Методические указания по химии для медицинских колледжей для углубленного изучения по теме:

ГАЛОГЕНЫ И ИХ СОЕДИНЕНИЯ. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ, БИОЛОГИЧЕСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ И ПРИМЕНЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ

выполнила

Минеева Вера

Санкт-Петербург

2025 год

**Содержание:**

1. Введение
2. История открытия галогенов
3. Общая характеристика галогенов
4. Получение фтора
5. Получение хлора
6. Получение брома
7. Получение йода
8. Особенности добычи и использования галогенов
9. Выводы. Заключение.
10. Приложение 1
11. Список литературы (использованных источников)

**Вступление**

Тема реферата «Биологическое значение галогенов и их соединений» выбрана с целью понять этот процесс. Знание в этой области помогут и в повседневной жизни, будут способствовать развитию интеллектуальных способностей. Благодаря этими знаниям мы понимаем как устроен окружающий мир и как мы его можем улучшить нашу жизнь, чтобы она стала более безопасной и комфортной. Мы сможем прогнозировать, просчитывать, знать, как осуществляются многие процессы, понимать и объяснять явления природы и многое другое.

Галогены — это элементы, которые входя в VIIА группу таблицы Менделеева. К ним относятся – фтор (F), хлор (Сl), бром (Вr), йод (I) и астат (Аt). Название происходит от греческого **ἁλός** (соль) и **γένος** (рождение, происхождение), т. е. «рождающие соли» или «солероды» – связано с тем, что большинство их соединений с металлами представляет собой типичные соли (CaF2, NaCl, MgBr2, KI), которые могут быть получены при непосредственном взаимодействии металла с галогеном. Изначально был использован термин «галоген» в 1811 году немецким ученым И. Швейггером.

Свободные галогены получают из природных солей, поэтому название «галогены» также переводят как «рожденные из солей». Тем не менее галогены используются для получения кислот при их взаимодействии с водородом. Все галогены относятся к ярко выраженным неметаллам. Только лишь в йоде можно при определенных обстоятельствах обнаружить свойства, приписываемые металлам.

**История открытия галогенов**

Фтор F

В 1886 году французский химик Анри Муассан, используя электролиз жидкого фтороводорода, охлажденного до температуры – 23°C, смог на аноде получить первую порцию нового, газа. В первых опытах для получения фтора Муассан использовал очень дорогой электролизер, изготовленный из платины и иридия. При этом каждый грамм полученного фтора «съедал» до 6 г платины.

Хлор Cl

В 1774 году шведский ученый Карл Вильгельм Шееле открыл хлор, который принял за сложное вещество и назвал дефлогистированной соляной кислотой. В 1807 году английский химик Гемфри Дэви получил тот же газ. Он пришел к выводу, что получил новый элемент и назвал его "хлорин" (от "хлорос" - желто-зеленый). В 1812 году Гей-Люссак дал газу название хлор.

Бром Br

В 1825 году французский химик Антуан Жером Балар при изучении маточных рассолов выделил темно-бурую жидкость, который он назвал - "мурид" (от латинского слова muria, означающего "рассол"). Комиссия Академии, проверив это сообщение, подтвердила открытие Балара и предложила назвать элемент бромом (от "бромос", с греческого "зловонный").

Йод I

В 1811 году французский химик Бернар Куртуа открыл иод путём перегонки маточных растворов от своего азотнокислого кальция с серной кислотой. Чтобы другие химики могли изучать новое вещество, Куртуа подарил его (правда, очень небольшое количество) фармацевтической фирме в Дижоне. В 1813 году Гей-Люссак подробно изучил этот элемент и дал ему современное название. Название "иод" происходит от греческого слова "иодэс" - "фиолетовый" (по цвету паров).

Астат At

В 1869 г Д.И. Мендеелеев предсказал его существование и возможность открытия в будущем (как «эка-иод»). Впервые астат был получен искусственно в 1940 г открыт Д.Корсоном, К.Маккензи и Э.Сегре (Калифорнийский университет в Беркли). Для синтеза изотопа 211At они облучали висмут альфа-частицами. В 1943-1946 годах изотопы астата были обнаружены в составе природных радиоактивных рядов. Астат является наиболее редким элементом среди всех, обнаруженных в природе. В поверхностном слое земной коры толщиной 1,6 км содержится всего 70 мг астата.

209Bi + α → 211At + 2n0

**Характеристика галогенов**

Основные свойства галогенов приведены в приложении 1.

Фтор (F) – элемент, доступный в виде солей, которые рассеяны по разным горным породам. Наиболее важное соединение – минерал флюорит или плавиковый шпат (фторид кальция CaF2). Также небезызвестен минерал криолит (гексафтороалюминат натрия Na3AlF6).

Хлор (Cl) – является наиболее распространенным галогеном. Его важнейшим природным соединением считается хлорид натрия, который применяется в качестве основного сырья, если нужно получить другие хлористые соединения. Хлорид натрия в большей массе распространен в водах морей и океанов, но встретить его можно и в некоторых озерах. Отыскать данный галоген можно и в твердом виде, так называемой каменной соли.

Бром (Br) – в условиях природы имеет вид солей натрия и калия в паре с хлористыми солями. Как правило, встречается в соленых озерах и морях.

Йод (I) – химический элемент, который также нередко встречается в морской воде, но в очень малых количествах, поэтому выделение его из влаги – процедура достаточно затруднительная. Заметим, что существует определенный вид морских водорослей – ламинарии, в их тканях происходит накопление йода. Из золы этих водорослей и добывается йод. Встретить йод можно и в буровых водах, пролегающих под землей.

Астат (At) – практически не встречаемый в условиях природы химический элемент. Чтобы его добыть, искусственно осуществляются ядерные реакции. У астата имеется самый долгоживущий изотоп, период полураспада которого составляет 8.3 часа.

Как видно из распределения валентных электронов по орбиталям (приложение 1), атомам не хватает всего одного электрона для формирования устойчивой восьмиэлектронной оболочки, поэтому у них сильно выражена тенденция к присоединению электрона. Все элементы легко образуют простые однозарядные анионы Г-. Галогены образуют двухатомные молекулы Г2. В твёрдом состоянии имеют молекулярную кристаллическую решетку. Плохо растворимы в воде, все имеют резкий запах.

**Получение фтора**

Фтор получают **электролизом расплава гидрофторида калия.**

**2KHF2  →  2K + H2 + 2F2**

**Получение хлора**

**В промышленности** хлор получают электролизом расплава или раствора хлорида натрия.

**Электролиз расплава хлорида натрия**.

В расплаве хлорид натрия диссоциирует на ионы:

**NaCl   →  Na+    +    Cl−**

**На катоде** восстанавливаются ионы натрия:

**K(–):     Na+  +1e  →  Na0**

**На аноде** окисляются ионы хлора:

**A(+):     2Cl−  ̶ 2e   →  Cl20**

Ионное уравнение электролиза расплава хлорида натрия:

**2Na+    +    2Cl−   →     2Na º    +   Cl2º**

Суммарное уравнение электролиза расплава хлорида натрия:

**2NaCl   →  2Na    +   Cl2**

**Электролиз раствора хлорида натрия**.

В растворе хлорид натрия диссоциирует на ионы:

**NaCl   →  Na+    +    Cl−**

**На катоде** восстанавливаются молекулы воды:

**K(–):      2H2O   +    2e    →    H2°    +   2OH−**

**На аноде** окисляются ионы хлора:

**A(+):     2Cl−  ̶ 2e   →  Cl20**

Ионное уравнение электролиза раствора хлорида натрия:

**2H2O   +    2Cl−  →  H2°↑    +   2OH−   +   Cl2°↑**

Суммарное уравнение электролиза раствора хлорида натрия:

**2NaCl    +    2H2O   →     H2↑   +   2NaOH    +   Cl2↑**

**В лаборатории** хлор получают взаимодействием концентрированной соляной кислоты с сильными окислителями. **Например**, взаимодействием соляной кислоты с оксидом марганца (IV)

**MnO2   +    4HCl     →   MnCl2    +    Cl2↑    +   2H2O**

Или перманганатом калия:

**2KMnO4   +    16HCl     →   2MnCl2    +   2KCl     +     5Cl2↑    +   8H2O**

Бертолетова соль также окисляет соляную кислоту:

**KClO3    +    6HCl     →     KCl     +     3Cl2↑    +   3H2O**

Бихромат калия окисляет соляную кислоту:

**K2Cr2O7   +    14HCl     →   2CrCl3    +   2KCl     +     3Cl2↑    +   7H2O**

**Получение брома**

Бром можно получить окислением ионов Br– сильными окислителями. **Например**, бромоводород окисляется хлором:

**2HBr +  Cl2   →   Br2   +  2HCl**

Соединения марганца также окисляют бромид-ионы. **Например**, оксид марганца (IV):

**MnO2   +   4HBr   →   MnBr2   +   Br2 + 2H2O**

**Получение йода**

Йод получают окислением ионов I– сильными окислителями. **Например**, хлор окисляет йодид калия:

**2KI +  Cl2   →   I2   +  2KCl**

Соединения марганца также окисляют йодид-ионы. **Например**, оксид марганца (IV) в кислой среде окисляет йодид калия:

**2KI + MnO2 + 2H2SO4   →   I2 + K2SO4 + MnSO4 + 2H2O**

**Особенности добычи и использования галогенов**

В естественных условиях галогены – анионы, поэтому для получения свободных галогенов применяется метод окисления электролизом или с использованием окислителей.

Фтор

Несмотря на большую реактивность, данный химический элемент находит частое применение в промышленности. К примеру, фтор – ключевой элемент тефлона (политетрафторэтиле́н, или фторопла́ст-4 (−C2F4−)n) и прочих фторполимеров. Также в виде органических химических веществ представим хлорфторуглероды, ранее используемые как хладагенты и пропелленты в аэрозолях. Впоследствии их прекратили применять, так как была вероятность, что они воздействуют на окружающую среду. Также фтор присутствует в глине, которая используется для производства кирпича, черепицы, керамики;

Для растительных организмов накопление фтора не характерно. Из культурных растений относительно богаты им лук и чечевица. При избыточном содержании фтора в почве развиваются необычные формы растений.

Фтор входит в состав зубов и костей. В составе зубов содержится до 0,02 % фтора, причем большая часть его приходится на эмаль зубов (эмаль крепка и блестяща). Фтор поступает в организм с питьевой водой. Недостаток фтора приводит к кариесу, избыток – к флюорозу. Фтор угнетает функцию щитовидной железы.

Встречается в желтке куриного яйца (0, 001 %), в овсе и молоке (на 1 литр – 0, 003 г).

В органах и тканях, в которых протекают интенсивные процессы обмена веществ, например, в мышцах, в нервных тканях и железах фтора в среднем 0, 5 – 8 мг на 100 г сухого веса.

Больше всего фтора в перьях, волосах, костях и зубах животных. У растений больше всего фтора в листьях (3 – 14 мг), в коре и древесине (0, 36 – 1, 7 мг), в плодах (3, 9 мг на 100, 0 сухого веса).

Хлор

Наиболее частое использование хлора – дезинфекция питьевой воды и бассейнов. А такое соединение, как гипохлорит натрия NaClO является основным компонентом отбеливателей, а также имеет антибактериальные свойства. Промышленные структуры и лаборатории не обходятся без применения соляной кислоты. В состав поливинилхлорида (C₂H₃Cl)n, [–CH₂–CHCl–]n также входит хлор, как и в другие полимеры, при помощи которых осуществляется изоляция труб, проводки и прочих коммуникаций. Нашлось хлору применение и в фармацевтике, где на его основе производятся лекарства, при помощи которых лечатся инфекции, аллергии и диабет. Как было отмечено выше, хлор хорошо дезинфицирует, поэтому с его помощью стерилизуется больничное оборудование.

Хлор один из элементов, без которых немыслимо существование живых организмов. Поступает в основном в форме хлорида натрия NaCl. Больше всего натрия хлорида содержится в плазме крови. Он стимулирует обмен веществ, рост волос, придает бодрость и силу.

Cl- – ион входит в состав хлороводородной кислоты, которая содержится в желудочном соке. При ее недостатке нарушается пищеварение. Почти все пищевые продукты содержат некоторое количество натрия хлорида: (мука – 0, 001 %, картофель – 0, 04 %, мясо, рыба, кофе – 0, 1 %, молоко – 0, 15 %, сухие кубики бульона – до 10 %). В год человек съедает 7-8 кг, а за 70 лет жизни – около 500 кг.

Бром

Является негорючим элементом. По этой причине он успешно используется для подавления горения. Соединения с бромом использовался для производства специальных антибактериальных средств для сельского хозяйства. Но со временем средство запретили по причине негативного воздействия на озоновый слой планеты. Также бром актуален в производстве бензина, фотопленки, огнетушителей и некоторых лекарств.

В человеческом организме бром обнаружен в крови, почках, и больше всего в мозге. В коре больших полушарий головного мозга соединения брома регулируют процессы возбуждения и торможения.

Некоторые растения активно накапливают бром бобовые – горох, фасоль, чечевица, морские водоросли). Подсчитано, что ежегодно вместе с морской водой в воздух переходит около 4 млн. т брома. Понятно, что содержание его в воздухе приморских районов всегда больше, чем в районах, далеких от моря. Это одна из причин, почему так полезно и приятно дышать морским воздухом.

Йод

Важный химический элемент, от которого зависит правильное функционирование щитовидной железы. Из-за нехватки йода в организме последняя может даже начать увеличиваться в размерах. Йод себя отлично зарекомендовал как антисептическое средство. Йод встречается в растворах, при помощи которых очищают раны.

Человек не может жить без йода. Недостаток его в воде и пище снижает выработку гормона щитовидной железы и приводит к заболеванию эндемическим зобом.

Йод играет большую роль в организме и оказывает влияние на возбудимость человека. Под регулирующим действием гормона щитовидной железы находятся – мускульное возбуждение, биение сердца, аппетит, пищеварение, работа мозга и темперамент человека.

Йод попадает в организм вместе с пищей: яйцами, молоком, хлебом, вином, водой, морской капустой и с воздухом (особенно морским) при дыхании. Ежедневное потребление небольших доз йодистых солей (в виде йодированной поваренной соли) компенсирует его недостаток в пище.

Астат

Данный галоген является не только редкоземельным, но и радиоактивным, по этой причине не находит особенного применения.

**Выводы. Заключение**

Галогены обеспечивают существование живых организмов. Их недостаток приводит к заболеваниям. Галогены попадают в организм человека в виде соединений, присутствующих в продуктах питания.

Галогены - очень важны для науки и промышленности. Они используются в металлургии, медицине, бытовом производстве, химической и легкой промышленности. Большинство из них ядовиты и к ним нет прямого доступа, так же они находят применение в виде их изотопов, чаще всего в медицине. Из-за трудностей в добыче или получении этих элементов ввиду того, что многие из них редко встречаются в природе, они могут стоить очень дорого. Астат можно выделить, как перспективный для изучения элемент, т.к. он радиоактивен, быстро распадается и существует в очень малом количестве, в следствие чего о нем мало что известно. Дальнейшее изучение галогенов для обнаружения других их полезных свойств - цель науки на ближайшее будущее.

**Приложение 1. Основные свойства галогенов.**

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| Галоген | $$$$ | $$$$ | $$$$ | $$$$ | $$$$ |
| Период | 2 | 3 | 4 | 5 | 9 |
| Электроотрица­тельность по Полингу | 4,0 | 3,0 | 2,8 | 2,5 | 2,2 |
| Распределение электронов по орбиталям | 72 | 782 | 71882 | 7181882 | 718321882 |
| Степени окисления | -1 | -1, +1, +3, +5, +7 | -1, +1, +3, +5, +7 | -1, +1, +3, +5, +7 | -1, +1, +5 |
| Агрегатное состояние | F2Газ | Cl2Газ | Вr2Жидкость | I2Твердые кристаллы | At2Твердые кристаллы |
| Цвет | Светло-желтый | Жёлто-зе­лёный | Буровато-коричневый | Тёмно-серый | Сине-черный |
| Запах | Резкий | Резкий, удушливый | Резкий, зловонный | Резкий | - |
| T плавления | –220 оС | –101 оС | –7 оС | 113,5 оС | 244 оС |
| Т кипения | –188 оС | –34 оС | 58 оС | 185 оС | 309 оС |
| Внешний вид |  |  |  |  | - |

**Список литературы (использованных источников)**

1. Химия.: учебник для общеобразовательных организаций / Г.Е. Рудзитис, Ф.Г. Фельдман
2. Галогены. Химия галогенов и их соединений. <https://chemege.ru/halogens/>
3. Галогены. История открытия галогенов. <https://www.public-liceum.ru/files/746/757/3_2.pdf> и <https://himgdz.ru/useful/galogeni/otkritie-galogenov/>
4. Химия галогенов: учеб. пособие / Д. М. Иванов, М. Г. Иванов. – Екатеринбург : Изд-во Урал. ун-та, 2014. – 84 с. ISBN 978-5-7996-1225-2 <https://elar.urfu.ru/bitstream/10995/28673/1/978-5-7996-1225-2_2014.pdf>
5. Галогены. <https://bigenc.ru/c/galogeny-f3c68c>
6. Биологическая роль галогенов. <https://helpiks.org/8-62820.html>
7. Галогены. <https://himya.ru/galogeny.html>