

**МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНОГО
ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**

**ТАШКЕНТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ
УНИВЕРСИТЕТ ИМЕНИ НИЗАМИ**

АЖИЕВА МУХАББАТ БАХТЫБАЕВНА

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РАЗРАБОТКИ ПРОВЕДЕНИЯ ЗАНЯТИЙ
ПО ТЕМЕ "ГАЛОГЕНЫ" С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ
МЕСТНЫХ СЫРЬЕВЫХ РЕСУРСОВ**

Ташкент - 2006

Выражаю глубокую благодарность за оказанную поддержку в подготовке методического указания по теории курса академику Ю.Т. Ташпулатову.

Автор.

Аннотация

Грандиозные масштабы развития химической науки и промышленности, а также всесторонняя химизация всех отраслей народного хозяйства страны требует большого внимания к преподаванию химии в школах, в академических лицеях и профессиональных колледжах. В них учащиеся должны получить прочные знания по химии, экспериментальные навыки и быть подготовлены к жизни. Известно, что большинство учащихся окончив учебные заведения, будут жить и трудиться в своем краю и поэтому всесторонние знания своего предмета являются весьма, необходимыми. Следовательно, локализация учебных программ по химии, освещение в них местных краеведческих материалов, является одной из актуальных проблем преподавания данной дисциплины в академических лицеях и профессиональных колледжах.

В данной работе включены поурочно разработанные темы, предусмотренные программой по химии для академических лицеев и профессиональных колледжей. В частности, сформулированы образовательные, воспитательные и развивающие цели по каждому уроку, дана методика проведения урока (ход урока) на основе используемых педагогических технологий, освещены методы организации познавательной деятельности учащихся и её дальнейшего развития, самостоятельной и творческой работы, контроля преподавателем знаний учеников, взаимной проверки и самоконтроля.

Утверждено к печати протоколом №5 от «29» декабря 2005 года Ученым Советом Ташкентского государственного педагогического университета имени Низами.

Введение

Процесс образования предлагает сотрудничество учащихся и преподавателя, направленные на освоение знаний, умений и навыков, расширение мировоззрения учащихся, развития творческого поиска. Другими словами, содержание образования – это достижения усвоения учебного материала при помощи методов, средств и форм обучения.

В связи с этим целесообразно рассмотреть содержание образования и его структурные компоненты, способы усвоения их учащимися требования и взаимосвязь методов, средств и форм обучения, являющихся составной частью педагогического процесса.

В законе «Об образовании» Республики Узбекистан и Национальной программе по подготовке кадров в качестве одной из основных задач обучения отмечено, что наряду с вооружением учеников знаниями, навыками и умениями, необходимо самостоятельное мышление, организаторские способности и практические умения.

С учётом Государственных стандартов образования по химии для академических лицеев и профессиональных колледжей разработаны эффективные методы по организации учебно-воспитательного процесса с использованием современных педагогических технологий, на основе педагогике сотрудничества, демократизация и гуманизации педагогических отношений. Особое внимание уделяется воспитанию у учащихся уважения к национальным и общечеловеческим ценностям, верности идеям независимости, любви к Родине, сознательному усвоению учащимися учебного материала организации самостоятельной творческой работы, самообразования, а также контролю и оцениванию знаний.

В данной работе включены поурочно разработанные темы, предусмотренные программой по химии для академических лицеев и профессиональных колледжей. В частности, сформулированы образовательные, воспитательные и развивающие цели, дана методика проведения урока (ход урока) на основе используемых педагогических технологий, освещены методы организации познавательной деятельности учащихся и её дальнейшего развития, самостоятельной и творческой работы, контроля преподавателем знаний учеников, взаимной проверки и самоконтроля. В связи с чем, мы предлагаем следующую методику проведения занятий по теме «Галогены» с использованием местных материалов и новые педагогические технологии.

1. Занятие на тему: Фтор, нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применения.

Образовательная цель: ознакомить учащихся с элементами группы галогенов. Конкретные сведения о первом элементе 7 группы. Фтор, его нахождение в природе, о способах получения, его физические и химические свойства и применение в народном хозяйстве.

Воспитательная цель: расширение научного мировоззрения – объяснение в сравнении электронное строение и некоторые свойства атомов и молекул галогенов. Экологическое и экономическое воспитание.

Развивающая цель: развитие знаний о элементах VII-группы, совершенствование навыков работы в сопоставлении элементов VII-группы, самостоятельной работы с учебником.

Оборудование: таблица сравнительной характеристики элементов VII-группы (электронное строение, свойства его атомов и молекул), природные образцы фосфоритов, апатитов и криолита.

Технология: технология традиционного обучения (беседа, рассказ) с применением компьютерной технологии (показом перехода электронов в образовании соединений фтора, использование анимации).

Ход занятия:

- I. Организационный момент.
- II. Ознакомление учащихся с темой, целью, ходом занятия.
- III. Изучение новой темы.

План:

1. Общий обзор галогенов.
2. Фтор-первый элемент 7 группы периодической системы.
3. Нахождение фтора в природе, способы получения.
4. Физические и химические свойства.
5. Применение фтора и его соединений в народном хозяйстве.

Галогены

Общая характеристика:

- 1) Общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня – $ns^2 P^5$.
- 2) С возрастанием порядкового номера элементов увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства (увеличиваются металлические свойства); галогены – сильные окислители, окислительная способность элементов уменьшается с увеличением атомной массы и порядкового номера.
- 3) Молекулы галогенов состоят из двух атомов.
- 4) С увеличением атомной массы окраска становится более темной, возрастают температуры плавления и кипения, а также плотность.
- 5) Сила галогеноводородных кислот возрастает с увеличением атомной массы.
- 6) Галогены могут образовывать соединения друг с другом (например, $BrCl$).

Таблица 1.

Электронное строение атомов галогенов

Символ элемента	Порядковый номер	Строение внешнего электронного слоя	Энергия ионизации, эв.
<i>F</i>	9	2s2p5	17,42
<i>Cl</i>	17	3s3p5	13,01
<i>Br</i>	35	4s4p5	11,84
<i>I</i>	53	5s5p5	10,45
<i>At</i>	85	6s6p6	~9,2

Фтор в свободном виде получил впервые в 1886 г. Французский химик А.Муассан, который был удостоен за это Нобелевской премии. Своё название элемент получил от греч. фторос – разрушающий. В природе фтор встречается только в виде соединений. На территории Узбекистана фтор встречается в составе следующих минералов: $Ca_5F(PO_4)_3$ фторапатит, $Na_3[AlF_6]$ криолит, CaF_2 флюорит или плавииковый шпат.

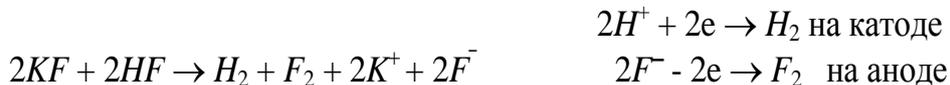
Фосфориты источник получения элементарного фосфора, фосфорной кислоты и различных фосфорных соединений, также фтора.

Изучение фосфоритов в Узбекистане началось давно. Ещё в начале 70-х годов прошлого века Н.П.Барбот-де-Марни, а затем с 1900 по 1944гг. Л.С.Берг, В.Н.Вебер, Н.А.Димо, А.Д.Архангельский и другие проводили геологические работы. С 1927 по 1937

годы поисковые работы на фосфориты в южном Узбекистане проводили М.С.Шевцов, Н.П.Херасков, Б.А.Петрушевский и другие в Ферганской долине, в низовьях реки Амударьи П.А.Мячков и А.С.Запорожцева систематические поиски фосфоритов проводили геологические партии треста «Средазнеруд» (И.Привес, В.Юдин). Были детально изучены фосфориты низовья Амударьи, выявлены новые проявления и месторождения фосфоритов в Кызылкумах, в Сурхандарьинской и Ферганской впадинах.

В то же время в Институте геологии АН Узбекистана (М.П.Баскаков, Н.П.Петров и другие) в экспедиции «Химгеолнеруд» Министерства геологии Узбекистана проводились научно-исследовательские работы по изучению фосфоритов. Эти исследования позволили выявить некоторые стороны генезиса и закономерности размещения месторождений фосфоритов Узбекистана. В последние десятилетия Институт общей и неорганической химии проводит ряд исследований фосфоритов по выявлению и получению из фосфоритного сырья галоген-фтора. Учёными этого института разработаны методы получения фтора из его природных соединений. Фтор можно получить путём электролиза и его соединений. Существуют и усовершенствованы основные два способа получения фтора.

I способ. Электролиз.



Для осуществления этой реакции анод должен быть из углерода, а катод – из никеля, а сосуд должен быть разделен диафрагмой. Диафрагма нужна для разделения образовавшихся газов H_2 и F_2 , смесь этих газов взрывоопасна. В случае смешивания газов H_2 и F_2 произойдет взрыв.

II способ.

Переработка полевого шпата и последующим электролизом HF KF . Процесс электролиза этих веществ можно изобразить в виде следующей схемы:



Из-за повышенной активности фтора используется оборудование для получения фтора, посуда для хранения и перевозки подвергается коррозии. Поэтому оборудование и посуда должна быть из никеля и его сплавов.

Применение фтора можно показать в следующем виде:



Задание для самостоятельной работы.

Учащимся было задано следующее задание: выяснить, какие природные фосфориты встречаются в вашем районе и во время экскурсии на природу собрать коллекции местных фосфоритов. После экскурсии изготовить небольшую коллекцию из собранных материалов. Учащиеся экспериментальных классов, побывав на экскурсиях собрали различные образцы минералов и горных пород своего края. Из собранных материалов изготовили небольшую коллекцию под названием «Минералы нашего края».

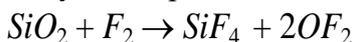
Физические свойства фтора:

Фтор - газ светло-желтого цвета, температура плавления -219°C , температура кипения -183°C , тяжелее воздуха, при обычных условиях вступает в реакцию с водой.

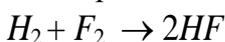
Химические свойства фтора:

Фтор – самый сильный окислитель из всех известных веществ. Фтор легко вступает в реакцию со всеми веществами.

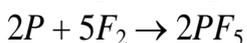
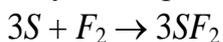
Вступает в реакцию со стеклом:



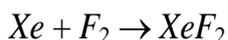
с водородом вступает в реакцию со взрывом:



вступает в реакцию со следующими неметаллами:



окисляет даже инертные газы



фтор по сравнению с другими галогенами по своему вступает в реакцию с водой:



уточнимся нужно объяснить, что фтор «отбирает» кислород из состава воды и окисляет его, происходит реакция разложения воды. Опять же нелишне напомнить учащимся, что фтор имеет степень окисления -1. Фтор даже у кислорода присоединяет один недостающий электрон и образует OF_2 соединение.

Фтористый водород:

Фтористый водород это бесцветный газ, хорошо растворимый в воде, температура плавления $-83,5^\circ$, температура кипения $-19,5^\circ\text{C}$. При обычных условиях фтористый водород это жидкость. Фтористый водород также называется плавиковой кислотой. Фтористую кислоту можно получить следующим способом: при взаимодействии на полевой шпат концентрированной серной кислотой:



Фтористая кислота считается одной из слабых кислот.



Фтористая кислота вступает в реакцию с оксидом кремния. Это одна из основных реакций, определяющая фтористую кислоту.

1. $\text{SiO}_2 + 4\text{HF} \rightarrow \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. $6\text{HF} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$

Нельзя хранить фтористую кислоту в стеклянных сосудах. Её хранят в полиэтиленовых, фторопластовых сосудах.

Из кислородных соединений фтора преподаватель дает сведения о следующих оксидах фтора, это OF_2 , O_2F_2 , O_3F_2 .

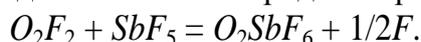
Фториды кислорода это соединения, содержащие связи $\text{O}-\text{F}$, например дифторид OF_2 , монофторид O_2F_2 . Фтор с кислородом образует в тлеющем разряде смесь стабильных радикалов $\text{F}-\text{O}-\text{O}$ и атомов фтора; при конденсации этой смеси при -196°C образуются высшие фториды кислорода O_2F_2 , O_3F_2 стабильные лишь при низких температурах. Все фториды кислорода обладают сильной окислительной способностью. Дифторид кислорода OF_2 – бесцветный газ с редким специфическим запахом, сильно токсичен. OF_2 медленно разлагается на элементы при температуре около 200°C . Чистый дифторид кислорода не взрывается. Слабо растворяется в воде, подвергаясь гидролизу. Жидкость OF_2 неограниченно растворяется в жидком фторе, кислороде и озоне. По химическим свойствам OF_2

- сильный окислитель; он фторирует металлы при слабом нагревании; с водой, водородом и с галогенами реагирует со взрывом при нагревании. OF можно получить фторированием водного раствора едкого натра или калия:



также электролизом водных растворов фторводорода HF .

Монофторидная кислота или оксид фтора O_2F_2 – соединение нестабильное. При взаимодействии с кислородом образует соли, например:



Получаем O_2F_2 из смеси фтора с кислородом в тлеющем разряде при температуре -196°C . Применяется в лаборатории как сильный фторирующий и окисляющий агент.

Фторорганические соединения это органические соединения, содержащие в молекуле одну или несколько связей $F-C$. Химия фторорганических соединений начала интенсивно развиваться лишь со 2-й половины 20 века. Её развитие было обусловлено потреблением молодой атомной промышленности в материалах стойких к фторирующему действию OF_6 , который применяется для изготовления разделения урана. Учащимся можно лишь перечислить названия фторсодержащих органических веществ, так как формулы очень трудоемки к запоминанию. Это фторолефины, фторированные спирты, магнийорганические соединения C_6F_5MgCl , фтороформ CHF_3 , фторотан $CF_3-CHBrCl$ и др. Также учащимся интересно будет узнать о применении органического фторсодержащего вещества фреоне. Например: в домашних холодильниках охлаждение достигается испарением в замкнутом пространстве фреона -12 CF_2Cl_2 . Фтор в современной жизни также применяется при синтезе полимерных материалов-фторопластов, обладающих высокой химической стойкостью. В атомной энергетике используются соединения фтора с другими галогенами: ClF_3 , BrF_5 , BrF .

Тефлон это торговое название фторопласта -4, производимого в США. Из него изготавливают термостойкую посуду.

Из этих сведений преподаватель делает вывод о том, что благодаря химии человек научился лучше использовать природные богатства и получать из них полезные химические продукты, что все эти химические продукты в настоящее время выпускает наша химическая промышленность.

2. Занятие на тему: **Нахождение хлора в природе, физические и химические свойства, способы получения и применения**

Образовательная цель: ознакомить учащихся с природными соединениями хлора, методами его получения из природных соединений, применении и свойствами.

Воспитательная цель: воспитание у учащихся бережного и сознательного отношения к природе, расширение научного мировоззрения.

Развивающая цель: развитие у учащихся навыков сравнения и наблюдения (например, фтор и хлор), самостоятельной работы с литературой, обогащение знаний о природных ресурсах страны.

Оборудование: образцы природных соединений хлора (галит, бишофит), таблица сравнительной характеристики фтора и хлора.

Технология: обучение в сотрудничестве, метод Кластера, демонстрационный опыт.

Ход занятия:

I. Организационный момент

II. Ознакомление учащихся с темой, целью и ходом занятия

План:

1. Природные соединения хлора, местонахождения, способы получения и применения
2. Физические и химические свойства хлора.
3. Демонстрационный опыт. Получение хлора путем электролиза и его свойства.

На территории Узбекистана минеральные соли находятся в виде минералов галит $NaCl$, сильвинит $NaCl \cdot KCl$, сильвин KCl , бишофит $MgCl_2 \cdot H_2O$, карналлит $KCl \cdot MgCl_2 \cdot 6H_2O$. Общее количество минералов на всем земном шаре составляет 0,02%. Преподавателю следует напомнить учащимся, что до принятия независимости Узбекистана все уча-

занные минералы не использовались и в основном все закупались извне. Только после принятия независимости Узбекистана в Республике началась широкомасштабная работа по нахождению и использованию природных сырьевых ресурсов. Геологоразведочные и научно-исследовательские работы, проводимые ГПП «Узбекгидрология» и Институтом общей и неорганической химии при академии наук Республики Узбекистан в значительной степени способствовали выявлению и интенсивному промышленному освоению запасов минеральных ресурсов галогенов. Для сведения учащимся можно привести таблицу запасов месторождений минеральных солей в Узбекистане (табл. 2).

Таблица 2.

Балансовые запасы месторождений минеральных солей в Узбекистане

№	Виды минеральных солей	Количество месторождений	Балансовые запасы
1.	Калийные соли, млн. тонн	4	400,3
2.	Поваренная соль, трлн. тонн	30	8,86

В разнообразном комплексе полезных ископаемых важную роль играют минеральные соли. Насчитывается более 1500 отраслей производства, в которых исходным сырьем служит поваренная соль и её производные. В комплексной переработке минеральных солей из них попутно, кроме основных компонентов, могут извлекаться многие ценные элементы, содержащиеся в небольших количествах, еще большую ценность для получения редких и рассеянных элементов. Нужно сказать учащимся, что минеральные соли это породы, состоящие из водорастворимых минералов, которые выпадают в осадок при испарении воды в открытых водоёмах. Таким путем формируются соляные отложения в озерах и морях. В древнее время соли, таким образом, покрывались другими породами и нередко погружались на значительные глубины. Месторождения ископаемых минеральных солей отличаются многообразием химического состава, геологического строения и условиями образования. Недра Узбекистана богаты каменной и калийными солями. В данное время в Узбекистане находится крупнейшие месторождения калийных солей в Кашкадарьинской и Сурхандарьинской областях.

Республика располагает богатыми месторождениями каменной соли. Прогнозные оценки выявленных пяти месторождений каменной соли Ходжайканского, Тюбегатанского, Барсакельмеского, Байбичиканского и Аккалинского составляют свыше 90 млрд. тонн.

Из природных соединений хлор получают путем электролиза раствора или расплава хлорида натрия. Чтобы получить хлор нужно знать законы электролиза.

Преподаватель более подробно описывает механизм электролиза растворов и расплавов солей учащимся. Это связано и с тем, что на первом уроке галоген фтор получали этим же путем.

Итак, что нужно знать об электролизе:

- а) окислительно-восстановительные реакции.
- б) что такое окислитель-восстановитель?
- в) что такое электролиз?

Электролизом называется совокупность химических процессов, которые протекают под действием постоянного электрического тока на электродах, погруженных в раствор или расплав электролита. Электролиз проводят в специальных устройствах – электролизерах или электролитических ваннах. В раствор или расплав электролита в данном случае

$NaCl$ (поваренная соль) погружают два токопроводящих электрода, которые соединяются с источником постоянного электрического тока. Под действием источника тока на одном из электродов создается избыток электронов (отрицательный электрод обозначается – катод), на другом недостаток электронов (положительный электрод обозначается + анод).

В электрическом поле ионы, имеющиеся в растворе или расплаве в результате диссоциации электролита приобретают направленное движение: катионы перемещаются к отрицательному электроду, анионы – к положительному. Катионы из раствора или расплава, находящиеся вблизи отрицательного электрода, принимают электроны, т.е. катионы восстанавливаются, электрод на котором происходит восстановление, называется катодом.

Анионы, находящиеся вблизи положительного электрода, отдают электроны, т.е. окисляются. Электрод, на котором протекает окисление, называется анодом. Электродами для электролиза могут служить различные электропроводящие материалы. В качестве материалов для инертных анодов используют платину или графит. Существуют и окисляющиеся (растворимые) аноды, например, медные и никелевые электроды обоих типов применяются на практике.

В Навоийском производственном объединении вшеописанным способом получают хлор, натрий, гидроксид натрия, соду, гидрокарбонат натрия. При этом выделяется много побочных продуктов, применяемых в народном хозяйстве Республики.

Для лучшего представления механизма электролиза приводится следующая схема (рис. 1).

Схема электролиза раствора $NaCl$

На катоде: $Na^+ + e^- - Na, + 2H_2O = 2NaOH + H_2$

На аноде: $2Cl - 2e^- \rightarrow Cl_2^0$

$Na^+ + OH^- = NaOH$ остаётся

Суммарно $2NaCl + 2H_2O \rightarrow H_2 + Cl_2 + 2NaOH$

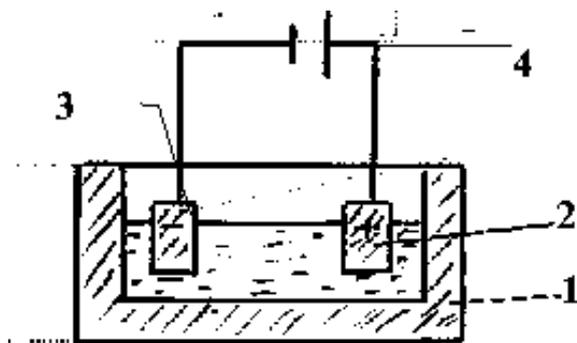
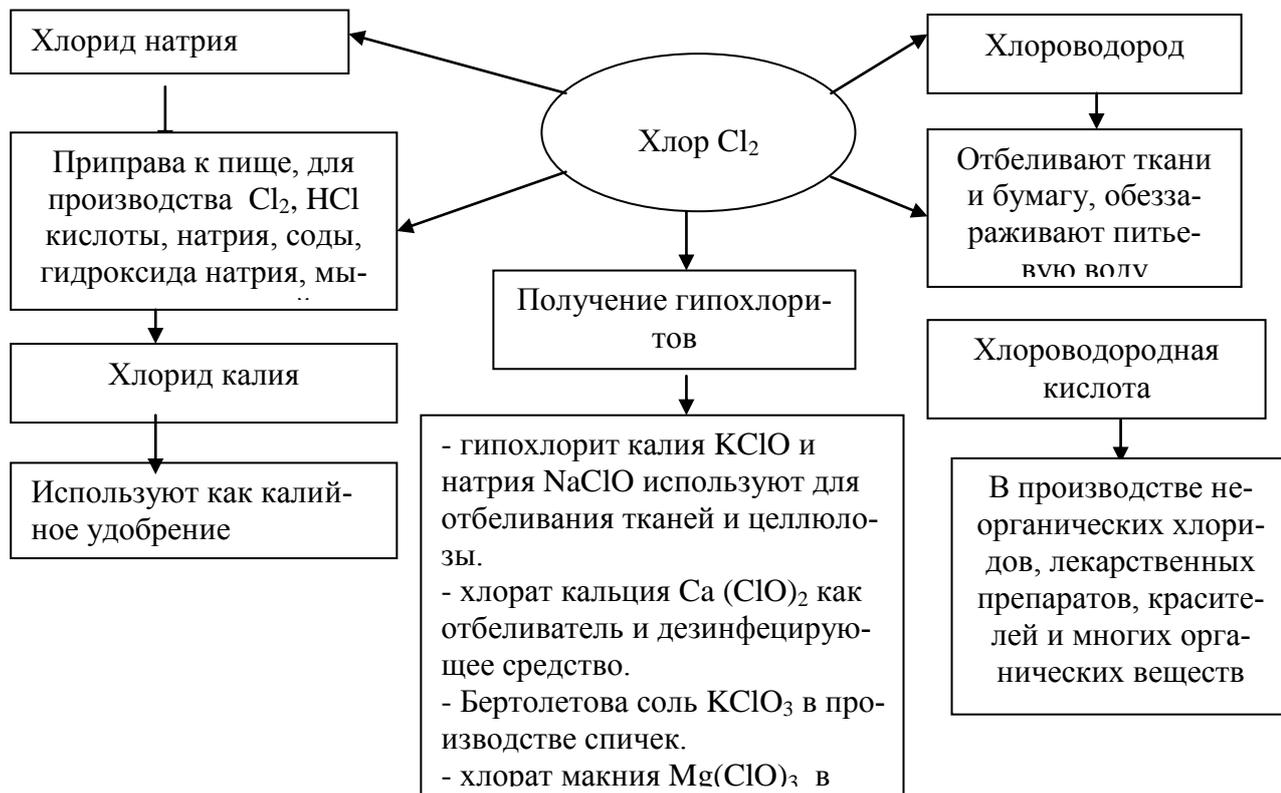


Рис. 1. электролиз раствора $NaCl$.

1-ёмкость с раствором, 2-анод, 3-катод, 4-источник постоянного тока

Учащимся интересно будет узнать и лучше запомнится применение хлора в народном хозяйстве, показанное методом Кластера.

Желательно во время урока применение хлора показать учащимся в виде следующей схемы:



На основании этого метода в Навоийском электрохимическом комбинате в настоящее время работает цех по получению хлора, водорода, соды, щелочи, сырьем для которого является поваренная соль *NaCl*. Открытие этого цеха позволило освободить ряд химических предприятий завозить вышеуказанные вещества из-за рубежа, что привело к повышению экономики республики. На этом же принципе заканчивается в конце 2005 года строительство крупнейшего в Средней Азии содового завода, находящегося в г. Кунграде в Республике Каракалпакстан, сырьем для которого является *NaCl*.

Хлор был открыт шведским химиком Карлом Шееле в 1774 году. Элемент получил название за свой цвет (греч. хлорос-желтозеленый) [73].

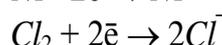
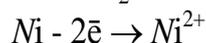
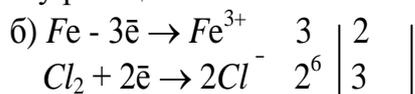
Хлор газ желто-зеленого цвета, t° плавления = -101°C , t° кипения = -34°C .

Хлор – сильный окислитель.

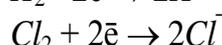
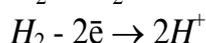
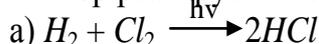
1. хлор реагирует с металлами



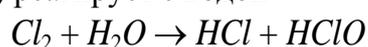
эту реакцию можно показать в окислительно-восстановительной форме



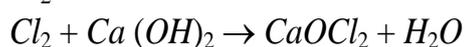
2. хлор реагирует с неметаллами



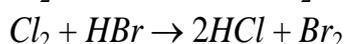
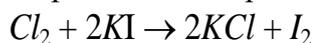
б) реагирует с водой



3. реагирует с щелочами



4. хлор вытесняет бром и йод из галогеноводородных кислот и их солей



При изложении этих тем преподаватель выделяет и заостряет внимание на многогранность использования хлора в народном хозяйстве и на нескончаемые запасы солей в нашей стране. Последние несколько минут можно учащимся для закрепления знаний задать следующие вопросы: В чем различие элементов фтора и хлора? Где применяется хлор?

Домашнее задание. 1. Повторить тему из учебника. 2. Найти по карте «Полезные ископаемые Узбекистана» месторождения минеральных солей, апатитов и фосфоритов (карта).

3. Занятие на тему: Хлороводород. Соляная кислота, получение и свойства.

Образовательная цель: расширение знаний учащихся о соединениях, образуемых хлором.

Воспитательная цель: расширение научного мировоззрения, трудовое воспитание.

Развивающая цель: развитие и пополнение знаний учащихся по соединениям хлора, развитие навыков и умений по практической работе.

Оборудование: вещества, необходимые для проведения демонстрационного опыта.

Технология: метод традиционного обучения (лекция) и демонстрационный опыт.

Ход занятий

I. Организационный момент

II. Ознакомление учащихся с темой, целью и ходом занятия

III. Изучение новой темы

План:

1. Хлороводород

2. Соляная кислота, получение и свойства

3. Кислородосодержащие кислоты хлора.

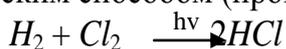
На основе этих модулей составляется модульная программа. Дидактическая цель модульной программы: в ходе самостоятельной работы познакомиться с соединениями хлора, выработать навыки самостоятельной работы с учебником и дополнительной литературой, умения наблюдать, развивать речь и культуру общения.

Элемент учебной деятельности	Задания к учебному материалу	Указания по выполнению заданий
ЭУД-1	Цель: хлороводород, его получение и применение, соляная кислота	
	Подготовьте ответы на вопросы и выполните задания. 1. Получите хлороводород. 2. Каковы его физические и химические свойства?	Активно участвуйте в проводимых

	3. Получение и применение соляной кислоты.	опросах
ЭУД-2	Цель: изучение кислородосодержащих кислот хлора.	
	Подготовьте ответы на следующие вопросы и выполните задания. 1. Какие кислородосодержащие кислоты хлора вы знаете? 2. Опишите их химические свойства. 3. Приведите примеры области их применения.	Внимательно прочтите учебник
	4. Подведение итогов по модульной программе. 5. Тестовый контроль по пройденным темам. 6. Проведение лабораторной работы. 7. Подведение итогов по новой теме. 8. Задание на дом.	

Кратко напомнив прошлую тему, преподаватель объясняет новую по плану урока:

Хлористый водород – бесцветный газ с резким запахом, ядовитый, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде (1:100), t° плавления -114°C , t° кипения -85°C получается синтетическим способом (промышленный) 107



Гидросульфатный способ (лабораторный).

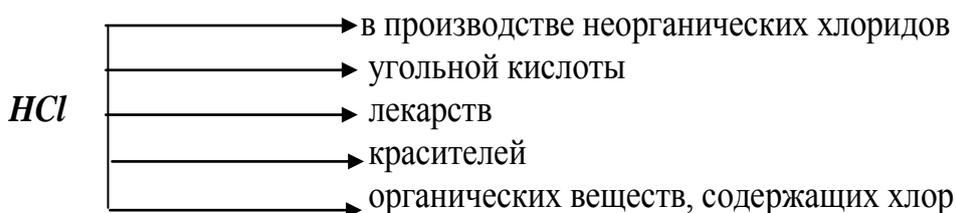


Химические свойства:

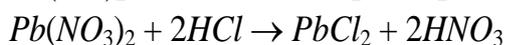
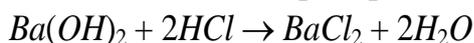
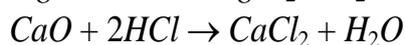
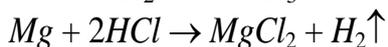
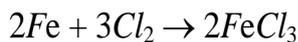
1. раствор HCl в воде соляная кислота сильная кислота:
2. $\text{HCl} \rightarrow \text{H}^+ + \text{Cl}^-$
3. реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений с образованием водорода: $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
4. с оксидами металлов: $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. с основаниями: $\text{HCl} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
6. с аммиаком: $\text{HCl} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
7. с солями: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$

Образование белого осадка AgCl , нерастворимого в минеральных кислотах используется в качестве качественной реакции для обнаружения анионов Cl^- в растворе.

Соляная кислота применяется для производства:



Учащимся напомнить, что хлориды металлов – соли соляной кислоты, их получают взаимодействием металлов с хлором или реакциями соляной кислоты с металлами, их оксидами и гидроксидами, путем обмена с некоторыми солями



Большинство хлоридов растворимы в воде (за исключением AgCl , HgCl , PbCl_2).

Широкое применение кислородосодержащих кислот хлора обяывает преподавателей более подробно останавливаться на этой подтеме. В учебниках и методических рекомендациях очень мало сведений о кислородосодержащих кислотах хлора. Постараемся восполнить эти пробелы.

Кислородосодержащие кислоты хлора

1. Хлорноватистая кислота HClO существует только в разбавленных водных растворах.

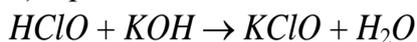
Получение: $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$

HClO – слабая кислота и сильный окислитель

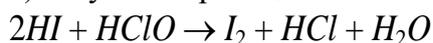
а) разлагается, выделяя атомарный кислород

$\text{HClO} \xrightarrow{\text{на свету}} \text{HCl} + \text{O}$ и HCl . Поэтому HClO или NaClO применяется как отбеливатель целлюлозы, хлопчатобумажных тканей.

б) в реакции с щелочами дает соли-гипохлориты

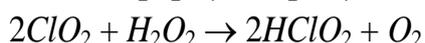
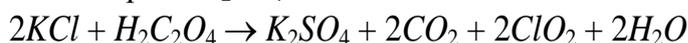


в) вступает в реакцию с галогеноводородами



2. Хлористая кислота HClO_2

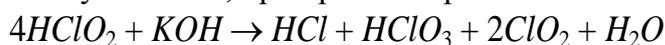
Существует только в водных растворах. Образуется при взаимодействии пероксида водорода с оксидом хлора (IV), который получают из бертоллетовой соли и щавелевой кислоты в среде H_2SO_4 :



HClO_2 – и сильный окислитель, соли хлористой кислоты – хлориты:



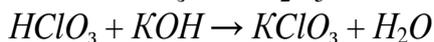
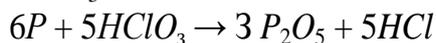
2. Неустойчива, при хранении разлагается



3. Хлорноватая кислота HClO_3 устойчива только в водных растворах.

Получение: $\text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{HClO}_3 + \text{BaSO}_4$

HClO_3 – сильная кислота и сильный окислитель, соли хлорноватой кислоты – хлораты.

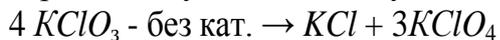


KClO_3 - Бертоллетова соль, её получают при пропускании хлора через подогретый (40°

С) раствор KOH :



бертоллетову соль используют в качестве окислителя; при нагревании она разлагается:

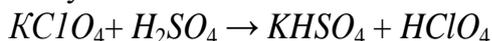


4. Хлорная кислота HClO_4

Физические свойства:

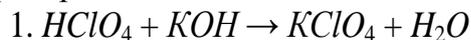
Бесцветная жидкость, t° кипения = - 101 ° С.

Получение.

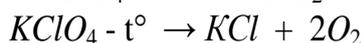


Химические свойства:

$HClO_4$ - очень сильная кислота и очень сильный окислитель; соли Хлорной кислоты - перхлораты.



2. При нагревании хлорная кислота и её соли разлагаются:



Применение кислородосодержащих кислот хлора показано в таблице.

Домашнее задание. Какие продукты химической промышленности республики широко применяются в жизни вашего региона?

Для каждого продукта учащиеся заполняют анкету (преподаватель раздает анкеты).

АНКЕТА

1. Название продукта, его основной состав и применение _____
2. Название, основной состав и месторождение в республике сырья, применяемого для получения продукта _____
3. Где производится продукт в Узбекистане _____
4. Химические реакции лежащие на основе производства продукта _____

4. Занятие на тему: Бром, нахождение в природе, методы получения, применения, физические и химические свойства

Образовательная цель: ознакомление учащихся с особенностями нахождения брома в природе, способами его получения, физическими и химическими свойствами и применением.

Воспитательная цель: расширение научного мировоззрения учащихся об элементе бром, ознакомление с именами ученых-химиков Узбекистана и беседа об их труде. Экологическое, экономическое и патриотическое воспитание.

Развивающая цель: развитие знаний о галогенах, навыки узнавания, самостоятельной работы с учебником и дополнительной литературой.

Оборудование: природные образцы брома, схема получения брома, портреты ученых-химиков Узбекистана, их труды.

Технология: технология традиционного обучения

Ход занятия:

1. Организационный момент
2. Ознакомление учащихся с темой, целью и ходом урока
3. Сообщение преподавателя по новой теме

План:

1. Бром в природе
2. Способы его извлечения из природных соединений и применение
3. Физические и химические свойства брома

Урок лучше всего начать с напоминания учащимися что, Узбекистан располагает важнейшими видами природных сырьевых ресурсов галогенов. Успешно разрабатываются тех-

нологии химической переработки с целью применения этих продуктов в развитии народного хозяйства. Что кроме вышеизложенных галогенов фтора, хлора в Республике имеются, богатые запасы бромных соединений.

Эти природные ресурсы широко применяются в химической промышленности. До независимости Республики Узбекистан бром привозили из России, добывая его из морских вод. Только с 1990-х годов в стране начались геолого-разведочные работы по выявлению и промышленному освоению новых йодо-бромных месторождений, в результате которых на территории Узбекистана были уникальные найдены запасы йодо-бромного сырья для химической промышленности. В Узбекистане йодо-бромные месторождения были найдены в Сурхандарьинской области и Ферганской долине в буровых водах, протекающих в нефтяных скважинах. По данным специалистов йодо-бромное сырьё отличается высоким содержанием йода и брома. Институт общей и неорганической химии при академии наук Республики Узбекистан не один год занимается исследованиями природных ресурсов йода и брома во главе с заведующим лаборатории «Галогенов» проф. С.Ишанхожаевым и О.Ходжаевым в сотрудничестве с С.Бакеевым из Института инженерии и геологии. Они же разработали технологию получения брома из подземных гидротерминальных вод. По данным анализа исследований «извлекая из гидротермальных вод, бром можно получить 30-40 мл. на литр. Исходным сырьём для получения брома во многих странах служат рассолы различного происхождения, содержащие бром (от 65 г/м³ в морской воде, до 3-4 г/м³ и выше в щелоках калийного производства). Бром в рассолах находится в виде бром-иона. Он может быть извлечён в виде трудно растворимых солей серебра и свинца. Однако, эти способы вследствие больших потерь осадителя, уходящего с отработанной водой практического применения не получил.

Известно много способов извлечения брома из рассолов после предварительного окисления бром-иона до элементарного брома.

Существующие способы извлечения элементарного брома из рассола можно разделить на следующие группы:

1. отгонка с водяным паром;
2. выдувание воздухом или инертным газом;
3. экстракция растворителем;
4. осаждение в виде трудно растворимых солей;
5. адсорбция.

Наиболее распространены способы отгонки с водяным паром и выдувание брома воздухом.

Следует сказать учащимся, что воздушный способ извлечения брома из рассолов впервые применён в США в конце XIX века. При получении брома этим способом использовались такие рассолы, из которых добыча поваренной соли была целесообразной. При применении воздушного способа можно использовать рассолы с низким содержанием брома, не подвергая их концентрированию, и не затрачивая, пара на их подогрев.

В России работы по применению воздушного способа получения брома из рассолов начались с 1931 года (при участии П.И. Каминского).

В Узбекистане также получают бром по воздушному способу.

Процесс получения брома по воздушному способу состоит из следующих стадий:

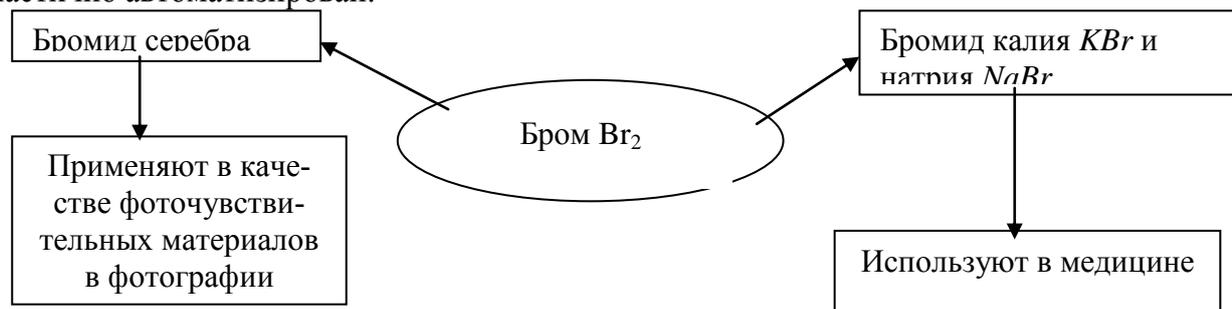
- а) нейтрализация рассола и подкисления его;
- б) хлорирование рассола для получения элементарного брома;

- в) отгонка элементарного брома воздухом;
- г) очистка бром воздушной смеси от хлора;
- д) улавливание брома из бромно-воздушной смеси химическим поглотителем;
- е) переработка полупродуктов на конечные продукты;
- ж) обезвреживание отработанного рассола

Иногда стадии подкисления и бром воздушной смеси от хлора можно исключить. Подкисление не применяется, если рассол имеет небольшую щелочность, например при использовании щелоков калийного производства, некоторых подземных вод и рапы некоторых озёр, а также при использовании кислых отработанных вод йодного производства. Бромно-воздушную смесь не требуется очищать от хлора, если в смеси содержание хлора не больше, чем это допускается техническими условиями на конечный продукт, или же когда присутствие хлора не вредит дальнейшей переработке полупродуктов. Свободные галогиды удаляют из отработанных рассолов для их обезвреживания только в тех случаях, когда эти рассолы поступают в дальнейшую переработку.

Для поглощения брома из брома воздушной смеси применяют различные поглотители. В результате поглощения получают полупродукты, содержащие от 15 до 40 % брома, которые перерабатывают в жидкий бром или бромистые соединения.

Контроль процесса получения брома по воздушному способу может быть полностью и частично автоматизирован.

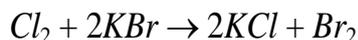


Физические и химические свойства брома можно показать в следующем виде:

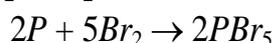
Бром Br_2 – открыт Ж.Баларом в 1826 году. Элемент назван так за свой запах (греч. «бромос» - зловонный).

Бурая жидкость с тяжелыми ядовитыми парами, $\rho = 3,14 \text{ г/см}^3$, t^0 плавится = -7 C^0 , t^0 кипения + 58 C^0 .

Получают его окислением ионов Br – сильными окислителями:



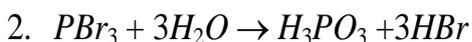
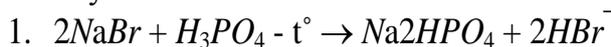
В свободном состоянии бром – сильный окислитель; в его водный раствор – «бромная вода» (содержащий 3,58% брома) обычно используются в качестве слабого окислителя:



Бромистый водород HBr

Бесцветный газ, хорошо растворим в воде; t° кипения = -67°C ; t° плавления = -87°C .

Получение.

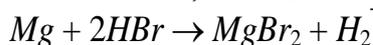


Здесь важно учащимся напомнить, что бром из его соединений можно получить в чистом виде. Именно этой проблемой занимались и разрешили ученые из института общей и неорганической химии при Академии наук РУз, под руководством профессора С.Ишонходжаева.

Водный раствор бромистого водорода – бромистоводородная кислота ещё более сильная, чем соляная. Она вступает в те же реакции, что и HCl :

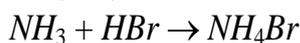
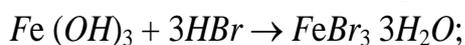


2. С металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода вытесняет H :

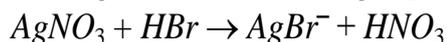


3. С оксидами металлов: $\text{CaO} + 2\text{HBr} \rightarrow \text{CaBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$

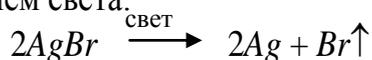
4. С основаниями и аммиаком: $\text{NaOH} + \text{HBr} \rightarrow \text{NaBr} + \text{H}_2\text{O}$;



5. С солями: $\text{MgCO}_3 + 2\text{HBr} \rightarrow \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2^-$;

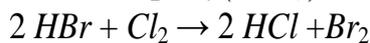
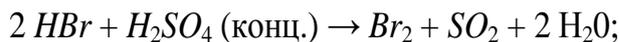


6. Важную роль играет в фотографии бромид серебра AgBr . Фотобумага содержит нанесенный на нее с помощью желатина слой бромида серебра, который легко разлагается под действием света:



Соли бромистоводородной кислоты называются бромидами. Последняя реакция – образование желтого, нерастворимого в кислотах осадок серебра для обнаружения аниона Br^- в растворе.

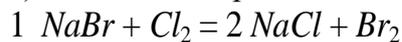
HBr – сильный восстановитель:



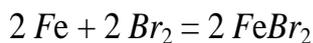
Из кислородных кислот брома известны слабая бромноватистая HBrO и сильная бромноватая HBrO_3

Далее учащимся дано некоторое понятие о химических процессах, лежащих в основе промышленной переработки бромного сырья:

а) вытеснение брома из водного раствора хлорида натрия



б) улавливание свободного брома железной стружкой, т.е. образование бромистого железа:



В качестве дополнительного материала учащимся была продемонстрирована упрощенная технологическая схема получения брома из йодобромной воды, чтобы дать учащимся общее понятие о главных производственных стадиях процесса (рис. 2.).

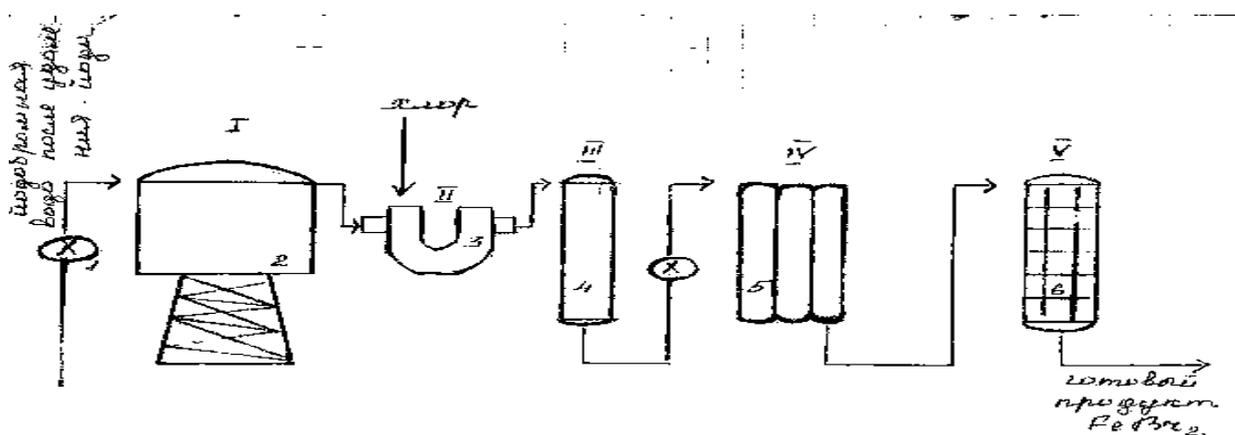


Рис. 2. Упрощенная схема получения брома (в виде $FeBr_2$) из подземных вод

I. Подача йодо-бромной воды насосом (1) в напорный бак (2); II. Окисление бром иона хлором в хлорате (3) и получение свободного брома; III. Образование из брома и железа бромного железа в десорбционной колонке (4); IV. Восстановление бромного железа $FeBr_3$ в бромистое железо $FeBr_2$ в восстановителе (5); V. Упарка и кристаллизация бромистого железа в кристаллизаторе (6).

Домашним заданием было: 1. Выучить из учебника тему: «Бром» и дополнительный материал. 2. Решить задачи.

5. Занятие на тему: Йод, нахождение в природе, методы получения и применения, физические и химические свойства.

Образовательная цель: ознакомление учащихся с элементом йодом.

Воспитательная цель: расширение научного мировоззрения учащихся.

Экологическое воспитание.

Развивающая цель: обогащение знаний о элементах 7 группы.

Оборудование: препараты йода, морская водоросль ламинария.

Технология: технология традиционного обучения, метод Кляссера.

Ход занятия:

1. Организационный момент
2. Ознакомление учащихся с темой, целью, ходом занятия.
3. Изложение новой темы

План:

1. Нахождение йода в природе, способы его извлечения и применение в народном хозяйстве
2. Физические и химические свойства йода

При анализе гидротермальных вод протекающих в нефтяных скважинах, учёными гидро ГПИ «Узбекгидрология» на территории Узбекистана было выявлено, что они содержат такие галогены как бром и йод. В Сурхандарьинской области в районах Альминор, Жайрохон, Учкизил, Хаудаг, Кокайти в буровых водах, протекающих в нефтяных скважинах была определена концентрация йода. Например, в скважине Кокайда 14,8 мг/л, в Хаудаге «Каттакум -2» скважине 21,2 мг/л.

Так же йод встречается в гидротермальных буровых водах в Ферганской долине в Чимпнон, Гуртепа, Шорсу.

В Ташкентском химико-фармацевтическом заводе была разработана технология получения 5 % раствора йода на спирту из гидротермальных буровых вод Хаудаг, что в Сурхандарьинской области. Там же пущен в действие мини-завод по производству поварённо-йодированной соли. В 2002 году было получено 17,5 тыс. тонн йодированной соли и также выявлены способы получения чистого йода методом сорбции.

Сорбент производится из отходов полиакрилонитрильных волокон на производственном объединении «Навоиазот».

В буровых водах нефтяных месторождений и других минеральных водах обычно содержится не более 0,005% йода; поскольку эта концентрация почти в 10 раз меньше предельной растворимости йода в концентрированных растворах хлоридов, получить йод из таких вод при действии окислителей в виде кристаллического осадка не представляется возможным. Йод можно получить из бедного им сырья после предварительного его обогащения, однако концентрирование вод путем солнечного испарения в бассейнах нецелесообразно, так как для того, чтобы получить рассолы с высоким содержанием йода, требуется обработать огромные количества вод и иметь чрезвычайно большие испарительные площади. Способы получения йода из минеральных вод делятся на 2 группы в зависимости от того, в каком виде извлекается йод: в виде элементарного йода или в виде йода-иона.

К 1 группе относятся адсорбционные, экстракционные способы и способы выдувания воздухом. Адсорбционные способы объединяют: а) извлечение активированным углем; б) извлечение с помощью крахмала; с) извлечение с помощью искусственных смол и высокомолекулярных соединений. Экстракционные способы объединяют извлечение йода с помощью керосина и других растворителей. Способ выдувания воздухом аналогичен широко применяемому способу получения брома. Ко второй группе относятся осаждения в виде йодистой меди и осаждение в виде йодистого серебра.

Процесс состоит из следующих стадий:

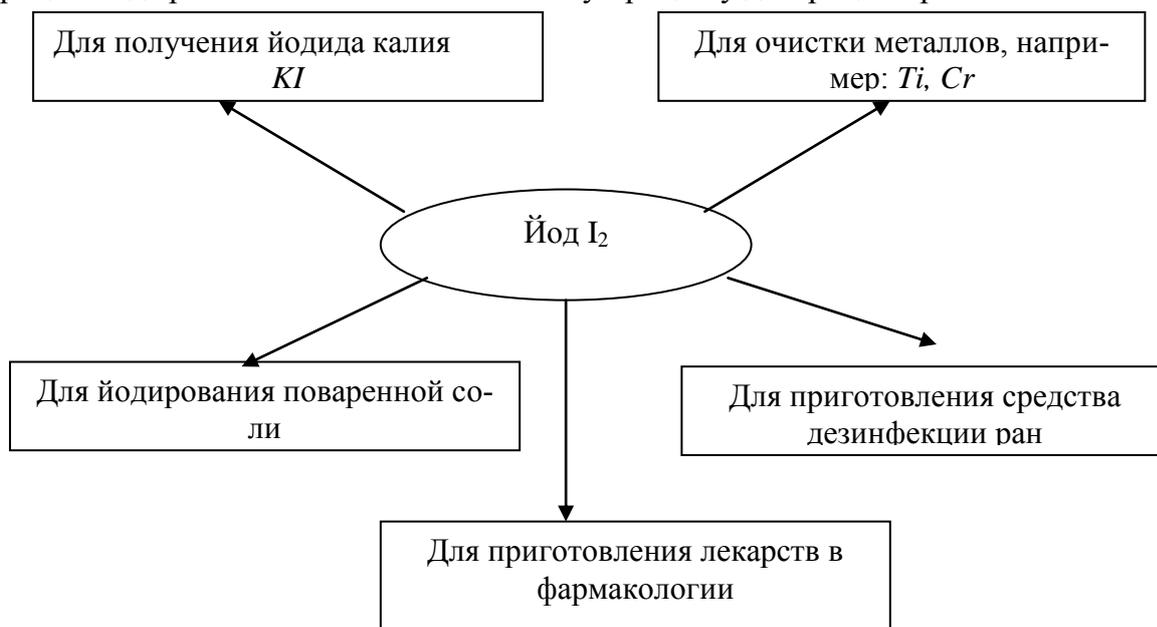
1. Очистка буровой воды от примесей
2. Подкисление буровой воды
3. Выделение элементарного йода
4. Выдувание йода воздухом
5. Поглощение йода йодо-воздушной смеси
6. Выделение элементарного йода из концентратов, полученных при поглощении йода из йодо-воздушной смеси.

Описываемый способ может быть применен также для извлечения йода из щелочных вод. В этом случае подкисление исключается. В США (Калифорния) получение йода по воздушному способу осуществляется следующим образом. Буровая вода, содержащая 62-67 г/м³ йода, пройдя серию отстойников, где она освобождается от остатков нефти, поступает в осветлитель, в который добавляется раствор хлорного железа, коагулирующий загрязнение. Затем воду направляют в следующий осветлитель, где ее подкисляют серной кислотой до pH-3,5. При этом барий, содержащийся в буровой воде, выпадает в осадок в виде сульфата. Для окончательной очистки буровую воду пропускают через песчаный фильтр, после чего с помощью насосов ее подают на башни выдувания. По пути в нее вводят хлор в количестве, несколько превышающее теоретически необходимое. Башню

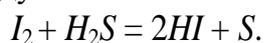
выдувания, изготовленную из стали, футенированную кислотоупорным кирпичом, заполняют керамиковыми кольцами. Выделенный йод поглощается во второй насадочной башне. В качестве поглотителя применяют смесь йодистоводородной и серной кислот. Для восстановления поглощенного йода к этой смеси непрерывно добавляют двуокись серы и воду, которые связывают йод по реакции: $I_2 + 2H_2O + SO_2 = 2HI + H_2SO_4$ часть циркулирующей поглотительной смеси непрерывно отбирают для выделения элементарного йода при действии хлором.

Обработанную смесь серной и соляной кислот возвращают на подкисление буровой воды. Управление подкислением, хлорированием и подачей сернистого газа автоматизировано. Выход йода в зависимости от температуры буровой воды составляет 88-92%.

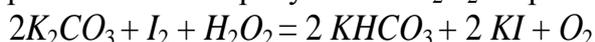
Аппаратурное оформление процесса получения йода по воздушному способу аналогично аппарату оформления процесса получения брома, что представляет значительные устройства для предприятий, которые извлекают из рассолов сначала йод, а затем бром. В качестве окислителя для выделения элементарного йода чаще всего применяют хлор. В этом случае буровую воду необходимо подкислить до pH-2:3,5. Кроме хлора для выделения йода можно применять и другие окислители, например: натрий и гидрохлорит. В случае применения гидрохлорита требуется подкисление раствора до pH-4,5, причем расход кислоты для некоторых вод снижается вдвое. Раствор гидрохлорита должен иметь pH-8:10. Гидрохлорит особенно пригоден для извлечения йода из щелочных вод. Процесс десорбции йода рассчитывается аналогичному процессу десорбции брома.



Йод можно улавливать из йодо-воздушной смеси такими же поглотителями, как и бром. Одним из наиболее удобных способов улавливания йода из йодовоздушной смеси является взаимодействие его с сернистым ангидридом. Улавливание йода из йодовоздушной смеси можно осуществить и при помощи сероводорода согласно реакции:



Практический интерес представляет поглощение йода из йодовоздушной смеси растворами поташа в присутствии H_2O_2 по реакции:



Переработка концентратов, получаемых при улавливании йода из йодовоздушной смеси по существу не отличаются от переработки концентратов, получаемых другими способами.

Ученые лаборатории галогенов и полезных ископаемых Института общей и неорганической химии АН РУз под началом профессора С. Ишанходжаева усовершенствовали методику получения йода путем выдувания воздуха применяемого в США и России, и наладили установку по получению йода из гидротермальных вод РУз (приложение III).

Йод I_2 – открыт в 1811 году, Б. Куртуа, а название получил за цвет своих паров (греч. Иодес – фиолетовый)

Кристаллическое вещество темно-фиолетового цвета с металлическим блеском.

$\rho = 4,9 \text{ г / см}^3$; t° плавления $= -114^\circ \text{ C}$; t° кипения $= +185^\circ \text{ C}$. Хорошо растворим в органических растворителях (спирте, CCl_4).

Получение.

Окисление ионов I^- - сильные окислители: $Cl_2 + 2 KI \longrightarrow 2 KCl + I_2$

$2 KI + MnO_2 + 2 H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O$

1. взаимодействует с металлами: $2Al + 3I_2 \longrightarrow 2AlI_3$

2. с водородом: $H_2 + I_2 \longrightarrow 2 HI$

3. с сильными восстановителями: $I_2 + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2 HI$

$I_2 + H_2S \longrightarrow S + 2HI$

4. со щелочами: $3I_2 + 6 NaOH \longrightarrow 5 NaIO_3 + 3H_2O$

Йодистый водород бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде, t° кипения $= -35^\circ \text{ C}$; t° плавления $= -51^\circ \text{ C}$.

Получение.

1. $I_2 + H_2S \longrightarrow S + 2 HI$

2. $2P + 3I_2 + 6H_2O \longrightarrow 2H_3PO_3 + 6HI$

1. Раствор HI в воде - сильная йодистоводородная кислота:

$2 HI + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaI_2 + 2H_2O$

Соли йодистоводородной кислоты - йодиды (др. реакции HI см. свойства HCl и HBr).

2. HI - очень сильный восстановитель: $2 HI + Cl_2 \longrightarrow 2 HCl + I_2$

$8 HI + H_2SO_4$ (конц.) $\longrightarrow 4I_2 + H_2S + 4 H_2O$

$5HI + 6 KMnO_4 + 9 H_2SO_4 \longrightarrow 5HIO_3 + 6 MnSO_4 + 3 K_2SO_4 + 9 H_2O$

3. Идентификация анионов I^- в растворе:

$NaI + AgNO_3 \longrightarrow AgI \downarrow + NaNO_3$

$HI + AgNO_3 \longrightarrow AgI \downarrow + HNO_3$

Образуетя тёмно-жёлтый осадок йодида серебра, нерастворимый в кислотах.

Кислородные кислоты йода.

Йодноватая кислота HIO_3

Бесцветное кристаллическое вещество, t° плавления -110° C , хорошо растворим в воде.

Получают: $3I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 6 HIO_3 + 10NO \uparrow + 2H_2O$

HIO_3 – сильная кислота (соли - йодаты) и сильный окислитель.

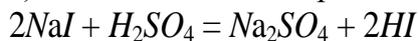
Йодная кислота H_5IO_6

Кристаллическое гигроскопическое вещество, хорошо растворимое в воде, t° плавления $= 130^\circ \text{ C}$.

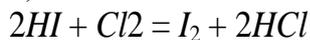
Слабая кислота (соли - перйодаты); сильный окислитель.

Здесь же дополнительно можно сказать, что йод получают также из йодобромных вод. Затем было дано понятие о химизме промышленного получения йода из йодобромной воды (преподаватель показывает заранее написанные на плотной бумаге уравнения реакций):

а) подкисление йодобромной воды серной кислотой:



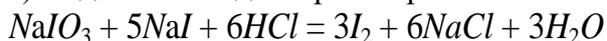
б) выделение йода из раствора окислением йодистого водорода хлором:



в) поглощение (адсорбция) свободного йода активированным углем и последующая его десорбция щелочью:



г) выделение йода из растворов его солей под действием кислоты:



Далее учащимся демонстрируем опыт взаимодействия йода с металлами. На жестяной или стеклянной пластинке смешивают равные объемы истертого в порошок йода и порошка алюминия. Смесь (3-5 гр.) собирают шпателем в небольшую кучку, в углубление которой капают из пипетки воду – катализатор. Между йодом и алюминием немедленно начинается бурная реакция с образованием йодида алюминия. Выделяется большое количество фиолетовых паров йода, иногда появляются отдельные вспышки. Реакцию проводить под стеклянным колпаком. При отсутствии его надо брать небольшое количество веществ.

Учащимся в качестве задания можно дать следующие опыты:

К раствору йодида натрия приливают раствор нитрата серебра, также к раствору йодида натрия приливают раствор сульфата меди.

Напишите соответствующие уравнения реакции и записываются выводы.

Наиболее отличившихся нужно оценить.

Заканчивая сообщения местных материалов на занятиях, подчеркиваем, что как показал нам опыт, для изучения местного материала почти не требуется дополнительного времени, если:

- а) умело сочетать изложение основного учебного и местного материалов;
- б) эффективно вести показ учебно-наглядных пособий, демонстрации опытов и проведение лабораторных опытов;
- в) рационально и четко использовать учебные часы по химии.

5. Урок обобщение: Сравнительная характеристика галогенов.

Образовательная цель: совершенствование знаний о элементах 7 группы при сравнительной характеристике.

Воспитательная цель: развитие живого воображения учащихся, восприятие живого мира, восприятие природы с научной точки зрения.

Развивающая цель: обогащение знаний по химии, совершенствование навыков самостоятельной работы с учебником.

Оборудование: таблица сравнительных характеристик галогенов.

Технология: технология обучения в сотрудничестве (метод «Пила»).

Ход занятия.

1. Организационный момент.

2. Ознакомление с темой, цель, ходом занятий.

3. Изучение новой темы.

А). Организация групп «специалистов» и достижения самостоятельного выполнения членами групп намеченных учебных занятий.

Новая тема разбивается на два логически завершённые по смыслу части.

Для 1-ой группы

Задания для усвоения учебного материала	Указания по выполнению заданий
Внимательно прочитайте текст, подготовьте ответы на вопросы и выполните задания.	
1. Что такое галогены? 2. Приведите примеры природных соединений галогенов и способах их получения из природного сырья.	Работайте в сотрудничестве с группой учащихся

Для 2-ой группы

Задания для усвоения учебного материала	Указания по выполнению заданий
Прочитайте текст, подготовьте ответы на вопросы и выполните задания.	
1. В чем сходства и отличия галогенов друг от друга? 2. Назовите области применения галогенов.	Работайте в сотрудничестве с группой учащихся

Б). Организация встречи «специалистов» в целях закрепления всего изученного материала.

4. Опрос и организация учебного диспута по главе «Галогены».

5. Тестовый контроль по главе.

6. Повторение и подведение итогов.

Приступая к сравнительной характеристике свойств элементов главной подгруппы VII группы, преподаватель сообщает, что галогены весьма реакционноспособны и сильно электроотрицательны потому, что во внешнем электронном слое их атомов не хватает только по одному электрону до устойчивого δ -электронного слоя типа инертного газа.

В свободном состоянии галогены образуют ковалентно построенные двухатомные молекулы. Кристаллические решетки у всех галогенов молекулярные, а межмолекулярные силы, удерживающие молекулы в решетке, увеличиваются с возрастанием порядкового номера галогена. В силу этого, с повышением порядкового номера галогена повышается температура кипения и плавления, а следовательно, в этом же направлении понижается летучесть элемента в свободном состоянии.

Учащимся ещё раз демонстрируют газообразное состояние хлора, жидкое – брома и твердое – йода при обычных условиях, способность йода к возгонке и появление синего окрашивания при взаимодействии йода с крахмалом. Далее важно наряду с общностью химических свойств галогенов подчеркнуть их качественное отличие, связанное с увеличением порядкового номера, расстояния наружных электронов от ядра.

Наиболее химически активен фтор по сравнению с другими галогенами (его способность реагировать почти со всеми простыми и сложными веществами, включая и инертные газы с большими порядковыми номерами). Подводя учащихся к обобщению сведений о качественном отличии химических свойств у элементов подгруппы галогенов, преподаватель напоминает, что у галогенов с увеличением зарядов ядер атомов падает активность взаимодействия с водородом и металлами, т.е. ослабевают неметаллические свойства элементов и появляются признаки, присущие металлам, т.е. ослабевают неметаллические свойства элементов и появляются признаки, присущие металлам. Так, если фтор соединяется с водородом с взрывом даже при очень низких температурах, аналогичный эффект реакции с хлором достигается только при нагревании реакционной смеси или на ярком солнечном свете, соединение брома с водородом осуществляется с заметной скоростью только при нагревании. Йод с водородом взаимодействует при сильном нагревании, причем реакция не доходит до конца.

Падение окислительной активности галогенов сверху вниз в подгруппе проявляется также в вытеснении йодных галогенов другими из их соединений. Фтор вытесняет из соединений все остальные галогены, хлор вытесняет бром и йод, а бром – только йод.

Как же объясняется различие в свойствах галогенов, исходя из строения их атомов и молекул?

В подгруппе галогенов (от фтора к йоду) с увеличением заряда ядра атомов увеличивается число электронных слоев и расстояние валентных электронов от ядра (радиус атома).

В связи с этим уменьшается притяжение валентных электронов ядром, и они в большей мере оттягиваются атомами, соединяющихся с галогенами элементов. С увеличением зарядов ядер атомов, следовательно, ослабляется и самое характерное свойство галогенов – их способность присоединять электроны (электроотрицательность).

Самый электроотрицательный элемент фтор (с наименьшим зарядом ядра атома при наибольшем числе валентных электронов), соединяясь со всеми элементами, в том числе и с кислородом, проявляет только отрицательную степень окисления, равную единице.

По мере увеличения порядкового номера (заряд ядра атома) в подгруппе галогенов уменьшается электроотрицательность элемента, а следовательно, уменьшаются его окислительные свойства. В соединениях с кислородом у галогенов, исключая фтор, пары электронов оттянуты в сторону ядра более отрицательного элемента – кислорода. Галогены, соединяясь с кислородом, проявляют положительную степень окисления, являются по отношению к кислороду восстановителями (исключением является фтор).

Последовательность из солей лучше всего усваивается при проведении лабораторной работы. Содержание лабораторной работы подробно описано далее (например: «Вытеснение брома хлором»).

Учащиеся делают вывод: падение окислительной активности, а следовательно, и неметаллических свойств в подгруппе галогенов по мере увеличения зарядов атомных ядер элементов проявляется в вытеснении одних галогенов другими из их соединений.

По мере увеличения заряда атомного ядра у галогенов (от фтора к йоду) уменьшается активность взаимодействия с водой и меняется характер образованных при этом кислот: если ***HClO*** – хлорноватистая кислота – ещё довольно типичная кислота, то йодноватистая кислота обладает заметной амфотерностью.

Все это свидетельствует в пользу этого, что по мере увеличения заряда атомного ядра у элементов подгруппы галогенов нарастают металлические свойства. Это наиболее ярко

проявляется у йода: кроме его металлического блеска в свободном состоянии и амфотерности йодноватистой кислоты, йод образует соединения с другими галогенами, где он выступает электроположительным элементом, например, в соединении IF .

Как показал педагогический опыт, описанная методика ознакомления учащихся с естественными группами химических элементов, предусматривающая использование принципов сравнения и противопоставления, заключения по аналогии, даёт положительный результат.

Эти принципы положены в основу выявления общего и различного в свойствах внутри групп родственных элементов, а также между группами несходных, резко различающихся по свойствам элементов.

Этой же идеей выявления сходства и различия внутри групп сходных элементов целесообразно пронизать вопросы контрольных работ по данному разделу курса.

Содержание

Введение		3
1. Занятие на тему: Фтор, нахождение в природе, получение, физические и химические свойства, применения. Галогены. Фтористый водород.		3
2. Занятие на тему: Нахождение хлора в природе, физические и химические свойства, способы получения и применения		8
3. Занятие на тему: Хлороводород. Соляная кислота, получение и свойства. Кислородосодержащие кислоты хлора		12
4. Занятие на тему: Бром, нахождение в природе, методы получения, применения, физические и химические свойства.		15
5. Занятие на тему: Йод, нахождение в природе, методы получения и применения, физические и химические свойства. Кислородные кислоты йода. Йодноватая кислота HIO_3		19
6. Урок обобщение: Сравнительная характеристика галогенов.		23
Содержание		26