

# **ХИМИЯ И БИОЛОГИЧЕСКАЯ РОЛЬ ЭЛЕМЕНТОВ VIIA-ГРУППЫ**

Выполнила: Русяева А.А. гр.102П.

## **Общая характеристика, краткие сведения об истории открытия элементов и их распространенность в природе.**

Галогены – элементы VIIA группы – фтор (F), хлор (Cl), бром (Br) и йод (I). Электронная конфигурация внешнего энергетического уровня галогенов  $ns^2np^5$ . Степени окисления галогенов: от «-1» до «+7». Единственный элемент группы галогенов – фтор – проявляет только одну степень окисления «-1» и является самым электроотрицательным элементом. Молекулы галогенов двухатомны:  $F_2$ ,  $Cl_2$ ,  $Br_2$ ,  $I_2$ . С ростом заряда ядра атома химического элемента, т.е. при переходе от фтора к йоду окислительная способность галогенов снижается, что подтверждается способностью вытеснения нижестоящих галогенов вышестоящими из галогеноводородных кислот и их солей.

Физические свойства галогенов:  $F_2$  – бледно-жёлтый газ, в малых концентрациях запах напоминает одновременно [озон](#) и [хлор](#);  $Cl_2$  – желто-зеленый, легко сжижающийся газ с резким удушливым запахом;  $Br_2$  – жидкость красно-бурого цвета ;  $I_2$  – кристаллическое вещество фиолетового цвета. Водные растворы галогеноводородов образуют кислоты , среди которых плавиковая кислота является самой слабой среди них, а йодоводородная – самой сильной. Все галогены являются токсичными веществами

## Краткая история открытий галогенов

### Открытие фтора.

В 1771 году обработкой флюорита серной кислотой шведский химик К. Шееле приготовил кислоту, которую он назвал «плавиковой». Французский ученый А. Лавуазье предположил, что в состав этой кислоты входит новый химический элемент, который он предложил назвать «флуорем». Долгое время химики не могли выделить фтор из-за его ядовитости. Вероятно, под впечатлением всех этих неудач в 1816 году для нового элемента было предложено хотя и сходное по звучанию, но совершенно другое по смыслу название — фтор (от греч. *phthoros* — разрушение, гибель).

В 1886 году французский химик А. Муассан, используя электролиз жидкого фтороводорода HF, охлажденного до температуры  $-23^{\circ}$ , смог на аноде получить первую порцию сильного реакционноспособного газа.

Хлор был получен в 1774 г. шведским химиком Карлом Вильгельмом Шееле, описавшим его выделение при взаимодействии пиролюзита с соляной кислотой. Однако Шееле предположил, что хлор представляет собой соляную кислоту. Бертолле и Лавуазье в рамках кислородной теории кислот обосновали, что новое вещество должно быть оксидом гипотетического элемента мурия. Однако попытки его выделения оставались безуспешными вплоть до работ Г. Дэви, которому электролизом удалось разложить поваренную соль на натрий и хлор, доказав элементарную природу последнего. В 1811 г. немецкий физик Йоганн Швейгер предложил для хлора название «галоген» (дословно *солерод*), однако впоследствии этот термин закрепился за всей 17-й (VIIA) группой элементов, в которую входит и хлор

## Открытие брома.

Бром был открыт Антуаном-Жеромом Баларом. Балар изучал маточные рассолы южных соляных болот Франции. Во время одного из опытов, когда он подействовал на рассол хлором, он заметил появление весьма интенсивной желтой окраски, вызванной реакцией взаимодействия содержащегося в растворе бромида натрия с хлором. Через несколько лет напряженной работы Балар выделил необходимое количество темно-бурой жидкости, названной им муридом. В парижской Академии Наук Гей-Люссак и Тенар подтвердили открытие Баларом нового простого вещества, но нашли название неудачным и предложили свое- "бром", что в переводе с греческого означало зловонный.

## Открытие йода.

В 1811 году французский химик-технолог Бернар Куртуа открыл йод. Из-за случайного смешения суспензии золы водорослей и концентрированной серной кислоты выделился сине-фиолетовый пар, оседавший в виде кристалликов на поверхности предметов и имевший металлический оттенок. Это был новый химический элемент - йод.

## Открытие астата.

Астат - элемент подгруппы галогенов VII группы периодической системы. До своего открытия он был известен под именем, данным Менделеевым, - эка-йод (Eka-Iodum). Было очевидно, что элемент 85 должен обладать интересными промежуточными свойствами: с одной стороны, активностью галогенов, с другой - металлическими свойствами.

Впервые астат был получен искусственно в [1940 Д. Корсоном, К. Р. Маккензи и Э. Серге](#). Для синтеза изотопа  $^{211}\text{At}$  они облучали [висмут альфа-частицами](#). В [1943—1946 годах](#) изотопы астата были обнаружены в составе природных [радиоактивных рядов](#). В русской терминологии элемент до [1962 года](#) назывался «астатин»

## Распространённость в природе

Галогены, вследствие их огромной химической активности, находятся в природе исключительно в виде соединений, главным образом в виде солей галогеноводородных кислот.

Фтор встречается в природе чаще всего в виде минерала плавикового шпата  $\text{CaF}_2$ , получившего это название потому, что его прибавляют иногда к железным рудам для образования легкоплавких шлаков при выплавке чугуна. Значительные количества фтора содержатся также в довольно распространенных фосфорных минералах: фосфорите и особенно апатите.

Важнейшим природным соединением хлора является поваренная соль, или хлористый натрий, которая служит основным сырьем для получения других соединений хлора. Главная масса соли находится в воде морей и океанов, где содержание ее колеблется около 3,5%. Воды многих озер и источников также содержат в растворе значительное количество поваренной соли. В некоторых непроточных озерах количество соли достигает предела насыщения (около 26%), и соль выделяется из воды этих озер, оседая на дно.

Подобно хлору, бром находится в природе преимущественно в виде соединений с металлами калием, натрием и магнием. Соединения брома обычно встречаются вместе с соединениями хлора, но в значительно меньшем количестве. Бромистые металлы содержатся в морской воде и воде некоторых озер. В СССР особенно богаты бромом соляные озера Крыма и воды залива Каспийского моря — Кара-Богаз-Гол.

Соединения иода также имеются в морской воде, но в столь малых количествах, что непосредственно выделить их из воды невозможно. Однако существуют некоторые водоросли, обладающие способностью извлекать иод из морской воды и накапливать его в своих тканях. Особенно много таких водорослей у берегов Нормандии, Бретани и Шотландии, растут они и у нас в Черном море и на Дальневосточном побережье. При сжигании этих водорослей остается зола, содержащая иод в виде солей йодисто-водородной кислоты  $\text{HI}$ . Эта зола служит главным источником для добывания иода в Европе.

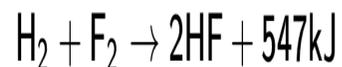
Значительные количества иода (от 10 до 100 мг  $\text{I}_2$  в 1 л) содержатся в водах буровых скважин в нефтеносных районах.

## Сравнение химических свойств простых веществ

Все галогены проявляют высокую окислительную активность, которая уменьшается при переходе от фтора к астату. Фтор — самый активный из галогенов, реагирует со всеми металлами без исключения, многие из них в атмосфере фтора самовоспламеняются, выделяя большое количество теплоты



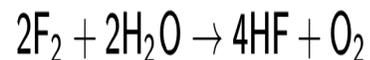
Без нагревания фтор реагирует и со многими неметаллами ( $\text{H}_2$ , S, C, Si, P); все реакции при этом сильно экзотермические и могут протекать со взрывом



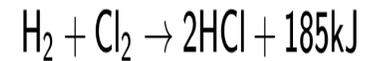
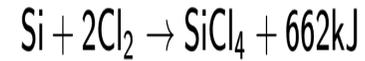
При нагревании фтор окисляет все другие галогены по схеме



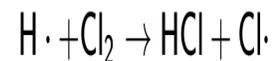
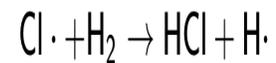
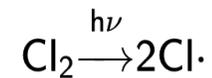
Взаимодействие фтора со сложными веществами также протекает очень энергично. Так, он окисляет воду, при этом реакция носит взрывной характер



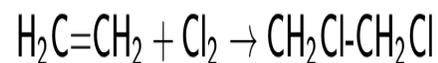
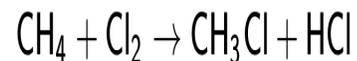
Свободный хлор также очень реакционноспособен, хотя его активность и меньше, чем у фтора. Он непосредственно реагирует со всеми простыми веществами, за исключением кислорода, азота и благородных газов



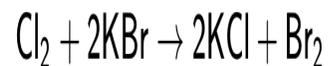
Особый интерес представляет реакция с водородом. Так, при комнатной температуре, без освещения хлор практически не реагирует с водородом, тогда как при нагревании или при освещении (например, на прямом солнечном свете) эта реакция протекает со взрывом по приведенному ниже [цепному механизму](#)



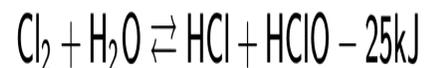
Хлор вступает в реакцию со многими сложными веществами, например замещения и присоединения с углеводородами



Хлор способен при нагревании вытеснять бром или иод из их соединений с водородом или металлами:



а также обратимо реагирует с водой, образуя равновесную смесь веществ, называемую [хлорной водой](#):

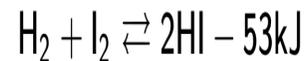


Хлор может таким же образом реагировать (диспропорционировать) со щелочами: на холоде и при нагревании



Химическая активность брома меньше, чем у фтора и хлора, но все же достаточно велика в связи с тем, что бром обычно используют в жидком состоянии, и поэтому его исходные концентрации при прочих равных условиях больше, чем у хлора. Он вступает в те же реакции, что и хлор. Являясь более мягким реагентом, бром находит широкое применение в органической химии. Бром, так же как и хлор растворяется в воде и, частично реагируя с ней, образует так называемую «бромную воду».

Образующийся раствор называется [раствором Люголя](#). Иод существенно отличается по химической активности от остальных галогенов. Он не реагирует с большинством неметаллов, а с металлами медленно реагирует только при нагревании. Взаимодействие же иода с водородом происходит только при сильном нагревании, реакция является эндотермической и обратимой



## Свойства соединений фтора

Фторапатит-  $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$  . Бывает бесцветный, белый, коричневый, розовый, жёлтый, синий, фиолетовый. Удельный вес, г/см<sup>3</sup>: 3,10-3,25 Особые свойства:

Хрупкий , отдельные образцы фторапатита могут проявлять катодолюминесценцию, фосфоресценцию; флуоресценцию в ультрафиолете. Происхождение: Фторапатит – наиболее распространённый породообразующий минерал фосфатов. Акцессорный минерал большинства магматических пород, в больших количествах представлен в сиенитах, щелочных породах, карбонатитах, гранитных пегматитах. Обычный минерал мраморов и скарнов, богатых кальцием пород регионального метаморфизма, трещин альпийского типа и оловоносных гидротермальных жил.

Фторапатит – главный минерал осадочных фосфоритов; характерный компонент обломочных и диагенетических железистых оолитов и фосфатных карбонатных пород и сланцев. Остаточный минерал латеритов.

Применение: Фторапатит – сырьё для производства удобрений и различных соединений фосфора. Возможно применение фторапатита для профилактики изменений в пульпе при препарировании витальных зубов.

Галотан -это бесцветная, прозрачная, летучая жидкость с запахом, напоминающим запах хлороформа, сладким и жгучим вкусом. Плотность 1,865—1,870 г/см<sup>3</sup>. Температура кипения (перегонки) 49—51 °С. Фторотан не горит и не воспламеняется. Его пары в смеси с кислородом и закисью азота в соотношениях, применяемых для наркоза, взрывобезопасны, что является ценным его свойством при использовании в условиях современной операционной.

Под действием света фторотан медленно разлагается, поэтому его сохраняют в темном, прохладном месте, в склянках оранжевого стекла. Применение: Фторотановый наркоз используют при различных операциях, в том числе полостных (на органах брюшной или грудной полости); у детей и лиц пожилого возраста; у больных бронхиальной астмой. Особенно полезно применение фторотанового наркоза в тех случаях, когда следует избегать возбуждения и напряжения пациента (например, в нейрохирургии, офтальмологии и т. п.). Невоспламеняемость препарата облегчает применение во время операции электро- и рентгеновской аппаратуры.

Плавиковая кислота – это бесцветная жидкость. Растворение фтористого водорода в воде сопровождается довольно значительным выделением тепла (59,1 кДж/моль). При низких температурах фтористый водород образует нестойкие соединения с водой состава  $\text{H}_2\text{O}\cdot\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{O}\cdot 2\text{HF}$  и  $\text{H}_2\text{O}\cdot 4\text{HF}$ . Наиболее устойчиво из них первое ( $t_{\text{пл}} 35\text{ }^\circ\text{C}$ ), которое следует рассматривать как фторид гидроксония —  $[\text{H}_3\text{O}]\text{F}$ . Второе является гидрофторидом гидроксония  $[\text{H}_3\text{O}][\text{HF}_2]$ . Химические свойства: Плавиковая кислота — кислота средней силы, она разъедает стекло и другие силикатные материалы, поэтому плавиковую кислоту хранят и транспортируют в полиэтиленовой таре.

Реакция идёт с выделением газообразного фторида кремния ( $\text{SiF}_4$ ): Реагирует со многими металлами с образованием фторидов. Применение плавиковой кислоты: раствор фтороводорода применяется для прозрачного травления силикатного стекла. Применяется для получения фторидов, кремнефторидов и борфторидов, фторорганических соединений, а также соответствующих кислот, синтетических смазочных масел и пластических масс.

Для растворения силикатов при различного рода анализах.

## **Медико-биологическая характеристика фторапатита в сравнении с гидроксиапатитом**

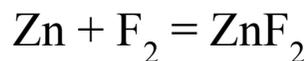
Гидроксиапатит , является основной минеральной составляющей костей и зубов . В медицине синтетический гидроксиапатит используется как наполнитель, замещающий части утерянной кости и как покрытие имплантатов, способствующее нарастанию новой кости. Лекарственная форма : гранулы для приготовления стоматологической пасты, паста для местного применения, порошок для приготовления раствора для местного применения, суспензия для местного применения . Фармакологическое действие: Регулятор обмена  $Ca^{2+}$  и фосфора, является основой неорганического матрикса твердых тканей человека, содержит химические элементы в таких же ионных формах, в которых они находятся в живых организмах, не вызывает реакции отторжения. Активирует остеогенез, усиливает пролиферативную активность остеобластов и стимулирует процессы репаративного остеогенеза в месте введения. Задерживает развитие воспалительной реакции в костной ране. После заполнения костных полостей не затвердевает, а замещается полноценной костной тканью. Относится к малотоксичным веществам, не вызывает отдаленных побочных действий. Является компонентом зубных пломбировочных паст.

В сравнении с гидроксиапатитом, установлена высокая эффективность применения фторапатита в качестве средства защиты пульпы препарированного зуба. Показано, что в результате применения ФтАП происходит долговременное блокирование ДТ, что способствует развитию обратимых реактивных изменений в пульпе зуба, вызванных препарированием твердых тканей в эксперименте. Частота тяжелых и, в том числе, необратимых изменений в пульпе зуба после ОП без применения ФтАП существенно повышается. Число зубов, в которых отсутствовали изменения в пульпе выше при применении ФтАП, чем при использовании удГАП. При этом положительный эффект проявлялся как при использовании Репина, так и водного дентина, но в наибольшей степени - в результате использования Temp Bond в качестве временного цемента. Впервые с помощью реодентографии показано, что при использовании ФтАП под временной коронкой после ОП происходит ускорение нормализации сосудистого тонуса пульпы препарированных зубов.

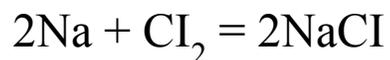
## Окислительно-восстановительные свойства галогенов . Качественные реакции на ионы $\text{Cl}^-$ , $\text{Br}^-$ , $\text{I}^-$

Химическая активность галогенов, как неметаллов, от фтора к иоду ослабевает. Окислительные свойства галогенов появляются при их взаимодействии с металлами.

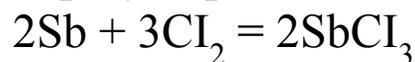
а) отношение галогенов к металлам.



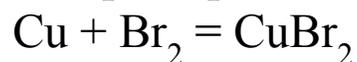
Остальные галогены реагируют с металлами в основном при нагревании.



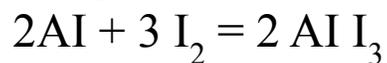
В колбе, наполненной хлором, красиво вспыхивают и сгорают кристаллики измельченной сурьмы, образуя при этом смесь двух хлоридов сурьмы (III) и (II):



В парах брома сгорает раскаленная медная проволока:



Иод окисляет металлы медленнее, но в присутствии воды, которая является катализатором, реакция иода с порошком алюминия протекает очень бурно:



б) отношение галогенов к водороду.

С водородом соединяются все галогены, но при разных условиях.

$\text{H}_2 + \text{F}_2 = 2\text{HF}$  реакция идет даже в темноте со взрывом.

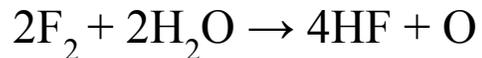
$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$  реакция идет при горении спокойно, смесь на свету реагирует со взрывом.

$\text{H}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{HBr}$  реакция идет при горении водорода в парах брома при нагревании.

$\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$  реакция обратимая, идет при нагревании иода и горении в [его парах водорода](#).

в) отношение галогенов к сложным веществам.

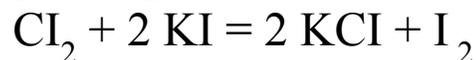
Фтор с водой реагирует так энергично, что происходит возгорание. Вода горит во фторе!



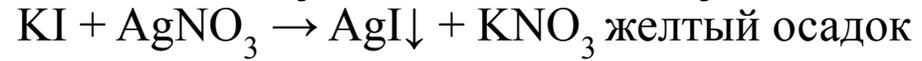
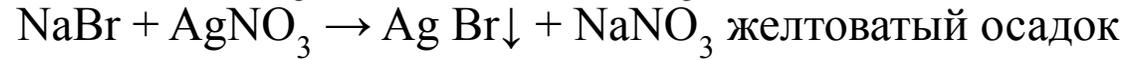
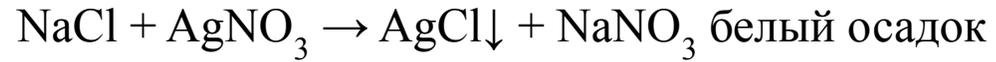
Хлор растворим в воде, при этом образуется хлорная вода, которая обладает отбеливающим и обеззараживающими свойствами.

$\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HCl} + \text{O}_2$  .Здесь кислород выступает в непривычной для себя роли восстановителя.

Об уменьшении окислительных и увеличении восстановительных свойств галогенов от фтора к иоду можно судить и по их способности вытеснять друг друга из растворов солей. Так, хлор вытесняет бром и иод из растворов их солей, например:



**Качественным реактивом** на все галогенид-ионы является ион серебра. При этом выпадает творожистый осадок, интенсивность цвета которого усиливается сверху вниз.



## Соединения галогенов как лекарственные средства

Натрия хлорид.

Регулятор водно-электролитного баланса и кислотно-щелочного равновесия. Вспомогательное вещество. Применяется как плазмозамещающее, дезинтоксикационное (изотонический 0,9% раствор), гидратирующее (для коррекции состояния при обезвоживании), для растворения других лекарственных препаратов. Гипертонические растворы (3, 5 и 10 %) используются при легочных, желудочных и кишечных кровотечениях как вспомогательный осмотический диуретик, при отравлениях ионами серебра.

Йод.

Применяют как антисептическое, противомикробное, отвлекающее, гипополидемическое средство. Коагулирует белки с образованием йодаминов. Абсорбированная часть проникает в ткани и органы, селективно поглощается щитовидной железой. Участвует в синтезе тироксина.

Натрия фторид

Фторид-ионы восполняют дефицит фтора, замещая гидроксильную группу в кристаллах гидроксиапатита, образуя малорастворимый фторapatит. Применяется при остеопорозе, как противокариозное средство .

Натрия йодид

Применяют при недостатке йода в организме (эндемическом зобе) и некоторых воспалительных заболеваниях.

### Калия хлорид

Восполняет дефицит калия (при гипокалиемии), нормализует кислотно-щелочное равновесие, является антиаритмическим средством, входит в состав плазмозамещающих жидкостей.

### Калия бромид

Применяют при лечении неврастении, неврозов, повышенной раздражительности, бессоннице, эпилепсии.

### Калия йодид

Антитиреоидное средство. Макро- и микроэлемент. Применяют как восполняющее дефицит йода, противомикробное, протеолитическое, муколитическое, радиопротективное.

## Медико-биологическое значение элементов VIIA-группы

Обмен йода в щитовидной железе и взаимоотношения его с тиреоидными гормонами являются одним из важных моментов работы организма. Эффективность работы железы обеспечивается густой сетью кровеносных сосудов и совершенством механизма улавливания йода, так называемым йодным насосом, который является активным транспортным механизмом.

Хлор относится к самым важным биогенным элементам и входит в состав всех живых организмов в виде соединений. У животных и человека, ионы хлора участвуют в поддержании осмотического равновесия, хлорид-ион имеет оптимальный радиус для проникновения через мембрану клеток. Именно этим объясняется его совместное участие с ионами натрия и калия в создании постоянного осмотического давления и регуляции водно-солевого обмена. В желудке ионы хлора создают благоприятную среду для действия протеолитических ферментов желудочного сока. Хлорные каналы представлены во многих типах клеток, митохондриальных мембранах и скелетных мышцах. Эти каналы выполняют важные функции в регуляции объёма жидкости, транспорте ионов и стабилизации мембранных потенциалов, участвуют в поддержании pH клеток.

Бром выполняет множество полезных функций - он принимает участие в активации пепсина, способствует активации липазов, амилазов, а также некоторых других ферментов; улучшает деятельность щитовидной железы и предотвращает возникновение эндемического зоба, а также принимает активное участие в регуляции деятельности центральной нервной системы.

## **Заключение**

Галогены являются важной частью периодической таблицы Менделеева, они имеют множество свойств, отличаются между собой по физическим и химическим качествам, атомному строению, степени окисления и способности реагировать с металлами и неметаллами. В промышленности используются разнообразным образом, начиная от добавок в средства личной гигиены и заканчивая синтезом веществ органической химии или отбеливателями. Несмотря на то что одним из лучших способов поддержания и создания света в фаре автомобиля является ксенон, галоген тем не менее ему практически не уступает и также широко используется и имеет свои преимущества. Но ввиду наличия очень высокой реакционной способности галогены по праву называются ядовитыми. Наиболее ярко способность к вступлению в реакции выражена у фтора. Галогены имеют ярко выраженные удушающие свойства и способны поражать ткани при взаимодействии.

## **Список использованных источников**

1. Общая химия . Биофизическая химия . Химия биогенных элементов : учебник для вузов. Ю.А. Ершов , В.А. Попков , А.С.Белядн ; Под. Ред. Ю.А.Ершоа.- 10е издание
2. Общая химия - М.К. Стругацкий (Москва, 1979 г.).
3. Зеленин К.Н., Алексеев В.В. Химия общая и биорганическая 2008г.