

О. С. Gabrielyan, И. В. Аксёнова, С. А. Сладков

**Методические рекомендации для учителя к учебнику
«Химия, 9 класс» О. С. Gabrielyan, И. Г. Остроумова, С. А. Сладкова**

Просвещение

2019

9 класс является выпускным за курс основной школы, и, следовательно, не все её выпускники выберут химию для сдачи в режиме ОГЭ. Это обуславливает тот факт, что усвоение содержания курса химии обучающимися в 9 классе учитель должен организовать на основе дифференцированного подхода: для тех, кто выбрал химию в качестве выпускного экзамена, предусмотреть «режим наибольшего благоприятствования» (повышенный уровень содержания) и для тех, кто её на сдаёт режим необходимого содержания.

Повышенный уровень (для мотивированных или сильных учащихся) в учебнике предусмотрен на основе характеристики химических веществ в плане предсказания их окислительно-восстановительных свойств и реакций в плане рассмотрения условий их протекания.

Необходимый уровень (для остальных учащихся) диктуется требованиями к формированию химического компонента в общей естественно-научной картине мира и химической грамотности для безопасного обращения с веществами, материалами и химическими процессами в повседневной жизни.

Повторение и обобщение сведений по курсу 8-го класса. Химические реакции

Классификация неорганических веществ и их номенклатура

Урок проводится в режиме повторительно-обобщающей беседы и оформлением опорного конспекта по классификации неорганических соединений:

- по элементному составу,
- по агрегатному состоянию,
- по растворимости в воде.

Классификации неорганических соединений по элементному составу знакома обучающимся из курса 8 класса. Они самостоятельно называют характерные черты для каждого класса простых веществ (металлов, неметаллов, благородных газов) и соединений:

- **бинарных** (этот материал учитель дополняет сведениями о бинарных соединениях не только между металлами и неметаллами, но и между неметаллами — PCl_5 , CS_2 и др.), в том числе и **оксидов** (несоле- и солеобразующих — основных, кислотных, амфотерных);
- **гидроксидов** (оснований, амфотерных гидроксидов, кислот);
- **солей** — средних и кислых (этот материал учитель дополняет сведениями об основных и комплексных солях).

В процесс оформления конспекта, а также с помощью презентации девятиклассники повторяют основы номенклатуры классов неорганических соединений.

Классификации неорганических соединений по агрегатному состоянию дополняется сведениями об аморфных веществах.

Классификации неорганических соединений по растворимости (Р - растворимость которых превышает 1 г в 100 г воды, М - растворимость таких веществ составляет от 0,1 до 1 г в 100 г воды, Н - растворимость которых менее 0,1 г в 100 г воды) проводится на основе **таблицы растворимости** с акцентом на проблему прочерков в ней (необратимый гидролиз солей или отсутствии сведений о наличии вещества).

Для сильных учащихся рассматриваются реакции:

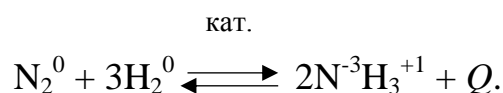


Учитель подчёркивает, что попытка получить подобное вещество реакцией обмена также не приведёт к успеху — образуются лишь продукты его необратимого гидролиза:



Классификация химических реакций по различным основаниям

Учитель может начать этот урок повторение с просьбы охарактеризовать реакцию синтеза аммиака по всем известным обучающимся из курса 8 класса **признакам**:



Эта реакция:

- *соединения*, так как из двух простых веществ образуется одно сложное;
- *экзотермическая*, так как протекает с выделением теплоты;
- *окислительно-восстановительная*, так как протекает с изменением степеней окисления элементов (N_2^0 — окислитель, восстанавливается до N^{-3} , а H_2^0 — восстановитель, окисляется до H^{+1});
- *гомогенная*, так как и реагенты и продукты реакции — газы;
- *каталитическая*, так как протекает с использованием катализатора;
- *обратимая*, так как идёт в двух взаимно противоположных направлениях.

Далее с помощью презентации и оформления опорного конспекта, обучающиеся рассматривают основания классификации химических реакций и приводят примеры для каждого их вида.

Понятие о скорости химической реакции. Катализ

Проблемную ситуацию в начале урока учитель создаёт с помощью эксперимента: лабораторного опыта или демонстрации взаимодействия раствора тиосульфата натрия с раствором хлорида бария и соляной кислоты. В первом случае осадок образуется мгновенно, а во втором — помутнение раствора из-за коллоидной серы наблюдается со временем. Это эксперимент даёт возможность ввести понятие **«скорость химической реакции»**, как отношение изменение концентрации участников реакции ко времени, а также рассмотреть зависимость скорости реакции от природы реагирующих веществ.

Другие **факторы, от которых зависит скорость химической реакции**, рассматриваются в контексте учебника на основе химического эксперимента.

Зависимость скорости химической реакции от катализатора даёт возможность повторить понятие **«катализатор»** и ввести понятие **«катализ»** (гомо- и гетерогенный).

Химические реакции в растворах

Электролитическая диссоциация

Проблемную ситуацию учитель создаёт, когда просит обучающихся предложить *способ для распознавания растворов сахара и соли (пробовать вещества нельзя!)*.

Эту проблему учитель предлагает решить с помощью эксперимента — испытать растворы на их электропроводность. Вводятся понятия «электролиты» и «неэлектролиты» и формируется новая проблемная ситуация: *В чём причина электропроводности электролитов в растворах?*

Рассматриваются две точки зрения на растворение и диссоциацию электролитов. Подчёркивается вклад российских учёных Каблукова и Кистяковского в теорию электролитической диссоциации:

- причиной диссоциации является гидратация ионов или молекул электролита;
- в растворе электролита существуют не «голые», а «гидратированные ионы», свойства которых отличаются от свойств негидратированных.

Далее на основе рассмотрения особенностей строения молекул воды, учитель характеризует механизм электролитической диссоциации для веществ с ионной и ковалентной полярной связями.

Зависимость диссоциации от природы электролита характеризуется такой величиной как степень электролитической диссоциации.

Предлагается классификация электролитов на сильные ($\alpha \rightarrow 1$) и слабые ($\alpha \rightarrow 0$).

Различия между молекулами и ионами и зависимость степени электролитической диссоциации от природы электролита учащиеся рассматривают при выполнении лабораторной работы с уксусной и соляной кислотами.

Основные положения теории электролитической диссоциации (ТЭД)

Учитель проводит обобщение материала, изученного на прошлом уроке на основе дидактической модели «русской матрёшки»:

1) разбирая её:

Вещества → Электролиты → Ионы

2) собирая назад:

Ионы → Электролиты → Вещества

В результате формулируется четыре положения ТЭД в форме опорного конспекта:

1. Вещества → электролиты (кислоты, соли, щёлочи) и неэлектролиты (оксиды, органические и нерастворимые соединения).
2. Электролиты диссоциируют на ионы (простые и сложные, катионы — H^+ , M^{n+} , NH_4^+ и анионы — OH^- , $Acid^{n-}$, гидратированные и негидратированные).
3. На ионы разные электролиты диссоциируют по-разному (зависимость α от природы электролита и от разбавления) → сильные (диссоциируют необратимо) и слабые электролиты (диссоциируют обратимо).
4. Как электролиты все вещества делятся на три класса: кислоты, основания и соли (определения в свете ТЭД).

Рассмотрение четвёртого положения заканчивается формированием умения записывать уравнения реакций диссоциации электролитов. Делается акцент на диссоциации многоосновных кислот и кислых солей.

Химические свойства кислот в свете теории электролитической диссоциации

Проблемная ситуация в начале урока формируется в плане общего и единичного:

Вспомните общее уравнение электролитической диссоциации кислот:



В растворах кислот, особенно сильных, присутствуют два типа ионов: одинаковые для всех кислот — катионы водорода и индивидуальные для каждой кислоты — анионы кислотного остатка. Следует ли из этого вывод

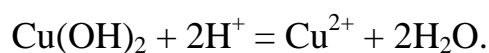
о том, что кислоты будут обладать как общими свойствами, так и индивидуальными, т. е. свойства кислот обусловлены свойствами, образующимися при диссоциации ионов?

Учащиеся сами называют общие свойства кислот, которые (акцентирует внимание учитель) обусловлены наличием общего иона — катиона водорода.

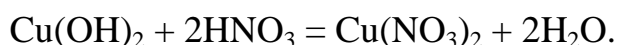
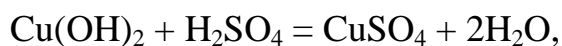
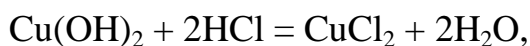
Далее он обращает внимание учащихся на то, что в растворах сильных кислот нет молекул, а присутствуют ионы. Поэтому, очевидно, молекулярные уравнения неточно отражают суть химических реакций, протекающих с участием электролитов.

Рассмотрение реакции нейтрализации проводится в традиционном плане: молекулярное уравнение → полное ионное уравнение → сокращённое ионное уравнение.

Рассмотрение реакции сильных кислот с нерастворимым или амфотерным гидроксидом, например, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, проводится уже по-другому:



Ему соответствуют три молекулярных уравнения:



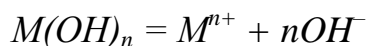
Аналогично рассматриваются и остальные общие свойства кислот.

Категория единичного рассматривается, как качественная реакция для каждой из кислот, т.е. как реакция с её анионом, которая сопровождается органолептическим эффектом.

Химические свойства оснований в свете теории электролитической диссоциации

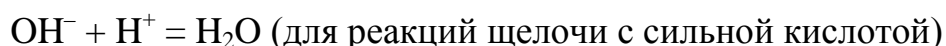
Проблемная ситуация в начале урока формируется в плане общего и единичного:

Вспомните общее уравнение электролитической диссоциации оснований:

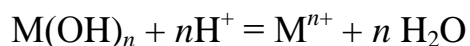


В растворах щелочей присутствуют два типа ионов: общие для всех оснований гидроксид-анионы и индивидуальные для каждого основания катионы конкретных металлов. Следует ли из этого вывод о том, что основания будут обладать как общими свойствами, так и индивидуальными, т. е. свойства оснований обусловлены свойствами образующихся при диссоциации ионов?

Учащиеся сами называют общие свойства оснований, которые (акцентирует внимание учитель) обусловлены наличием общего иона — гидроксид аниона. Далее он обращает внимание учащихся на то, что в растворах сильных оснований — щелочей, — нет молекул, а только ионы. Поэтому, очевидно, и для оснований более точно суть химических реакций отражают ионные уравнения, например:

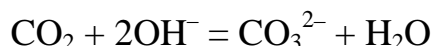


Нерастворимые в воде основания, напоминает учитель, реагируют с кислотами по-другому. Сокращённое ионное уравнение имеет вид:

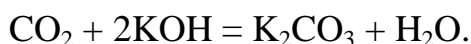
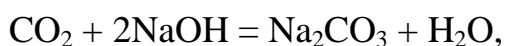


Учитель просит, привести по два молекулярных уравнения, соответствующие сокращённым ионным уравнениям реакций.

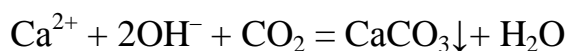
Реакцию с кислотным оксидом — углекислым газом, — в режиме лабораторного опыта или демонстрации учащиеся, или учитель проводят или с пластиковыми бутылочками из-под минеральной воды, предварительно заполненными углекислым газом, и растворами едких щелочей или на основе знакомой реакции — помутнение известковой воды:



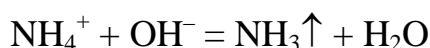
Этому сокращённому ионному уравнению соответствуют следующие молекулярные, которые приводят сами учащиеся:



Для качественной реакции на углекислый газ полное ионное уравнение является и сокращённым:



При рассмотрении взаимодействия щелочей с растворами солей, учитель обращает внимание учащихся на то, что для получения газа необходимо брать соли аммония:



и просит учащихся конкретизировать это уравнение двумя молекулярными.

Химические свойства солей в свете теории электролитической диссоциации

В отличие от уроков, посвящённых кислотам и основаниям, урок «Соли в свете ТЭД» начинается не с создания проблемной ситуации, а как констатация очевидного: *В отличие от кислот и оснований свойства солей зависят как от катиона металла, так и от аниона кислотного остатка. Вы уже знакомы с двумя свойствами солей, так как они рассматривались при изучении свойств кислот и щелочей. Охарактеризуйте эти свойства.*

Учащиеся вспоминают взаимодействие солей с кислотами и щелочами, а учитель акцентирует их внимание на особенностях взаимодействия солей с металлами.

Завершает урок проблема — подтверждение качественного состава солей с помощью характерных реакций.

Понятие о гидролизе солей

Проблемная ситуация на этом уроке создаётся, например, в соответствии с текстом начала параграфа: *Проанализируйте название параграфа и сделайте вывод — дайте определение процессам, которые будут рассмотрены в параграфе?*

Этимология названия процесса (греч. *hydor* — вода, *lysis* — разложение), а также анализ состава его участников (и вода, и соли — сложные вещества), что позволяет сформулировать определение этому процессу.

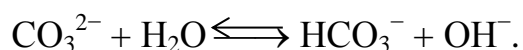
Другой вариант создания проблемной ситуации строится на основе химического эксперимента:

Соли являются продуктами реакции обмена между основаниями и кислотами – реакция нейтрализации, следовательно, водная среда их растворов должна быть нейтральной. А что покажет испытание раствора, например, карбоната натрия, фенолфталеином или лакмусовой бумажкой? (Щелочную среду). Откуда она взялась?

В этом случае разбирается гидролиз соли сильного основания и слабой кислоты.



Учитель объясняет: угольная кислота — слабый электролит. Следовательно, катионы водорода прочно удерживаются карбонат-анионом и с трудом отщепляются в раствор. Верно и обратное: анион CO_3^{2-} охотно присоединяет катион H^+ , отрывая его у молекулы воды. Карбонат-анион при этом превращается в гидрокарбонат, являющийся слабым электролитом, а от молекулы воды в растворе остается анион OH^- :



Следующий проблемный вопрос: *Какие ещё типы солей в зависимости от силы основания и кислоты, можно рассмотреть?*

Далее разбираются ещё два типа гидролиза солей и вводятся понятия:

- гидролиз по катиону,
- гидролиз по аниону,
- гидролиз и по катиону и по аниону.

Обращается внимание учащихся на то, что соли сильного основания и сильной кислоты гидролизу не подвергаются.

Учителю необходимо отработать понятие рН, как количественной характеристики среды раствора.

Практическая работа № 1 Решение экспериментальных задач по теме «Электролитическая диссоциация»

Задание этой работы ориентированы на формат КИМов ОГЭ.

1. Прodelать качественные реакции, характеризующие состав химического соединения.
2. Испытать растворы солей индикатором или индикаторной бумагой и объяснить результаты.
3. Практически осуществить цепочку переходов.

Неметаллы и их соединения

Общая характеристика неметаллов

Создание проблемной ситуации в начале урока строится на основных характеристиках форм существования химических элементов — атомов, простых веществ и соединений. На этом уроке рассматриваются общие свойства первых двух форм, поэтому постановка проблемы может быть сформулирована так: *Неметаллы — это химические антонимы металлов. Какими характерными общими особенностями строения и свойств обладают неметаллы?*

Логическим планом рассмотрения материала является причинно-следственная цепочка:

положение неметаллов в Периодической системе → особенности строения атомов → аллотропия (и её причины) и образование простых веществ → общие физические свойства неметаллов → предсказание окислительно-восстановительных свойств простых веществ неметаллов на основе особенностей строения атомов и положения неметаллов в ряду электроотрицательности (ЭО).

Первые три звена этой логической цепочки рассматриваются в процессе фронтальной беседы, так как основной материал был рассмотрен в курсе 8 класса.

Общие физические свойства неметаллов даются в плане противопоставления таких свойств у металлов: низкая электропроводность, цвет и отсутствие металлического блеска. Важно подчеркнуть относительность деления элементов и простых веществ на металлы и

неметаллы: металлический блеск у графита, иода, сурьмы, германия, кремния; электропроводность у двух последних веществ и их применение в качестве полупроводников.

Химические свойства учитель рассматривает на основе положения неметаллов в ряду ЭО.

I. Окислительные свойства:

- 1) Взаимодействие с металлами (для кислорода, серы, галогенов)
- 2) Образование бинарных соединений неметаллов при взаимодействии с другими неметаллами (фтора с серой, хлора с фосфором, азота с водородом)
- 3) Взаимодействие со сложными веществами, выступающими в роли восстановителей (горение воды во фторе, окисление низших оксидов в высшие, вытеснительный ряд галогенов)

II. Восстановительные свойства:

- 1) Реакции со фтором и кислородом.
- 2) Восстановительные свойства водорода и углерода в реакциях с оксидами металлов.

А вот восстановление сложных веществ (углерода и серы с серной и азотной кислотами, серы и фосфора с бертоллетовой солью, взаимодействие галогенов с холодными и горячими растворами щелочей) — материал для сильных учащихся и пропедевтика для подготовки к ОГЭ и ЕГЭ.

Общая характеристика элементов VIIA группы — галогенов

Проблемная ситуация складывается, если учитель просит учащихся обратить внимание на общие, особенные и единичные свойства атомов и простых веществ галогенов.

Логическим планом рассмотрения материала является причинно-следственная цепочка:

положение галогенов в Периодической системе → особенности строения атомов и молекул → закономерности изменения физических свойств галогенов с ростом порядкового номера → предсказание окислительно-

восстановительных свойств галогенов на основе особенностей строения атомов и их положения в ряду электроотрицательности (ЭО) → нахождение в природе → способы получения → значение и применение.

Учитель акцентирует внимание на то, что галогены — это сильнейшие *окислители*: реакции с металлами (железом, алюминием, сурьмой) и водородом (обращается внимание на закономерности в изменении теплового эффекта и скорости химической реакции в VIIA-группе).

Восстановительные свойства галогенов рассматриваются на основании их положения в вытеснительном ряду $F > Cl > Br > I$ и упоминается взаимодействие хлора со щёлочи в зависимости от условий (материал преимущественно для сильных учащихся).

Получение галогенов также дифференцируется: для всех учащихся достаточно будет остановиться на электролитическом получении из расплава или раствора хлорида натрия, а для сильных учащихся можно дать лабораторные способы получения хлора окислением соляной кислоты диоксидом марганца, перманганатом марганца и бихроматом калия (для отработки навыков составления ОВР методом электронного баланса).

Соединения галогенов

Проблемная ситуация создаётся рассмотрением *возможностей протекания реакций между разбавленными растворами хлорида натрия и серной кислоты и кристаллического хлорида натрия с концентрированной серной кислотой.*

Логическим планом рассмотрения материала является причинно-следственная цепочка:

строение молекул галогеноводородов → их физические свойства → закономерности изменения прочности молекул и силы бескислородных кислот в группе → предсказание окислительно-восстановительных свойств на основе состава молекул (по водороду и галогену) →

характеристики важнейших солей галогеноводородных кислот → качественные реакции на галогенид-ионы.

Для сильных учащихся не только предлагаются тривиальные названия кислот (плавиковая, соляная), но и особенности HF.

Практическая работа № 2. «Изучение свойств соляной кислоты»

Выполнение этой работы позволяет с помощью эксперимента повторить общие химические свойства кислот на примере HCl и отработать ионные уравнения реакций.

Для предпрофильных классов и сильных учащихся содержание практической работы, данной в учебнике, учитель может дополнить демонстрацией получения хлороводорода и соляной кислоты взаимодействием кристаллического хлорида натрия с концентрированной серной кислотой.

Общая характеристика элементов VI A -халькогенов. Сера

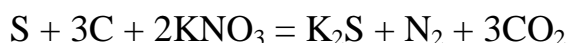
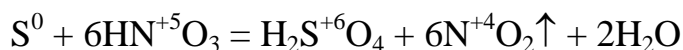
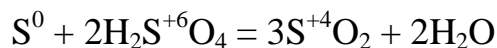
Проблемная ситуация складывается, если учитель просит учащихся обратить внимание на общие, особенные и единичные свойства атомов и простых веществ элементов VIA-группы.

Логическим планом рассмотрения материала является причинно-следственная цепочка:

положение халькогенов в Периодической системе → особенности строения атомов → аллотропия и физические свойства модификаций кислорода и серы → предсказание окислительно-восстановительных свойств халькогенов на основе особенностей строения атомов и положения в ряду электроотрицательности (ЭО) → нахождение серы в природе → значение и применение серы.

Учитель акцентирует внимание на то, что халькогены проявляют **окислительные свойства** в реакциях с металлами (натрием, железом и алюминием) и водородом.

Восстановительные свойства халькогенов рассматриваются на основе взаимодействия с галогенами и кислородом, а восстановление сложных кислот-окислителей и горение чёрного пороха — материал преимущественно для сильных учащихся:



Нахождение серы в природе учитель структурирует по трём группам:

- самородная сера,
- сульфидная сера (сероводород, цинковая обманка, свинцовый блеск, киноварь),
- сульфатная сера (гипс, глауберова соль).

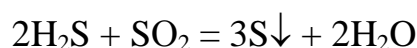
Сероводород и сульфиды

Учитель предлагает *определить степень окисления серы в соединениях, вынесенных в название параграфа и предсказать наиболее характерные свойства этих соединений* (восстановительные).

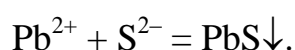
Логическим планом рассмотрения материала является причинно-следственная цепочка:

сероводород и сероводородная кислота → строение молекул → получение → физические и биологические свойства → химические свойства, как восстановителей → применение сульфидов.

При рассмотрении химических свойств, помимо реакций горения, учитель обращает внимание на образование серы из вулканических газов:



Учитель формулирует проблемный вопрос: *А какие реакции не относятся к ОВР?* (кислотные реакции со щелочью, получение сероводорода из сульфидов и качественная реакция на сульфид-анион:



Кислородные соединения серы

Учитель обращается к ученикам с предложением *обозначить характерные степени окисления серы (0, -2, +2, +4, +6) и записать примеры формул соединений.*

Следующее предложение учителя касается оксидов серы: *записать их формулы, определить принадлежность к кислотным оксидам, установить соответствие между оксидом и кислотой, перечислить характерные свойства и подтвердить их соответствующими реакциями в молекулярной и ионной формах.*

Различие между диоксидом и триоксидом серы учащиеся устанавливают на основе анализа степеней окисления серы в них: для первого характерны как окислительные, так и восстановительные свойства, а для второго и соответствующей ему серной кислоты — только окислительные свойства по сере.

Серную кислоту рекомендуем рассматривать в свете общих свойств кислот и особенных для концентрированной кислоты.

В заключении урока рассматриваются значения кислородных соединений серы (оксидов, кислот и солей) и качественные реакции на сульфит- и сульфат-ионы.

Практическая работа № 3. «Изучение свойств серной кислоты»

Практическая работа проводится по инструкции учебника и преследует цель с помощью эксперимента повторить общие химические свойства кислот на примере разбавленной серной кислоты и отработать ионные уравнения реакций.

Общая характеристика химических элементов VA группы. Азот

Проблемная ситуация складывается, если учитель просит учащихся обратить внимание на общие, особенные и единичные свойства атомов и простых веществ элементов VA-группы.

Логическим планом рассмотрения материала является причинно-следственная цепочка:

положение элементов VA-группы в Периодической системе → особенности строения атомов → особенности строения молекулы азота → физические свойства азота → предсказание окислительно-восстановительных свойств азота на основе особенностей строения атомов и положения в ряду электроотрицательности (ЭО) → нахождение азота в природе → значение и применение азота.

Учитель формулирует проблемный вопрос, исходя из нахождения азота в составе атмосферы и проблемы азотного голодания в минеральном питании растений — в чём причина? (В собою прочности молекулы, в которой два атома связаны тройной связью).

Затем рассматривается роль бобовых растений в обогащении почвы связанным азотом.

Химические свойства в плане ОВР рассматриваются по двум группам.

1. *Окислительные свойства* (образование нитридов и аммиака; при обычных условиях только литий реагирует с азотом).
2. *Восстановительные свойства* — образование оксида азота (II). Учитель просит записать уравнение этой реакции и дать её полную характеристику по всем изученным признакам и обращает внимание учащихся на тот факт, что это чуть ли не единственная эндотермическая реакция соединения.

Нахождение азота в природе позволяет повторить состав воздуха и его фракционную перегонку.

Учитель обращает внимание на то, что природные нитраты (чилийская, индийская, норвежская селитры) имеют биогенное происхождение.

Аммиак. Соли аммония

Проблему к уроку учитель строит на основе *анализа строения молекулы аммиака и степени окисления азота в нём.*

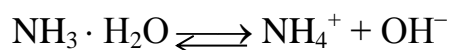
Логическим планом рассмотрения материала является причинно-следственная цепочка:

особенности строения молекулы аммиака → физические свойства аммиака → образование иона аммония по донорно-акцепторному механизму → предсказание восстановительных свойств аммиака на основе значений степени окисления атомов азота → получение аммиака → значение и применение аммиака.

Учащиеся записывают электронную и структурную формулы молекулы азота. Учитель обращает внимание на наличие неподелённой электронной пары у атома азота (переход к рассмотрению *донорно-акцепторного механизма* образования ковалентной связи) и геометрию молекулы (тетраэдрическое строение → диполь → *водородная связь* при сжижении аммиака или растворении его в воде).

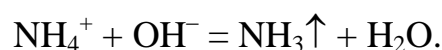
Химические свойства можно рассмотреть по трём группам:

1. Образование солей аммония при взаимодействии с кислотами.
2. Образование слабого основания гидрата аммиака:



3. Восстановительные свойства в реакциях с кислородом и оксидом меди (II).
4. Разложение солей аммония (нитратов и нитритов) — материал для сильных учащихся.

Эта часть урока завершается демонстрацией и обобщением по качественной реакции на катион аммония:



Применение аммиака рассматривается на основе его физических и химических свойств.

Практическая работа № 4. «Получение аммиака и изучение его свойств»

Эта работа проводится по инструкции учебника

Кислородсодержащие соединения азота

Проблемную ситуацию учитель создаёт, обращаясь к уже изученному материалу об оксидах, указывая в качестве ориентировочной основы учебных действий спектр положительных степеней окисления азота.

В ходе беседы учащиеся приходят к выводу, что оксиды азота (I) и (II) — несолеобразующие, а оксиды азота (III), (IV) и (V) — солеобразующие. Однако, подчёркивает учитель, всё не так однозначно: оксид азота (IV) взаимодействует со щелочами, образуя нитраты и нитриты, но кислоты, в которой степень окисления азота была бы равна +4, не образует.

Логической цепочкой изучения материала является:

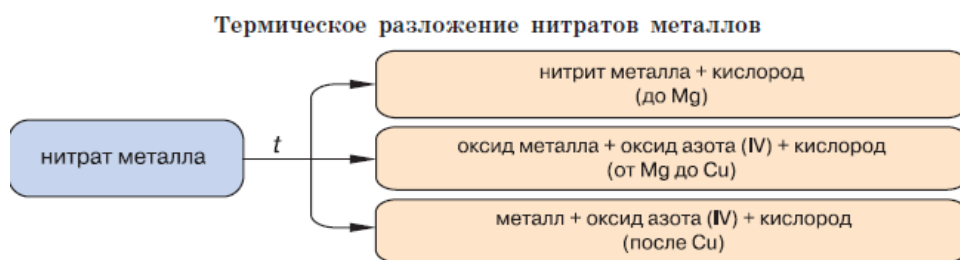
оксид азота(II) → оксид азота(IV) → азотная кислота → свойства азотной кислоты → нитраты.

Оксид азота(III) и азотистая кислота, а также нитриты даются учащимся в ознакомительном плане, а сильным учащимся, как обязательный для усвоения материал на основе вывода о том, что азот в степени окисления +3 обуславливает как окислительные, так и восстановительные свойства этих соединений.

Азотная кислота рассматривается в свете двух групп свойств:

1. Общие свойства кислот (кроме реакций с металлами).
2. Особенности свойства при взаимодействии с металлами (для всех учащихся необходимо знать различие в реакциях взаимодействия этой кислоты с медью в зависимости от концентрации кислоты). Сильным учащимся предлагается рассмотреть реакции с другими металлами, а также с неметаллами в свете ОВР.

Нитраты (обратите внимание на селитры) рассматриваются прежде всего на предмет их термического разложения:



Фосфор и его соединения

Проблемную ситуацию в начале урока можно дать в контексте учебника:

Александр Евгеньевич Ферсман, русский геохимик и минералог, один из основоположников геохимии, «поэт камня», как его называл Алексей Толстой, утверждал, что фосфор является «элементом жизни и мысли». Почему?

Раскрытие значения фосфора для организации живой природы и его химии даётся в соответствии со следующей логической цепочкой:

Строение атома → аллотропия → свойства белого и красного фосфора в сравнении → окислительные свойства → восстановительные свойства → нахождение в природе → получение → применение

Строение атома рассматривается в сравнении с атомом азота (усиление металлических и восстановительных свойств).

Сравнение аллотропных модификаций проводится по их строению, устойчивости, токсичности, способности растворяться в воде и сероуглероде и к самовозгоранию.

Нахождение в природе характеризуется основной формой — фосфатом кальция, входящим в состав фосфоритов, апатитов, костей, зубов и др. Кроме этого, обращает внимание учеников учитель, фосфор входит в состав АТФ — основного энергетического вещества клетки.

Получение — восстановление фосфоритов углём в присутствии диоксида кремния.

Химические свойства рассматриваются как:

- окислительные по отношению к металлам (водород непосредственно не соединяется с ним и фосфин образуется через фосфиды),

- восстановительные по отношению к кислороду, галогенам, сложным веществам-окислителям (азотной кислоте, бертолетовой соли). Этот материал (кроме горения) предназначен для сильных учащихся, так же, как и материал о фосфорных кислотах: мета-, пиро- и ортофосфорной.

Для всех учащихся достаточно будет знание свойств ортофосфорной кислоты, как среднего электролита и трёх рядов её солей.

Общая характеристика элементов IVA- группы. Углерод

В общей характеристике элементов IVA- группы достаточно рассмотреть строение внешнего электронного слоя атомов и закономерности в изменениях свойств в группе. Основное внимание следует уделить *углероду, как «монарху» живой природы.*

Логическая цепочка рассмотрения учебного материала параграфа:

Строение атома → аллотропия → свойства алмаза и графита в сравнении → аморфный углерод → сорта аморфного углерода → окислительные свойства аморфного углерода → восстановительные свойства аморфного углерода → получение → применение

Этот материал хорошо знаком учащимся из курса 8 класса, поэтому на алмазе и графите учитель долго не останавливается, уделяя основное внимание *аморфному углероду и его сортам*: древесному углю, коксу и саже.

Учитель раскрывает области их применения, обращая внимание на *адсорбцию* и её использование в противогазах (роль Зелинского) и медицине.

При характеристике кокса, учитель останавливается на продукции ***коксохимического производства.***

Химические свойства рассматриваются как:

- 1) окислительные свойства углерода (реакции с металлами и водородом).
- 2) восстановительные свойства (реакции с более ЭО неметаллами, оксидами металлов, сложными веществами-окислителями — этот материал предназначен преимущественно для сильных учащихся).

Кислородсодержащие соединения углерода

Учитель просит назвать ещё один *известный учащимся несолеобразующий оксид (CO) и предсказать его свойства.*

Строение молекулы (тройную связь в ней: две связи образованы по обменному и одна — по донорно-акцепторному механизмам) учитель рассматривает только в предпрофильных классах. В обычных классах достаточно, если учащиеся усвоят токсичность этого соединения и определяют для угарного газа в качестве характерных восстановительные свойства (реакции с кислородом, хлором, углём, оксидами металлов).

Углекислый газ рассматривается в соответствии с логической цепочкой:
строение молекулы → физические свойства → химические свойства → получение → применение.

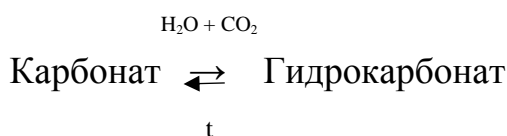
При рассмотрении строения молекулы, учитель акцентирует внимание учащихся на полярность связи и неполярность молекулы, вызванную линейным строением.

Характеризуя физические свойства, следует остановиться на «сухом льде» (молекулярное строение, сублимация, применение), растворимости (приготовление шипучих напитков), парниковом эффекте, пожаротушении.

Характеризуя химические свойства, следует подчеркнуть общие свойства с кислотными оксидами и неспособность к восстановлению, зато обладанию окислительными свойствами (реакция с магнием).

Характеризуя угольную кислоту, учитель обращается к учащимся рассказать об ей особенностях и способности к образованию двух рядов солей.

Рассматривая карбонаты и гидрокарбонаты, следует обратить внимание учащихся на взаимные переходы солей кальция, подтвердите их экспериментально:



Среди представителей средних солей обращается внимание на карбонаты кальция и натрия, и их разновидности.

В заключение следует рассмотреть качественные реакции на карбонат-ион.

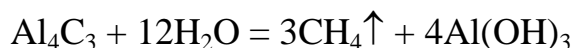
Практическая работа № 5. «Получение углекислого газа и изучение его свойств»

Эта практическая работа проводится по инструкции, приведённой в учебнике.

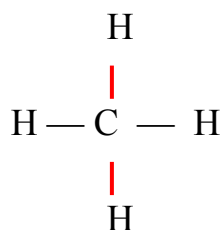
Углеводороды

Анализ названия параграфа позволяет учащимся сделать вывод, что речь в нём пойдёт о бинарных соединениях неметаллов, молекулы которых состоят из атомов углерода и водорода. Учитель подчёркивает, что таких соединений насчитывается многие тысячи, следовательно, *необходимо объяснить такое многообразие соединений этих элементов.*

Для связи этого материала органической химии с химией неорганической учитель обращается к реакциям получения углеводородов из карбидов алюминия и кальция.

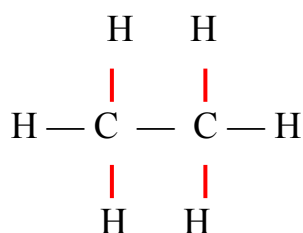


Со строением молекулы метана разобраться просто: Н – одновалентен, а С – четырёхвалентен. Следовательно, структурная формула метана:

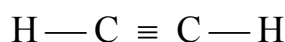


Учитель предлагает рассмотреть *химическое строение*, т. е. *порядок соединения атомов в молекуле* ещё одного углеводорода: *этана* C_2H_6 .

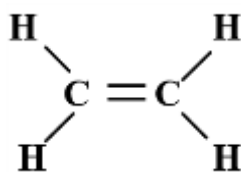
Атомов углерода в молекуле этана два, они связаны между собой одной ковалентной связью. Оставшиеся три электрона у каждого атома углерода расходуются на образование ковалентных связей с атомами водорода:



Совсем другое дело у молекулы ацетилен C_2H_2 : на два четырёхвалентных атома углерода придётся по одному атому водорода. Три оставшиеся связи соединяться между собой, образуя тройную связь, как в молекуле азота:



В молекуле ещё одного углеводорода — этилена C_2H_4 , — наблюдается двойная связь между углеродными атомами.



Учитель ставит проблему: *На какие две группы можно разделить рассмотренные углеводороды?* (предельные и непредельные).

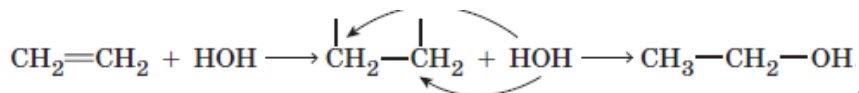
Затем учитель переходит к сравнению понятий «валентность» и «степень окисления», подводя учащихся к выводу о том, что это не одно и то же.

Итогом урока может служить вывод о том, что причиной многообразия органических соединений, которых в настоящее время насчитывается более 100 миллионов, является уникальная способность атомов углерода образовывать друг с другом цепочки различной длины, разветвлённые цепи, а также связываться между собой одинарными, двойными и тройными связями.

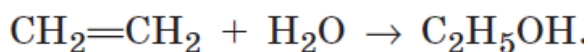
Обращаем внимание учителя, что к четырём углеводородам, данным в параграфе учебника, мы предложили бы и пятый — пропан, так как в следующем параграфе речь пойдёт о глицерине.

Кислородсодержащие органические соединения

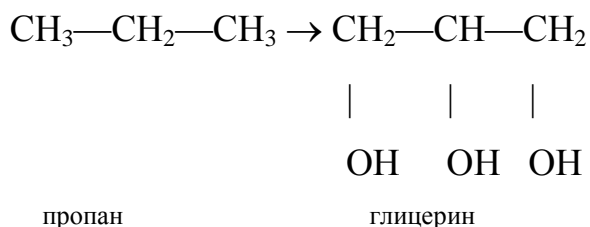
Урок начинается с рассмотрения порядка присоединения атомов из молекулы воды к молекуле этилена:



Затем учитель переводит эту схему в уравнение реакции:



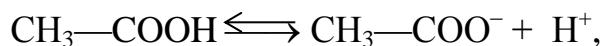
Объясняет, почему в этом уравнении вместо знака равенства записана стрелка. Затем учитель рассказывает о применении этилового спирта и подчёркивает, что гидроксогруппа в молекулах таких соединений определяет не основные свойства, как у гидроксидов, а атомность. Этанол — одноатомный спирт. *А что представляет собой трёхатомный спирт?* Если каждой гидроксогруппе положен свой атом углерода, то исходным углеводородом для такого спирта можно считать углеводород пропан. Если заменить в молекуле пропана по одному атому водорода при каждом углероде гидроксильной группой, то и получится формула искомого спирта. Его называют *глицерином*:



Учитель рассказывает об областях применения глицерина.

Переход к органическим кислотам проводится на основе исторического факта — скисание вина. При этом спирт превращается в уксусную кислоту CH_3COOH .

Учитель подчёркивает, что эта кислота является слабой, одноосновной кислотой и приводит уравнение диссоциации:



обращая внимание учащихся на то, что водород, определяющий основность кислоты записывается в конце формулы. С учётом этого фактора, учащиеся вспоминают общие химические свойства кислот и записывают уравнения их реакций применительно к уксусной кислоте.

Кремний и его соединения

Проблемную ситуацию учитель создаёт в плане сравнения значений углерода и кремния в живой и неживой природе: *Если углерод — элемент живой природы, то кремний — неживой природы. Почему?*

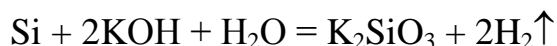
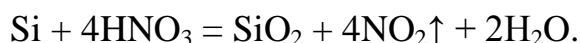
Логическая цепочка рассмотрения учебного материала:

строение атома → кристаллический кремний → его физические и химические свойства → нахождение в природе → получение → применение.

Сравнение *строения атомов* углерода и кремния позволяет сделать вывод об усилении металлических и восстановительных свойств у кремния.

Сведения об аллотропии даются только в предпрофильном классе, в обычных классах характеристика кремния проводится для кристаллического кремния:

- 1) **Окислительные свойства** по отношению к металлам (силан получают косвенно из силицидов).
- 2) **Восстановительные свойства** по отношению к кислороду и фтору, а реакции с азотной кислотой и щелочами рассматриваются в предпрофильных классах и для сильных учеников:



Характеристика *оксида кремния(IV)*, как кислотного оксида может проводиться в плане сравнения с оксидом углерода(IV) по их строению

(молекулярная и атомная кристаллические решётки), свойствам (взаимодействие со щелочами — у CO_2 в растворе, а SiO_2 — при сплавлении; восстановлении магнием для получения кремния; отношение к воде).

Нахождение кремния в природе, подчёркивает учитель, характеризуется двумя формами соединений:

- диоксид кремния (кварц, кремезём, речной песок, горный хрусталь),
- силикаты (содержащие алюминий — алюмосиликаты: белая глина или каолин, слюда, полевые шпаты, бокситы, — и не содержащий алюминий асбест).

Силикатная промышленность

Проблемную ситуацию учитель создаёт, обращаясь с просьбой к ученикам, *проанализировать название параграфа*. Очевидно, что эта промышленность в качестве сырья использует природные силикаты, а *что является продукцией такой промышленности?*

Предлагаем провести этот урок в режиме ученической конференции с докладами и презентациями по производству:

- цемента,
- стекла, в том числе и хрусталя
- фарфора,
- фаянса,
- керамики.

Получение неметаллов

Проблемный вопрос к уроку может звучать так.

Как металлы, так и неметаллы встречаются в природе в свободном виде и в форме соединений. Какие промышленные способы применяются для получения неметаллов?

В ходе рассмотрения нахождения неметаллов в природе, как в свободном виде, так и в форме соединений, которые служат сырьём для промышленного

получения, учитель подводит учащихся к общему выводу, который может быть представлен в виде таблицы.

Неметаллы в природе и промышленные способы их получения

Неметаллы	O, N, Ar, S	P, Si	Cl, I
Нахождение в природе	В виде простых веществ	В окисленном состоянии $+5$ $+4$ (P, Si)	В восстановленном состоянии -1 -1 (Cl, I)
Примеры веществ	O ₂ , N ₂ , Ar, S	Ca ₃ (PO ₄) ₂ , SiO ₂	NaCl, NaI
Принцип получения	Выделение из воздуха или земной коры	Восстановление $+5$ P + 5e ⁻ → P $+4$ Si + 4e ⁻ → Si	Окисление -1 2Cl - 2e ⁻ → Cl ₂ -1 2I - 2e ⁻ → I ₂
Примеры уравнений реакций получения	—	Ca ₃ (PO ₄) ₂ + 3SiO ₂ + 5C = = 3CaSiO ₃ + 2P + 5CO SiO ₂ + 2C = Si + 2CO	2NaCl(раствор) + + 2H ₂ O $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ → H ₂ + 2NaOH + Cl ₂ 2NaI + Cl ₂ = 2NaCl + I ₂

Если рассматривать воздух, как химическое сырьё, то какие продукты может дать его переработка? Учащиеся вспоминают из курса 8 класса фракционную перегонку жидкого воздуха, а учитель рассказывает о промышленной установке.

Характеризуя восстановительные процессы при получении простых веществ-неметаллов, учитель подчёркивает, что самым сильным окислителем и восстановителем является электрический ток и рассказывает об электролизе раствора и расплава хлорида натрия.

Получение важнейших химических соединений неметаллов

Этот урок проводится в режиме сообщений, подготовленных парами учащихся о производстве аммиака и серной кислоты.

Оценивая выступления учеников, учитель делает акцент на общих и частных научных принципах химического производства.

Металлы и их соединения

Положение металлов в Периодической системе, строение атомов и кристаллов

Проблемную ситуацию учитель создаёт в начале урока постановкой следующего вопроса.

Из 118 элементов Периодической системы Д. И. Менделеева более 90 являются металлами. Что общего в строении атомов и кристаллов металлов и какие физические свойства обусловлены особенностями металлической кристаллической решётки?

Логическая цепочка рассмотрения материала этого урока:

положение металлов в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева → строение атомов и кристаллов → металлическая связь и металлическая кристаллическая решётка → физические свойства металлов (электро- и теплопроводность, отражающая способность, пластичность) → сплавы чёрные и цветные.

Этот урок служит своеобразным обобщением сведений, полученных из курса 8 класса и на предыдущих уроках курса 9 класса и поэтому начало его проводится согласно логической цепочке в виде фронтальной беседы.

Для активизации познавательной деятельности учащихся можно воспользоваться заранее подготовленными сообщениями (по желанию):

- Физические свойства металлов и их применение в технике (космической, военной — два сообщения);
- Драгоценные металлы и их роль в истории человечества;
- Чугун и его значение в промышленности, транспорте, быту и искусстве;
- Цветные сплавы и их роль в истории человечества.

Общие химические свойства металлов

Проблемную ситуацию учитель создаёт в начале урока постановкой следующего вопроса.

Особенности строения атомов металлов обуславливают их общее химическое свойство — металлы проявляют только восстановительные свойства, т. е. отдают валентные электроны. А какие вещества выступают в этом случае в роли окислителей?

Ответ на этот вопрос учащиеся получают при рассмотрении материала параграфа и выполнении лабораторных работ в соответствии со следующей логической цепочкой:

металлы как восстановители → электрохимический ряд напряжений → взаимодействие металлов с неметаллами, оксидами, кислотами, солями → аллюминотермия.

Содержание урока также является обобщением полученных ранее сведений. При рассмотрении звеньев этой цепочки, учитель обращает внимание на условия протекания реакций с растворами кислот и солей, на окислительно-восстановительные процессы и на ионные уравнения реакций.

Общая характеристика щелочных металлов

Как и при общей характеристике групп неметаллов, щелочные металлы рассматриваются в плане общего, особенного и единичного в строении и свойствах атомов, простых веществ и соединений щелочных металлов согласно логической цепочке:

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, применение → важнейшие соли щелочных металлов, их значение в живой и неживой природе и в жизни человека.

В категории единичного выступает литий, который хранится не в керосине, а в вазелине, окисляется кислородом не до пероксида, а до нормального оксида, взаимодействует с азотом не при нагревании, а при обычных условиях.

Далее учитель обращает внимание учащихся на способе распознавания соединений щелочных металлов с помощью демонстрации окраски пламени соединениями щелочных металлов (вносить их в пламя можно длинным грифелем карандаша, который опускают в дистиллированную воду, а затем в кристаллы соединений).

Общая характеристика щелочноземельных металлов

Как и при общей характеристике групп неметаллов, щелочные металлы рассматриваются в плане общего, особенного и единичного в строении и свойствах атомов, простых веществ и соединений щелочных металлов согласно логической цепочке:

строение атомов и простых веществ → зависимость физических и химических свойств щелочноземельных металлов (а также бериллия и магния) от зарядов ядер их атомов → оксиды и гидроксиды щелочноземельных металлов (а также бериллия и магния), их получение, свойства, применение → важнейшие соли щелочноземельных металлов, их значение в живой и неживой природе и в жизни человека.

Этот урок учитель может провести в режиме самостоятельной работы учащихся с параграфом учебника и выполнением единственного лабораторного опыта по получению гидроксида кальция и изучению его свойств.

Для осуществления внутрипредметных связей учитель напоминает взаимопревращения нерастворимого карбоната кальция в растворимый гидрокарбонат и обратно.

Жёсткость воды и способы её устранения

Проблемную ситуацию на уроке учитель создаёт после того, когда даёт понятие об ионах, обуславливающих жёсткость воды Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{3+} .

Какие соединения, содержащиеся в воде, определяют её жесткость?

Разумеется, растворимые. Учитель просит привести примеры таких соединений и напоминает о различиях в растворимости карбоната и гидрокарбоната кальция. Это позволяет различать:

- **временную жёсткость** или карбонатную (устраняется кипячением и добавлением соды);
- **постоянную жёсткость** (кипячением не устраняется, а устраняется добавлением соды или растворимых фосфатов).

Практическая работа № 6. «Получение жесткой воды и способы её устранения»

Практическая работа проводится по инструкции учебника.

Алюминий и его соединения

В начале урока учитель формулирует проблемный вопрос.

Самым распространённым металлом в природе является алюминий (около 8 % массы земной коры), однако до 1886 г. он стоил почти столько же, сколько и золото. Почему?

Учителю следует обратить внимание, что основной формой природных соединений алюминия является его оксид, вещество с атомной кристаллической решёткой, следовательно, очень тугоплавкое и прочное. Проблема понижения температуры плавления оксида алюминия была решена добавлением к нему криолита.

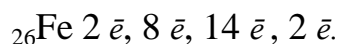
Логическая цепочка рассмотрения материала этого урока:

соединения алюминия в природе → химические свойства алюминия → особенности свойств оксида и гидроксида алюминия как амфотерных соединений → важнейшие соли алюминия (хлорид, сульфат).

Этот урок необходимо связать с началом курса химии основной школы: показать различие между *веществом и материалом* и причинно-следственную связь *свойства вещества (материала) → его применение*.

Железо и его соединения

Урок начинается с рассмотрения особенностей строения атома железа:



Затем формулируется проблемный вопрос: *Какие электроны определяют два ряда соединений железа — в степени окисления +2 и в степени окисления +3? Чем они отличаются друг от друга?*

Поиски ответа на этот вопрос проводятся в соответствии с логической схемой:

особенности строения атома железа → железо в природе → важнейшие руды железа → оксиды и гидроксиды железа(II) и (III) → соли железа(II) и (III) → обнаружение ионов катионов железа в растворе → значение соединений железа.

Практическая работа № 7 «Решение экспериментальных задач по теме «Металлы»

Целеполаганием этой работы является не только практическое закрепление сведений о свойствах металлов и их соединений, но и подготовка учащихся к выполнению практических заданий КИМов ОГЭ.

Она включает задания следующего типа:

- 1) Экспериментально осуществить цепочку переходов
- 2) Используя предложенные реактивы, получить соединения металлов и проделать реакции, характеризующие их свойства.
- 3) Распознавание соединений металлов с помощью характерных реакций и выданных реактивов.

Коррозия металлов и способы защиты от неё

Урок может начинаться с чтения отрывка из стихотворения В Шефнера:

*Коррозия — рыжая крыса,
Грызёт металлический лом.*

и формулировкой проблемного вопроса:

*Какие характерные особенности этого процесса поэтично выразил автор?
(Разрушение металлических изделий, появление ржавчины рыжего цвета.)*

Далее материал урока рассматривается в логике предложенной схемы:

коррозия химическая (газовая коррозия стальных изделий и разрушение лития на воздухе) → электрохимическая коррозия (условия её возникновения — контакт двух разных металлов и наличие электролитной среды) → защита металлов от коррозии.

Металлы в природе. Понятие о металлургии

Начало урока рекомендуем провести по аналогии с неметаллами. Только в свободном виде встречаются благородные металлы, в виде самородков и соединений — медь, а только в виде соединений — металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода. *Каких соединений?*

Обращение к природным соединениям металлов позволяет повторить химическую организацию литосферы:

Состав и названия важнейших природных соединений металлов

Название природного соединения	Химический состав	Химическое название основного компонента
1. Оксиды металлов		
Магнетит, магнитный железняк	Fe_3O_4	Оксид железа(II, III)
Гематит, красный железняк	Fe_2O_3	Оксид железа(III)
Лимонит, бурый железняк	$\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Гидрат оксида железа(III)
Корунд, бокситы	Al_2O_3	Оксид алюминия
Касситерит	SnO_2	Оксид олова(IV)
2. Галогениды металлов		
Галит	NaCl	Хлорид натрия
Сильвин	KCl	Хлорид калия
Флюорит	CaF_2	Фторид кальция
Криолит	K_3AlF_6	Гексафторалюминат калия
3. Сульфиды металлов		
Пирит, железный колчедан	FeS_2	Дисульфид железа(II)
Сфалерит, цинковая обманка	ZnS	Сульфид цинка
Галенит, свинцовый блеск	PbS	Сульфид свинца(II)
4. Карбонаты металлов		

Мрамор, известняк, мел, кальцит	CaCO_3	Карбонат кальция
Доломит	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$	Карбонат кальция и магния
Магнезит	MgCO_3	Карбонат магния
Малахит	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$	Гидрокарбонат меди(II)
5. Сульфаты металлов		
Гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	Сульфат кальция
Глауберова соль, мирабилит	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$	Сульфат натрия

Рассмотрение общих способов промышленного получения металлов, учитель может провести в виде рассказа с элементами беседы на основе подготовленной презентации о доменном и конвертерном процессах и электролитическом получении алюминия:

- пирометаллургия (производство чугуна и стали),
- гидродметаллургия (получение цветных металлов),
- электрометаллургия (получение щелочных и щелочноземельных металлов электролизом расплавов их солей и алюминия — расплавом обезвоженных бокситов с помощью криолита).

Химия и окружающая среда

Химическая организация планеты Земля

Этот урок является итоговым обобщением курса химии основной школы, проводится на основе межпредметных связей с физической географией и является базисом для формирования химической картины мира.

Проблемная ситуация формулируется учителем именно так:

Все живые и неживые объекты природы состоят из одних и тех же 90 химических элементов. Как устроен окружающий мир с точки зрения химии?

Логическая схема изучения материала параграфа:

строение Земли: ядро, мантия, земная кора, их химический состав → литосфера и её химический состав → минералы → руды → осадочные породы → полезные ископаемые → химический состав гидросферы → химический состав атмосферы.

Учителю следует обратить внимание на проблему числа химических элементов в таблице Менделеева (118) и числа элементов, участвующих в химической организации природы (90). Оставшиеся элементы получены искусственно.

Охрана окружающей среды от химического загрязнения

Учитель начинает этот урок с аргументации учащихся о том, какой точке зрения на химию и химическое производство они придерживаются: *хемофобии или хемофилии?*

После рассказа учителя об источниках химического загрязнения окружающей среды, учитель может обратиться к помощи учащихся, подготовивших сообщения:

- о кислотных дождях,
- парниковом эффекте,
- озоновых дырах.

Итогом этого урока являются выводы, которые позволяют минимизировать вред, наносимый окружающей среде химическим производством:

— использовать экологически чистые виды энергии (Солнца, ветра, морских приливов);

— применять малоотходные и безотходные промышленные технологии;

— производить очистку промышленных выбросов с помощью электрофильтров, жидких и твёрдых поглотителей и др.;

— применять катализаторы очистки выхлопных газов автомобилей наряду с совершенствованием конструкции двигателей и использованием альтернативных видов топлива.

Завершить урок также может сообщение ученика о зелёной химии.

Обобщение знаний по химии за курс основной школы.

Подготовка к основному государственному экзамену

Эту тему в зависимости от сдающих ОГЭ, степени их подготовки и наличия резервного времени, учитель проводит по основным содержательным блокам курса химии основной школы:

- вещества,
- химические реакции,
- основы неорганической химии.