты фосфором желтки куриных яиц. В виде фосфат-иона фосфор входит в состав нуклеотидов – структурных звеньев нуклеиновых кислот, а в виде гидрофосфат- и дигидрофосфат-ионов – в состав важнейшего энергетического вещества живых клеток – АТФ и других многочисленных органических соединений, которые принимают участие в реакциях фосфорилирования. Очевидно это и позволило академику А.Е. Ферсману назвать фосфор «элементом жизни и мысли».

Существует несколько аллотропных модификаций фосфора, из которых наиболее известны: белый, красный и черный фосфор.

Белый фосфор - воскообразное белое или светло-желтое вещество с отвратительным чесночным запахом, плохо растворим в воде, но хорошо – в сероуглероде или этиловом спирте. Белый фосфор светится в темноте, очень ядовит (0,1 г белого фосфора является смертельной дозой для человека), имеет молекулярную кристаллическую решетку и четырехатомные молекулы P₄.

Все знают, что белый фосфор светится в темноте. Не будем в сто первый раз упрекать А. Конан Дойля за «химические ошибки» в «Собаке Баскервилей», при необходимости вы без труда найдете массу интерпретаций на этот счет. При этом мы сами порой объясняем домочадцам, что светящийся в темноте в спальне элемент декора содержит фосфор...

Давайте лучше в первом приближении разберемся в различных «свечениях» в химии и физике.

Итак, белый фосфор светится в темноте. Можно ли назвать это явление фосфоресценцией? Нет!!! Это термин-ловушка.

Свечение вещества без теплового воздействия (т. е. не раскаленного до высоких температур) за счёт поглощения им энергии называется *люминесценцией*.

Выделение света может происходить при протекании химических реакций. Разновидностью люминесценции является *билюминесценция* – свечение живых организмов при протекании биохимических (чаще всего каталитических) процессов. Именно за счет протекания таких реакций происходит свечение светлячков, некоторых видов медуз, рыб, грибов, бактерий. Если же живой организм «не при чем», химическое свечение называют *хемилюминесценцией*. Белый фосфор в присутствии паров воды окисляется кислородом воздуха. Это реакция протекает с выделением энергии, в том числе в виде света. Фосфор хемилюминесцирует.

Бывает, что вещество светится не в результате химической реакции, а вследствие облучения электромагнитным излучением с другими длинами волн. Такое явление называют общим термином *фотолюминесценция*. Разновидностью фотолюминесценции является *флуоресценция*. На денежных купюрах имеется нанесенный флуоресцентными красками текст и рисунок. Если на банкноту направить ультрафиолетовый свет, то она рисунок начинает светиться. Вы не раз наблюдали такую процедуру в супермаркете или в банке. Понятно, что *рентгенофлуоресценция* – это свечение под действием возбуждающего рентгеновского (мощного, коротковолнового) излучения.

Бывает, что вещество поглощает световую энергию, накапливает её, и испускает свет в течение продолжительного времени уже после окончания облучения. Такое свечение называют *фосфоресценцией*. Каждый видел светящиеся в темноте статуэтки, наклейки, обои, брелоки, стрелки приборов. Эти изделия содержат в своём составе особые вещества. Днём при солнечном или искусственном освещении они поглощают, «запасают» световую энергию, а в темноте постепенно испускают свет. И ничего общего фосфоресцирующие вещества с ве-

ществом фосфором не имеют, кроме происхождения названия: *phosphorus* – *несущий свет, светоносный*.

Красный фосфор более устойчив, чем белый, представляет собой порошок от красного до фиолетового и тёмно-коричневого цвета. Имеет атомную кристаллическую решетку и является полимером слоистого строения. Он значительно уступает в активности белому фосфору, не ядовит, не светится в темноте, не растворяется в сероуглероде, воспламеняется при температуре около 250°C. Образуется из белого фосфора при длительном нагревании без доступа воздуха.

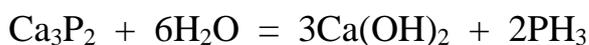
Черный фосфор образуется из белого или красного фосфора при нагревании под высоким давлением (около 12 тыс. атм). Это также полимер слоистой структуры черного-серого цвета, похожий на графит.

В обычных классах аллотропию фосфора достаточно свести к сравнению свойств красного и белого фосфора, которое оптимально дать в табличном варианте.

Изучение окислительных и восстановительных свойств фосфора рекомендуется построить аналогично рассмотрению других неметаллов. Среди немногочисленных окислительных свойств фосфора – взаимодействие с металлами с образованием фосфидов.

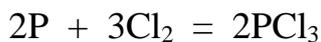


Образующиеся фосфиды легко разлагаются водой – гидролизуются:



Восстановительные свойства фосфора проявляются в его реакциях как с простыми веществами – неметаллами, образованными элементами с большим значением электроотрицательности, так и со сложными веществами-окислителями.

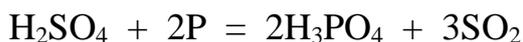
С галогенами фосфор образует галогениды(III) и (V), например:



При горении фосфора образуется оксид фосфора(V):



В качестве окислителя фосфора могут выступать концентрированные серная и азотная кислоты:



Уравнения этих реакций достаточно сложны, но уже упоминались на предшествующем уроке, посвященном изучению свойств азотной кислоты. Для того чтобы уравнения реакций лучше запомнились, рекомендуется подобрать коэффициенты методом электронного баланса для учащихся сдающих ОГЭ.

В предпрофильных классах и при наличии ресурса времени после рассмотрения свойств фосфорной кислоты и её солей можно заслушать небольшие со-

общения учащихся о минеральных удобрениях, их классификации и использовании в сельском хозяйстве.

Потребности сельскохозяйственных культур в питательных элементах удовлетворяются при внесении в почву удобрений. Недаром их образно называют витаминами полей.

Следующий материал предназначен, в первую очередь для сельских школ и элективного курса «Химия и сельское хозяйство».

По химическому составу удобрения делятся на неорганические, или минеральные, органические, органо-минеральные и бактериальные.

Минеральные удобрения – вещества неорганического происхождения. По действующему, питательному элементу минеральные удобрения подразделяются на макроудобрения: азотные, фосфорные, калийные и микроудобрения (борные, молибденовые и т. д.).

Для их производства используется природное сырье (фосфориты, селитры и др.), а также побочные продукты и отходы некоторых отраслей промышленности, например, сульфат аммония. Минеральные удобрения получают в промышленности или механической обработкой неорганического сырья, например, измельчением фосфоритов, или с помощью химических реакций.

Органические удобрения — вещества растительного и животного происхождения. В первую очередь, это навоз, торф, компосты, птичий помет, городские отходы и отбросы пищевых производств. Сюда относят и *зеленые удобрения* (растения люпин, бобы).

Внесенные в почву, эти удобрения под действием почвенных микроорганизмов разлагаются с образованием минеральных соединений азота, фосфора, калия и других питательных элементов.

Органо-минеральные удобрения содержат органические и минеральные вещества. Их получают путем обработки аммиаком и фосфорной кислотой органических веществ (торфа, сланцев, бурого угля и др.) или путем смешивания навоза или торфа с фосфорными удобрениями.

Бактериальные удобрения — препараты (азотобактерин, нитрагин почвенный), содержащие культуру микроорганизмов, поглощающих органические вещества почвы и удобрений и превращающих их в минеральные.

По агрохимическому воздействию минеральные удобрения разделяют на прямые и косвенные.

Прямые удобрения предназначаются для непосредственного питания растений. Они содержат азот, фосфор, калий, магний, серу, железо и микроэлементы (В, Мо, Сu, Zn). Подразделяются на простые и комплексные удобрения.

Простые удобрения содержат один элемент питания (азот, фосфор, калий, молибден и т. д.). Это

- азотные удобрения, которые различают по форме соединений азота (аммиачные, аммонийные, амидные и их сочетания);
- фосфорные удобрения, которые разделяют на растворимые в воде (простой суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaSO}_4$; двойной суперфосфат $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$) и

нерастворимые в ней (фосфоритная мука $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, малорастворимый преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и др., используемые на кислых почвах);

- калийные удобрения, которые разделяют на концентрированные (KCl , K_2CO_3 и др.) и сырые соли (сильвинит, каинит и др.);
- микроудобрения — вещества, содержащие микроэлементы (H_3BO_3 , молибдат аммония и др.).

Комплексные удобрения содержат не менее двух питательных элементов.

Косвенные удобрения применяют для химического, физического, микробиологического воздействия на почву с целью улучшения условий использования удобрений. Например, для нейтрализации кислотности почв применяют молотые известняки, доломит, гашеную известь, для мелиорации солонцов — гипс, для кислования почв — гидросульфит натрия.

Питательную ценность удобрений условились выражать через массовую долю в них азота N , оксида фосфора (P_2O_5) или оксида калия K_2O .

Значительную трудность для учащихся представляет нахождение питательной ценности фосфорных и калийных удобрений, поскольку она выражается не массовой долей соответствующего элемента (как для азотных удобрений), а массовой долей оксида — P_2O_5 или K_2O .

Пример 1

Каково содержание оксида фосфора(V) в преципитате $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

$$M_r(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 172$$

Поскольку в молекуле оксида фосфора(V) P_2O_5 два атома фосфора, а в формульной единице преципитата — один, одна молекула оксида соответствует двум формульным единицам кристаллогидрата.

$$w(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{M_r(\text{P}_2\text{O}_5)}{2 \cdot M_r(\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} \cdot 100\% = \frac{140}{2 \cdot 172} \cdot 100\% = 40,7\%$$

Аналогично рассчитывают массовую долю K_2O в калийном удобрении, например, KCl .

Пример 2

Определить питательную ценность калийного удобрения хлорид калия.

$$M_r(\text{KCl}) = 74,5$$

Поскольку в формуле оксида калия K_2O два атома калия, а в формульной единице хлорида калия — один, записываем соотношение:

$$w(\text{K}_2\text{O}) = \frac{M_r(\text{K}_2\text{O})}{2 \cdot M_r(\text{KCl})} \cdot 100\% = \frac{94}{2 \cdot 74,5} \cdot 100\% = 63,1\%$$

20. Общая характеристика элементов IVA-группы. Углерод

Цель урока — отработать умение характеризовать свойства элементов главной подгруппы (IVA-группы) на основании положения в периодической системе и строения атомов, находить черты сходства и различия, изучить аллотропные модификации углерода, его физические и химические свойства.

Учащиеся анализируют строение атома элементов IVA-группы, определяют число электронов на внешнем энергетическом уровне как черту сходства в строении атомов. Следуют прогностические заключения о максимальной и минимальной степенях окисления, формулах и характере высших оксидов, летучих водородных соединений.

С ростом номера периода растет радиус атома элементов, ослабевают неметаллические и усиливаются металлические свойства. Пограничное положение между металлами и неметаллами занимает германий. Иногда его называют не общепринятым термином полуметалл. Он обладает металлическим блеском, однако по электрической проводимости относится к полупроводникам. Образует летучие водородные соединения, в том числе GeH_4 (герман), но все они очень неустойчивы.

Материал об углероде в природе учитель даёт на базе внутри- (материал 8-го класса) и межпредметных связей с биологией и географией.

Углерод в природе встречается как в свободном виде – в форме двух своих модификаций – алмаз и графит, так и в виде соединений. Среди наиболее известных минералов следует отметить: кальцит — CaCO_3 и его разновидности (мел, мрамор, известняк), магнезит MgCO_3 , доломит $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ и, конечно же, знаменитый уральский самоцвет малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$.

Углерод — это основная часть каменного (до 99%) и бурого (до 72%) углей, а также торфа (до 57%). Он образует соединения, входящие в состав нефти и газа. Уже только перечисление последних полезных ископаемых показывает главенствующую роль углерода в мировой энергетике и транспорте.

Анонсируя тему «Органические вещества», учитель отмечает, что углерод – это элемент, который образует все органические вещества, среди которых – белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты и другие соединения – носители жизни на нашей планете.

Некоторые аллотропные формы углерода уже знакомы учащимся. Учитель обобщает эти сведения и в предпрофильных классах может расширить их упоминанием карбина и фуллерена, а также широко используемых углеродсодержащих материалов.

Алмаз — самое твердое, но достаточно хрупкое, прозрачное, оптически чрезвычайно активное вещество. Алмаз теплопроводен, но неэлектропроводен, очень тугоплавок (т. пл. 3500°C). Искусственно ограниченные алмазы называются бриллиантами. Однако алмаз – это материал не

только ювелиров, но, прежде всего, машиностроителей – изготовителей ценного бурового и режущего инструмента.

Графит – темно-серое, мягкое, жирное на ощупь электропроводное вещество. Графит очень тугоплавок, и по этому свойству он превосходит даже алмаз (т.пл. 4000°C).

Он имеет слоистое строение. Каждый слой состоит из плоских шестиугольных колец, в которых расстояние между атомами углерода равно 0,142 нм. А вот расстояние между слоями почти в 2,5 раза больше, чем длина связей в слоях и равна 0,335 нм.

Графит используют для изготовления огнеупорных тиглей, облицовки электролизных ванн, изготовления электродов и контактов, сердечников ядерных реакторов. Вам более известно его прозаическое применение — для изготовления грифелей карандашей.

Карбин — это черный порошок с плотностью, близкой к плотности графита (2 г/см³). Существует две разновидности карбина представляющих собой цепи типа ...-C≡C-C≡C-... и ...=C=C=C=C=...

Фуллерен – имеет состав C₆₀, C₇₀, C₈₀ и т.д. и молекулы в форме футбольного мяча, т.е. полого шара, поверхность которого образована пяти- и шестигранными углеродными кольцами, имеющими общие ребра. Это кристаллическое вещество черного цвета с металлическим блеском.

Вначале фуллерен (1990 г) был синтезирован из графита, а через 2 года его обнаружили и в природе.

Долгое время химики различали еще одну аллотропную модификацию углерода — аморфный углерод. Однако исследования его кристаллической структуры показало, что это тот же графит, только состоящий из более мелких и беспорядочно расположенных кристалликов. В зависимости от происхождения различают следующие сорта аморфного углерода.

Кокс — продукт сухой перегонки каменного угля. Он содержит до 97% чистого углерода и применяется в металлургии.

Сажа — продукт термического разложения углеводородов и, в первую очередь, метана. Она применяется для получения резины, черной краски, косметики.

Древесный уголь — пористый продукт длительного нагревания древесины без доступа воздуха. Обладает замечательным свойством **адсорбции**, т.е. способностью поглощать своей поверхностью газообразные или растворенные вещества. Для усиления этого свойства древесный уголь активизируют: очищают его поры горячим водяным паром. Активированный уголь используется в медицине (черные таблетки карболена), для изготовления противогозов, бытовых фильтров очистки воды, как адсорбент в производстве сахара и спирта.

Принцип изучения химических свойств углерода аналогичен таковому для серы, азота, фосфора. Исходя из положения углерода в периодической системе и относительной электроотрицательности, учащиеся самостоятельно могут прийти

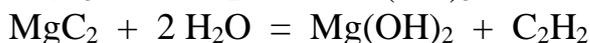
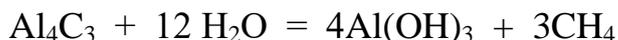
к выводу, что углерод может проявлять как восстановительные, так и окислительные свойства.

Окислительные свойства углерод проявляет в реакциях с металлами и водородом, а также с неметаллами, у которых значение электроотрицательности меньше, чем у углерода.

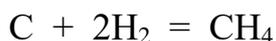
1. При нагревании с металлами углерод образует карбиды:



Не лишним будет сообщить учащимся, что некоторые карбиды подвергаются гидролизу, образуя при этом углеводороды – чаще всего метан или ацетилен:



2. Углерод взаимодействует с водородом, образуя метан при высоких температурах:



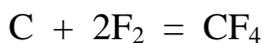
3. С кремнием углерод сплавляется в карборунд – карбид кремния:



Восстановительные свойства углерод проявляет в реакциях простыми веществами, образованными неметаллами с большим по сравнению с ним значением электроотрицательности (галогенами, кислородом, серой, азотом), а также с оксидами металлов, водой и другими окислителями.

1. Реакции с простыми веществами.

Аморфный углерод (но не алмаз) уже при комнатной температуре взаимодействует со фтором:



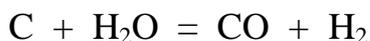
Углерод горит, образуя оксид углерода (IV):



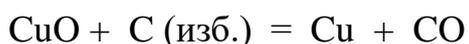
При высоких температурах углерод соединяется с серой в сероуглерод:



2. Если уровень познавательной способности учащихся в классе достаточно высокий, можно познакомить их с конверсией водяного пара на раскаленном углероде (газификация твердых топлив), поскольку образующийся водяной газ широко используется в качестве газообразного топлива, в синтезе углеводородов, метанола, а также является источником оксида углерода(II) и водорода:



3. Восстановительные свойства углерода применяются в пирометаллургии:



4. Углерод окисляют такие сильные окислители, как концентрированные азотная и серная кислоты:



Некоторые реакции с участием углерода целесообразно разобрать с позиции окислительно-восстановительных процессов.

21. Кислородные соединения углерода

Цель урока — обобщить знания учащихся об оксидах углерода, угольной кислоте и карбонатах; углубить знания о несолеобразующих и кислотных оксидах на примерах оксидов углерода(II) и (IV), дать представление о взаимопревращениях карбонатов и гидрокарбонатов металлов и роли этих превращений в природе.

При рассмотрении оксидов углерода важно обратить внимание на их основное различие: оксид углерода(II) – несолеобразующий, в то время как оксид углерода(IV) – кислотный. Этот факт оказывает решающее влияние на химические свойства оксидов.

Для оксида углерода(II) характерны восстановительные свойства, благодаря которым он находит широкое применение в качестве восстановителя в пирометаллургии.

Для оксида углерода(IV) практически важными являются его свойства как кислотного оксида.

Оба оксида рекомендуем рассматривать в плане сравнения их строения, физических, химических и биологических свойств. Такое сравнение (признаки сходства и различия) можно оформить в виде таблицы.

Оксид углерода(II) входит в состав вулканических газов, продукт неполного сгорания моторного топлива, загрязняет атмосферу городов. При отравлении им наступает кислородное голодание тканей, в особенности клеток центральной нервной системы.

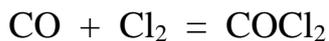
Оксид углерода(II) очень ядовит. Его молекулы присоединяются к атомам железа в гемоглобине крови и тем самым блокирует перенос кислорода в организме, вызывая сильное отравление и остановку дыхания. Поэтому тривиальное название оксид углерода(II) – угарный газ. Угарный газ быстрее проникает в организм, чем кислород, так как при одинаковой температуре средние кинетические энергии их молекул примерно равны, а масса молекул кислорода больше, чем молекул CO.

Многие любят париться в бане. Однако в русской бане существует угроза отравления угарным газом. За счет недостатка кислорода и избытка раскаленного углерода углекислый газ, образующийся при горении древесины, частично превращается в CO. Признаками отравления служат сильное головокружение, необыкновенная бледность лица, у некото-

рых появляется рвота, потом глубокий обморок, а при длительном воздействии угарного газа – летальный исход. Чтобы избежать опасности, необходимо соблюдать следующие правила. Когда баня истоплена и достаточно прогрета, надо хорошо перемешать угли в топке, чтобы не осталось даже маленькой тлеющей головешки. Не полностью сгоревшие дрова следует убрать и погасить в ведре с водой. Из поддувала печки нужно все выгрести золу и тлеющие угли. Противоядием при отравлении угарным газом служит вдыхание свежего воздуха и чистого кислорода.

В выхлопных газах даже идеально работающего автомобильного двигателя содержится несколько десятых долей процента угарного газа. Поэтому смертельно опасно находиться в замкнутом помещении, например гараже, рядом с автомобилем с работающим двигателем. Как правило, человек не чувствует первые симптомы отравления. Легкое головокружение сменяется потерей сознания, в результате отравление продолжается вплоть до летального исхода.

В предпрофильных классах в дополнение к химическим реакциям оксида углерода(II), приведенным в учебнике, можно упомянуть его взаимодействие с хлором, приводящее к получению очень токсичного вещества – фосгена:



Переходя к рассмотрению строения и свойств оксида углерода(IV) (углекислого газа), не забудьте про блиц-опрос по уже пройденному материалу (тип связи, кратность связи, тип кристаллической решетки, класс соединения, тип оксида и т.д.)

В промышленности углекислый газ получают обжигом известняка. По химическим свойствам это типичный кислотный оксид, поэтому для него характерны реакции с основными оксидами и щелочами. В воде углекислый газ растворяется мало (около 1,5 г в литре воды), однако лакмус в растворе изменяет окраску с фиолетовой на красную. Следовательно, в растворе образуется кислота.

Атом углерода в углекислом газе находится в максимальной степени окисления, следовательно, за счет углерода вещество проявляет только окислительные свойства. Однако углекислый газ – слабый окислитель. Он способен окислять только сильные восстановители при повышенной температуре. Например, в атмосфере углекислого газа горит магний, окисляется раскаленный углерод.

Углекислый газ не горит и не поддерживает горение. Это его свойство используется при пожаротушении.

Оксид углерода(IV) сжижается уже при комнатной температуре под давлением 6 МПа. В жидком состоянии он хранится и транспортируется в стальных баллонах. Если открыть вентиль такого баллона, то жидкий CO_2 начнет испаряться, в результате чего происходит сильное охлаждение и часть газа превращается в снегообразную массу – «сухой лед», который прессуют и используют для хранения мороженого. Если в

стакан с водой опустить несколько кусочков «сухого льда», то вода забурлит, и из нее повалит густой белый дым. Конечно, это не углекислый газ, а сконденсированный за счет резкого охлаждения воздуха водяной пар.

Объемная доля углекислого газа в атмосферном воздухе составляет 0,03%. Его содержание может меняться в широких пределах, что объясняется как природными процессами (извержение вулканов, процессы дыхания живых организмов, фотосинтеза, брожения), так и хозяйственной деятельностью человека. В морях и океанах концентрация углекислого газа нарастает с увеличением глубины. Содержание углекислого газа в холодное время возрастает, а летом уменьшается, и часть его снова выделяется в атмосферу. Углекислый газ интенсивно растворяется холодными водами приполярных областей (Северный Ледовитый океан и часть Тихого океана, примыкающая к Антарктиде). Перемещаясь к экватору, холодные воды нагреваются, избыток углекислого газа улетучивается. Таким образом, океан выполняет роль грандиозного насоса, поглощающего углекислый газ у Северного и Южного полюсов, и выделяющего его в атмосферу в тропических областях.

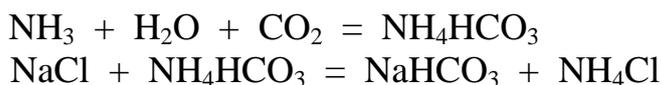
Учитель просит учащихся записать уравнения реакций оксида углерода(IV) со щелочами и основными оксидами, в результате которых образуются карбонаты, что логично продолжается рассмотрением свойств угольной кислоты и ее солей.

В заключение урока можно заслушать короткие сообщения учащихся о некоторых солях угольной кислоты (о карбонате кальция знания учащихся уже достаточно обширны).

Карбонат магния — MgCO_3 — используется в производстве стекла, цемента, кирпича, а также в металлургии для перевода пустой породы в шлак.

Карбонат натрия — Na_2CO_3 , синонимические названия кальцинированная, техническая или стиральная сода. Очень широко применяется в промышленности для производства стекла, получения мыла и моющих средств, при варке целлюлозы, для обработки бокситов в производстве алюминия, получения других соединений натрия, для нейтрализации кислых отходов при очистке нефтепродуктов.

Гидрокарбонат натрия — NaHCO_3 , питьевая или пищевая сода. Это вещество получают способом Сольве: концентрированный раствор хлорида натрия насыщают аммиаком, а затем в него под давлением пропускают углекислый газ. В результате протекают следующие реакции:



Из-за небольшой растворимости (всего 9,6 г на 100 г H_2O при 20°C) гидрокарбонат натрия выпадает в осадок и его легко выделить из раствора. Прокаливанием (кальцинацией) гидрокарбоната натрия получают карбонат:



22. Углеводороды

До настоящего времени в контрольно-измерительных материалах государственной итоговой аттестации выпускников основной школы остаются вопросы по органической химии. Этот факт соответствует требованиям к результатам освоения основной образовательной программы основного общего образования, регламентируемым ФГОС ООО. В кодификаторе ОГЭ-2020 указано, что задания КиМов проверяют усвоение следующих элементов содержания:

- первоначальные сведения о строении органических веществ;
- взаимосвязь между составом, строением и свойствами отдельных представителей органических веществ;
- возможность протекания реакций некоторых представителей органических веществ: с кислородом, водородом, металлами, водой, основаниями, кислотами, солями.

С переходом от концентрического к линейному построению школьного курса химии число часов на изучение органических веществ в 9 классе резко сократилось. Тем не менее, нами в учебник включены два параграфа, посвященные первоначальным сведениям об углеводородах и кислородсодержащих органических веществах, на изучение которых отводится два часа. Безусловно, этого недостаточно для относительно серьезного проникновения в тему. Поэтому **цель первого урока** – первоначальное знакомство с органическими веществами на примере углеводородов, формирование представления об особенностях строения представителей трех классов углеводородов – алканах, алкенах и алкинах, рассмотрение реакции горения как общего свойства углеводородов.

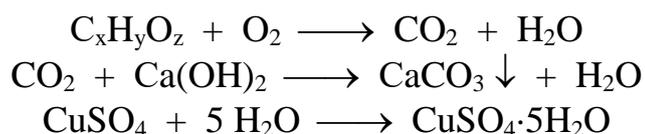
Знакомство с новым для школьников разделом – органической химией - учитель начинает с краткого вступления.

Древние рукописи, летописи и рукописные книги донесли до нас начальные знания наших далеких предков о способах выделения и использовании веществ «растительного и животного мира». Алхимики, например, умели получать концентрированную уксусную кислоту и ее соли: ацетат меди (ярь-медянку) и ацетат свинца (свинцовый сахар). Первые попытки классификации веществ на органические и неорганические были предприняты еще IX-X веках. Арабский алхимик Абу Бакр ар Рази (865-925 гг.) впервые разделил вещества на представителей «минерального, растительного и животного царств».

Разделение веществ на неорганические и органические основано не только на их происхождении, но и на общности свойств органических веществ, которые подчеркивает учитель:

1. термическая неустойчивость;
2. горючесть;
3. образование при горении углекислого газа и паров воды;
4. растворимость в спиртах и маслах.

Целесообразно продемонстрировать опыт, подтверждающий наличие углерода и водорода в органическом веществе. В пробирку с газоотводной трубкой, закрепленную в лапке штатива, помещают смесь 1-2 г крахмала с небольшим количеством порошка оксида меди(II), газоотводную трубку опускают в пробирку с известковой водой. В верхнюю часть пробирки насыпают немного белого порошка прокаленного (безводного) сульфата меди (II). Пробирку нагревают, наблюдая за обугливанием ее содержимого и помутнением известковой воды в результате выделения углекислого газа. На холодных стенках пробирки конденсируются капельки воды, которые превращают безводный сульфат меди в кристаллогидрат голубого цвета. Уравнения реакций можно записать так:



В начале XIX в. назрела необходимость выделить химию веществ растительного и животного происхождения в самостоятельную науку. Возникновение этой науки тесно связано с именем знаменитого шведского химика Й.Я. Берцелиуса, давшего ей название **органическая химия**.

Учитель должен отметить, что основополагающей теорией органической химии является теория химического строения А.М.Бутлерова.

А.М. Бутлеров был разносторонне образованным человеком. С детства он увлекался биологией, внес весомый вклад в развитие отечественного пчеловодства, ботаники, сельского хозяйства. Однако делом всей жизни для Бутлерова была химия. Он проводил многочисленные опыты с органическими веществами, синтезировал ряд новых соединений. Анализируя известные к тому времени сведения о составе и свойствах органических соединений, Александр Михайлович сформулировал положения теории химического строения. Впервые Бутлеров предложил ввести термин «химическое строение», под которым он понимал порядок связи атомов в молекуле. Основная мысль состоит в том, что атомы связаны между собой в определенной последовательности согласно их валентности, причем неиспользованных валентностей не остается, а углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен. Строение каждого вещества может быть изображено только одной структурной формулой, которая должна отражать его свойства. Следствием того, что химические свойства веществ определяются их строением, является вывод о взаимном влиянии атомов в молекулах. «Атомы водорода, соединенные с углеродом, ведут себя ... иначе, чем соединенные с кислородом», - писал Бутлеров в статье «О различных объяснениях случаев изомерии» в 1863 году.

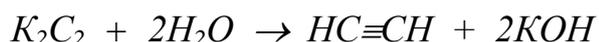
На данном уроке дается краткая характеристика трех классов углеводов – предельных (алканов), этиленовых (алкенов) и ацетиленовых (алкинов). Вопросы, связанные с номенклатурой углеводов, изомерией, понятием гомологии **не рассматриваются**.

В качестве материала, развивающего познавательный интерес учащихся, учитель может использовать следующие факты.

*В 30-х годах XIX в. немецкий химик К. Райхенбах выделил из буковой смолы смесь высших насыщенных углеводов. Считая, что он получил индивидуальное вещество, Райхенбах назвал его **парафином**. Это слово происходит от латинского сочетания *parum affinis*, что означает не обладающий сродством. Действительно, полученное вещество при обычных условиях не взаимодействовало с кислотами и щелочами, было устойчиво к окислению. К середине XIX в. химикам стали известны и другие углеводороды, имеющие подобное строение. Все они имели свойства, подобные веществу Райхенбаха, поэтому в 1868 г. английский химик Х. Уэкс предложил объединить их в общий класс и назвать парафинами.*

Этилен был впервые получен в 1669 г. немецким алхимиком И.И. Бехером и имел несколько название: газ Бехера, двууглеродистый водород, этерин. В 1795 г. голландский химик И. Дейман установил, что этилен при взаимодействии с хлором превращается в маслянистую жидкость (1,2-дихлорэтан). Так произошло название олефин, что значит маслородный. В дальнейшем все углеводороды, подобные «газу Бехера» стали называть олефиновыми.

Приоритет открытия ацетилена принадлежит английскому химику Эдмунду Дэви, двоюродному брату более известного ученого, основателя электрохимии Гэмфри Дэви. В 1836 г. Э. Дэви прокаливал калийную соль органической кислоты (винной) с углем и получил неизвестное ранее вещество, которое легко разлагалось водой с выделением «нового соединения углерода с водородом». Черным порошком, как выяснилось позже, был ацетиленид калия K_2C_2 :



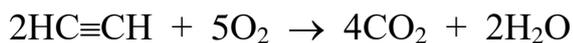
Образующийся в результате данной реакции газ был назван ацетиленом Марселем Бертелло в 1863 г. Ученый получил это же соединение углерода с водородом путем пропуска водорода над угольными электродами, раскаленными электрической дугой.

Из всех упомянутых в параграфе углеводородов легче всего получить ацетилен гидролизом карбида кальция:



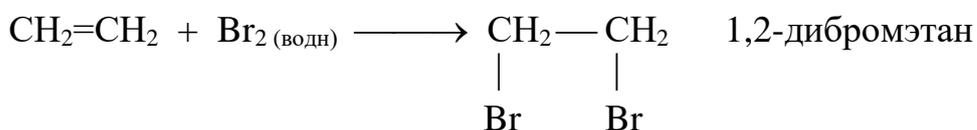
Кусочек карбида кальция помещают в демонстрационную пробирку, закрепленную вертикально в лапке штатива. Наливают 5-6 мл насыщенного раствора хлорида натрия (для более спокойного протекания реакции), быстро снабжают пробирку пробкой с газоотводной трубкой и поджигают выделяющийся ацетилен.

Демонстрируя горение ацетилена, учитель просит ребят обратить внимание, насколько точно Э. Дэви описал и характер горения, и состав углеводорода, и соотношение объемов газов в реакции:



«Этот газ горит на воздухе ярким пламенем, более густым и светящимся даже сильнее, чем пламя маслородного газа (этилена). Если подача воздуха ограничена, горение сопровождается обильным отложением сажи... Для полного сгорания нового газа необходимо 2,5 объёма кислорода. При этом образуются два объёма углекислого газа и вода, которые являются единственными продуктами горения... Газ содержит столько же углерода, что и маслородный газ, но вдвое меньше водорода... Он удивительно подойдет для целей искусственного освещения, если только его удастся дешево получать. (<https://ru.wikipedia.org/wiki/>).

В дополнение к материалу параграфа учитель может проиллюстрировать неопредельный характер этилена и ацетиленов склонностью к реакциям присоединения. Учитель подчеркивает, что благодаря наличию двойной углерод-углеродной связи для этилена характерны реакции присоединения:

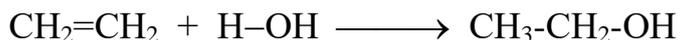


Учитель демонстрирует обесцвечивание бромной воды этиленом и повторяет понятие **качественной реакции**, введенное ранее.

23. Кислородсодержащие органические соединения

Второй урок по теме «Органические вещества» посвящен знакомству с кислородсодержащими органическими соединениями. **Цель урока** — *формирование начальных представлений об одноатомных и многоатомных спиртах, карбоновых кислотах и их солях, как классах кислородсодержащих органических веществ.*

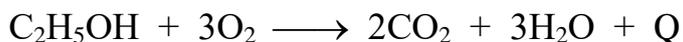
«Мостиком» перехода от углеводов к спиртам может служить реакция гидратации этилена. Учитель говорит учащимся, что, помимо галогенов, этилен способен присоединять по двойной связи воду. Любая реакция присоединения заключается в разрыве одной из двух связей между атомами углерода, к образовавшимся свободным валентностям присоединяются два фрагмента реагента. Так происходит и в случае присоединения воды:



Получилось соединение состава $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$. Это вещество называется **этиловый спирт** или **этанол**.

В соответствии с приведенным выше уравнением реакции этанол впервые получил в 1828 г. Майкл Фарадей.

При горении этилового спирта выделяется большое количество теплоты. Это вещество рассматривается как альтернативное бензину экологически чистое топливо для двигателей внутреннего сгорания.



Возможно, учитель сочтет целесообразным связать упоминание об этиловом спирте с профилактикой употребления ребятами алкогольных напитков.

При злоупотреблении алкоголем более других органов страдает печень, так как именно она отвечает за расщепление этанола. Спиртным вызвано более половины случаев воспаления поджелудочной железы (панкреатит). Спирт раздражает слизистую желудка и способен повредить ее. Постоянное употребление алкоголя ведет к нарушениям обмена в организме почти всех витаминов и тем самым к их дефициту и ослаблению иммунитета.

Этиловый спирт является наркотиком. Он дополнительно возбуждает систему мозгового ствола, отвечающую за наше самочувствие и эмоции. Наступает привыкание, и человек все чаще и чаще нуждается в стимуляции этой системы извне, тем самым еще сильнее повреждая ее. Получается замкнутый круг. Полагая, что он контролирует ситуацию, пьющий человек подвергает риску свое здоровье, психику, наследственность и даже социальное положение.

Помимо того, что этиловый спирт сам оказывает вредное воздействие на внутренние органы, токсичны и продукты его химических превращений в организме, в первую очередь уксусный альдегид.

Окисление этилового спирта сильными окислителями приводит к образованию соединения нового класса – карбоновой кислоты. Это утверждение может быть проиллюстрировано демонстрационным опытом.

В пробирку наливают 3 мл раствора дихромата калия интенсивно оранжевого цвета и добавляют 1 мл раствора серной кислоты 1:1. К полученному подкисленному раствору окислителя добавляют 1 мл этилового спирта. Окраска раствора изменяется с оранжевой (характерной для ионов $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) на изумрудно-зеленую (присущую ионам Cr^{3+} в растворе):



Расставлять коэффициенты в данной реакции на уроке не стоит: времени потратите много, а результат ожидается нулевой. Вернитесь к этому вопросу в 10 классе в классах углубленного изучения предмета.

Несколько минут придется посвятить знакомству учащихся с трехатомным спиртом глицерином. Рассказывать об истории его открытия, происхождения названия, сравнивать свойства со свойствами одноатомных спиртов нет времени. Достаточно констатировать факт существования спиртов, содержащих несколько гидроксильных групп (многоатомных спиртов), привести структурную формулу глицерина, уточнить, что две гидроксильные группы не могут находиться при одном атоме углерода. И далее – на усмотрение учителя: демонстрация самого

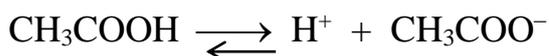
вещества, информация об областях его применения, показ эффектного опыта воспламенения глицерина при соприкосновении с кристаллическим перманганатом калия.

Возвращаясь к уравнению реакции окисления этилового спирта в уксусную кислоты, учитель говорит, что функциональная группа атомов $-\text{COOH}$ называется *карбоксильной группой*.

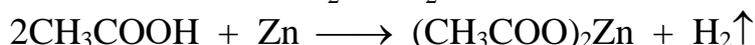
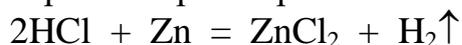
Свойства органических кислот во многом похожи на свойства их неорганических родственников. Уксусная кислота относится к слабым кислотам.

Учитель объясняет химические свойства органических кислот с использованием демонстрационного эксперимента и проводит аналогию с кислотами неорганическими.

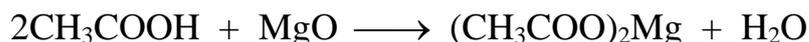
1. Органические кислоты, хотя и являются слабыми электролитами, способны к **электролитической диссоциации**. В водном растворе их молекулы распадаются на катион водорода и анион кислотного остатка. Именно наличие катиона водорода придает кислотам кислый вкус и специфические химические свойства.



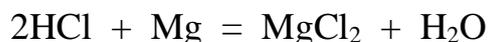
2. Карбоновые кислоты реагируют с активными металлами. Гранула цинка выделяет из раствора уксусной кислоты пузырьки водорода. Реакция заметно ускоряется при нагревании.



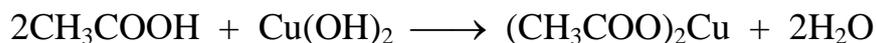
3. Одно из химических свойств кислот – взаимодействие с основными оксидами. Оксид магния растворяется при добавлении к нему раствора уксусной кислоты, так как протекает химическая реакция:



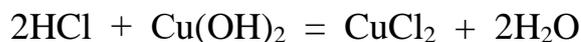
Образующаяся соль называется ацетат магния. Аналогично реагируют неорганические кислоты:



4. Уксусная кислота способна взаимодействовать с основаниями, причем не только со щелочами, но и нерастворимыми в воде. Если на свежеприготовленный осадок гидроксида меди (II) подействовать раствором уксусной кислоты, осадок исчезает, образуется голубой раствор соли меди. Учащиеся без труда называют эту соль: ацетат меди.

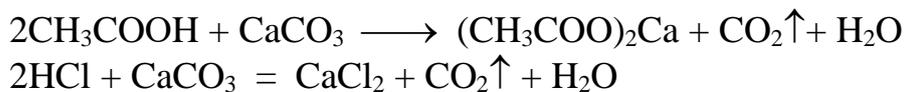


Аналогично:



5. Карбоновые кислоты хотя и слабые, но сильнее некоторых неорганических, например, угольной. Поэтому уксусная кислота способна вытеснять уголь-

ную из ее солей – карбонатов. Если в пробирку с порошком карбоната кальция добавить раствор уксусной кислоты, наблюдается бурное выделение углекислого газа в соответствии с реакцией обмена:



Уравнения химических реакций с участием уксусной и соляной кислот рекомендуется записывать также в ионном виде, чтобы закрепить навык написания формул слабых электролитов (уксусная кислота, в молекулярном виде) и сильных электролитов (соляная кислота, в ионном виде) в полных и сокращенных ионных уравнениях.

24. Кремний и его соединения

Цель урока — формирование умения проводить сравнительный анализ свойств элементов, входящих в одну групп периодической системы; характеризовать физические и химические свойства, получение и применение кремния и его соединений; описывать важнейшие типы природных соединений кремния как основного элемента литосферы; распознавать силикат-ион.

Начать урок следует со сравнения положения углерода и кремния в периодической системе элементов Д.И. Менделеева, нахождения черт сходства и различия в строении атома, прогнозировании свойств кремния в сравнении со свойствами углерода. Оформить результаты фронтальной работы можно в виде таблицы 4.

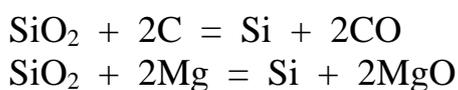
Таблица 4

Сравнительная характеристика углерода и кремния

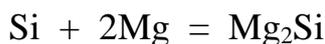
| Параметр сравнения | Значение параметра | | Влияние параметра на свойства |
|---|--------------------|-------------|---|
| | для углерода | для кремния | |
| Номер группы в которой расположен элемент | IV | IV | На внешнем электронном уровне атомов углерода и кремния по 4 электрона |
| Номер периода, в котором расположен элемент | 2 | 3 | Радиус атома углерода меньше, чем кремния, следовательно, неметаллические свойства кремния выражены слабее, электроотрицательность ниже |
| Высшая степень окисления | +4 | +4 | Образуют высшие оксиды состава ЭО ₂ , гидроксиды кислотного типа Н ₂ ЭО ₃ , однако кислотные свойства высшего оксида и гидроксида углерода выражены сильнее, чем для кремния |
| Минимальная степень окисления | -4 | -4 | Образуют летучие водородные соединения состава ЭН ₄ |

Учитель подчёркивает, что кремний в природе встречается только в виде соединений. Это второй после кислорода элемент литосферы: на его долю приходится 27,6% по массе. Он образует два типа природных соединений. Первый тип – это минералы, образованные оксидом кремния(IV). К ним относятся горный хрусталь, кварц, кремнезем. Оксид кремния(IV) составляет основу таких полудрагоценных камней, как агат, аметист, яшма. Второй тип природных соединений – это соли кремниевых кислот, природные силикаты. Если такие силикаты содержат алюминий, то они называются алюмосиликатами. К ним относятся: каолинит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, ортоклаз или полевые шпаты $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, слюда $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$. Некоторые природные силикаты не содержат алюминия, например, асбест или горный лен $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

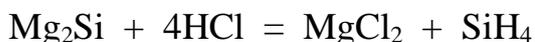
Кремний получают, восстанавливая оксид кремния(IV) углеродом или магнием при нагревании:



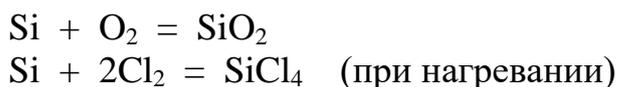
Окислительные свойства для кремния не характерны в результате низкой электроотрицательности, он выступает в качестве окислителя только в реакциях с металлами, образуя силициды:



С водородом кремний не взаимодействует, и силан, бесцветное газообразное вещество, получается косвенным путем:



Кремний проявляет сильные **восстановительные свойства** по отношению к большинству неметаллов:



Особое свойство кремния, отличающее его от углерода – способность реагировать со щелочами:



Затем учитель переходит к характеристике областей применения кремния в связке «свойства→применение».

Технический кремний используется как легирующая добавка в производстве сталей и сплавов цветных металлов. Полупроводниковый кремний применяется в электротехнике и электронике для изготовления солнечных батарей, диодов, триодов и т.д.

Оксид кремния(IV) – одно из основных природных соединений этого элемента. Он составляет основу более 2 000 минералов, горных и осадочных пород, полудрагоценных и поделочных камней. Природные соединения оксида кремния, используемые в строительстве и технике, часто называют общим термином *кремнезем*. Это речной и кварцевый песок, полевые шпаты, кварц, кремень - все-

го около 20 наименований. Кремнезем и силикаты составляют около 87% массы всей литосферы.

Поверхность земли находится под постоянным воздействием ветра, дождя, ледящего холода и палящего солнечного света. Под этим натиском никакие породы устоять не в состоянии, они медленно разрушаются, и этот процесс называется эрозией. Эрозия изменяет физическое состояние, а иногда и химический состав минералов. Она уносит растворимые вещества, а некогда неприступные скалы превращает в песок. Химический состав обыкновенного речного песка можно выразить формулой SiO_2 - и это тоже оксид кремния или кремнезем.

Кремнеземный камень или кремь был основным орудием для высекания огня у первобытных людей. Трудно себе представить, что самый распространенный в земной коре минерал кварц и чистый, как слеза, горный хрусталь, нежно-фиолетовый аметист и заволаживающий сердолик, полосатые агат) и оникс – это одно и то же с химической точки зрения вещество, формула которого SiO_2 . Такими разными их делают содержащиеся примеси и условия, в которых они «созревали».

Неверно было бы полагать, что оксид кремния встречается только в неживой природе. Кремнезем содержат некоторые растения (диатомовые водоросли, хвощ) и даже животные (например, кремниевые губки), в которых это вещество «отвечает» за образование твердых скелетных частей, тканей или колючек.

Каждый из учащихся видел небольшие тканевые мешочки с небольшими матовыми шариками, которые вкладывают в коробки с обувью, электроникой, бытовой техникой. Что это такое? Зачем они нужны? Внутри каждого такого мешочка содержатся гранулы силикагеля – высушенного и сформированного в гранулы геля кремниевой кислоты. По химическому составу силикагель тоже представляет собой оксид кремния(IV). Этот материал, подобно активированному углю, имеет пористую структуру и используется, в частности, для поглощения излишней влаги воздуха в упомянутых упаковках.

Учитель в очередной раз обращает внимание учащихся, что без химии невозможен технический прогресс и

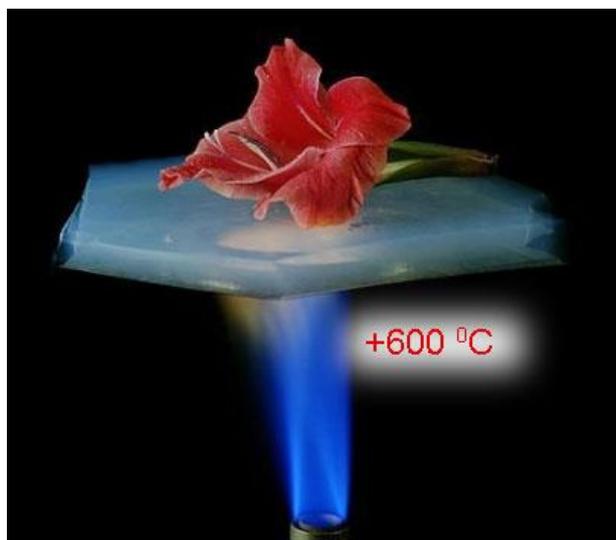


Рис. 8. Аэрогель обладает чрезвычайно низкой теплопроводностью



Рис. 7. Аэрогель – «твердый дым»

развитие общества. Ученые-химики создают все новые и новые уникальные материалы, неведомые природе. Недавно

появилось сообщение о получении необыкновенного высокопористого материала – аэрогеля, который предложили использовать для сбора частиц космической пыли. Это вещество-ловушка занесено в книгу рекордов Гиннеса, как наименее плотное вещество в твердом состоянии. Один кубический метр нового материала весит всего ... 3 килограмма. Для сравнения: кубометр воздуха весит 1,3 кг.

Основу аэрогеля также составляет оксид кремния, точнее, пузырьки воздуха, заключенные в тончайшую оболочку кварца – этакий твердый дым (рис. 7), на 99,8 % состоящий из воздуха. Поэтому он в тысячу раз менее плотен, чем обычное кварцевое стекло. За счет «ажурной» структуры аэрогель обладает уникальной прочностью. Он также очень плохо проводит тепло, что делает его идеальным материалом для термоизоляции космических аппаратов (рис. 8).

Характеризуя соли кремниевой кислоты – силикаты, учитель отмечает, что большинство из них, за исключением силикатов щелочных металлов, нерастворимы в воде. На этом свойстве основан эффектный опыт, который называется «Силикатный сад». Для опыта потребуется раствор силиката натрия. Если реактив отсутствует в вашей лаборатории, замените его канцелярским силикатным клеем. Для этого разбавьте клей водой в соотношении 1:1 и наполните раствором химический стакан. На дно стакана поместите по щепотке окрашенных кристаллических солей: медный купорос, сульфаты никеля, кобальта, железа(III) и др.

Чем крупнее кристаллы, тем эффектнее опыт. Через некоторое время с поверхности кристаллов будут расти вверх причудливые разноцветные «веточки» - настоящий волшебный сад. Суть опыта заключается в следующем. Вода, входящая в состав раствора силиката натрия, начинает растворять кристаллы соли на дне стакана. Вблизи поверхности кристалла образуется тонкий слой раствора. Катионы тяжелых металлов, входящих в состав солей, контактируют с силикат-ионами раствора. В результате образуется пленка нерастворимого в воде силиката. Эта пленка проницаема для молекул воды, которые, проникая вовнутрь, растворяют следующую порцию соли. Давление раствора разрывает силикатную пленку, часть его вырывается вверх и тут же покрывается новой пленкой нерастворимого силиката. Так растет «веточка сада», представляющая собой силикатную оболочку, содержащую внутри раствор сульфата тяжелого металла (рис. 9).



Рис. 9. Силикатный сад

25. Силикатная промышленность

Изделия из керамики люди научились изготавливать в различных уголках земли с незапамятных времен. А что если провести интегрированный урок химии, географии и истории по теме «Силикатная промышленность»?

Цели этого урока:

1. *Обобщить и повторить с учащимися пройденный материал о соединениях кремния. Проконтролировать степень усвоения знаний, умений и навыков.*

2. *Показать учащимся межпредметную связь и практическую направленность изучаемого материала. Продолжить формирование умения работать с книгой, навыка самоконтроля.*

3. *Активизировать мыслительную деятельность учащихся: умение анализировать, обобщать, классифицировать. Формировать у учащихся правильную русскую и химическую речь.*

Ниже представлен материал для подготовки к уроку.

Начало урока

Выдающийся русский ученый Владимир Иванович Вернадский писал: «...рост научного знания быстро стирает грани между отдельными науками».

Сегодня на уроке мы найдем одну из общих точек соприкосновения между тремя науками: география, химия, история. Такие разные на первый взгляд науки имеют много общего. Существует целая наука – геохимия, которая изучает химический состав пород, минералов и земной коры. И у каждой науки есть своя история.

Сегодня на уроке мы продолжим разговор о соединениях кремния, о силикатах, о тех веществах и материалах, которые стоят на службе человека и выпускаются отраслью индустрии, называемой силикатная промышленность. Мы погорим о тех государствах, где эта промышленность зарождалась, развивалась и процветает сегодня.

Химическая разминка

1. *Какое место по распространенности в земной коре занимает кремний (2-е).*

2. *Что общего между аметистом, агатом, ониксом, опалом, яшмой, халцедоном, сердоликом (это разновидности кремнезема SiO_2).*

3. *Почему кремнезем, невзрачный и не очень прочный камень, положил начало каменному веку – веку каменных орудий труда? (распространенность и доступность кремнезема, его способность образовывать при сколе острые края).*

4. *Почему углерод называют элементом живой природы, а кремний – неживой?*

5. *Какие степени окисления проявляет кремний в соединениях? (-4, +2, +4).*

Изучение нового материала

(возможен рассказ учителя с презентацией).

Один из древнейших видов искусства в дальнейшем перерос в целую отрасль промышленности - силикатную. Силикатная промышленность –

это отрасль производства, которая занимается переработкой различных соединений кремния в такие необходимые человеку материалы, как стекло, керамика, цемент.

Одним из древнейших искусственных материалов, созданных человеком, является стекло. Стекло – это целая поэма в технике. Оно позволило людям поймать свет звезд, удаленных на миллиарды световых лет, и открыло мир мельчайших существ. Есть стекла, пропускающие солнечные лучи, фильтрующие свет, ослабляющие его, задерживающие лучи-невидимки и наоборот, свободно пропускающие их. Есть немецкая поговорка: легче всего разбивается счастье и стекло. Однако бывает стекло прочное, как броня. Для специальных целей выпускается стекло, выдерживающее автоматную очередь с любого расстояния.

Античные историки рассказывают легенду о финикийских купцах, плывших по морю с грузом соды. По пути их застала непогода. Пристав к берегу, они разложили костер, который загородили от ветра глыбами соды. А наутро обнаружили около кострища блестящие камешки – кусочки стекла, получившиеся из расплавившихся от жары и соединившихся между собой соды, песка и древесной золы.

Легенда эта не совсем правдоподобна. Для получения стекла нужна очень высокая температура, которая вряд ли достигается в костре.

Считается, что первое стекло было получено в древнем Египте, а первые изделия из стекла – украшения, бусы. В царской гробнице была найдена бусинка, которая 1,5 тысячи лет до нашей эры украшала шею египетской царицы. Также из стекла изготавливали сосуды для питья и хранения жидкостей – скляницы.

Подлинный переворот в стеклоделии произошел примерно 2 тысячи лет назад, когда греческие мастера изобрели способ выдувания и стеклодувную трубку, которой пользуются до сих пор. Появилась возможность выдувать предметы значительно больших размеров и самых разных форм. Некоторые находки стеклянных изделий того времени хранятся в Эрмитаже.

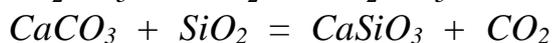
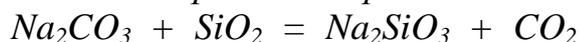
К VI в. нашей эры в Византии процветало изготовление смальты, а также непрозрачных цветных сосудов и флаконов для благовоний. Изготовленные из смальты витражи использовались для украшения в основном церковных зданий. Еще заметнее расширилась в Византии цветовая гамма стекла. Его яркие, чистые, насыщенные краски сохранили до сих пор свою первозданную сочность.

В XV-XVI вв. мировую известность приобрело художественное стекло, изготавливавшееся венецианскими мастерами на острове Мурана. Это были изделия тонких причудливых форм с налетами и деталями из стекла другого цвета. Производство венецианского стекла было секретным. Мастера с членами семьи находились в пожизненном заключении на острове.

На рубеже XIX-XX вв. Стекло становится материалом художников, дизайнеров, архитекторов. Произведения искусства из стекла являются обязательными атрибутами любого крупного музея.

Начало производства стекла в России относится к началу XVII в. Основоположителем научного подхода к производству стекла был М.В. Ломоносов. Он сам провел около 2000 плавок стекла, возродил в России искусство смальтовой мозаики, основал в России производство стекляруса и бисера, открыл ряд новых составов цветных стекол, в том числе «золотой рубин» – винно-красное стекло, получаемое на основе добавления в стекольную массу соединений золота. Этот искусственный рубин используется для имитации натуральных рубинов и гранатов.

Стекло – это сплав нескольких веществ: соды, песка и известняка. При сплавлении протекает ряд химических реакций:



Главной особенностью стекла является его свойство переходить из жидкого состояния в твердое через вязкое состояние. В этом состоянии стекло можно выдувать, обрабатывать прессованием, придавать ему любую форму.

Если вместо оксида натрия в состав стекла входит оксид калия $K_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$, образуется кварцевое стекло, обладающее прекрасной оптической прозрачностью. Его используют для изготовления оптических приборов и оптического волокна. Волокно это толщиной в волос используется для передачи телевизионных программ, телефонных разговоров, в компьютерах.

Если вместо оксида кальция в кварцевое стекло ввести оксид свинца, то получится стекло, которое называется хрусталь.

Для получения цветного стекла в шихту добавляют следующие вещества:

CoO – синее стекло;

Cr₂O₃ – зеленый цвет;

CuO – голубой;

Fe₂O₃ – коричневый;

Au – рубиновое стекло;

CaF₂ – мутное, молочное стекло.

Хрусталь – необычно прозрачное и твердое стекло. Настоящий хрусталь необыкновенно певуч. Стоит подуть на бокал, и он звенит. Почти двести лет назад недалеко от Владимира был построен один из первых русских стекольных заводов. По приданию построил его купец Аким Мальцев на берегу реки Гуся. В небольшом сарае стал варить стекло. А на воротах сарая повесил гуся, сделанного из хрусталя. С той поры вокруг стекольного завода разрастался город, который получил название Гусь Хрустальный. На это заводе, как и на других современных заводах, стекло и

хрусталь изготавливают автоматически. Но есть несколько заводов, где хрусталь изготавливают только вручную.

Закончить разговор о стекле можно пророческими словами великого М. В. Ломоносова из его письма «О пользе стекла», адресованного генералу Шувалову:

*«Напрасно о вещах те думают, Шувалов,
Которые стекло чтут ниже минералов,
Приманчивым лучом блестящих в глаза:
Не меньше пользы в нём, не меньше в нём краса.»*

Еще одним продуктом силикатной промышленности является керамика. Это первый искусственный материал, созданный человеком. К известным керамическим материалам относятся кирпич, кафель, черепица, фарфор. Сырьем для производства керамики является глина (минерал каолин $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$), песок, карбонаты кальция и магния. Влажная глина мягка и пластична; ей легко можно придать любую форму. После высушивания глина становится твердой, но от воды снова размягчается. Если глину обжечь при высокой температуре, то получается масса, которая уже не способна размягчаться в воде. Этим и пользуются в производстве. Керамические изделия получают пористыми, пропускают воду. Их покрывают глазурью – легкоплавким составом, который создает на поверхности тонкую водостойкую пленку.

Особого развития производство керамики достигло в Древних Афинах. Афинские мастера гончарного дела жили и работали в той части города, которая называлась Керамик. Поэтому изделия из глины получили название керамика. Глиняные вазы изготавливались в разных греческих городах, но только из рук афинских гончаров они выходили совершенные по форме и рисунку. Афиняне торговали такими сосудами, но часто вазы сопровождали человека в загробный мир.

Впервые обожженные глиняные сосуды, которые были изготовлены 8 тыс. лет назад, археологи впервые обнаружили в Сирии. При раскопках были найдены керамические сосуды высотой более 2-х метров. Как древние гончары сформировали такие большие тяжелые изделия, как сушили и обжигали их остается загадкой.

Сегодня центром русской керамики является подмосковное село Гжель. Гжельские места издавна славятся хорошими глинами. Гжельский фарфор узнается сразу по насыщенному мазку густой синей росписи на белоснежном фоне.

Если в качестве сырья использовать белую глину (чистый каолин), то из такой глины изготавливают фарфоровые и фаянсовые изделия. Делать фарфоровые изделия человек научился много позже, чем керамику и стекло.

Первые фарфоровые изделия появились в Китае. Способ их получения мастера держали в строжайшей тайне. Однако в XVIII в. европейский путешественник Марко Поло привез на родину образцы фарфора и

секрет его производства. Правда, потом этот секрет был утерян, и европейцы изобрели фарфор заново.

Посуда из китайского фарфора такая тонкая, что пальцы рук просвечивают через стенки сосудов. Чашка из китайского фарфора звенит так мелодично, будто тысячи колокольчиков спрятались на дне. Китайский фарфор называли драгоценным, поющим. Китайские мастера так любили свой товар, что говорили, если подсыпать яд в чашку из китайского фарфора, то она изменит цвет, и может даже расколоться. Короли, князья, приобретая китайский фарфор, верили, что он уберезет их от врагов.

Китайские мастера говорили, что фарфоровая посуда должна быть «блестящая, как зеркало, тонкая, как бумага, звонкая, как гонг, гладкая и сияющая, как озеро в солнечный день».

В России по указу Елизаветы был построен первый фарфоровый завод. Выпускаемая на этом заводе посуда в продажу не поступала, шла только в царский дворец и во дворцы важных вельмож. Основателем первого фарфорового завода в России был Д. И. Виноградов.

Сегодня в России производится 700 марок фарфора.

Еще одним продуктом силикатной промышленности является цемент. Цемент – это вяжущий материал, используемый в строительстве для скрепления между собой твердых предметов.

Цемент был известен еще римлянам, которые получали его из вулканического пепла и жженой извести.

Сырьем для изготовления цемента служит известняк и глина. Эти материалы смешивают, прокаливают и размалывают в порошок. Получают цемент. Если в раствор цемента добавить щебень, то получается бетон. Бетон, армированный металлическими конструкциями, называют железобетоном.

26. Получение неметаллов

Учитель начинает урок с констатации факта, что неметаллы и их соединения широко применяются в промышленности, сельском хозяйстве, медицине, в быту – во всех сферах человеческой деятельности. Очевидно, что ученые разработали эффективные способы их получения из доступного сырья. **Цель урока** — обобщить знания учащихся о способах получения неметаллов, сформулировать общие производственные принципы в зависимости от степени окисления неметалла в природных объектах, используемых в качестве сырья.

Несмотря на то, что из 118 элементов к неметаллам относят только 22, способы их получения гораздо более разнообразны, чем у металлов. Обобщить материал поможет схема, демонстрирующая общие подходы к способам получения неметаллов (схема 1).

На основе звена логической цепочки «Нахождение в природе → способы получения» учитель предлагает следующее содержание, используя рассказ с элементами беседы.

Некоторые неметаллы содержатся в природе в виде простых веществ, т.е. имеют нулевую степень окисления. Следовательно, задача их получения состоит в выделении вещества из смеси с другими (например, из воздуха) или очистки от примесей (например, самородная сера).

Наиболее активные неметаллы (галогены, часть халькогенов) присутствуют в природных соединениях в отрицательных степенях окисления. Следовательно, для их получения в виде простых веществ необходимо использовать реакции окисления, «удаляя лишние» электроны и приводя степень окисления к нулевому значению.

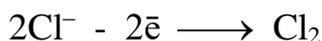
Менее активные неметаллы образуют природные соединения в положительных степенях окисления. Для их получения используют процессы восстановления.

Схема 2

Общие принципы получения неметаллов из природных источников



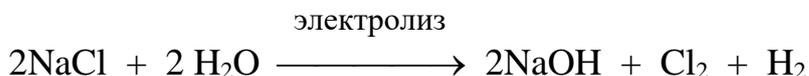
Получение неметаллов окислением природных соединений можно рассмотреть на примере получения хлора. Хлор в промышленности получают электролизом раствора или расплава хлорида натрия. Процесс ведут в диафрагменном электролизере, который имеет графитовый или титановый анод и стальной катод, отделенные друг от друга асбестовой диафрагмой. В качестве электролита используют раствор хлорида натрия, подаваемый в электролизер сверху. Разряд ионов хлора происходит на аноде, и газообразный хлор высвобождается в верхней части электролизера.



Оставшийся раствор просачивается через асбестовую диафрагму в катодное отделение. На катоде образуются водород и гидроксид натрия:



Суммарное уравнение электролиза выглядит следующим образом:



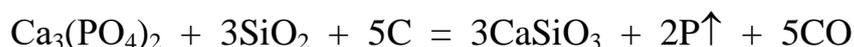
Получение неметаллов выделением простых веществ из природных объектов учитель рассматривает на примере фракционной перегонки жидкого воздуха, с помощью которой получают сырье для крупнотоннажного химического производства: азот и кислород.

Вначале рассматривается состав воздуха, уже известный учащимся из курсов географии и химии.

Большие количества газообразных кислорода и азота получают ректификацией воздуха, осуществляемой в колонне двукратного действия. Последняя состоит из двух частей – нижней и верхней с давлением в них соответственно 0,65 и 0,15 МПа. Первичная ректификация воздуха, охлажденного до 100К, производится в верхней части колонны, при этом из него выделяют азот. Жидкость, содержащая кислород и благородные газы, поступает в нижнюю часть колонны, где из нее на основании различных температур кипения газов отделяют кислород.

Получение неметаллов реакцией восстановления их природных соединений можно проиллюстрировать на примере промышленного получения фосфора. Уравнение реакции достаточно сложно и вряд ли хорошо запомнилось при первом упоминании в параграфе, посвященном фосфору и его соединениям. Ничто не мешает привести его еще раз.

Природную руду (фосфориты, апатиты) измельчают, смешивают с песком и восстановителем – коксом. Полученную смесь увлажняют и получают из нее в специальных барабанных устройствах небольшие шарики – окатыши. Затем окатыши загружают в электропечи и нагревают до 1400-1600°C. Восстановленный фосфор отводят в виде паров и конденсируют:



Поскольку в результате реакции образуется одна из аллотропных модификаций, а именно белый фосфор, то более правильно его формулу в уравнении записывать P₄. В этом случае коэффициенты перед формулами всех веществ, кроме фосфора, следует удвоить.

27. Получение важнейших химических соединений неметаллов

Химические реакции получения важнейших соединений неметаллов приведены в соответствующих параграфах учебника. Поэтому **цель данного урока**

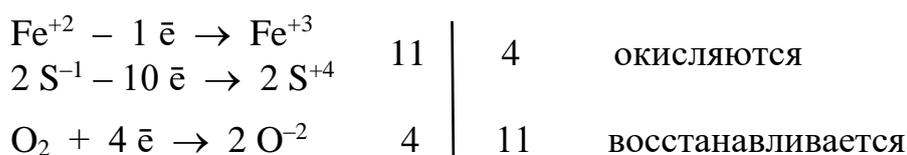
состоит в знакомстве учащихся не с химизмом, а с основными технологическими принципами химических производств.

В качестве примера выбраны производство серной кислоты и аммиака, как того требует примерная образовательная программа по химии.

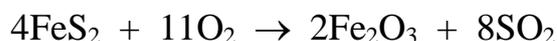
При рассмотрении производственного процесса получения серной кислоты следует обратить внимание на следующих производственных принципах:

- использование теплоты химических реакций для нагревания веществ и реакционных смесей – принцип теплообмена;
- направление реагирующих веществ во встречных потоках с целью максимально полного их взаимодействия – принцип противотока;
- возвращение непрореагировавших исходных веществ в реактор синтеза с целью увеличения массовой доли выхода продукта – принцип циркуляции;
- проведение гетерогенной реакции с измельченными частицами твердого вещества во взвешенном состоянии для увеличения площади соприкосновения реагентов – метод кипящего слоя.

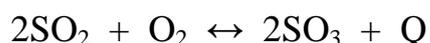
Характеризуя возможные виды сырья для производства серной кислоты, следует учесть, что пирит для этой цели уже практически не используется ввиду чрезвычайно негативного влияния процесса на окружающую среду. Отходы производства (в первую очередь оксиды железа) сложно утилизировать, отходящие газы обжига даже после очистки содержат некоторое количество сернистого газа, попадающего в атмосферу. Тем не менее, привести уравнение реакции обжига пирита имеет смысл, т.к. коэффициенты в ней, как говорят учителя и учащиеся, легче запомнить, чем расставлять методом электронного баланса. Дело в том, что, во-первых, в данном процессе два атома-восстановителя, во-вторых, пирит представляет собой полисульфид железа, в котором степень окисления серы -1 .



FeS_2 – восстановитель; O_2 — окислитель



Ещё один учебный элемент — обратимая реакция окисления оксида серы(IV) до оксида серы(VI).



В нашем курсе в 9 классе мы не знакомим учащихся со способами смещения равновесия, данный вопрос изучается в 11 классе. Однако целесообразно вспомнить сущность обратимых реакций, указать на то, что обратный процесс приводит к уменьшению выхода целевого продукта, он «вреден».

Обязательно обратите внимание на то, что данная реакция каталитическая. Исторически первым катализатором данного процесса служил оксид азота(II).

Поскольку это вещество, как сернистый газ и кислород является газообразным, катализ был гомогенным. В настоящее время используются более эффективные гетерогенные каталитические системы, включающие, главным образом, оксид ванадия(V).

Еще один заслуживающий внимания аспект производства серной кислоты — конечная форма продукта. Как не странно, это не серная кислота, а олеум.

Олеум представляет собой раствор оксида серы(VI) в концентрированной серной кислоте с массовой долей SO_3 от нескольких процентов до десятков процентов. Целесообразность получения олеума вместо концентрированной серной кислоты диктуется технологическими и экономическими причинами.

1. Поглощение оксида серы(VI) на последней стадии производства сопровождалось бы колоссальным выделением теплоты, закипанием вещества и образованием сернокислотного тумана, который потребовал бы дополнительных технологических стадий перевода его в конечный продукт.

2. Транспортировка олеума к месту потребления экономически более выгодна, чем перевозка концентрированной серной кислоты. Перевод олеума в H_2SO_4 проводится уже на производстве, потребляющем серную кислоту. (Условно: зачем переводить воду, когда ее можно добавить на месте).

3. Олеум, как и концентрированная серная кислота, пассивирует железо, поэтому его можно перевозить в стальных цистернах.

Превращают олеум в концентрированную серную кислоту путем добавления расчетного количества к раствору H_2SO_4 (не в воду!). Такие сложности опять-таки вызваны высокой экзотермичностью процесса и опасностью вскипания смеси. Вода, содержащаяся в растворе серной кислоты, реагирует с оксидом серы(VI):



Характеризуя процесс производства аммиака, учитель просит найти черты сходства и различия с рассмотренным выше получением серной кислоты.

На наш взгляд, не стоит требовать с учащихся запоминать технологические схемы производств, приведенные в учебнике. Рассмотрение реакционных потоков проводится по рисункам, приведенным в учебнике или спроецированным на экран.

Глава IV. Металлы и их соединения

Общие рекомендации по изучению темы

Рассмотрение химии металлов после общетеоретических сведений продолжается изучением элементов двух групп – IA и IIA.

По аналогии с неметаллами целесообразно начинать рассмотрение каждой подгруппы с выстраивания своеобразной логической цепочки:

положение элементов в ПСЭ → строение атомов → свойства элементов → свойства простых веществ → свойства соединений элементов.

С одной стороны, эта цепочка актуализирует знания учащихся о строении атомов химических элементов, тесной взаимосвязи строения со свойствами элементов, простых веществ и соединений элементов данной подгруппы. С другой стороны, (и это на наш взгляд главный методический прием) учащиеся должны научиться прогнозировать свойства элементов и их соединений на основании положения в периодической системе и строения атома, а затем сравнить высказанные предположения с экспериментальными фактами, изложенными в учебнике. Пример практической реализации данного методического приема приведен в разделе «Щелочные металлы».

Обратите внимание на то, что уравнения некоторых окислительно-восстановительных реакций в учебнике приведены с указанием степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах (см., например, §34). Данная «зрительная опора» является важной, главным образом, в тех ОВР, в которых степень окисления атомов в продуктах реакции зависит от силы окислитель/восстановитель или условий проведения процесса. Так, взаимодействие железа с соляной кислотой приводит к образованию хлорида железа(II), а с хлором – хлорида железа(III). Кроме того, такой прием позволяет учителю, не затрачивая время на подобную запись на доске, рассматривать протекание окислительно-восстановительных процессов, закреплять понятия «окислитель», «восстановитель», «окисление», «восстановление» и др.

В 9-м классе вводится ряд фундаментальных понятий курса химии:

- амфотерность;
- гидролиз солей;
- электрохимический ряд напряжений металлов.

Указанные понятия отрабатываются также и при рассмотрении темы «Металлы и их соединения».

Амфотерность оксидов и гидроксидов закрепляется при изучении параграфа, посвященного алюминию и его соединениям. Учащиеся должны хорошо усвоить сущность понятия, уметь приводить примеры амфотерных оксидов и

гидроксидов, записывать уравнения химических реакций, подтверждающих амфотерные свойства таких соединений.

Понятие «гидролиз» уже неоднократно встречалось в нашем курсе. Тем не менее, рекомендуется закрепить сформированные начальные представления о необратимом гидролизе бинарных соединений (солей – на примере сульфида алюминия, карбидов – на примере карбидов алюминия и кальция, нитридов – на примере нитрида натрия). Обратимый гидролиз повторяют для солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой (соли щелочных и щелочноземельных металлов), а также солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой (соли алюминия, железа), с указанием кислотности среды раствора. Факторы, влияющие на степень гидролиза, способы его подавления в основной школе не изучаются.

Ряд стандартных электродных потенциалов металлов интерпретируется как ряд их сравнительной активности, окислительно-восстановительных свойств металлов - простых веществ и соответствующих катионов и не предполагает введения значений электродных потенциалов.

27. Общая характеристика металлов

Учащиеся уже обладают достаточно обширной информацией о металлах, строении их атомов, физических и химических свойствах. Поэтому **цель данного урока** — *систематизировать знания учащихся о металлах и металлических сплавах, установить соответствие между строением атома химического элемента и его металлическими/нематаллическими свойствами, проследить взаимосвязь типа химической связи в металлах и типа кристаллической решетки, найти черты общего, особенного и единичного в физических свойствах металлов.*

Содержание урока условно делится на две части.

Первая часть урока посвящена повторению известного учащимся материала об особенностях строения атомов элементов-металлов и их положению в периодической системе Д. И. Менделеева. Обсуждение проводится в форме беседы, в результате которой учащиеся формулируют опорные положения.

1. Металлы располагаются в левой нижней части таблицы Д.И. Менделеева ниже диагонали В—At. Кроме того, металлами являются все элементы побочных подгрупп, а также все лантаноиды и актиноиды.

2. Атомы металлов характеризуются небольшим числом электронов на внешнем уровне (1-3) или большим радиусом атома.

3. В пределах одного периода с ростом порядкового номера металлические (и восстановительные) свойства ослабевают, в главных подгруппах с ростом порядкового номера металлические свойства усиливаются.

Вторая, бóльшая часть урока должна носить познавательный, увлекательный характер, напоминать учащимся об исключительной важности химии, всколыхнуть те положительные эмоции, которые ребята, возможно, получили во

время изучения предмета в прошлом учебном году. Данный контент строится на освещении значения элементов-металлов для жизни живых организмов. Помимо материала, изложенного в учебнике, можно воспользоваться многочисленными источниками увлекательной информации для подготовки совместно с учащимися небольших сообщений, мультимедийных презентаций, видеофрагментов.

Учитель уточняет, что среднее содержание каждого элемента в литосфере, земном ядре, Земле в целом, атмосфере, гидросфере, живых организмах, породах Луны, атмосфере Солнца и т.д. называют кларком. Для литосферы и гидросферы кларки химических элементов установлены на основе вычислений среднего значения из анализов многих тысяч образцов горных пород и вод.

Ученые заметили интересные закономерности в распространенности химических элементов в земной коре. В литосфере и Земле в целом преобладают легкие атомы (включая железо), в земной коре – элементы с четными порядковыми номерами и четными относительными атомными массами, особенно с массами, кратными 4. Наиболее высоки кларки у элементов, атомные ядра которых содержат четное число протонов и нейтронов. Элементы с кларками менее 0,010-0,001% называют редкими.

В живой природе обнаружено около 90 химических элементов. Установлено, что никаких элементов, характерных только для живых организмов, не существует, и это является одним из доказательств общности живой и неживой природы. Но количественное содержание тех или иных элементов в живых организмах и в окружающей их неживой среде существенно отличается, что указывает на способность живых организмов накапливать только те элементы, которые необходимы им для жизнедеятельности.

В зависимости от содержания все элементы, входящие в состав живой природы, разделяют на две группы:

- макроэлементы (кислород, углерод, водород, азот, кальций, фосфор, калий, натрий, хлор, сера, магний, железо – суммарно составляют около 98% от массы живых клеток);
- микроэлементы (фтор, марганец, медь, бром, иод, бор, титан, мышьяк, свинец, ванадий, хром, кобальт, селен и др.).

Физические свойства металлов уже хорошо известны учащимся не только из курса химии, но и благодаря небольшому практическому жизненному опыту.

Эффективно в режиме лабораторной работы использовать коллекцию «Металлы».

При актуализации знаний учащихся об общих физических свойствах металлов учитель основывается на том, что они обусловлены металлической кристаллической решеткой и металлической химической связью. Это металлический блеск, пластичность, высокая электро- и теплопроводность, рост электрического сопротивления при повышении температуры, а также такие практически значимые свойства, как плотность, температуры кипения и плавления твердость, магнитные свойства.

Учитель совместно с учащимися характеризует особенности металлического вида связи и металлической кристаллической решетки.

Все металлы – твердые при обычных условиях вещества, кроме жидкой ртути, которая при низких температурах становится твердой и ковкой, как свинец. Не обладает пластичностью лишь висмут и марганец, которые хрупки.

Все металлы имеют серебристо-белый или серый цвет. Стронций, золото и медь в большей степени поглощают короткие волны (близкие к фиолетовому цвету) и отражают длинные волны светового спектра, а потому имеют соответственно светло-желтый, желтый и «медный» цвета. Очень тонкие листки серебра и золота имеют совершенно неожиданный вид – они представляют собой голубовато-зеленую фольгу, а мелкие порошки металлов кажутся темно-серыми, даже черными. Только магний и алюминий в порошках сохраняют серебристо-белый цвет.

В технике металлы принято классифицировать по различию физических свойств:

- а) по *плотности* – на легкие ($\rho < 5 \text{ г/см}^3$) и тяжелые ($\rho > 5 \text{ г/см}^3$);
- б) по *температуре плавления* – на легкоплавкие и тугоплавкие.

Один из самых тяжелых металлов – золото. Его плотность 19,32 г/см³. Слиток размером с кулак весит более 3 кг! Известен рассказ древнегреческого писателя Плутарха о том, как сиракузский царь Гиерон II поручил Архимеду узнать, действительно ли из чистого золота корона, изготовленная по заказу царя. Пользуясь открытым им законом, ученый взвесил корону, а затем, погружая её в воду, определил объём и вычислил плотность. Она оказалась меньше, чем у чистого золота. Так был разоблачен корыстный ювелир, заменивший часть золота для изготовления короны серебром.

За 1500 лет до н.э. золото стали использовать употреблялось в качестве денег. Сначала это были небольшие слитки величиной с горошину. Но нечистые на руку торговцы часто спиливали с них небольшие крупинки, отчего «горошина» становилась все легче и легче. Тогда на всю поверхность металла стали наносить клеймо, чтобы любое спиливание стало сразу заметным. При нанесении клейма «горошина» расплющивалась и превращалась в более привычную для нас плоскую монету.

Первые монеты появились в VII в. до н.э. в Малой Азии в государстве Лидия. На монетах был изображен лев — геральдический символ этого государства. С тех пор каждое вновь возникающее государство придумывало свою монетную систему, и богатство страны определялось его золотым запасом.

Золото — необыкновенно пластичный металл. Кусочек золота величиной со спичечную головку можно расплющить в просвечивающую голубовато-зеленым цветом фольгу площадью 50 м² тоньше человеческого волоса. Из золотой горошины массой 1 г можно вытянуть проволоку длиной 2 км. Необычайная ковкость и тягучесть дают возможность де-

лать из золота самые различные вещи: чаши и кубки, броши и серьги, кольца и цепи.

Золото очень хорошо проводит электрический ток, поэтому современная электронная техника невозможна без этого металла. В сплаве с платиной и другими металлами золото используют для изготовления химически стойкой аппаратуры. Отражательная способность и устойчивость золота позволяет использовать его для золочения некоторых поверхностей: зеркал, фотоэлементов, космических аппаратов, скафандров космонавтов.

В конце объяснения нового материала несколько минут следует посвятить информации о металлических сплавах.

Начавшаяся примерно 100 лет назад научно-техническая революция, затронувшая и промышленность, и социальную сферу, тесно связана с производством металлов. На основе вольфрама, молибдена, титана и других металлов начали создавать коррозионностойкие, сверхтвердые, тугоплавкие сплавы, применение которых сильно расширило возможности машиностроения.

В большинстве сплавов применяется давно известный металл железо, а основу многих легких сплавов составляют сравнительно «молодые» металлы – алюминий и магний.

Сверхновыми стали композиционные материалы, представляющие, например, полимер или керамику, которые внутри (как бетон железными прутьями) упрочнены металлическими волокнами, которые могут быть из вольфрама, молибдена, стали и других металлов и сплавов.

Золото также используется для изготовления сплавов.

Чистое золото легко истирается. Например, золотая монета при обращении теряет каждое столетие пятую часть своего веса. Поэтому в ювелирных и технических изделиях применяют сплавы золота с медью и серебром. Проба, стоящая на золотых изделиях, означает содержание золота в сплаве из расчета на тысячу его весовых частей. В России установлены следующие пробы для золота: 375, 500, 583, 750, 958. Например, проба 583 означает, что в сплаве содержится 58,3% золота, или 583 г в 1000 г сплава. Остальная масса приходится на медь.

29. Химические свойства металлов

Цель урока — систематизировать знания учащихся об общих свойствах металлов, сформировать представление о металлах как восстановителях в окислительно-восстановительных реакциях, закрепить навык составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

Учащиеся под руководством учителя могут самостоятельно назвать обобщенное химическое свойство всех металлов – это их восстановительную способ-

ность. Совместно определяются реагенты-окислители, в реакциях с которыми это свойство металлов проявляется:

- неметаллы (в том числе и кислород);
- растворы кислот;
- растворы солей;
- вода (для щелочных и щелочноземельных металлов);
- оксиды металлов (на примере алюминотермии).

Учителю останется только подтвердить эти прогнозы учащихся соответствующим демонстрационным экспериментом и разобрать с позиции теории окислительно-восстановительных процессов.

Химические свойства металлов иллюстрируют демонстрационным экспериментом.

Опыт 1. Смесь порошка алюминия и кристаллического иода (1:1) растирают в фарфоровой ступке, формируют из смеси горку. Следует брать небольшие количества веществ (не более вишневой косточки). Опыт проводить под тягой! В середину горки капают из пипетки несколько капель воды (для гарантированного результата возьмите разбавленный раствор соляной кислоты). Происходит эффектная реакция соединения с возгонкой иода в результате повышения температуры. Желательно сразу после добавления воды накрыть ступку стеклянным колоколом во избежание порчи мебели парами иода.

Опыт 2. В фарфоровую ступку помещают несколько кристалликов иода и втирают его в стенки ступки. Затем помещают туда кусочек натрия величиной со спичечную головку и втирают его с помощью пестика в иодное пятно. Наблюдают характерные вспышки, сопровождающиеся взрывчиками. Аналогичную реакцию проделывают с серой, которая взаимодействует с натрием еще более энергично: взрывчики превращаются в настоящую «пулеметную очередь».

Опыт 3. Магниевую ленту берут тигельными щипцами и поджигают ее. Она горит ослепительным пламенем. Учитель рассказывает о том, что эта реакция использовалась в ранней фотографии в качестве магниевой вспышки.

Опыт 4. Готовят смесь порошков оксида железа (III) и алюминия (3:1), насыпают горкой на дно перевернутой консервной банки, расположенной на подносе с песком. Сверху смеси кладут 5-6 спичечных головок в качестве запала (можно использовать порошок или ленту магния). Длинной лучинкой поджигают запал и отходят в сторону, пока не закончится бурная реакция.

За счет выделения большого количества теплоты жесть банки прогорает, расплавленное железо стекает в песок.

Учащиеся самостоятельно проводят лабораторные опыты по взаимодействию цинка с соляной кислотой и железа с раствором сульфата меди(II).

30. Общая характеристика элементов IA-группы

Продолжая общие принципы рассмотрения семейств химических элементов, заложенные при изучении неметаллов, учитель в той же логике структури-

рует уроки, посвященные металлом, в частности, щелочным. **Цель уроков** — дать общую характеристику щелочным металлам на основании их положения в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева; охарактеризовать строение, физические и химические свойства щелочных металлов в свете общего, особенного и единичного; закрепить умение предсказывать физические и химические свойства оксидов и гидроксидов щелочных металлов на основе их состава и строения; подтвердить прогнозы уравнениями соответствующих реакций.

Как уже было отмечено в общих рекомендациях по изучению темы, целесообразно начинать рассмотрение подгруппы с выстраивания логической цепочки, актуализирующей знания учащихся о строении атомов химических элементов, тесной взаимосвязи строения со свойствами элементов, простых веществ и соединений элементов данной подгруппы. Одна из основных целей, как уже было отмечено, – научить учащихся прогнозировать свойства элементов и их соединений, а затем сравнить высказанные предположения с экспериментальными фактами, изложенными в учебнике.

Подобную логическую цепочку проиллюстрируем таблицей 5.

Таблица 5

**Прогнозирование свойств щелочных металлов
на основании положения в периодической системе Д.И. Менделеева**

| Положение в периодической системе Д.И. Менделеева | Строение атома | Ожидаемые свойства и закономерности |
|--|--|---|
| Щелочные металлы расположены в главной подгруппе I группы периодической системы. | У атомов щелочных металлов на внешнем энергетическом уровне имеется один электрон. | <ol style="list-style-type: none"> 1. Ярко выражены металлические свойства (легче отдать 1 электрон, чем присоединить 7 для завершения внешнего уровня). 2. Единственная возможная степень окисления +1. 3. Формула высшего оксида Э₂O. 4. Формула гидроксида ЭОН, проявляет основные свойства. 5. Летучих водородных соединений не образуют. |
| Щелочные металлы открывают периоды со 2-го по 7-й. | От лития к францию увеличивается число электронных слоев. | <ol style="list-style-type: none"> 1. От лития к францию растет радиус атомов щелочных металлов. 2. Металлические свойства с ростом заряда ядра усиливаются. |

Затем спрогнозированные свойства щелочных металлов сопоставляются с экспериментальными фактами. Это богатейший материал для рассмотрения философских категорий общего, особенного и единичного.

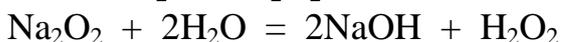
К общим свойствам всех металлов, в том числе щелочных, можно отнести, например, металлический тип связи и металлическую кристаллическую решетку, их восстановительную функцию во всех без исключения реакциях, электропроводность, металлический блеск на свежем срезе и т.д. Особенность щелочных металлов состоит в том, что при окислении они приобретают единственно возможную степень окисления +1, все способны реагировать с водой с выделением водорода и образованием растворов щелочей и т.д. Тем не менее, каждый щелочной металл уникален, он обладает специфическими, единичными свойствами, которых нет у его «собратьев» по подгруппе. Например, литий, несмотря на свою меньшую химическую активность по сравнению с другими щелочными металлами, единственный из них способен реагировать с азотом при комнатной температуре. Натрий при горении образует не оксид, а пероксид, а калий - надпероксид. Ионы щелочных металлов окрашивают бесцветное пламя горелки в специфические цвета, на основании чего можно сделать предварительные заключения об их содержании в исследуемом веществе.

Рассмотрение свойств щелочных металлов сопровождается демонстрационным экспериментом.

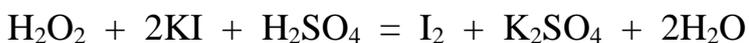
Например, учитель может продемонстрировать горение натрия. Для этого вынимают пинцетом кусочек натрия из защитной жидкости, отрезают от него кусочек величиной в половину горошины, осушают его фильтровальной бумагой и помещают в фарфоровый тигель. Тигель помещают в керамический треугольник на кольце штатива и осторожно нагревают до воспламенения натрия, затем отставляют спиртовку.

Чтобы доказать образование в результате горения пероксида натрия, небольшое количество образовавшегося в тигле вещества переносят в пробирку, растворяют в 2-3 мл воды, добавляют 4-5 капель раствора KI, раствора H₂SO₄ и одну каплю крахмального клейстера. Наблюдают изменение окраски.

Учащиеся составляют уравнения протекающих реакции:



Уравнение реакции пероксида водорода с иодидом калия помогает написать учитель:



Учащиеся разбирают протекающие окислительно-восстановительные процессы.

Для демонстрации горения лития его кусочек помещают в железную ложку для сжигания и вносят ее в пламя спиртовки. Сначала происходит плавление, а затем сгорание металла. Обращают внимание на цвет пламени; затем растворяют полученное соединение в небольшом количестве воды и испытывают раствор индикатором (фенолфталеин).

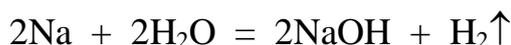
Учащиеся составляют уравнение реакции:



Учащиеся отвечают на вопрос, как доказать отсутствие пероксида в продуктах горения. В подтверждение высказанных предположений учитель проводит пробу на пероксид с раствором иодида калия.

Эффектна демонстрация взаимодействия натрия с водой. Необходимо помнить, что для демонстрации берут кусочек натрия не больше четверти горошины, осушают его от защитной жидкости фильтровальной бумагой. Ни в коем случае нельзя проводить реакцию в узкой пробирке или колбе, для этого используют стеклянный кристаллизатор, вмещающий большое количество воды и имеющий значительную площадь водной поверхности. По окончании реакции раствор испытывается индикатором (лучше фенолфталеином).

Учащиеся составляют уравнение реакции:



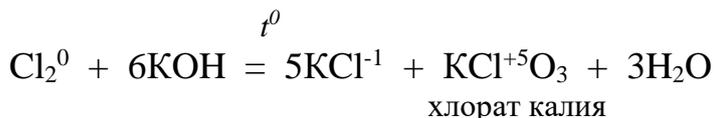
При рассмотрении способов получения и химических свойств щелочных металлов, их оксидов и гидроксидов повторяются важные темы вопросы курса химии основной школы:

- электролиз расплавов и растворов веществ (получение щелочных металлов и щелочей);
- электролитическая диссоциация, реакции ионного обмена (свойства солей щелочных металлов);
- окислительно-восстановительные реакции (свойства щелочных металлов и щелочей);
- амфотерность (химические свойства щелочей и оксидов щелочных металлов);
- комплексные соединения (химические свойства щелочей);
- кристаллогидраты (соли щелочных металлов).

При рассмотрении свойств щелочей не лишним будет привести уравнения их реакций с галогенами, отсутствующие в параграфе. При комнатной температуре в хлором и бромом протекает реакция диспропорционирования, приводящая к образованию смеси солей – галогенида и гипогалогенида щелочного металла:



При нагревании положительная степень окисления атома хлора в соли кислородсодержащей кислоты увеличивается до +5:



Эта реакция лежит в основе получения сильного окислителя - бертолетовой соли (хлората калия).

31. Общая характеристика элементов IIIA-группы

Цель урока — дать общую характеристику элементам IIА-группы на основании их положения в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева; охарактеризовать строение, физические и химические свойства в свете общего, особенного и единичного; выделить подгруппу щелочноземельных металлов на основании общности их свойств, закрепить умение предсказывать физические и химические свойства оксидов и гидроксидов щелочноземельных металлов на основе их состава и строения; подтвердить прогнозы уравнениями соответствующих реакций.

Рассмотрение элементов главной подгруппы II группы можно построить по двум сценариям.

1. Сначала дать общую характеристику всех элементов от бериллия до радия, затем выделить совокупность щелочноземельных металлов и объяснить причину такого выделения. Дальнейшее рассмотрение свойств простых веществ и их соединений сконцентрировать именно на щелочноземельных металлах.

2. Дать общую характеристику щелочноземельных металлов, затем кратко охарактеризовать особенности бериллия и магния и пояснить, почему их свойства существенно отличаются от свойств кальция, стронция и бария.

Выбор одного из двух путей остается за учителем и зависит как от его методических предпочтений, так и от уровня подготовки учащихся класса.

В любом случае рекомендуется продолжить построение логических цепочек: положение в периодической системе → строение атома → прогнозирование свойств → выяснение корректности прогноза (табл. 6).

Таблица 6

**Прогнозирование свойств щелочноземельных металлов
на основании положения в периодической системе Д.И. Менделеева**

| Положение в периодической системе Д.И. Менделеева | Строение атома | Ожидаемые свойства и закономерности |
|---|--|--|
| Щелочные металлы расположены в главной подгруппе II группы периодической системы. | У атомов щелочноземельных металлов на внешнем энергетическом уровне два электрона. | 1. Типичные металлы (легче отдать 2 электрона, чем присоединить 6 для завершения внешнего уровня). 2. Максимальная степень окисления +2. 3. Формула высшего оксида ЭО. 4. Формула гидроксида Э(OH) ₂ , проявляют основные свойства. 5. Летучих водородных соединений не образуют. |
| Щелочные металлы находятся в 4-7 периодах. | От кальция к радю увеличивается число электронных слоев. | 1. Очевидно, свойства щелочноземельных металлов отличаются от свойства бериллия и магния, поскольку они выделены в отдельную совокупность элементов. 2. С ростом порядкового номера растет радиус атомов щелочноземельных металлов. |

| | | |
|--|--|--|
| | | 3. Металлические свойства с увеличением радиуса атома усиливаются. |
|--|--|--|

Не следует избегать неверных предположений учащихся в процессе прогнозирования свойств на основании положения элементов в периодической системе и строения атома. Например, кто-то из ребят предположит существование для щелочноземельных металлов промежуточной степени окисления +1. К «несбывшимся» прогнозам учитель возвращается при рассмотрении конкретных свойств и объясняет причины ошибочности предположения.

Эффектна демонстрация опыта горения магния на воздухе и в воде. Кусочек магниевой ленты длиной 3-4 см берут за один конец тигельными щипцами, другой поджигают пламенем горелки. Магний горит ослепительно ярким пламенем. Через 2-3 с горящую ленту погружают в стакан с водой. Магний продолжает гореть. По окончании реакции в стакане образуются белые нерастворимые в воде хлопья. Учитель выясняет с учащимися, что это за вещества это могут быть, испытывает содержимое стакана раствором фенолфталеина, делает выводы. При отсутствии магниевой ленты можно воспользоваться порошком металла, вместо щипцов – ложечкой для сжигания веществ.

Информацию о солях щелочноземельных металлов, приведенную в учебнике, можно дополнить следующими фактами.

Карбонат кальция CaCO_3 чаще всего встречается в виде минерала кальцита, образующего мел, известняк, мрамор. Кальцит принадлежит к числу самых распространенных в земной коре минералов, он составляет 90 % общей массы всех породообразующих карбонатов. Из кальцита слагаются иногда целые известняковые горы и хребты.

В природе постоянно происходит круговорот веществ, и известняковые горные массивы, образовавшиеся на протяжении длительных геологических периодов, подвергаются выветриванию – разрушению под действием воды и воздуха. Нерастворимый карбонат кальция под действием воды и углекислого газа постепенно переходит в растворимую форму. Потоками воды он уносится в моря и океаны, на своем пути теряет углекислый газ и снова переходит в кальцит. А на месте размытой толщи карбоната кальция образуются карстовые котловины, воронки, пещеры (от названия известнякового плато Карст на северо-востоке от горы Триест на побережье Адриатического моря, где они были изучены впервые).

Самая мягкая форма кальцита – хорошо знакомый вам мел. Он используется в строительстве, как полировочный материал, для получения красок. Мел применяют в производстве цемента, карбида кальция, в парфюмерной, резинотехнической и других отраслях промышленности.

Известняк – замечательный строительный камень. В XII в. в бассейнах рек Москвы и Оки были открыты богатые месторождения мягкого и удивительно красивого белого известняка, получившего название мячковского. Это название строительный камень получил благодаря селу

Мячково, где известняк добывали и обрабатывали. На протяжении восьми веков русские зодчие возводили из мячковского известняка белокаменные соборы и церкви, элементы богатого убранства храмов.

Толици известняка, попадавшие в результате геологических процессов под воздействие высоких температуры и давления, за сотни тысяч лет превращались в более твердую породу – мрамор.

Белоснежный или красиво окрашенный в различные цвета мрамор с глубокой древности использовался для создания выдающихся произведений искусства и архитектур).

Мрамор имеет зернистое строение, поэтому легко поддается резцу скульптора, отполированная поверхность камня приобретает великолепный блеск и прочность.

Не менее важную роль карбонат кальция играет в живой природе. Земледельцы давно заметили, что на почве, обработанной известняком, растительность чувствует себя лучше. Особенно это важно для молодых растений. Без кальциевых солей их корни делаются вялыми, быстро загнивают. Потому-то молодое растение жадно впитывает в себя эти соли, ему надо окрепнуть. А к старости в стволе и корнях накапливается много кальциевых солей. Они и придают деревьям прочность.

Карбонат кальция входит в состав наружного скелета морских звезд, кораллов, раковин двустворчатых и брюхоногих моллюсков, панцирей морских ежей и скелетов микроорганизмов, которые, отмирая, опускаются на дно и скапливаются там, постепенно превращаясь в залежи известняка и мрамора. Карбонат кальция – это главная составная часть жемчуга и яичной скорлупы.

***Фосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$.** Это твердое белое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде. В земной коре фосфат кальция входит в состав нескольких минералов: фосфоритов, апатитов, фтороapatитов.*

Нам известно, что это главный конструкционный материал для построения внутреннего скелета позвоночных: костей, зубов.

Фосфат кальция содержится в мышцах, нервных тканях, особенно это вещество необходимо для построения скелета ребенка. Нехватка $Ca_3(PO_4)_2$ в организме человека и животного приводит к заболеванию рахитом. Источниками фосфата кальция являются такие продукты, как сыр, говядина, печень, рыба, белый хлеб, яйца, молоко, йогурт.

Фосфат кальция служит сырьем для производства большинства фосфорных удобрений.

32. Жесткость воды и способы ее устранения

Небольшой параграф посвящен важному с технической точки зрения понятию – жесткость воды. **Цель урока** — сформировать представление о причинах

возникновения и классификации жесткости воды, ее свойствах, способах устранения жесткости воды.

В начале урока учитель демонстрирует учащимся известковый налет на водонагревательных приборах – кипятильнике, электрочайнике, слой накипи в обрезке водопроводной трубы (рис. 10). Такие неприятности – результат контакта с водой, называемой жесткой.

Жесткость воде придают растворимые соли щелочноземельных металлов, главным образом, кальция и магния, а также железа(III). Различают временную (карбонатную) и постоянную жесткость воды.

Учитель подчёркивает, что жёсткая вода не может быть использована для заполнения системы отопления в жилых домах, систем охлаждения или нагрева промышленных установок и реакторов, она не годится для производства водяного пара, для стирки белья.



Рис. 10. Слой накипи в водопроводных трубах

Затем учитель формулирует проблему: «Откуда в воде появляются соли кальция и магния?» «Виноваты» в этом осадочные породы, содержащие карбонаты кальция и магния, по которым протекают природные воды. Поскольку в воде содержится некоторое количество растворенного углекислого газа, она способна реагировать с карбонатами щелочноземельных металлов, переводя их в растворимые гидрокарбонаты:



В противоположность жесткой воде ту воду, в которой содержится небольшое количество солей щелочноземельных металлов, называют мягкой. Но «мягкая» или «жесткая» - это качественная характеристика воды. Существует и количественная оценка жесткости. С 2014 г. в России принято измерять этот параметр в градусах. Один градус жесткости (°Ж) соответствует содержанию в воде 20 мг ионов кальция Ca^{2+} или 12 мг ионов магния Mg^{2+} в одном литре воды. Откуда взялись эти значения? Нетрудно догадаться, что это половина миллимолярной массы данных элементов – так называемый миллиграмм-эквивалент.

Вода с жесткостью до 2°Ж считается мягкой, от 2 до 10°Ж – средней жесткости, свыше 10°Ж – жесткой.

Российским стандартом качества питьевой воды установлена предельно допустимая жесткость в 7°Ж. В странах Евросоюза этот показатель составляет 2,9°Ж/

Наземные природные воды обычно имеют среднюю жесткость – от 2 до 5°Ж. Подземные воды более жесткие – до 20°Ж.

Считается, что употребление умеренно жесткой воды для питьевых и кулинарных целей для человека безвредно, хотя существует мнение, что повышен-

ное содержание кальциевых солей провоцирует мочекаменную болезнь. Тем не менее, ионы кальция и магния необходимы для нормального функционирования организма, поэтому врачи рекомендуют умеренное употребление минеральных вод.

Далее учитель рассказывает о способах умягчения воды, одновременно подготавливая учащихся к проведению на следующем уроке практической работы №6.

Основное внимание учитель уделяет термическому (кипячение) и химическому способам умягчения воды, поскольку протекающие при этом химические реакции важны для понимания сущности процесса. Однако не лишним будет упомянуть и современные способы, используемые на производствах и в бытовых приборах очистки воды.

Ионообменный способ. Жесткую воду пропускают через гранулы особой смолы, которую называют *ионообменной*. В результате смола связывает катионы щелочноземельных металлов, а вместо них отдает в раствор катионы натрия. Преимущества метода очевидны: он не требует затрат энергии на кипячение воды, отсутствует риск неверной дозировки осаждающих соли кальция и магния реактивов, не образуются уносимого током воды осадка. Ионообменный способ годится не только для замены одного иона в растворе на другой, но и обессоливания (удаления солей) воды. В этом случае последовательно используют два типа ионообменной смолы: катионит и анионит. Катионит заменяет катионы любых металлов на катионы водорода, а анионит «запускает» в раствор гидроксид-ионы вместо анионов кислотных остатков. В результате рекомбинации ионов H^+ и OH^- образуется вода, соли прочно удерживаются ионообменной смолой. К недостаткам этого способа следует отнести ограниченную емкость ионообменных смол. Через некоторое время безупречной работы они начинают пропускать ненужные ионы, а после насыщения смолы ионный обмен вовсе прекращается. Смоле приходится менять или регенерировать.

Мембранный способ. Жесткая вода проходит через специальные мембраны, играющие роль своеобразного фильтра. Они пропускают только молекулы воды, а катионы щелочноземельных металлов, имеющих больший радиус, остаются «за барьером». Метод достаточно эффективен, однако требует периодического удаления скопившихся вблизи мембраны «ненужных» ионов, замены мембран с «забившимися» порами.

Электромагнитный способ. Электромагнитная обработка жесткой воды не удаляет из нее катионы щелочноземельных металлов, однако изменяет их свойства. В результате они теряют способность образовывать при нагревании воды осадок, отлагающийся в воде накипи. Этим устраняется одно из главных отрицательных качеств жесткой воды.

33. Алюминий и его соединения

Из всех элементов главной подгруппы III группы в соответствии со стандартом основного общего образования подробно изучаются только свойства алюминия. Однако для закрепления навыков прогнозирования свойств элементов и их соединений на основании положения в периодической системе Д.И. Менделеева и строения атома целесообразно провести общую характеристику элементов IIIA группы с прогнозированием их свойств. Поэтому цель урока состоит в определении закономерностей изменения свойств химических элементов IIIA-группы и их соединений в зависимости от их положения в периодической системе Д. И. Менделеева, изучении свойства алюминия, специфики физических и химических свойств его оксида, гидроксида, солей.

Проведение подобного анализа в последовательности элементов IA —IIA — IIIA — групп даёт прекрасную возможность иллюстрации философского закона перехода количества в качество. Постепенное увеличение электронов на внешнем энергетическом уровне приводит к плавному ослаблению металлических свойств и усилению свойств неметаллических (табл. 7).

Таблица 7

**Прогнозирование свойств элементов IIIA-группы
на основании положения в периодической системе Д.И. Менделеева**

| Положение в периодической системе Д.И. Менделеева | Строение атома | Ожидаемые свойства и закономерности |
|---|--|---|
| Расположены в главной подгруппе III группы периодической системы. | На внешнем энергетическом уровне содержат три электрона. | 1. Максимальная степень окисления +3. 2. Формула высшего оксида $\text{Э}_2\text{O}_3$. 3. Формула гидроксида $\text{Э}(\text{OH})_3$. |
| Находятся в периодах со 2-го по 7-й. | От бора к таллию увеличивается число электронных слоев. | 1. Возможно, элемент с малым радиусом атома (бор) проявляет уже значительные неметаллические свойства 2. С ростом порядкового номера растет радиус атомов IIIA-группы. 3. Металлические свойства с радиуса атома усиливаются. |

Учитель сообщает учащимся дополнительную информацию. Сочетание малого радиуса атома и значительного числа валентных электронов приводят к тому, что неметаллические свойства бора преобладают над металлическими. Следующий элемент – алюминий – относят к металлам, однако он проявляет и некоторые характерные для неметаллов свойства, например, взаимодействует со щелочами.

Продолжить логическую цепочку, как следствие изложенных фактов, учитель предлагает учащимся.

Можно ли ожидать существование летучего водородного соединения бора? По всей вероятности, да.

Каков характер оксида бора? Это кислотный оксид.

Каков характер гидроксида бора? По всей вероятности, это кислота. Следовательно, ее формулу записывают не $B(OH)_3$, а H_3BO_3 .

Каков характер оксида и гидроксида алюминия? С учетом знаний, полученных при рассмотрении темы «Амфотерность», учащиеся без труда констатируют: это амфотерные оксид и гидроксид.

Какая тенденция в изменении свойств ожидается для следующих элементов IIIA-группы? Металлические свойства в ряду галлий – индий – талий будут усиливаться, усиливаться будет основной характер их оксидов, гидроксиды будут проявлять все более выраженные основные свойства.

Таким образом, у учащихся формируется умение описывать предполагаемые свойства химических элементов и их соединений на основании положения в периодической системе, а не зазубриванием уравнений многочисленных химических реакций.

Следующий занимательный материал используется при наличии времени.

Впервые алюминий был получен в 1825 году датским физиком Х.К. Эрстедом из природного глинозема с помощью электрического тока.

Алюминий сразу после его открытия привлек химиков своей красотой и легкостью. Внешне он походит на серебро, но примерно в три раза легче железа и меди. Алюминий обладает прекрасной пластичностью: его можно прокатать в тонкую фольгу, сделать тончайшие украшения, придать нужную форму. Вот только прочность чистого алюминия невелика. Но в виде сплавов с другими металлами он заметно «крепчает». Уже созданы сплавы алюминия с прочностью в 10 раз выше, чем стали.

Первоначально алюминий из-за несовершенного способа получения был необычайно дорог – почти в 10 раз дороже золота. Первые алюминиевые украшения и изделия были доступны только очень богатым людям. Император Наполеон III заменил серебряную посуду в своем дворце на более дорогую и редкостную – алюминиевую. Так, не ведая того, французский император заглянул в XX век, когда алюминиевая посуда стала обычной в любом доме. В знак признания выдающихся заслуг Д.И. Менделеева, который был назначен управляющим Главной палатой мер и весов, ему были преподнесены в подарок в Великобритании весы, одна чаша которых была сделана из золота, а вторая – из алюминия.

На балах знатные дамы во времена Наполеона III нередко щеголяли ювелирными украшениями, изготовленными из алюминия.

С открытием метода получения алюминия электролизом бокситов в расплаве криолита производство металла стремительно возросло, его цена стала падать. В настоящее время в мире ежегодно получают более 10 млн. т. алюминия.

Алюминий используется для изготовления проводов электрических передач, алюминиевых труб для нефтяной промышленности. Если поверх-

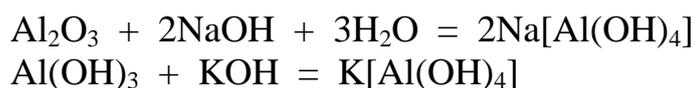
ность алюминия отполировать, он становится очень блестящим. Это свойство металла используется для производства зеркал, прожекторов, мощных отражателей.

Пластичность и нетоксичность алюминия лежат в основе его использования в производстве различных упаковочных материалов для пищевых продуктов. Вспомните хотя бы алюминиевую фольгу для обертки шоколада или приготовления пищи, алюминиевые банки для прохладительных напитков, крышки пластиковых баночек с йогуртом.

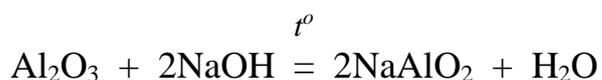
Большая часть производимого алюминия идет на получение сплавов. Благодаря легкости и прочности они широко используются в авиационной и космической промышленности. Недаром алюминий называют крылатым металлом.

При рассмотрении амфотерных свойств оксида и гидроксида алюминия следует обратить внимание на два обстоятельства.

1. С растворами щелочей оксид и гидроксид алюминия (впрочем, как и металлический алюминий) реагируют с образованием комплексных солей – тетрагидроксиалюминатов:



2. При сплавлении оксида алюминия со щелочами также образуется соль, однако совсем другого состава. Ее можно рассматривать как соль метаалюминиевой кислоты HAlO_2 :



Что собой представляет силикагель, учащиеся уже знают. А что такое алюмогель? По аналогии догадаться нетрудно. При осторожном высушивании геля гидроксида алюминия он теряет воду и превращается в пористые гранулы, напоминающие фарфор. Подобно силикагелю и активированному углю, алюмогель обладает очень развитой внутренней поверхностью со множеством пор. Прочно удерживая в многочисленных каналах молекулы веществ, алюмогель служит прекрасным адсорбентом: применяется для осушки газов, поглощения и концентрирования ценных газообразных веществ, очистки воды, обесцвечивания растворов (например, в производстве сахара). Алюмогель используется в качестве носителя катализаторов, предоставляя свою поверхность для нанесения на неё слоя никеля или оксида хрома, да и сам проявляет каталитическую активность, особенно в реакциях органического синтеза.

§34. Железо и его соединения

Железо завершает рассмотрение темы «Металлы». Это единственный элемент побочных подгрупп, знакомство с которым предусмотрено в курсе химии основной школы. В отличие от предыдущих уроков по изучению свойств эле-

ментов главных подгрупп, содержание урока не предполагает сравнительного анализа элементов – электронных аналогов железа. **Цель урока** — *ознакомление с особенностями электронного строения атома элемента побочной подгруппы, характеристика свойств железа и его соединений на основании положения в периодической системе Д. И. Менделеева.*

Прежде всего, учитель отмечает особенности электронного строения атомов элементов побочных подгрупп. У атомов таких элементов происходит заполнение не внешнего, а предвнешнего электронного подуровня. В периодической таблице Д.И. Менделеева они образуют группы ШБ – VIIIБ.

На внешнем электронном уровне атомы элементов побочных подгрупп содержат обычно один или два электрона, что однозначно позволяет отнести их к элементам-металлам. Однако наличие частично заполненного предвнешнего уровня существенно отражается на свойствах таких металлов, делая их химию яркой и самобытной.

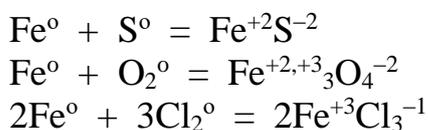
Простые вещества, соответствующие элементам побочных подгрупп – типичные металлы, часто высокопрочные и хорошо проводящие тепло и электричество. Вместе с тем, большинство из них образуют амфотерные оксиды и гидроксиды, а в высших степенях окисления – кислотные оксиды и кислоты.

Железо – самый распространенный из всех элементов побочных подгрупп металл в земной коре (4-е место среди всех элементов), на его долю приходится 4,65% литосферы. Известно около 300 минералов, содержащих железо. Основными из них являются магнитный железняк (магнетит) Fe_3O_4 , красный железняк (гематит) Fe_2O_3 , бурый железняк (лимонит) $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, сидерит $FeCO_3$ и пирит (железный или серный колчедан) FeS_2 .

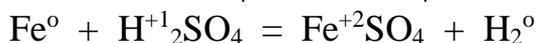
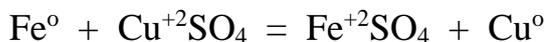
В биосфере железо — важнейший биоэлемент. Он входит в состав гемоглобина крови, при недостатке железа листья растений теряют окраску (хлороз).

Одна из особенностей железа, отличающая этот элемент от ранее изученных – переменная степень окисления. Поскольку в основной школе электронное строение атомов изучается недостаточно глубоко, учитель не имеет возможности приводить электронную конфигурацию атома железа, обосновывать устойчивость степени окисления +3 по сравнению со степенью окисления +2, не упоминает о существовании соединений Fe^{+6} .

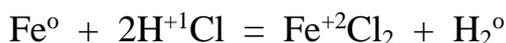
Характеризуя взаимодействие железа с окислителями, следует подчеркнуть, что степень окисления металла в продукте зависит от окислительных свойств партнера по реакции. Например, при взаимодействии железа с серой образуется сульфид железа(II), с кислородом – оксид железа (II, III), а с хлором — хлорид железа(III):



Аналогичная закономерность наблюдается и при взаимодействии железа со сложными веществами. Из приведенных ниже уравнений реакций два первых встречаются наиболее часто, поэтому учащимся рекомендуется запомнить: при реакции железа с раствором сульфата меди (II) и разбавленной серной кислотой образуется сульфат железа (II).



Хлорид железа (II) (а не хлорид железа (III)) образуется при растворении железа в соляной кислоте:



Железо было одним из первых металлов, знакомым человеку еще в каменном веке. «Железным веком» называют период от IX-VII веков до н.э., когда многие народы и племена Европы и Азии научились выплавлять железо из руд.

В Древнем Египте железо называли “небесным металлом”. Существует легенда, согласно которой царь Соломон после строительства Иерусалимского храма устроил пир в честь строителей, каждый из которых: каменщик, плотник, землекоп и др., - считал, что именно его труд в сооружении храма наиболее значимый. Мудрый Соломон разрешил этот спор так: поскольку все орудия строительства были сделаны из железа кузнецом, то главным строителем храма является именно кузнец.

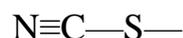
Было время, когда железо, как и алюминий, ценилось дороже золота. Богачи заказывали себе украшения из железа, причем нередко в золотой оправе. Как свидетельствует в «Илиаде» Гомер, победителя игр, устроенных Ахиллом, награждали куском золота и куском железа.

Примерно 9/10 всех используемых человеком металлов и сплавов – это сплавы на основе железа. Этого металла в мире выплавляется больше, чем всех остальных вместе взятых. К числу неоспоримых достоинств железа относится его дешевизна, доступность, ковкость, способность намагничиваться, возможность придать сплаву требуемые свойства путем введения различных добавок (легирование стали).

В заключение учитель актуализирует понятие «качественные реакции», демонстрирует обнаружение ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} с помощью растворов роданида калия, желтой и красной кровяных солей.

В данном вопросе есть несколько тонких моментов.

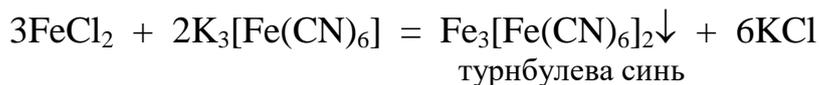
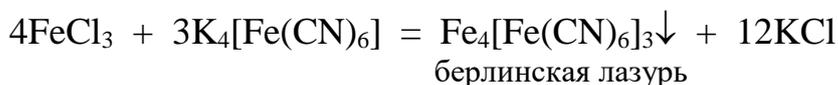
Во-первых, в литературе встречается несколько различных вариантов написания формулы роданидов металлов: KCNS , KSCN , KNCS . Какая из них верна? Вопрос не прост и не очевиден. Роданиды — соли роданистоводородной кислоты, которой приписывают формулу $\text{H}-\text{N}=\text{C}=\text{S}$. Логично записать формулу роданида калия как KNCS . Однако роданид-ион существует в виде двух таутомерных форм:



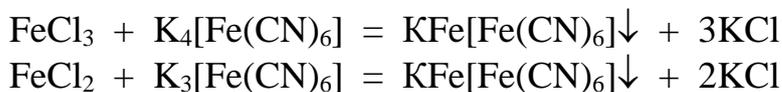
С учетом того, что роданиды часто называют синонимическим термином тиоцианаты, формулу солей часто записывают KSCN . Существует и «примири-тельная» точка зрения, что для роданидов щелочных металлов следует записывать формулу MeNCS , в то время как для солей двухзарядных катионов справедлива формула $\text{Me}(\text{SCN})_2$. Ну как тут не запутать ребят?

Во-вторых, формулы красной и желтой кровяных солей очень похожи, отличаются лишь одним индексом (3 или 4), связанным со степенью окисления атома железа (Fe^{+3} или Fe^{+2}) в веществе: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ соответственно. Есть мнемоническое правило, позволяющее соотнести формулу соли с её тривиальным названием. По-английски красный – red, в слове 3 буквы, значит, и атомов калия тоже три. Желтый цвет сродни золотому. Gold – золото. В слове 4 буквы, в составе желтой кровяной соли 4 атома калия.

В-третьих. Ранее берлинскую лазурь и турнбулеву синь, продукты взаимодействия желтой и красной кровяных солей с ионами Fe^{+3} или Fe^{+2} соответственно, считали разными веществами, формулы им тоже приписывали разные:



В настоящее время считают, что составы берлинской лазури и турнбулевой сини идентичные, это одно и то же вещество, имеющее формулу $\text{KFe}[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат(II) железа(III)-калия:



35. Коррозия металлов и способы защиты от нее

Цель урока — сформировать у учащихся представление о коррозии как химическом или электрохимическом процессе; проиллюстрировать различные типы коррозии уравнениями химических реакций; охарактеризовать способы защиты металлов от коррозии.

Привычный в обиходе термин «ржавление» — это частный случай коррозии конкретного металла — железа. Учитель может попросить ребят принести на урок изделия из металла, покрытые слоем ржавчины, а затем продемонстрировать действие средств, преобразующих рыхлый слой ржавчины в защитное покрытие. Для этого ржавый гвоздь или лезвие ножа погружается в 10%-ный раствор фосфорной кислоты, через непродолжительное время верхний слой смывается под струей воды. Поверхность металла покрывается пленкой фосфата железа, прочно сцепленного с металлом, не растворимого в воде, предохраняющего металл от дальнейшего разрушения.

Учитель рассматривает коррозию, как химический и как электрохимический процесс, с тем, чтобы предложить различные способы защиты металлов от этой напасти.

В заключение изучения нового материала обобщаются способы защиты металлов от коррозии с оформлением таблицы (табл. 8).

Таблица 8

Способы защиты металлов от коррозии

| Способ защиты | Сущность защиты | Примечание |
|-----------------------------------|--|---|
| 1. Шлифование поверхности изделий | Устранение неоднородностей на поверхности, задерживающих влагу | Поверхностный слой (с разрушенными кристаллами) однороднее, более активно взаимодействует с кислородом с образованием защитной оксидной пленки |
| 2. Применение легированных сталей | Пассивация металла | Введение в состав стали в процессе ее плавки легирующих элементов (Cr, Ni, Al, Mn, Mo, V, W), образующих защитные оксидные пленки |
| 3. Нанесение покрытий | Изоляция металла от внешней среды | <i>Неметаллические покрытия:</i> лаки, краски, эмали, смолы, масла, полимеры. <i>Металлические покрытия:</i> цинкование, алюминирование, меднение, хромирование, никелерование, золочение, серебрение и др. <i>Химические покрытия:</i> оксидирование, азотирование, цементация (науглероживание) и др. |
| 4. Электрохимическая защита | Превращение металлического изделия в катод | <i>Протекторная (анодная) защита:</i> к металлической конструкции присоединяют более активный металл (анод) – протектор. <i>Катодная защита:</i> защищаемое изделие присоединяют к катоду внешнего источника тока |
| 5. Обработка среды | Внесение веществ, замедляющих коррозию. Удаление веществ, вызывающих коррозию | Такие вещества называют ингибиторами коррозии. Деаэрация – удаление растворенного в воде кислорода |

Учитель можно сообщить следующие дополнительные сведения о защите металлов от коррозии.

- Для защиты изделий, находящихся в жилых помещениях и не подвергающихся механическим воздействиям, достаточно покрыть их какой-либо краской или лаком.
- Если необходимо не только защитить металл от влияния среды, но и придать ему декоративный вид, то металлическое изделие хромируют, никелируют, серебрят и золотят.
- Изделия и конструкции, «работающие» в воде или во влажной атмосфере, как правило, подвергают цинкованию. Для предохранения металлов от

влияния растворов серной кислоты их покрывают свинцом (т.к. сульфат свинца не растворим).

- Посуду, пищевую тару, кухонный инвентарь можно лудить, т.е. покрывать оловом. Белая жель для консервной промышленности – это тонкая листовая сталь, покрытая оловом.
- Резина и фенолоформальдегидные смолы защищают металл от коррозии в среде соляной кислоты.
- Наиболее известными антикоррозийными покрытиями для автомобилей являются эпоксидно-каучуковые мастики, мастики на битумной основе, эмали и восковые покрытия.

36. Металлы в природе. Понятие о металлургии

Заключительные два урока темы посвящены способам получения металлов.

Цель уроков — научить классифицировать формы природных соединений металлов; характеризовать общие способы получения металлов: пиро-, гидро- и электрометаллургию; иллюстрировать эти способы примерами и уравнениями реакций с составлением электронного баланса; описывать доменный процесс и электролитическое получение металлов; различать чёрные и цветные металлы, чугуны и стали.

Хорошо зарекомендовала себя методика рассмотрения металлов в природе с использованием ряда напряжений металлов, которую мы и предлагаем учителю.

Металлы встречаются в природе в свободном виде – это так называемые самородные металлы. К ним относятся металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода: золото и платина (только в самородном виде), медь, ртуть и серебро (встречаются в самородном виде, но гораздо чаще образуют соединения).

Самородные металлы обычно содержатся в небольших количествах в виде зерен или вкраплений в горных породах. Изредка встречаются и довольно крупные куски металлов - самородки. Так, самый крупный из найденных самородков меди весил 420 т, серебра – 13,5 т.

Из-за своей химической инертности золото также встречается в природе в чистом виде: в самородках или в виде вкраплений в твердые породы. На россыпи золота, благодаря привлекательному внешнему виду, обратили внимание древние скотоводы, и уже в VI тысячелетии до нашей эры научились обрабатывать металл кустарным способом. Благодаря мягкости (даже ноготь оставляет на нем царапину) и удивительной красоте золото стало излюбленным материалом ювелиров и художников.

Легкодоступное золото, лежащее на поверхности, вскоре было собрано, и в развитых странах древнего мира стали добывать крупинки

металла, вкрапленные в кварцевые породы. Содержание металла в них не превышало нескольких граммов на тонну пустой породы. Кварц измельчали и на специальных наклонных лотках промывали водой. Благодаря очень большой плотности, золотые песчинки оставались на лотке, а пустая порода уносилась потоком воды. Так же «мыли» золото артели старателей. При разрушении горных пород золото вместе с песком и глиной уносится водой в русла рек, где и образуются золотые россыпи. Только один Амур выносит в Тихий океан ежегодно 8,5 т золота.

Первую в России золотую россыпь обнаружил в 1724 г. крестьянин Ерофей Марков в районе Екатеринбурга. В начале XIX в. были открыты новые месторождения золота в Сибири. С 1821 по 1850 гг. в России было добыто 3293 т золота, почти в 4 раза больше, чем во всех остальных странах мира.

Значительная химическая активность металлов приводит к тому, что в земной коре они встречаются главным образом в виде соединений - минералов: оксидов, сульфидов, хлоридов, сульфатов, карбонатов и т.д. Минералы входят в состав горных пород и руд.

Минералы и горные породы, содержащие металлы и их соединения, из которых выделение чистых металлов технически возможно и экономически целесообразно, называют *рудами*.

Учитель демонстрирует учащимся образцы руд из коллекции.

Обычно перед получением металлов из руды ее предварительно *обогащают* – отделяют пустую породу, примеси и т.д. В результате образуется *концентрат*, служащий сырьем для металлургического производства.

Металлургия – это наука о методах и процессах производства металлов из руд и других металлосодержащих продуктов, о получении сплавов и обработке металлов. Такое же название имеет и важнейшая отрасль тяжелой промышленности, занимающаяся получением металлов и сплавов.

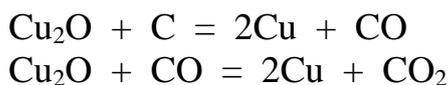
Учитель формулирует проблемный вопрос. Во всех без исключения рудах металлы находятся в форме катионов. Какой процесс с точки зрения перехода электронов необходимо использовать для получения металлов из руд. Обобщая ответы учащихся, учитель формулирует вывод: получение металлов из руд основано на процессах восстановления:



В зависимости от способа восстановления металлов из руд, т.е. природы восстановителя и источника электронов различают несколько видов металлургии.

Пирометаллургия – восстановление металлов из руд при высоких температурах с помощью химических восстановителей. В качестве последних выступают уголь (кокс), оксид углерода(II), водород, активные металлы. Наиболее пригодны для получения металлов этим способом их оксиды, поэтому сульфидные руды или карбонатные соединения предварительно обжигают в специальных печах, получая таким образом оксиды.

Так, например, с помощью кокса и оксида углерода(II) в цветной металлургии получают медь из красной медной руды – куприта:



Учитель характеризует и иные виды пирометаллургии: **водородотермию, металлотермию.**

Гидрометаллургия – это способы получения металлов из растворов их солей. В качестве восстановителей используют, например, более активные металлы. Так в цветной металлургии получают серебро, цинк, молибден, золото, уран и др.

Электрометаллургия – это способ получения металлов с помощью электрического тока — электролиза. С помощью этого метода получают в основном легкие металлы: алюминий, щелочные и щелочноземельные металлы из расплавов оксидов, гидроксидов или хлоридов. Электролитическим способом из расплавов соединений получают 70% магния, большое количество калия, лития, кальция, бария, стронция, бериллия, марганца, а также тугоплавкие металлы: титан, вольфрам, молибден, ванадий, цирконий, тантал, ниобий. Эти металлы широко используются в авиации, космонавтике, атомной промышленности, в электротехнике, медицине.

Из расплавов соединений получают и лантаноиды (они применяются как присадки к сталям и чугунам, входят в состав лаков, красок, люминофоров, катализаторов) и актиноиды, многие из которых являются топливом в ядерных реакторах.

Второй урок рекомендуется посвятить изучению важнейших металлургических процессов – получению чугуна и стали. Как вариант, урок можно провести в форме деловой игры. Приводим некоторые материалы, которые помогут распределить среди учащихся роли и дать начальную информацию для подготовки к уроку.

Ведущий. *Давайте познакомимся с историей получения железа. Первые печи для выплавки железа имели 2 отверстия: сверху и внизу. На дно такой печи насыпали древесный уголь, а затем слой руды и снова уголь. Уголь поджигали и продували через печь воздух, раздувая пламя мехами. Углерод восстанавливал железо из руды.*

В древности железо получали также в «сыродутных» печах, которые на самом деле представляли собой просто прорытые в толще глины норы. Такие «норы» выходили одним концом на склон оврага, и горение угля в печи поддерживалось ветром. Пользовались еще «волчьими ямами» - домницами (от славянского слова «дмути» - дуть), которые вырывали в земле. Сыродутным способом получали «крицу» - лепешку «мягкого» железа, в котором почти не было примеси углерода. Тепло от горения древесного угля не хватало для того, чтобы металл расплавлялся полностью. Поэтому крица захватывала примеси шлака – расплавленной пустой породы. От него избавлялись в кузнице, выбивая молотом.

Начальник отдела снабжения. Сырьем для производства чугуна и стали являются железные руды – магнетит Fe_3O_4 (содержит до 72% Fe), Южный Урал (Магнитогорск), Курская магнитная аномалия; гематит Fe_2O_3 (содержит до 65% Fe), Криворожский район, лимонит $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$ (содержит до 60% Fe), Крым (Керченское месторождение), пирит FeS_2 ($\approx 47\%$ Fe), Урал. В некоторых местах встречается минерал сидерит, основная составная часть которого – карбонат железа(II) $FeCO_3$. Его тоже используют для производства чугуна и стали.

Главный инженер. Доменная печь имеет форму двух усеченных конусов, соединенных основаниями. Высота доменной печи более 60 м, диаметр – около 10 м. Стены доменной печи выкладывают из огнеупорного кирпича и снаружи скрепляют стальной оболочкой. Верхняя часть доменной печи называется колошником, средняя – шахтой, а наиболее широкая – распаром. В самом низу находится горн, имеющий цилиндрическую форму. Внизу горна накапливаются жидкий чугун и шлак, в верхней части горна есть отверстие для вдувания воздуха. Наверху домны имеется автоматическое загрузочное устройство. Внутренний объем печи 5000 м³.

Главный технолог. Печь работает в режиме противотока. Сверху в печь непрерывно подается раздробленная до определенных размеров руда и кокс. Снизу вверх движется нагретый газ – восстановитель – оксид углерода(II) CO. Он получается в нижней части домны при сгорании кокса в потоке воздуха, обогащенного кислородом. При сгорании углерода вначале образуется углекислый газ CO_2 , который проходит через расположенный кокс и превращается с CO. Он восстанавливает железо из оксида железа(III) через промежуточные продукты:

- 1) $C + O_2 \rightarrow CO_2$;
- 2) $CO_2 + C \rightarrow 2CO$
- 3) $3Fe_2O_3 + CO \rightarrow 2Fe_3O_4 + CO_2$
- 4) $Fe_3O_4 + CO \rightarrow 3FeO + CO_2$
- 5) $FeO + CO \rightarrow Fe + CO_2$

В результате получаем чугун – сплав железа, содержащий 3,0 – 4,5% углерода (показывает образец из коллекции, отправляет его по рядам для ознакомления).

Главный энергетик. Распределение температуры в доменной печи следующее: 1850°C в горне; $\approx 1100^\circ C$ в распаре; 250-200°C в шахте. Столь высокая температура в горне обеспечивается экзотермической реакцией горения угля.

Заведующий лабораторией. Производительность доменной печи зависит не только от её размера, но и от скорости протекания в ней химических процессов.

Скорость химических реакций увеличивается при повышении концентрации реагирующих веществ. Поэтому железную руду рекомендуется обогащать, т.е. отделять ее от пустой породы, а к вдуваемому в печь воздуху добавлять кислород.

Скорость химических реакций зависит от поверхности соприкосновения реагирующих веществ. С учетом этого загружаемые в доменную печь руда и кокс должны состоять из кусков определенных размеров. Крупные куски необходимо измельчать, а слишком мелкие укрупнять спеканием, иначе мелкие куски закроют проход газам.

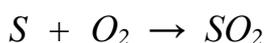
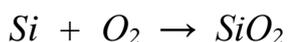
Скорость реакции зависит от температуры. Для повышения температуры воздух, вдуваемый в печь, предварительно необходимо нагревать в регенераторах.

Начальник планово-экономического отдела. На нашем комбинате ежегодно из 200 тыс. т железной руды выплавляется 20 тыс. т чугуна, 35 тыс. т стали, производится 28 тыс. т изделий из металла. Продукция комбината, помимо России, поставляется в 22 государства ближнего и дальнего зарубежья.

Начальник отдела сбыта. Чугун хрупок, при ударе ломается. Изделия из него массивны и тяжелы: станины и маховики машин, решетки, крышки люков, трубы, мясорубки, сковородки (демонстрирует изделия из чугуна). Основная часть чугуна используется для передела его в сталь.

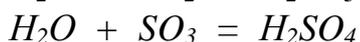
Главный механик. Превращение чугуна в сталь происходит в реакторе, который называется конвертор. Конвертер – большой металлический сосуд грушевидной формы. Изнутри конвертер выложен огнеупорной плиткой. Загружают конвертор в горизонтальном положении. Воздух или чистый кислород подается в конвертор под давлением через фурму.

Химик-технолог. Сущность передела чугуна в сталь в конвертере сводится к удалению из чугуна избыточного углерода, кремния, фосфора и серы путем их оплавления, связывания и удаления в виде шлака:



Получаем сталь – сплав железа, содержащий менее 2% углерода (демонстрирует образец из коллекции, отправляет его по ряду для ознакомления).

Главный эколог. При обжиге железных руд, например, пирита FeS_2 , образуются газы, содержащие оксид серы(IV) SO_2 и оксид серы(VI) SO_3 . При попадании этих газов в атмосферу образуются кислотные дожди:



Кислота угнетает растительность, отнимает у почвы плодородие. Чтобы предотвратить это явление, на комбинате реализуется принцип безотходного производства. Доменный газ направляется на регенерацию и после разбавления воздухом вновь используется в доменном процессе. Это значительно снижает загрязнение окружающей среды.

Глава 5. Химия и окружающая среда

Общие рекомендации по изучению темы

Небольшая глава, включающая всего два параграфа, играет, тем не менее, заметную роль в системе школьного химического образования. Это объясняется тем, что в данной теме рассматриваются вопросы интеграции химии в систему естественных дисциплин, полярная роль химии как в загрязнении, так и в охране окружающей среды, международное сотрудничество в сфере экологии. Таким образом, для учащихся, которые в обозримом будущем выберут гуманитарное или социально-экономическое направление образования, даются ответы на вопрос «Для чего мне эта химия?».

При рассмотрении химической организации Вселенной, Солнечной системы, планеты Земля следует подчеркнуть единство живой и неживой природы на атомном уровне. Рекомендуется провести интегрированный урок химия-география, химия-биология или химия-астрономия.

Что касается число химической составляющей материала, то он чрезвычайно удобен для отработки смыслового различия использования названий элементов и простых веществ. Данное задание с недавнего времени включено в контрольно-измерительные материалы основного государственного экзамена по химии и не должно вызывать затруднений учащихся при решении.

Второй урок посвящен вопросам экологии и защиты природы. В наши дни проблема охраны окружающей среды чрезвычайно обострилась в связи со значительным, а очень часто и катастрофическим воздействием хозяйственной деятельности человека на природу.

Производственная деятельность человека нанесла биосфере — живой оболочке Земли — серьезный урон, нарушив сложившееся за время существования планеты экологическое равновесие. Загрязнение окружающей среды в нашем сознании связывается в первую очередь с отравлением воды, воздуха, земли, которое может непосредственно влиять на здоровье и самочувствие человека. Однако химическое загрязнение чревато и косвенными эффектами. Например, большие выбросы углекислого газа сказываются на климате, что, в свою очередь, отражается на производстве продуктов питания; изменение концентраций биогенных элементов (азота, серы, фосфора, калия и др.) приводит к гибели одних популяций и бурному размножению других.

Обсуждать подобные вопросы целесообразно в формате диспута, деловой игры, ученической конференции.

37. Химический состав планеты Земля

Данный урок является заключительным в изучении химии элементов в основной школе. **Его цель** — научить школьников интегрировать сведения по фи-

зической географии в знания о химической организации планеты; характеризовать химический состав геологических оболочек Земли; различать минералы и горные породы, в том числе и руды.

Объяснение нового материала начинается с очень краткой характеристики распределения химических элементов во Вселенной. Безусловные лидеры - водород и гелий, на долю которых суммарно приходится около 98% космической массы. Примерно такая же картина распределения химических элементов в Солнечной системе. «Первую скрипку» здесь играет наша звезда — Солнце. В среднем на каждые 10 000 атомов водорода на Солнце приходится 1 000 атомов гелия, 5 атомов кислорода, 2 атома азота, 1 атом углерода. Остальных элементов в составе солнечного вещества еще меньше. Однако при переходе от вселенских масштабов к планетарным картина меняется. Из восьми планет Солнечной системы четыре (Земля, Меркурий, Венера и Марс) относятся к так называемой земной группе. Средняя плотность вещества планет земной группы характерна для твердого вещества: от 3,9 г/см³ у Марса до 5,5 г/см³ у Земли. Породы, составляющие твердую поверхность этих планет и Луны, сходны по химическому составу с земными породами. Они содержат оксиды кремния, железа, магния, алюминия и других элементов.

По плотности вещества планеты-гиганты (Сатурн, Нептун, Уран, Юпитер) значительно уступают планетам земной группы: от 0,7 г/см³ у Сатурна до 1,8 г/см³ у Нептуна. Эти планеты в основном состоят из водорода и гелия, находящихся в газообразном и жидком состоянии. У них нет твердой поверхности в привычном смысле этого слова. То, что воспринимается как поверхность планет-гигантов, — это мощный слой облаков в их атмосферах, состоящих из водорода, гелия, метана, аммиака и других газов.

Затем учитель переходит к характеристике химического состава Земли по элементам её строения (ядро, мантия, литосфера, литосфера, земная кора, гидросфера, атмосфера).

В состав литосферы, которая является внешней твердой оболочкой Земли и объединяет земную кору с верхней частью мантии, входят 90 химических элементов. Однако их кларки (числа, выражающие среднее содержание химических элементов) очень неравнозначны. На долю восьми элементов (кислород, кремний, алюминий, железо, кальций, натрий, калий и магний) приходится 98% массы литосферы. А содержание такого химического элемента, как радиоактивный астат, оценивается всего в один грамм во всей литосфере! Поэтому изучение химических свойств простого вещества астата и его химических соединений практически невозможно. Главным образом это только прогноз на основании положения элемента в периодической системе.

При характеристике элементного состава гидросферы следует обратить внимание, что при оценке содержания в оболочке Земли того или иного элемента следует указывать, о каком типе кларка идёт речь. Например, по числу атомов в составе гидросферы безоговорочно лидирует водород, на долю которого приходится более 65% от общего числа атомов. Однако из-за того, что атомы водорода — самые легкие из всех существующих в природе, по массе этот элемент в со-

ставе гидросферы «скатывается» до скромных 10,8 % (хотя оставляет за собой второе место после кислорода).

При объяснении элементного состава воздуха важно подчеркнуть, что элемент кислород в атмосфере присутствует в виде двух аллотропных модификаций – простых веществ кислород и озон. Поскольку значение озонового слоя для биосферы Земли чрезвычайно велико, рекомендуется посвятить этому вопросу несколько минут урока.

*На высоте 20-25 км расположен озоновый слой, защищающий Землю от ультрафиолетового излучения Солнца. Его более точно и значимо называют **озоновым щитом планеты**.*

Озоновый слой по сути – это тоненькая пленка жизни. Если привести объем всего озона атмосферы к нормальным условиям, то на высоте 20 км он распределится вокруг планеты слоем всего в 3 мм!

*В настоящее время возникла угроза разрушения этого щита, и, в первую очередь, под действием содержащих хлор соединений – фреонов. Эти соединения используются в холодильных установках и аэрозольных упаковках (в баллончиках с дезодорантами и т.д.). Истончение озонового слоя называется **озоновой дырой**. Как она образуется? В верхних слоях атмосферы молекулы фреонов попадают под воздействие космических лучей, в результате чего из них освобождается хлор. Он соединяется с озоном, а затем это соединение вновь разрушается, однако при этом образуется не озон O_3 и хлор Cl , а кислород O_2 и хлор Cl . Освободившейся хлор тут же соединяется с новой молекулой озона, затем превращает его в кислород и т.д. Подсчитано, что один атом хлора может разрушить 100 тыс. молекул озона. Это процесс интенсивнее всего происходит над Антарктидой, с которой обедненный озоном воздух распространяется по всей планете, а вместо него поступает нормальный воздух. Так Антарктида превращается в своеобразный химический завод, на котором год за годом уничтожается озоновый щит планеты. Сейчас большинство промышленных стран прекратили выпуск фреонов, заменив их другими веществами. И, тем не менее, ученые подсчитали, что имеющейся в атмосфере запас фреонов будет еще в течение ста лет разрушать озоновый слой Земли.*

Материал данного урока – очень удобный случай отработать с учащимися выполнение задания ОГЭ, связанного с употреблением названий химических элементов для обозначения собственно элемента или простого вещества.

Задание. Выберите два высказывания, в которых говорится о кислороде как о химическом элементе.

- 1) Содержание кислорода в воздухе составляет 20,8%.
- 2) Содержание кислорода в литосфере составляет 46%.
- 3) Растворенным в воде кислородом душат обитатели гидросферы.
- 4) Кислород в клетки живого организма переносит белок гемоглобин.
- 5) Кислород входит в состав большинства минералов и горных пород.

Запишите в поле ответа номера выбранных высказываний.

Ответ:

| | |
|---|---|
| 2 | 5 |
|---|---|

38. Охрана окружающей среды от химического загрязнения

Цель урока — научить учащихся характеризовать источники химического загрязнения окружающей среды; описывать глобальные экологические проблемы человечества, связанные с химическим загрязнением; предлагать пути минимизации воздействия химического загрязнения на окружающую среду; приводить примеры международного сотрудничества в области охраны окружающей среды от химического загрязнения.

При объяснении материала учитель делает акцент на то, что загрязнение окружающей среды в настоящее время считается одной из глобальных проблем человечества.

Химическое загрязнение окружающей среды обусловлено следующими факторами:

- повышением концентрации биогенных элементов из-за канализационных сбросов и стока с полей удобрений, вызывающих бурное развитие водорослей и нарушение баланса в существующих экосистемах;
- отравлением воды, почвы и воздуха отходами химических производств;
- воздействием на воду и почву продуктов сжигания топлива, снижающих качество воздуха и вызывающих кислотные дожди;
- потенциальным заражением воздуха, воды и почвы радиоактивными отходами, образующимися при производстве ядерного оружия и атомной энергии;
- выбросами углекислого газа и химических веществ, снижающих содержание озона, что может привести к изменению климата или образованию «озоновых дыр».

Охрана атмосферы от химического загрязнения. Продолжая материал предыдущего урока, учитель поясняет, что в процессе эволюции все живые организмы Земли, в том числе и человек, приспособились к существующему составу атмосферы и очень чутко реагируют на его изменения.

Атмосфера оказывает не только прямое влияние на живые организмы, но и косвенное, поскольку от нее зависит характер солнечной радиации, достигающей поверхности Земли, климат и другие факторы, регулирующие существование биосферы.

Различают естественное и антропогенное загрязнения атмосферы. Естественное загрязнение связано с попаданием в атмосферу дымовых газов горящих лесов, извержения вулканов, биохимических реакций. Естественная атмосферная пыль образуется при выветривании горных пород, эрозии почв.

Искусственное (антропогенное) загрязнение может быть связано с попаданием в атмосферу твердых частиц (цементная и резиновая автомобильная пыль,

пыль горно-металлургических предприятий и т. д.), газообразных веществ (углекислый и угарный газы, оксиды азота и серы, метан и аммиак, углеводороды и другие летучие соединения — бензин, растворители и т.д.), радиоактивных веществ, поступающих в воздух в результате взрывов атомных и ядерных бомб, аварий на атомных электростанциях, добычи урана и использования радиоактивных веществ в различных технологических процессах.

Искусственное загрязнение оказывает и прямое, и косвенное воздействие на живые организмы. Прямое токсическое действие на организмы оказывают, например, оксиды серы и азота. Оксид серы(IV) SO_2 обладает сильным раздражающим действием на глаза, носоглотку, ткань легких. У растений он разрушает хлоропласты и другие клеточные органеллы. Интенсивность фотосинтеза при этом снижается в 1,5-2 раза. Особенно чувствительны к SO_2 хвойные растения. При концентрации всего одной части SO_2 на миллион частей воздуха всего в течение двух месяцев у пятилетних елей происходит пожелтение и опадение хвои.

Оксиды азота (NO и NO_2) — токсичные соединения, вызывающие раздражение дыхательных путей, а в высоких дозах — отек легких. Кроме этого, оксиды азота и серы образуют в атмосфере азотную и серную кислоты, которые в виде кислотных дождей выпадают вместе с осадками и вызывают гибель наземных растений и водных организмов. Они наносят большой вред архитектурным и скульптурным памятникам из мрамора, разрушают металлические крыши и конструкции — мосты и опоры.

Искусственное загрязнение оказывает косвенное воздействие на атмосферу, изменяя ее свойства. Так, в результате увеличивающегося сжигания топлива и уменьшения площадей, занятых земной растительностью, фотосинтетическая генерация (восстановление кислорода из углекислого газа в результате фотосинтеза) в настоящее время уменьшилась на 30 % по сравнению с предысторическим периодом. Ежегодная убыль кислорода составляет 31,62 млрд т. Если учесть, что в атмосфере содержится 1200 трлн т кислорода, то его количество в атмосфере уменьшается в год на 0,0025%. Казалось бы, очень немного, но, очевидно, в конце концов встанет вопрос о введении ограничений на потребление кислорода.

Чтобы минимизировать загрязнения атмосферы, необходимо:

- производить очистку выбросов в атмосферу от твердых и газообразных загрязняющих веществ с помощью электрофильтров, жидких и твердых поглотителей, циклонов и др.;
- использовать экологически чистые виды энергии;
- применять малоотходные и безотходные технологии;
- добиваться уменьшения токсичности автомобильных выхлопных газов путем совершенствования конструкции двигателей и применения катализаторов, а также совершенствовать существующие и создавать новые электромобили и двигатели, работающие на водородном топливе.

Учителю необходимо отметить, что мировое сообщество принимает совместные усилия по недопущению дальнейшего загрязнения атмосферы. Возвращаясь к проблеме озоновых дыр, следует упомянуть, что в 1987 г. ведущими

странами мира была подписана конвенция, согласно которой страны к 1999 г. должны были снизить потребление фреонов в 2 раза. В настоящее время фреоны в аэрозолях заменяют на смесь пропана и бутана. В промышленных холодильных установках вместо фреонов в качестве хладагента используют аммиак.

В 1997 г. в японском городе Киото был подписан так называемый Киотский протокол, обязывающий развитые страны и страны с переходной экономикой сократить или стабилизировать выбросы парниковых газов, в первую очередь, углекислого газа.

В апреле 2016 г. в столице Франции было ведущими мировыми державами было подписано так называемое Парижское соглашение — соглашение в рамках конвенции ООН об изменении климата, регулирующее меры по снижению содержания углекислого газа в атмосфере. Соглашение было подготовлено взамен Киотского протокола. Цель соглашения – удержать рост средней температуры ниже 2°C до конца столетия за счет сокращения выброса парниковых газов, в первую очередь CO₂. Страны-участники определяют свои вклады в достижение декларированной общей цели в индивидуальном порядке, пересматривают их раз в пять лет. Протокол не предусматривает никакого механизма принуждения, как в отношении декларирования национальных целей, так и в обеспечении обязательности их достижения.

Учитель может развернуть по этому поводу небольшую дискуссию. Казалось бы — благие цели, которые должны объединить мировое сообщество. К настоящему времени Парижское соглашение подписано 192 странами, 113 из которых ратифицировали его. Однако Россия, занимая третью строчку по выбросам парниковых газов среди участников Парижского соглашения, была единственной из 15 ведущих по выбросам стран, которая не ратифицировала документ. Противники соглашения считают, что его принятие негативно отразится на темпах экономического роста, а обязательство довести выбросы в атмосферу ниже уровня 1990 г. Россия уже перевыполнила. Так что же важнее — интересы мирового сообщества или экономика собственной страны?

Тем не менее, 23 сентября 2019 г., в день открытия климатического саммита ООН, правительство России объявило, что Правительство подписало постановление, в соответствии с которым Россия приняла Парижское соглашение.

США же, напротив, подписали в 2016 г. Парижское соглашение, а осенью 2019 г. объявили о выходе из него! Каково отношение учащих к этому заявлению?

Охрана водных ресурсов. Теоретически можно считать водные ресурсы неисчерпаемыми, если принять, что при их рациональном использовании они непрерывно возобновляются в процессе круговорота. Вместе с тем потребление воды увеличивается, так как она служит одним из главных видов сырья для промышленности. Ее в огромных количествах используют в качестве теплоносителя и теряют в процессе охлаждения и подогрева. Огромное количество воды потребляет сельское хозяйство: животноводство и растениеводство.

При бережном отношении к воде можно уменьшить ее расход как в промышленном и сельскохозяйственном производстве, так и в коммунально-

бытовом хозяйстве. Потребность в ней одного жителя крупного города составляет 35 л в сутки. Но за счет нерационального ее использования, потерь при транспортировке к потребителю, неисправности оборудования в квартирах (протекающие краны и сливные бачки) она увеличивается до 700 л. Запасы пресной воды в зонах интенсивной хозяйственной деятельности и проживания большинства людей становятся недостаточными, поэтому уже сейчас необходимо думать о ее сбережении.

Загрязнение воды стало грозной опасностью для человечества. Кардинальным решением проблемы борьбы с загрязнением водной среды (гидросферы) был бы полный переход на безопасные технологии, при которых исключался бы сброс каких-либо стоков, а также разработка технологий с минимальным потреблением воды. Но разработка и внедрение малоотходных технологий дорогостоящи и сложны, поэтому первоочередное значение приобретает процесс очистки сточных вод, включающий очистку и обеззараживание бытовых и промышленных стоков, очистку стоков от нефтепродуктов и др.

Охрана земельных ресурсов. Почвы – это тонкая «пленка жизни», покрывающей часть суши, ее толщина колеблется от 1,5-2 см до 2 м. Без почвы практически невозможным стало бы сельскохозяйственное производство, население Земли стало бы малочисленным и страдающим от голода.

Учитель объясняет, что основным фактором, вызывающим снижение плодородия почв, является *эрозия* (от лат. *erodere* — *разъедание*). Это явление принесло и приносит человечеству страшные беды. На образование плодородного слоя почвы уходят тысячелетия, уничтожен он может быть за 15-20 лет, а при сильных ураганах и ливнях — за несколько дней или часов. Существуют два основных вида эрозии — водная и ветровая. Борьба с ними включает комплекс мероприятий:

- лесонасаждение;
- агротехнические приемы, например создание долголетних культурных пастбищ, снегозадержание, внесение органических (но не минеральных) удобрений;
- почвозащитная система земледелия, заключающаяся в безотвальной вспашке и оставлении стерни на поверхности почвы;
- создание и внедрение почвозащитного земледелия, препятствующего технической эрозии, которая возникает как результат непосредственного разрушения слоя почвы техническими средствами, в основном колесами и гусеницами машин;
- недопущение загрязнения почвы остатками строительных деталей (панелей, блоков, кирпичей, золы, шлака), нефтью и нефтепродуктами, веществами, попадающими в почву из атмосферы (соединениями свинца, мышьяка, ртути, меди и т. д.);
 - правильное применение удобрений и пестицидов (около 20 %, а иногда и все 50 % удобрений не усваиваются растениями и остаются в почве тяжелым грузом для её биоценоза; пестициды могут попасть в почву и нарушить сложившиеся в ней трофические связи).

Глава VI. Повторение и обобщение курса химии основной школы

Общие рекомендации по изучению темы

В соответствии с тематическим планированием заключительные 5 часов отводятся на повторение и обобщение курса химии основной школы, подготовку к контрольной работе.

Содержание уроков может варьироваться в довольно широких пределах, поэтому давать однозначные рекомендации по их использованию не имеет смысла. Целесообразно посвятить это время дополнительной проработке тех тем, которые были усвоены учащимися недостаточно прочно. Необходимо также уделить время решению расчетных и практико-ориентированных задач.

Последующую контрольную работу целесообразно провести в формате ОГЭ, объединив, таким образом, подготовку к итоговой аттестации за курс 9 класса и основной школы в целом.

Содержание контрольно-измерительных материалов основного государственного экзамена каждый год незначительно, но изменяется. Учителю необходимо внимательно проанализировать внесенные изменения, обратить внимание на вновь появляющиеся задания, отработать темы, на проверку усвоения которых направлены эти задания. Например, в демоверсии ОГЭ 2020 г. появилась новая формулировка задания №1. Учащимся предлагается выбрать высказывания, в которых о некотором химическом элементе говорится как о простом веществе (или элементе). Действительно, это важное и не очень простое умение, которое формировалось с самых первых уроков химии в 8 классе и продолжалось на протяжении всего курса.

Вместе с тем, заниматься исключительно «натаскиванием» (в негативном смысле этого слова) на сдачу ОГЭ не стоит. Успешная сдача итоговой аттестации гарантирована только в том случае, когда учащиеся владеют не фрагментарными (по отдельным заданиям), а целостными знаниями по химии, понимают взаимосвязь различных понятий, явлений, закономерностей, обусловленность свойств химических элементов и соединений строением атома и вещества в целом.

В настоящее время при итоговой аттестации проводится практическая часть, требующая от учащихся навыков работы с химическими веществами, посудой и оборудованием. Излишне говорить о том, что формирование таких компетенций невозможно без проведения в течение двух лет полноценного практикума, включающего демонстрационный эксперимент, лабораторные опыты и практические работы. Отсутствие практики на уроках под любыми предлогами (нехватка реактивов и времени, замена «живых» реакций видеороликами, отсутствие лаборанта) рассматривается как **административное правонарушение**, невыполнение учебного плана, неэффективное использование бюджетных средств

(на зарплату педагога) и влечет за собой административное взыскание учителю и руководителю образовательного учреждения.

39. Вещества

Цель урока — обобщение знаний учащихся о строении атома, взаимосвязи строения атома с положением химического элемента в периодической системе Д. И. Менделеева, закономерностях изменения свойств атомов, соответствующих простых и сложных веществ в периодах и группах, типах химических связей, классификации неорганических веществ.

В параграфе учебника важнейшие сведения о строении атома, классификации и свойствах веществ для наглядности и удобства обобщения сведены в схемы и таблицы. Помимо них учитель вместе с учащимися вспоминает все мнемонические правила, опорные рисунки, аналогии, которые были использованы для иллюстрации и лучшего запоминания материала в курсе химии основной школы. Например, изменение радиуса атомов и металлических (неметаллических) свойств элементов в периодах и группах иллюстрирует рисунок «птичка» (рис. 11). Буква «R» в роли глазика птички обозначает радиус атома, а стилизованное крылышко в виде букв «Me» - металлические свойства. Треугольник с расширяющимся вниз основанием символизирует увеличение радиуса атомов и усиление металлических свойств в группах («сверху вниз»), а направленное вправо острие клювика – уменьшение радиуса атома и ослабление металлических свойств в периодах («слева направо»).

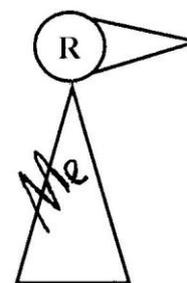


Рис. 11. Опорная схема для определения изменения свойств элементов в периодах и группах

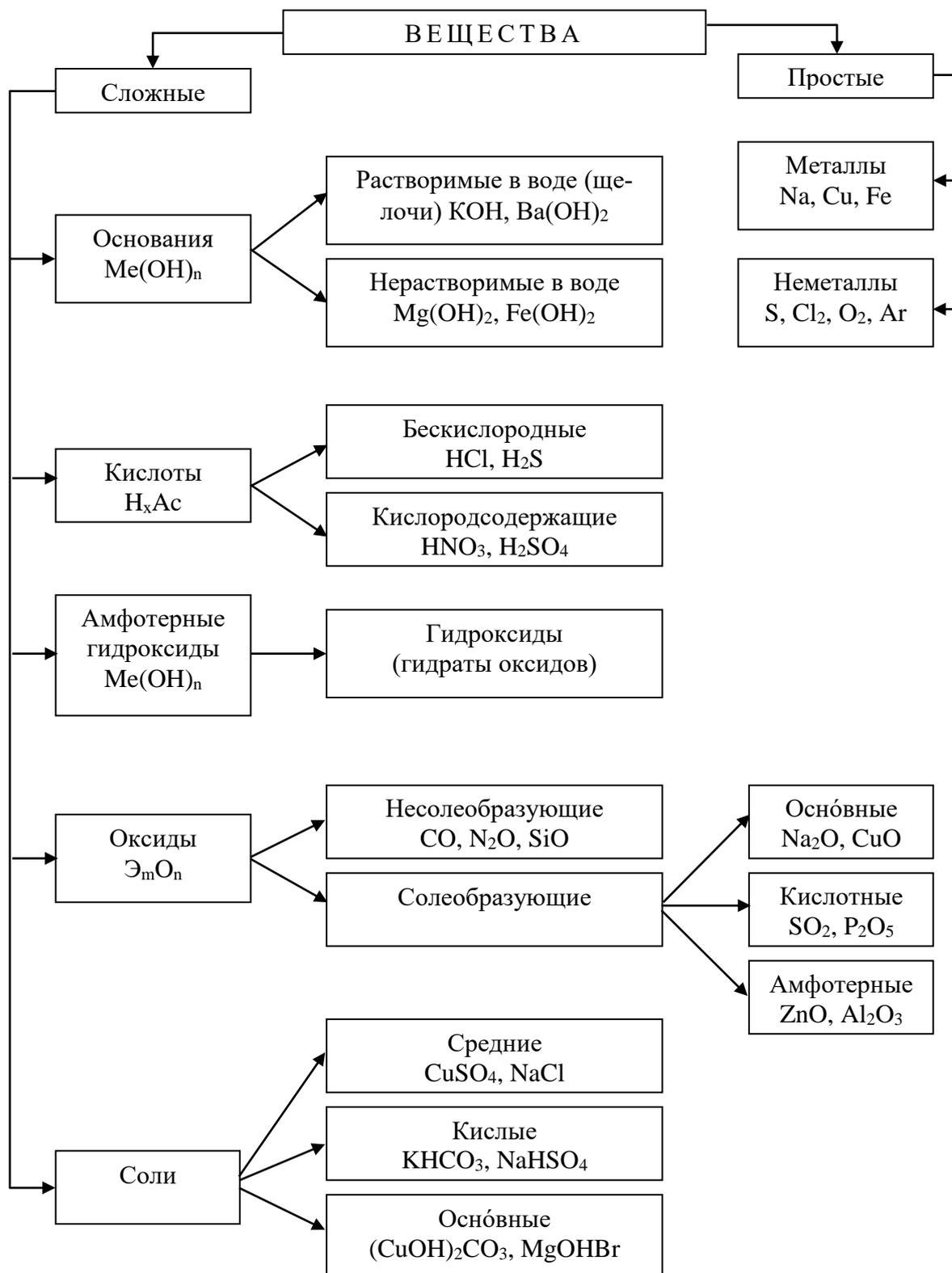
Для определения сравнительной электроотрицательности элементов в учебнике рекомендуется использовать аллегория. Элемент фтор – «солнышко» периодической системы, самый электроотрицательный элемент. Он расположен в правом верхнем уголке таблицы и освещает своим светом все остальные элементы. Чем дальше от «солнышка», тем меньше электроотрицательность элемента. Такие образы способствуют лучшему запоминанию материала ребятами с доминирующим правым полушарием мозга – правополушарными детьми.

Схема 9 в параграфе учебника напоминает детскую «бродилку». Анализируя формулу вещества (простого или бинарного соединения), для определения типа химической связи в нем следует спускаться сверху вниз.

Для обсуждения классификации неорганических веществ в целях экономии времени можно использовать заранее подготовленную обобщающую схему «Классификация неорганических веществ» (схема 3).

Возможен и другой вариант работы, когда схема классификации рождается

Классификация неорганических веществ



постепенно в процессе рассмотрения известных учащимся признаков классификации веществ по составу и соответствующих им классов веществ.

Но в любом варианте работы предполагается, что учащиеся самостоятельно выделяют общие признаки классов веществ, дают определения и приводят

свои примеры. Конечно, здесь очень важна организующая и корректирующая роль учителя.

Для закрепления материала этой части урока преподаватель предлагает учащимся (фронтально, в группе или паре) выполнить ряд упражнений. Например:

1. Формулы кислоты, соли и основания соответственно приведены в варианте ответа:

- | | |
|---|--|
| а) HCl , NaOH , $\text{Zn}(\text{OH})_2$ | б) K_2CO_3 , NaHCO_3 , HNO_3 |
| в) H_2SO_4 , NaCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | г) CuOHBr , NaBr , HBr |

2. Формулы только оснований приведены в варианте ответа:

- | | |
|--|--|
| а) $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ | б) ZnSO_4 , NaOH |
| в) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, LiOH | г) $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ |

3. Формулы только оксидов приведены в варианте ответа:

- | | |
|--|---|
| а) P_2O_5 , CO , HNO_3 | б) CuO , CuCl_2 , Cl_2O |
| в) Na_2O , NaOH , NaNO_3 | г) CO_2 , Al_2O_3 , NO |

4. Формулы амфотерных оксида и гидроксида соответственно приведены в варианте ответа:

- | | |
|---|--|
| а) BeO и CuO | б) NaOH и ZnO |
| в) Al_2O_3 и $\text{Zn}(\text{OH})_2$ | г) CrO и $\text{Cr}(\text{OH})_3$ |

5. Солями являются оба вещества пары:

- | | |
|---|---|
| а) NaHCO_3 и CuSO_4 | б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и BaCl_2 |
| в) K_2CO_3 и $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ | г) H_2SO_4 и CaSO_3 |

40. Химические реакции

Цель урока — обобщение знаний учащихся о признаках и типологии химических реакций, электролитической диссоциации, реакциях, протекающих в растворах электролитов, окислительно-восстановительных реакциях.

На уроке нет смысла тратить время на демонстрационный эксперимент или проведение лабораторных опытов, они уже знакомы учащимся по основным урокам темы. Есть смысл отработать уверенное написание реакций ионного обмена, электролитической диссоциации, потренироваться в подборе коэффициентов окислительно-восстановительных реакций.

В соответствии с кодификатором и спецификацией одно из заданий ОГЭ проверяет знание изменений, которыми сопровождаются те или иные химические реакции. Как правило, это задание на нахождение соответствия.

Задание 1. Установите соответствие между реагирующими веществами и признаком протекающей между ними реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

| РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА | ПРИЗНАК РЕАКЦИИ |
|---|------------------------------|
| А) FeCl_3 и $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | 1) выпадение белого осадка |
| Б) KCl и AgNO_3 | 2) выпадение бурого осадка |
| В) CuSO_4 и NaOH | 3) выпадение голубого осадка |

4) выделение газа

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

| | | |
|---|---|---|
| А | Б | В |
| | | |

Следует обратить внимание, что число возможных ответов избыточно по сравнению с числом представленных реакций. Кроме того, не исключено, что один из ответов будет повторяться дважды. В данном примере правильным ответом будет последовательность цифр 213.

Задание на проверку освоения теории электролитической диссоциации может быть сформулировано следующим образом.

Задание 2. При полной диссоциации 1 моль каких двух из представленных веществ образуется 2 моль катионов?

- 1) нитрат магния
- 2) гидроксид бария
- 3) сульфат аммония
- 4) карбонат калия
- 5) нитрат магния

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

| | |
|--|--|
| | |
|--|--|

Обратите внимание учащихся, что цифры правильных вариантов ответа нужно записывать в порядке увеличения: 34, а не 43.

Знание основ окислительно-восстановительных процессов проверяется заданиями на определение степени окисления атомов в сложных веществах, а также пониманием уравнений электронного баланса.

Задание 3. В каких двух из представленных веществ степень окисления атома азота равна +3?

- 1) NaNO_2
- 2) NH_3
- 3) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- 4) N_2O_3
- 5) NH_4Cl

Запишите в поле ответа номера выбранных веществ.

Ответ:

| | |
|--|--|
| | |
|--|--|

Очевидно, что верным ответом является последовательность цифр 14.

Задание 4. Установите соответствие между схемой процесса и числом отданных или принятых электронов в окислительно-восстановительной реакции: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

СХЕМА ПРОЦЕССА

ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ

- А) $S^{-2} \rightarrow S^{+4}$ 1) 2
 Б) $O_2 \rightarrow 2O^{-2}$ 2) 4
 В) $2Cr^{+6} \rightarrow 2Cr^{+3}$ 3) 6

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

| | | |
|---|---|---|
| А | Б | В |
| 3 | 2 | 3 |

Зачастую число отданных электронов в процессе А) учащиеся определяют неправильно, не учитывая знак степени окисления атома: 2 электрона вместо 6. Избежать ошибки поможет либо числовой луч, приведенный в учебнике в схеме 11, либо простая аналогия: лифт, поднимаясь с «-2»-го подземного этажа до «4»-го этажа проходит шесть этажей, а не два.

Большое значение в окислительно-восстановительных реакциях играет среда раствора. Еще раз повторите с учащимися, что восстановление перманганата калия в кислой среде протекает до солей марганца Mn^{2+} , в нейтральной среде – до оксида марганца(IV) MnO_2 , в щелочной среде образуются манганаты металлов (анион MnO_4^{2-}), в которых марганец проявляет степень окисления +6. Кроме того, на будущее неплохо бы запомнить, что оксид марганца(IV) используется в качестве окислителя, главным образом, в кислой среде.

41. Основы неорганической химии

На изучение заключительного параграфа учебника отводится два урока, **цель которых** — систематизировать знания учащихся о химических свойствах основных классов неорганических веществ.

Каждый класс веществ, говорит учитель, характеризуется своими свойствами. Но в зависимости от природы образующего их элемента эти свойства у веществ проявляются по-разному.

Каковы же закономерности проявления характерных свойств веществ (простых, оксидов, гидроксидов, водородных соединений неметаллов), образованных элементами а) одного периода, б) одной главной подгруппы (А-группы)?

Для ответа на поставленный вопрос учащиеся сначала характеризуют закономерности в изменении металлических и неметаллических свойств простых веществ и кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов, образованных элементами 3-его периода и, например, IIА-группы.

Закономерности в изменении свойств летучих водородных соединений неметаллов рассматриваются на примере неметаллов 2-ого периода и VIIА-группы.

Затем рассмотрение химических свойств отдельных классов и групп неорганических веществ проводится с использованием типовых заданий ОГЭ.

Задание 1. Не реагируют друг с другом

- 1) железо и бром
- 2) оксид магния и гидроксид калия
- 3) соляная кислота и оксид меди(II)
- 4) карбонат бария и азотная кислота

5) оксид серы(IV) и вода

Ответ:

Обратите внимание учащихся, что формулировка вопроса может быть с отрицанием. В этом случае фраза «не реагируют» выделена полужирным шрифтом.

Задание 2. В реакцию с раствором гидроксида натрия вступает

- 1) азот
- 2) оксид железа(III)
- 3) хлор
- 4) нитрат калия
- 5) медь

Ответ:

Необходимо иметь в виду, что в данном задании верным ответом может оказаться окислительно-восстановительная реакция между приведенными веществами.

Задание 3. Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с которыми это вещество может вступать в реакцию: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

А) NH_4Cl

Б) CuO

В) K_2CO_3

РЕАГЕНТЫ

1) Cl_2 , HNO_3 (p-p)

2) C , H_2SO_4 (p-p)

3) KOH , AgNO_3 (p-p)

4) HCl , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ (p-p)

Запишите в таблицу выбранные цифры под соответствующими буквами.

Ответ:

| | | |
|---|---|---|
| А | Б | В |
| 3 | 2 | 4 |

Задание 21 в части 2 предполагает развернутый ответ: написание уравнений химических реакций, с помощью которых можно осуществить приведенную цепочку превращений. Для успешного выполнения данного задания необходимо повторить тему «Генетическая связь между основными классами неорганических веществ».

Для рассмотрения генетической связи можно выбрать два разных варианта работы: один предполагает фронтальную форму работы с учащимися, другой – групповую (для более подготовленной категории учащихся).

Сначала учитель помогает учащимся определить понятие «генетическая связь».

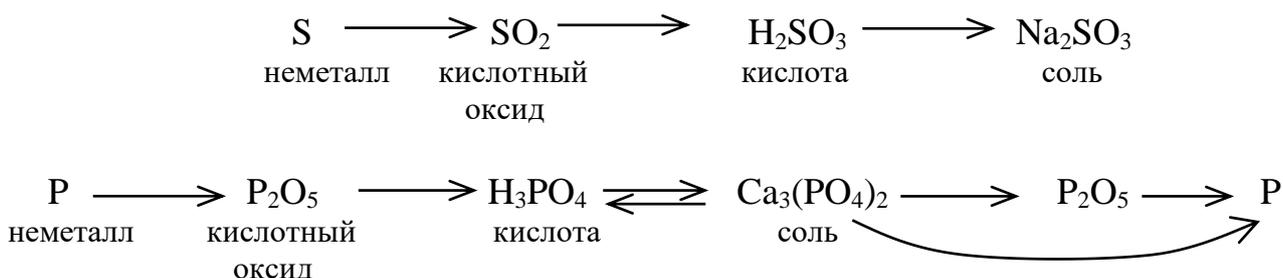
Генетическая связь показывает возможность получения веществ одного класса из веществ другого класса.

Каждый переход от одного вещества к другому – это одновременно и выражение химических свойств вещества «слева от стрелки», и направления его практического использования, и способ получения вещества «справа от стрелки».

Затем рассматриваются примеры различных генетических рядов, учащиеся указывают классы веществ и способы осуществления указанных превращений (над стрелочками записывают формулы соответствующих реагентов).

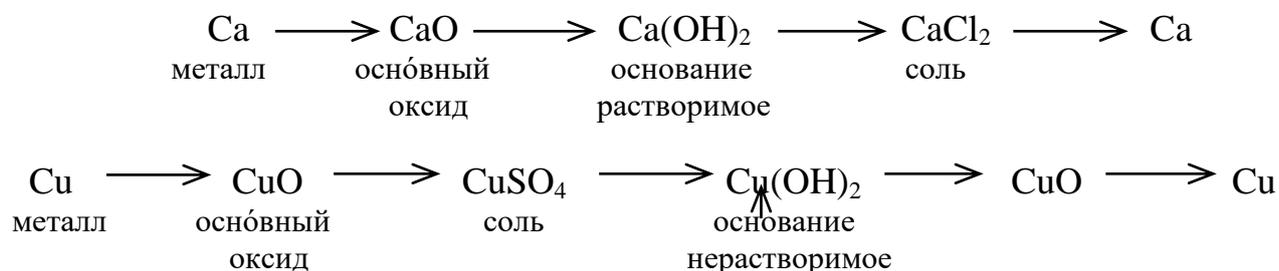
Учитель обращает внимание учащихся на некоторые особенности рассматриваемых генетических рядов веществ.

а) Генетический ряд неметаллов



В обоих случаях происходит постепенный переход от более простых веществ к более сложным. Но во втором ряду происходит и обратный процесс – возвращение к более простому веществу.

б) Генетический ряд металлов

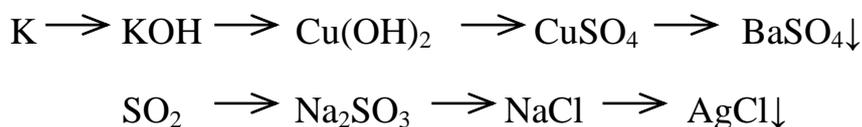


Сравните оба ряда. Только в генетических рядах щелочных и щелочноземельных металлов возможно превращение:



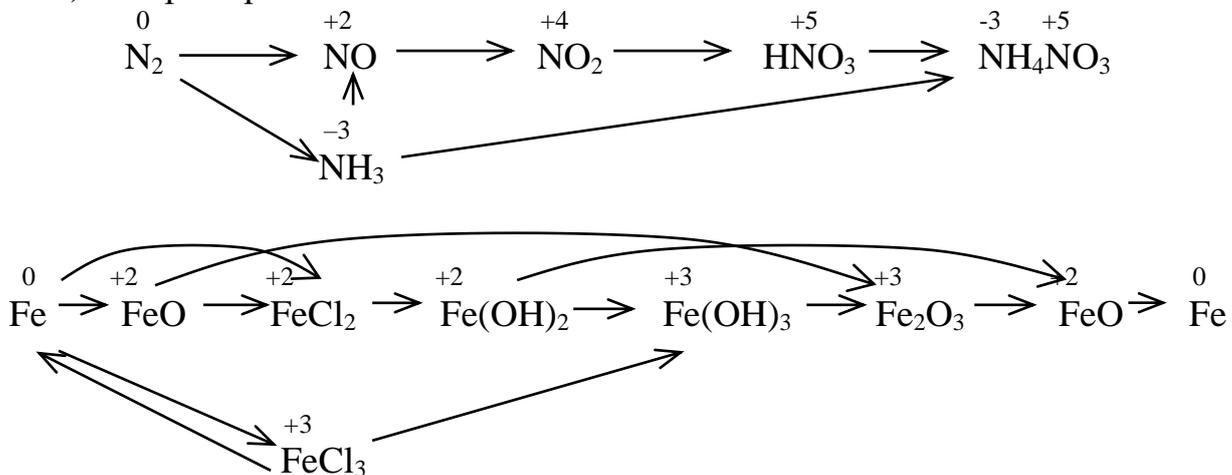
В случае групповой работы отдельные генетические ряды и переходы от одного вещества к другому обсуждаются в группах. А комментарии учителя и общие выводы делаются после представления работ, сделанных каждой группой.

Затем учитель отмечает, что генетическая связь реализуется при любых взаимных превращениях веществ и приводит примеры (или примеры приводят учащиеся):



Домашнее задание, развивающее знание и навыки учащихся по генетической связи веществ, может быть дифференцировано.

Составьте уравнения реакций по цепочке превращений с изменением степени окисления элемента – неметалла (для всего класса) и металла (для сильных учащихся). Например:



Содержание

Предисловие

Программа курса химии для 9 класса

Примерное тематическое планирование учебного материала курса химии 8 класса

Методические рекомендации к изучению тем курса химии 9 класса

Глава I. Обобщение знаний по курсу химии 8 класса. Химические реакции

Общие рекомендации по изучению темы

1. Классификация химических соединений
2. Классификация химических реакций
3. Скорость химических реакций. Катализ

Глава II. Химические реакции в растворах

Общие рекомендации по изучению темы

4. Электролитическая диссоциация
5. Основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД)
6. Химические свойства кислот как электролитов
7. Химические свойства оснований как электролитов
8. Химические свойства солей как электролитов
9. Гидролиз солей

Глава III. Неметаллы и их соединения

Общие рекомендации по изучению темы

10. Общая характеристика неметаллов
11. Общая характеристика элементов VIIA-группы — галогенов
12. Соединения галогенов
13. Халькогены. Сера
14. Сероводород и сульфиды
15. Кислородные соединения серы
16. Общая характеристика элементов VA-группы. Азот
17. Аммиак. Соли аммония
18. Кислородные соединения азота
19. Фосфор и его соединения
20. Общая характеристика элементов IVA-группы. Углерод
21. Кислородные соединения углерода
22. Углеводороды
23. Кислородсодержащие органические соединения
24. Кремний и его соединения
25. Силикатная промышленность
26. Получение неметаллов
27. Получение важнейших химических соединений неметаллов

Глава IV. Металлы и их соединения

Общие рекомендации по изучению темы

28. Общая характеристика металлов

- 29. Химические свойства металлов
- 30. Общая характеристика элементов IA-группы
- 31. Общая характеристика элементов IIA-группы
- 32. Жесткость воды и способы ее устранения
- 33. Алюминий и его соединения
- 34. Железо и его соединения
- 35. Коррозия металлов и способы защиты от нее
- 36. Металлы в природе. Понятие о металлургии

Глава V. Химия и окружающая среда

Общие рекомендации по изучению темы

- 37. Химический состав планеты Земля
- 38. Охрана окружающей среды от химического загрязнения

Глава VI. Повторение и обобщение курса общей химии

Общие рекомендации по изучению темы

- 39. Вещества
- 40. Химические реакции