**О. С. Габриелян, И. В. Аксёнова, С. А. Сладков**

**Методические рекомендации для учителя к учебнику**

**«Химия, 9 класс» О. С. Габриеляна, 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 содержание 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 сдает 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 о 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 ─ PCl5, CS2 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:

Al2S3 + 6H2O = 2Al(OH)3↓ + 3H2S↑.

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

3Na2S + 2AlCl3 + 6H2O = 2Al(OH)3↓ + 3H2S↑ + 6NaCl.

**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***:

кат.

N20 + 3H20 2N-3H3+1 + *Q*.

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 (N20 ─ окислитель, восстанавливается до N-3, а H20─ 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 (α→1) и слабые (α→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 (просты и сложные, катионы ─ H+, Mn+, NH4+ и анионы ─ OH-, Acdn-, 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:*

*HnAcd = nH+ + Acdn–.*

*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, Cu(OH)2, проводится уже по-другому:

Cu(OH)2 + 2H+ = Cu2+ + 2H2O.

Ему соответствуют три молекулярных уравнения:

Cu(OH)2 + 2HCl = CuCl2 + 2H2O,

Cu(OH)2 + H2SO4 = CuSO4 + 2H2O,

Cu(OH)2 + 2HNO3 = Cu(NO3)2 + 2H2O.

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:*

*М(ОH)n = Мn+ + nOH–*

*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:

OH– + H+ = H2O (для реакций щелочи с сильной кислотой)

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

М(ОH)*n* + *n*H+ = М*n*+ + *n* H2O

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:

CO2 + 2OH– = CO32– + H2O

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

CO2 + 2NaOH = Na2CO3 + H2O,

CO2 + 2KOH = K2CO3 + H2O.

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

Cа2+ + 2OH– + CO2 = CаCO3↓+ H2O

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

NH4+ + OH– = NH3↑ + H2O

и просит учащихся конкретизировать это уравнение двумя молекулярными.

**Химические свойства солей в свете теории электролитической диссоциации**

В отличие от уроков, посвящённым 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.

Na2СО3 = 2Na+ + СО32‒.

Учитель объясняет: угольная кислота — слабый электролит. Следовательно, катионы водорода прочно удерживаются карбнат-анионом и с трудом отщепляются в раствор. Верно и обратное: анион СО32‒ охотно присоединяет катион Н+, отрывая его у молекулы воды. Карбонат-анион при этом превращается в гидрокарбонат, являющийся слабым электролитом, а от молекулы воды в растворе остается анион ОН−:

СО32− + Н2О ⎯→ НСО3− + ОН−.

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

Далее разбираются ещё два типа гидролиза солей и вводится 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 pH, как количественной характеристики среды раствора.

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

Задание этой работы ориентированы на формат КИМов ОГЭ.

1. Проделать 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**

Созданиепроблемной 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 физически 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 VIIА-группе.

***Восстановительные свойства*** галогенов рассматриваются на основании их положения в вытесни тельном ряду F > Cl > Br > I и напоминается 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 галогеноводоров → 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 А -халькогенов. Сера**

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

S0 + 2H2S+6O4 = 3S+4O2 + 2H2O

S0 + 6HN+5O3 = H2S+6O4 + 6N+4O2↑ + 2H2O

S + 3C + 2KNO3 = K2S + N2 + 3CO2

***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:

с***ероводород 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:

2H2S + SО2 = 3S↓ + 2H2O

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

Pb2+ + S2‒ = PbS↓.

**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 VА-группы.

Логическим планом рассмотрения материала является причинно-следственная цепочка:

***положение элементов VА-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 собой 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 записываю 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:

NH3 ⋅ Н2О ⎯→ NH4+ + ОН‒

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:

NH4+ + OH‒ = NH3↑ + H2O.

**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. Особенные 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 IVА- группы. Углерод**

В общей характеристике элементов IVА- 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* (СО) *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 определят 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:

H2O + CO2

Карбонат → Гидрокарбонат

t

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.

Al4C3 + 12H2O = 3CH4↑ + 4Al(OH)3

СаС2 + 2Н2О = С2Н2↑ + Са(ОН)2

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

Н

Н — С — Н

Н

Учитель предлагает рассмотреть ***химическое строение***, т. е. ***порядок соединения атомов в молекуле*** ещё одного углеводорода: *этана* С2Н6.

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:

Н Н

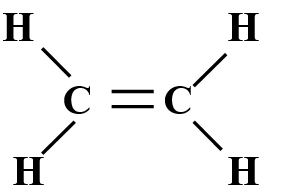
Н — С — С — Н

Н Н

Совсем другое дело у молекулы ацетилена С2Н2: на два четырёхвалентных атома углерода придётся по одному атому водорода. Три оставшиеся связи соединяться между собой, образуя тройную связь, как в молекуле азота:

Н ⎯ С ≡ С ⎯ Н

В молекуле ещё одного углеводорода ─ этилена С2Н4, ─ 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 тоже.

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?* Есликаждой 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***:

СН3—СН2—СН3 → СН2—СН—СН2

| | |

ОН ОН ОН

пропан глицерин

Учитель рассказывает об областях применения глицерина.

Переход к органическим кислотам проводится на основе исторического факта ─ скисание вина. При этом этом спирт превращается в уксусную кислоту СН3СООН.

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

СН3—COOH ⎯→ СН3—СОО‒ + Н+,

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:

Si + 4HNO3 = SiO2 + 4NO2↑ + 2H2O.

Si + 2KОН + Н2О = K2SiO3 + 2H2↑

Характеристика ***оксида кремния(IV)***, как кислотного оксида может проводится в плане сравнения с оксидом углерода(IV) по их строению (молекулярная и атомная кристаллические решётки), свойствам (взаимодействие со щелочами ─ у СО2 в растворе, а SiO2 ─ 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,

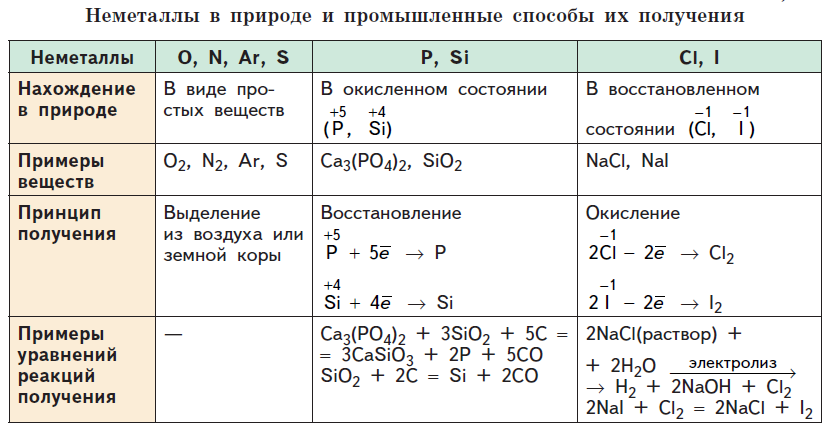
- керамики.

**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.



*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 → алюминотермия.***

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 Ca2+, Mg2+, Fe3+.

*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:

26Fe 2 *ē*, 8 *ē*, 14 *ē*, 2 *ē.*

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 характерный 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 | Fe3O4 | Оксид железа(II, III) |
| Гематит, красный железняк | Fe2O3 | Оксид железа(III) |
| Лимонит, бурый железняк | Fe2O3 ⋅ *n*H2O | Гидрат оксида железа(III) |
| Корунд, бокситы | Al2O3 | Оксид алюминия |
| Касситерит | SnO2 | Оксид олова(IV) |
| **2. Галогениды металлов** | | |
| Галит | NaCl | Хлорид натрия |
| Сильвин | KCl | Хлорид калия |
| Флюорит | CaF2 | Фторид кальция |
| Криолит | K3AlF6 | Гексафторалюминат калия |
| **3. Сульфиды металлов** | | |
| Пирит, железный колчедан | FeS2 | Дисульфид железа(II) |
| Сфалерит, цинковая обманка | ZnS | Сульфид цинка |
| Галенит, свинцовый блеск | PbS | Сульфид свинца(II) |
| **4. Карбонаты металлов** | | |
| Мрамор, известняк, мел, кальцит | CaCO3 | Карбонат кальция |
| Доломит | CaCO3 ⋅ MgCO3 | Карбонат кальция и магния |
| Магнезит | MgCO3 | Карбонат магния |
| Малахит | (CuOH)2CO3 | Гидроксокарбонат меди(II) |
| **5. Сульфаты металлов** | | |
| Гипс | СaSO4 ⋅ 2H2O | Сульфат кальция |
| Глауберова соль, мирабилит | Na2SO4 ⋅ 10H2O | 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),

- гиродметаллургия (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.