

**МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНО-  
ГО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН**

**ТАШКЕНТСКИЙ ИНСТИТУТ ТЕКСТИЛЬНОЙ И ЛЁГКОЙ  
ПРОМЫШЛЕННОСТИ**

---

**Кафедра «Химия»**

**доц. ГАРИБЯН И.И.**

# **РЕФЕРАТ**

**на тему:**

**«ГАЛОГЕНЫ»**

Ташкент 2015

## СОДЕРЖАНИЕ

	стр.
Введение	3
1. Свойства галогенов	
1.1. Физические свойства	4
Фтор	
Хлор	
Бром	
Йод	
Астат	
1.2. Химические свойства	9
2. Получение и применение	12
3. Заключение	15
4. Список литературы	17

## ВВЕДЕНИЕ

В подгруппу галогенов (от греч. halos – соль и genes – рождающий, рождённый) входят - **фтор F**, **хлор Cl**, **бром Br**, **астат At** (астат – радиоактивный элемент, редко встречающийся в природе). Это **p**-элементы VII группы главной подгруппы Периодической системы Д.И.Менделеева

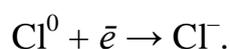
### Электронное строение и некоторые свойства элементов подгруппы галогенов

Символ и название элемента	<b>Фтор F</b>	<b>Хлор Cl</b>	<b>Бром Br</b>	<b>Йод I</b>	<b>Астат At</b>
Порядковый номер	9	17	35	53	85
Строение внешнего электронного слоя	$2s^2 2p^5$	$3s^2 3p^5$	$4s^2 4p^5$	$5s^2 5p^5$	$6s^2 6p^5$
Энергия ионизации, эВ	17,42	12,97	11,84	10,45	~9,2
Сродство атома к электрону, эВ	3,45	3,61	3,37	3,08	~2,8
Радиус атома, нм	0,064	0,099	0,114	0,133	–
Степень окисления	-1	-1,+1,+3, +5,+7	-1,+1, +5,+7	-1,+1,+3, +5,+7	–
$t^{\circ}\text{пл.} (^{\circ}\text{C})$	-219	-101	-8	114	227
$t^{\circ}\text{кип.} (^{\circ}\text{C})$	-183	-34	58	185	317
$\rho$ (г/см <sup>-3</sup> )	1,51	1,57	3,14	4,93	–
Растворимость в воде (г / 100 г воды)	реагирует с водой	2,5 : 1	3,5	0,02	–

На внешнем энергетическом уровне их атомы имеют по семь электронов, общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня атомов галогенов одинакова:  $ns^2 np^5$ . С возрастанием порядкового номера элементов увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства (увеличиваются металлические свойства); фтор и хлор – газы, бром-жидкость, йод – твёрдое вещество; галогены - сильные окислители, окислительная способность элементов уменьшается с увеличением атомной массы. Они легко присоединяют по одному электрону, проявляя степени окисления (-1). Такую сте-

пень окисления галогены имеют в соединениях с водородом и металлами. Однако атомы галогенов, кроме фтора, могут проявлять и положительные степени окисления: (+1), (+3), (+5), (+7). Это ядовитые вещества. Молекулы галогенов в свободном виде построены из двухатомных молекул и являются типичными неметаллами или простыми веществами (F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>). Сила галогеноводородных кислот возрастает с увеличением атомной массы.

До восьми электронов (октета) на наружном энергетическом уровне, т.е. до устойчивого состояния атомов, характерного для благородных газов, атомам галогенов недостаёт по одному электрону. К тому же атомы галогенов по сравнению с атомами металлов того же периода обладают бóльшим зарядом ядра, меньшим атомным радиусом и имеют по одному неспаренному электрону. Поэтому атомы всех галогенов энергично присоединяют недостающий электрон. Например,



Фтор в химических реакциях проявляет только окислительные свойства, и для него характерна степень окисления –1. Остальные галогены могут проявлять и восстановительные свойства при взаимодействии с более электроотрицательными элементами – фтором, кислородом, азотом, при этом степени их окисления могут принимать значения +1, +3, +5, +7. Восстановительные свойства галогенов усиливаются от хлора к йоду, что связано с ростом радиусов их атомов: атомы хлора примерно вдвое меньше, чем у йода.

## I. СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

### 1.1. Физические свойства

Вещество	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	Температура плавления, °С	Температура кипения, °С
Фтор F <sub>2</sub>	Газ	Светло-жёлтый	Резкий, раздражающий	–220	–188
Хлор Cl <sub>2</sub>	Газ	Жёлто-зелёный	Резкий, удушливый	–101	–34
Бром Br <sub>2</sub>	Жидкость	Буровато-коричневый	Резкий, зловонный	–7	+58
Иод I <sub>2</sub>	Твёрдое вещество	Чёрно-фиолетовый	Резкий	+114	+186

		металлическим блеском			
--	--	--------------------------	--	--	--

## Фтор

Фтор, F – химический элемент VII группы периодической системы Менделеева, относится к галогенам, атомный номер 9, атомная масса 18,998403; при нормальных условиях (0 °С; 0,1 Мн/м<sup>2</sup>, или 1 кгс/см<sup>2</sup>) - газ бледно-жёлтого цвета с резким запахом.

Встречается на земной поверхности исключительно в виде солей. Общее его содержание в земной коре составляет 0,02%. В природе фтор встречается главным образом в виде фторида кальция CaF<sub>2</sub> (минерал флюорит), называемого плавиковым шпатом, криолит и топаз. Фтор присутствует в вулканических газах и термальных водах. Всего известно 86 фторсодержащих минералов. Соединения фтора находятся также в апатитах, фосфоритах и других. Фтор - важный биогенный элемент. В истории Земли источником поступления фтора в биосферу были продукты извержения вулканов (газы и др.).

Газообразный фтор имеет плотность 1,693 г/л (0°С и 0,1 Мн/м<sup>2</sup>, или 1 кгс/см<sup>2</sup>), жидкий - 1,5127 г/см<sup>3</sup>(при температуре кипения); t<sub>пл</sub> -219,61 °С; t<sub>кип</sub> -188,13 °С. Молекула фтора состоит из двух атомов (F<sub>2</sub>); при 1000°С 50% молекул диссоциирует, энергия диссоциации около 155±4 кдж/моль (37±1 ккал/моль). Фтор плохо растворим в жидком фтористом водороде; растворимость 2,5\*10<sup>-3</sup> г в 100 г HF при -70 °С и 0,4\*10<sup>-3</sup> г при -20 °С; в жидком виде неограниченно растворим в жидком кислороде и озоне. Конфигурация внешних электронов атома фтора 2s<sup>2</sup> 2p<sup>5</sup>. В соединениях проявляет степень окисления -1. Ковалентный радиус атома 0,72А, ионный радиус 1,33А. Сродство к электрону 3,62 эв, энергия ионизации 17,418 эв. Высокими значениями сродства к электрону и энергии ионизации объясняется сильная электроотрицательность атома фтора, наибольшая среди всех других элементов. Высокая реакционная способность фтора обуславливает экзотермичность фторирования, которая, в свою очередь, определяется аномально малой величиной энергии диссоциации молекулы фтора и большими величинами энергии связей атома фтора с другими атомами.

В атмосфере фтора водород воспламеняется без предварительного поджигания, образуя фторид водорода. Водный раствор фторида водорода представляет кислоту и называется она **плавиковой**.

## Хлор

Хлор, Cl - химический элемент VII группы периодической системы Менделеева, атомный номер 17, атомная масса 35,453; относится к семейству галогенов. При нормальных условиях (0 °С, 0,1 Мн/м<sup>2</sup>) жёлто-зелёный газ с резким раздражающим запахом. Природный хлор состоит из двух стабильных изотопов: <sup>35</sup>Cl (75,77%) и <sup>37</sup>Cl (24,23%). Искусственно получены радиоактивные изотопы с массовыми числами 32, 33, 34, 36, 38, 39, 40 и периодами полураспада T<sub>1/2</sub> соответственно 0,31; 2,5; 1,56 сек; 3,1\*10<sup>5</sup> лет; 37,3; 55,5 и 1,4 мин. <sup>36</sup>Cl и <sup>38</sup>Cl используются как изотопные индикаторы.

Хлор встречается в природе только в виде соединений. Среднее содержание хлора в земной коре 1,7\*10<sup>-2</sup>% по массе, в кислых изверженных породах - гранитах 2,4\*10<sup>-2</sup>, в основных и ультраосновных 5\*10<sup>-3</sup>. Основную роль в истории хлора в земной коре играет водная миграция. В виде иона Cl<sup>-</sup> он содержится в Мировом океане (1,93%), подземных рассолах и соляных озерах. Число собственных минералов (преимущественно природных хлоридов) 97, главный из них - галит NaCl. Известны также крупные месторождения хлоридов калия и магния и смешанных хлоридов: сильвин KCl, сильвинит (Na, K) Cl, карналлит KCl\*MgCl<sub>2</sub>\*6H<sub>2</sub>O, каинит KCl\*MgSO<sub>4</sub>\*3H<sub>2</sub>O, бишофит MgCl<sub>2</sub>\*6H<sub>2</sub>O. В истории Земли большое значение имело поступление содержащегося в вулканических газах HCl в верхние части земной коры.

Хлор имеет t<sub>кип</sub> - 34,05 °С, t<sub>пл</sub> - 101 °С. Плотность газообразного хлора при нормальных условиях 3,214 г/л; насыщенного пара при 0 °С 12,21 г/л; жидкого хлора при температуре кипения 1,557 г/см<sup>3</sup>; твёрдого хлора при -102 °С 1,9 г/см<sup>3</sup>. Давление насыщенных паров хлора при 0 °С 0,369; при 25 °С 0,772; при 100 °С 3,814 Мн/м<sup>2</sup> или соответственно 3,69; 7,72; 38,14 кгс/см<sup>2</sup>. Теплота плавления 90,3 кдж/кг (21,5 кал/г); теплота испарения 288 кдж/кг (68,8 кал/г); теплоёмкость газа при постоянном давлении 0,48 кдж/(кг\*К) [0,11 кал/(г\*°С)]. Хлор хорошо растворяется в TiCl<sub>4</sub>, SiCl<sub>4</sub>, SnCl<sub>4</sub> и некоторых органических растворителях (особенно в гексане и четырёххлористом углероде). Молекула хлора двухатомна (Cl<sub>2</sub>). Степень термической диссоциации Cl<sub>2</sub>+243 кдж Û 2Cl при 1000 К равна 2,07\*10<sup>-4</sup>%, при 2500 К 0.909%.

Внешняя электронная конфигурация атома Cl 3s<sup>2</sup> 3p<sup>5</sup>. В соответствии с этим хлор в соединениях проявляет степени окисления -1, +1, +3, +4, +5, +6 и +7. Ковалентный радиус атома 0,99А, ионный радиус Cl<sup>-</sup> 1,82А, сродство атома хлора к электрону 3,65 эв, энергия ионизации 12,97 эв.

## Бром

Бром, Br - химический элемент VII группы периодической системы Менделеева, относится к галогенам, атомный номер 35, атомная масса 79,904; красно-бурая жидкость с сильным неприятным запахом. Бром открыт в 1826 французским химиком А. Ж. Баларом при изучении рассолов средиземноморских соляных промыслов; назван от греческого bromos – зловоние. Природный бром состоит из 2 стабильных изотопов  $^{79}\text{Br}$  (50,34%) и  $^{81}\text{Br}$  (49,46%). Из искусственно полученных радиоактивных изотопов брома наиболее интересен  $^{80}\text{Br}$ , на примере которого И. В. Курчатовым открыто явление изомерии атомных ядер.

Содержание брома в земной коре ( $1,6 \cdot 10^{-4}\%$  по массе) оценивается в  $10^{15}$ - $10^{16}$  т. В главной своей массе бром находится в рассеянном состоянии в магматических породах, а также в широко распространённых галогенидах. Бром - постоянный спутник хлора. Бромистые соли ( $\text{NaBr}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{MgBr}_2$ ) встречаются в отложениях хлористых солей (в поваренной соли до 0,03% Br, в калийных солях - сильвине и карналлите - до 0,3% Br), а также в морской воде (0,065% Br), рапе соляных озёр (до 0,2% Br) и подземных рассолах, обычно связанных с соляными и нефтяными месторождениями (до 0,1% Br). Благодаря хорошей растворимости в воде бромистые соли накапливаются в остаточных рассолах морских и озёрных водоёмов. Бром мигрирует в виде легко растворимых соединений, очень редко образуя твёрдые минеральные формы, представленные бромиритом  $\text{AgBr}$ , эмболитом  $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br})$  и иодэмболитом  $\text{Ag}(\text{Cl}, \text{Br}, \text{I})$ . Образование минералов происходит в зонах окисления сульфидных серебро-содержащих месторождений, формирующихся в засушливых пустынных областях.

При  $-7,2^\circ\text{C}$  жидкий бром застывает, превращаясь в красно-коричневые игольчатые кристаллы со слабым металлическим блеском. Пары брома жёлто-бурого цвета, ткип  $58,78^\circ\text{C}$ . Плотность жидкого брома (при  $20^\circ\text{C}$ )  $3,1 \text{ г/см}^3$ . В воде бром растворим ограниченно, но лучше других галогенов ( $3,58 \text{ г брома в } 100 \text{ г H}_2\text{O}$  при  $20^\circ\text{C}$ ). Ниже  $5,84^\circ\text{C}$  из воды осаждаются гранатово-красные кристаллы  $\text{Br}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ . Особенно хорошо растворим бром во многих органических растворителях, чем пользуются для извлечения его из водных растворов. Бром в твердом, жидком и газообразном состоянии состоит из 2-атомных молекул. Заметная диссоциация на атомы начинается при температуре около  $800^\circ\text{C}$ ; диссоциация наблюдается и при действии света.

## Иод

Иод - I - химический элемент VII группы периодической системы Менделеева, относится к галогенам (в литературе встречается также символ J); атомный номер 53, атомная масса 126,9045; кристаллы черно-серого цвета с металлическим блеском. Природный иод состоит из одного стабильного изотопа с массовым числом 127. Иод открыл в 1811 французский химик Б. Куртуа. Нагревая маточный рассол золы морских водорослей с концентрированной серной кислотой, он наблюдал выделение фиолетового пара (отсюда название иод - от греческого *iodes*, *ioeides* - похожий цветом на фиалку, фиолетовый), который конденсировался в виде темных блестящих пластинчатых кристаллов. В 1813 - 1814 французский химик Ж.Л. Гей-Люссак и английский химик Г. Дэви доказали элементарную природу иода.

Среднее содержание иода в земной коре  $4 \cdot 10^{-5}\%$  по массе. В мантии и магмах и в образовавшихся из них породах (гранитах, базальтах) соединения иода рассеяны; глубинные минералы иода неизвестны. История иода в земной коре тесно связана с живым веществом и биогенной миграцией. В биосфере наблюдаются процессы его концентрации, особенно морскими организмами (водорослями, губками). Известны 8 гипергенных минералов иода, образующихся в биосфере, однако они очень редки. Основным резервуаром иода для биосферы служит Мировой океан (в 1 литре в среднем содержится  $5 \cdot 10^{-5}$  грамм иода). Из океана соединения иода, растворенные в каплях морской воды, попадают в атмосферу и переносятся ветрами на континенты. Местности, удаленные от океана или отгороженные от морских ветров горами, обеднены иодом. Иод легко адсорбируется органическими веществами почв и морских илов. При уплотнении этих илов и образовании осадочных горных пород происходит десорбция, часть соединений иода переходит в подземные воды. Так образуются используемые для добычи иода иодо-бромные воды, особенно характерные для районов нефтяных месторождений (местами 1 литр этих вод содержит свыше 100 мг иода).

Плотность иода  $4,94 \text{ г/см}^3$ ,  $t_{\text{пл}} 113,5 \text{ }^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{кип}} 184,35 \text{ }^\circ\text{C}$ . Молекула жидкого и газообразного иода состоит из двух атомов ( $\text{I}_2$ ). Заметная диссоциация  $\text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{I}$  наблюдается выше  $700^\circ\text{C}$ , а также при действии света. Уже при обычной температуре иод испаряется, образуя резко пахнущий фиолетовый пар. При слабом нагревании иод возгоняется, оседая в виде блестящих тонких пластинок; этот процесс служит для очистки иода в лабораториях и в промышленности. Иод плохо растворим в воде ( $0,33 \text{ г/л}$  при  $25 \text{ }^\circ\text{C}$ ), хорошо - в сероуглероде и органических растворителях (бензоле, спирте), а также в водных растворах иодидов.

Пары йода ядовиты и раздражают слизистые оболочки. На кожу йод оказывает прижигающее и обеззараживающее действие. Пятна от йода смывают растворами соды или тиосульфата натрия.

## АСТАТ

Астат - один из важнейших радиоактивных химических элементов в природе. Он относится к VII группе периодической системы Менделеева. Атомный номер – 85.

У астата нет стабильных изотопов. Радиоактивных изотопов астата, открытых к данному времени около 20, все они очень неустойчивы. Наиболее долгоживущий  $^{210}\text{At}$  имеет период полураспада  $T_{1/2}$  8,3 ч. Именно по этой причине в земном поверхностном слое (1,6 км), как показали расчеты, содержится 69 мг астата-218. Это очень мало.

Как чистый металл астат обладает уникальным свойством – возгоняется в молекулярной форме из водных растворов, такой способности нет ни у одного из известных элементов.

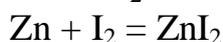
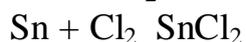
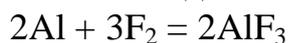
Астат легко испаряется как в обычных условиях, так и в вакууме. А также хорошо адсорбируется на металлах - Ag, Au, Pt.

Именно благодаря этим свойствам удается выделить астат из продуктов облучения висмута. Этого добиваются путем их вакуумной дистилляции с поглощением астата серебром или платиной (до 85%).

### 1.2. Химические свойства

I. Взаимодействие с неорганическими веществами:

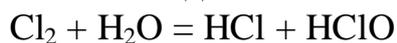
1. Взаимодействие с металлами:



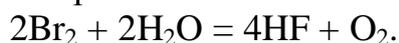
2. Взаимодействие с водородом:



3. Взаимодействие с водой:



Хлорноватистая кислота

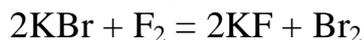
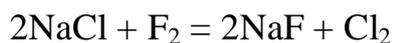


4. Взаимодействие со щелочами:

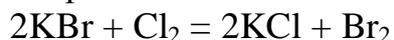


5. Взаимодействие с галогенидами – соединениями галогенов с металлами:

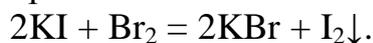
фтор вытесняет из солей хлор, бром, йод:



хлор вытесняет из солей бром, йод:

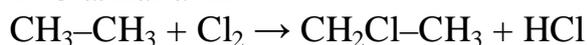


бром вытесняет из солей йод:



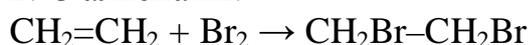
II. Взаимодействие органическими веществами (галогенирование - присоединение галогена). Галогены взаимодействуют со всеми классами органических соединений. Рассмотрим некоторые реакции:

1. С алканами:



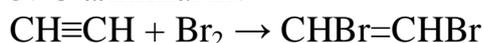
хлорэтан

2. С алкенами:



1,2-дибромэтан

3. С алкинами:



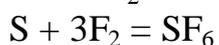
1,2-дибромэтен

#### **Химические свойства фтора:**

Фтор исключительно активен химически – он сильнейший окислитель. Фтор при нагревании реагирует со всеми металлами, в том числе с золотом, платиной. С азотом, кислородом, углеродом фтор непосредственно не реагирует. Горит в нём даже нагретая вода, если на поверхность её направить струю фтора, стекло (в виде ваты):



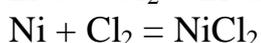
6. Фосфор и сера воспламеняются в газообразном фторе и сгорают по реакциям:



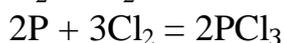
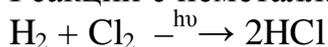
Вследствие высокой активности фтор вызывает коррозию почти всех металлов. В настоящее время фтор широко применяется для синтеза полимерных материалов – фторопластов, отличающихся высокой химической стойкостью. Жидкий фтор и ряд его соединений применяются в качестве окислителя ракетного топлива.

#### **Химические свойства хлора:**

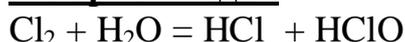
1. Реакции с металлами



2. Реакции с неметаллами:



3. Умеренно растворяется в воде с образованием двух кислот – соляной (сильная кислота) и хлорноватистой (слабая кислота). Реакция обратимая. Полученный раствор в лаборатории называют **"хлорной водой"**.



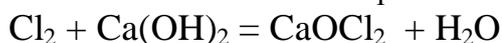
4. Реакции со щелочами:



гипохлорит калия

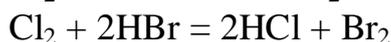
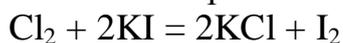


хлорат калия

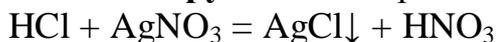


хлорная известь

5. Вытесняет бром и йод из галогеноводородных кислот и их солей.



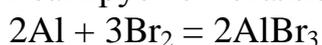
Образование белого творожистого осадка хлорида серебра, нерастворимого в минеральных кислотах, используется в качестве **качественной реакции для обнаружения** хлорид - иона в водном растворе.



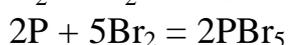
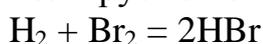
Хлорида серебра на свету темнеет, разлагаясь на серебро и свободный хлор.

#### **Химические свойства брома:**

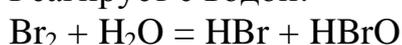
1. Реагирует с металлами:



2. Реагирует с неметаллами:



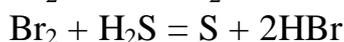
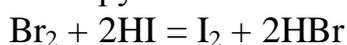
3. Реагирует с водой:



4. Реагирует со щелочами:

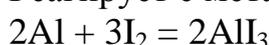


5. Реагирует с сильными восстановителями:

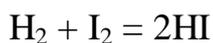


#### **Химические свойства йода:**

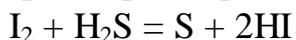
1. Реагирует с металлами:



2. Реагирует с водородом:



3. Реагирует с сильными восстановителями:



4. Реагирует со щелочами:



**АСТАТ** - радиоактивный галоген, твёрдое вещество. Химические свойства подобны свойствам йода.

## ПОЛУЧЕНИЕ И ПРИМЕНЕНИЕ

**ФТОР.** Источником для производства фтора служит фтористый водород, получающийся в основном либо при действии серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на флюорит  $\text{CaF}_2$ , либо при переработке апатитов и фосфоритов. Производство фтора осуществляется электролизом расплава кислого фторида калия, который образуется при насыщении расплава  $\text{KF} \cdot \text{HF}$  фтористым водородом до содержания 40-41%  $\text{HF}$ . Материалом для электролизера обычно служит сталь; электроды - угольный анод и стальной катод. Электролиз ведется при 95-100 °С и напряжении 9-11 в; выход фтора по току достигает 90-95%. Получающийся фтор содержит до 5%  $\text{HF}$ , который удаляется вымораживанием с последующим поглощением фторидом натрия. Фтор хранят в газообразном состоянии (под давлением) и в жидком виде (при охлаждении жидким азотом) в аппаратах из никеля и сплавов на его основе, из меди, алюминия и его сплавов, латуни нержавеющей стали.

Газообразный фтор служит для фторирования  $\text{UF}_4$  в  $\text{UF}_6$ , применяемого для изотопов разделения урана, а также для получения трех-фтористого хлора  $\text{ClF}_3$  (фторирующий агент), шестифтористой серы  $\text{SF}_6$  (газообразный изолятор в электротехнической промышленности), фторидов металлов (например, W и V). Жидкий фтор - окислитель ракетных топлив.

Широкое применение получили многочисленные соединения фтора - фтористый водород, алюминия фторис), кремне-фториды, фторсульфоновая кислота (растворитель, катализатор, реагент для получения органических соединений, содержащих группу -  $\text{SO}_2\text{F}$ ),  $\text{BF}_3$  (катализатор), фторорганические соединения и др.

**ХЛОР.** Хлор начали производить в промышленности в 1785 взаимодействием соляной кислоты с двуокисью марганца или пиролюзитом. В 1867 английский химик Г. Дикон разработал способ получения хлора окислением  $\text{HCl}$  кислородом воздуха в присутствии катализатора. С конца 19 - начала 20 веков хлор получают электролизом водных растворов хлоридов щелочных металлов. По этим методам в 70-х годах 20 века производится 90 - 95% хлора в мире. Небольшие количества хлора получают попутно

при производстве магния, кальция, натрия и лития электролизом расплавленных хлоридов. В 1975 году мировое производство хлора составляло около 23 млн. тонн. Применяются два основных метода электролиза водных растворов NaCl: 1) в электролизёрах с твёрдым катодом и пористой фильтрующей диафрагмой; 2) в электролизёрах с ртутным катодом. По обоим методам на графитовом или окисном титано-рутениевом аноде выделяется газообразный хлор. По первому методу на катоде выделяется водород и образуется раствор NaOH и NaCl, из которого последующей переработкой выделяют товарную каустическую соду. По второму методу на катоде образуется амальгама натрия, при её разложении чистой водой в отдельном аппарате получают раствор NaOH, водород и чистая ртуть, которая вновь идёт в производство. Оба метода дают на 1 тонну хлора 1,125 тонны NaOH.

Электролиз с диафрагмой требует меньших капиталовложений для организации производства хлора, дает более дешёвый NaOH. Метод с ртутным катодом позволяет получать очень чистый NaOH, но потери ртути загрязняют окружающую среду. В 1970 по методу с ртутным катодом производилось 62,2% мировой выработки хлора, с твёрдым катодом 33,6% и прочими способами 4,3%. После 1970 начали применять электролиз с твёрдым катодом и ионообменной мембраной, позволяющий получать чистый NaOH без использования ртути.

Одной из важных отраслей химической промышленности является хлорная промышленность. Основные количества хлора перерабатываются на месте его производства в хлорсодержащие соединения. Хранят и перевозят хлор в жидком виде в баллонах, бочках, железнодорожных цистернах или в специально оборудованных судах. Для индустриальных стран характерно следующее примерное потребление хлора: на производство хлорсодержащих органических соединений - 60 - 75%; неорганических соединений, содержащих хлор, - 10 - 20%; на отбелку целлюлозы и тканей - 5 - 15%; на санитарные нужды и хлорирование воды - 2 - 6% от общей выработки.

Хлор применяется также для хлорирования некоторых руд с целью извлечения титана, ниобия, циркония и других.

**БРОМ.** Исходным сырьём для получения брома служат морская вода, озёрные и подземные рассолы и щелока калийного производства, содержащие бром в виде бромид-иона  $\text{Br}^-$ . Бром выделяют при помощи хлора и отгоняют из раствора водяным паром или воздухом. Отгонку паром ведут в колоннах, изготовленных из гранита, керамики или иного стойкого к бром-материала. Сверху в колонну подают подогретый рассол, а снизу - хлор и водяной пар. Пары брома, выходящие из колонны, конденсируют в керамиковых холодильниках. Далее бром отделяют от воды и очищают от примеси хлора дистилляцией. Отгонка воздухом позволяет использовать

для получения брома рассолы с его низким содержанием, выделять бром из которых паровым способом в результате большого расхода пара невыгодно. Из получаемой бромовоздушной смеси бром улавливают химическими поглотителями. Для этого применяют растворы бромистого железа, которое, в свою очередь, получают восстановлением  $\text{FeBr}_3$  железными стружками, а также растворы гидроокисей или карбонатов натрия или газообразный сернистый ангидрид, реагирующий с бромом в присутствии паров воды с образованием бромистоводородной и серной кислот. Из полученных полупродуктов бром выделяют действием хлора или кислоты. В случае необходимости полупродукты перерабатывают на бромистые соединения, не выделяя элементарного брома.

Вдыхание паров брома при содержании их в воздухе  $1 \text{ мг/м}^3$  и более вызывает кашель, насморк, носовое кровотечение, головокружение, головную боль; при более высоких концентрациях - удушье, бронхит, иногда смерть. Предельно допустимые концентрации паров брома в воздухе  $2 \text{ мг/м}^3$ . Жидкий бром действует на кожу, вызывая плохо заживающие ожоги. Работы с бромом следует проводить в вытяжных шкафах. При отравлении парами брома рекомендуется вдыхать аммиак, используя для этой цели сплюну разбавленный раствор его в воде или в этиловом спирте. Боль в горле, вызванную вдыханием паров брома, устраняют приёмом внутрь горячего молока. Бром, попавший на кожу, смывают большим количеством воды или сдувают сильной струей воздуха. Обожжённые места смазывают ланолином.

Бром применяют довольно широко. Он - исходный продукт для получения ряда бромистых солей и органических производных. Большие количества брома расходуют для получения бромистого этила и дибромэтана - составных частей этиловой жидкости, добавляемой к бензинам для повышения их детонационной стойкости. Соединения брома применяют в фотографии, при производстве ряда красителей, бромистый метил и некоторые другие соединения брома - как инсектициды. Некоторые органические соединения брома служат эффективными огнетушащими средствами. Бром и бромную воду используют при химических анализах для определения многих веществ. В медицине используют бромиды натрия, калия, аммония, а также органические соединения брома, которые применяют при неврозах, истерии, повышенной раздражительности, бессоннице, гипертонические болезни, эпилепсии и хорее.

**ЙОД.** Сырьем для промышленного получения йода в России служат нефтяные буровые воды; за рубежом - морские водоросли, а также маточные растворы чилийской (натриевой) селитры, содержащие до 0,4% йода в виде иодата натрия. Для извлечения йода из нефтяных вод (содержащих обычно 20 - 40 мг/л йода в виде иодилов) на них сначала действуют хло-

ром или азотистой кислотой. Выделившийся йод либо адсорбируют активным углем, либо выдувают воздухом. На йод, адсорбированный углем, действуют едкой щелочью или сульфитом натрия. Из продуктов реакции свободный иод выделяют действием хлора или серной кислоты и окислителя, например дихромата калия. При выдувании воздухом йод поглощают смесью двуокиси серы с водяным паром и затем вытесняют йод хлором. Сырой кристаллический йод очищают возгонкой.

Йод и его соединения применяют главным образом в медицине и в аналитической химии, а также в органическом синтезе и фотографии. В промышленности применение йода пока незначительно по объему, но весьма перспективно. Так, на термическом разложении иодидов основано получение высокочистых металлов.

**Астат** широкого применения не имеет.

## **ЗАКЛЮЧЕНИЕ**

В заключение несколько слов о галогенах как об элементах в клетках нашего организма. Фтор постоянно входит в состав животных и растительных тканей; микроэлементов. В виде неорганических соединений содержится главным образом в костях животных и человека - 100-300 мг/кг; особенно много фтора в зубах. Кости морских животных богаче фтором по сравнению с костями наземных. Поступает в организм животных и человека преимущественно с питьевой водой, оптимальное содержание фтора в которой 1-1,5 мг/л. При недостатке фтора у человека развивается кариес зубов, при повышенном поступлении - флюороз. Высокие концентрации ионов фтора опасны ввиду их способности к ингибированию ряда ферментативных реакций, а также к связыванию важных в биологическом отношении элементов (P, Ca, Mg и др.), нарушающему их баланс в организме. Органические производные фтора обнаружены только в некоторых растениях (например, в южноафриканском *Dicha petalum symosum*). Основные из них - производные фторуксусной кислоты, токсичные как для других растений, так и для животных. Биологическая роль изучена недостаточно. Установлена связь обмена фтора с образованием костной ткани скелета и особенно зубов. Необходимость фтора для растений не доказана.

Хлор - один из биогенных элементов, постоянный компонент тканей растений и животных. Содержание хлора в растениях (много хлора в галофитах) - от тысячных долей процента до целых процентов, у животных - десятые и сотые доли процента. Суточная потребность взрослого человека в хлоре, (2 - 4 г) покрывается за счёт пищевых продуктов. С пищей хлор поступает обычно в избытке в виде хлорида натрия и хлорида калия. Особенно богаты хлором хлеб, мясные и молочные продукты. В организме жи-

вотных хлор - основное осмотически активное вещество плазмы крови, лимфы, спинномозговой жидкости и некоторых тканей. Играет роль в водно-солевом обмене, способствуя удержанию тканями воды. Регуляция кислотно-щелочного равновесия в тканях осуществляется наряду с другими процессами путём изменения в распределении хлора между кровью и другими тканями, хлор участвует в энергетическом обмене у растений, активируя как окислительное фосфорилирование, так и фотофосфорилирование. Хлор положительно влияет на поглощение корнями кислорода. Хлор необходим для образования кислорода в процессе фотосинтеза изолированными хлоропластами. В состав большинства питательных сред для искусственного культивирования растений хлор не входит. Возможно, для развития растений достаточны весьма малые концентрации хлора.

Бром - постоянная составная часть тканей животных и растений. Наземные растения содержат в среднем  $7 \cdot 10^{-4}\%$  брома на сырое вещество, животные  $\sim 10^{-4}\%$ . Бром найден в различных секретах (слезах, слюне, поте, молоке, желчи). В крови здорового человека содержание брома колеблется от 0,11 до 2,00 мг%. С помощью радиоактивного брома ( $^{82}\text{Br}$ ) установлено избирательное поглощение его щитовидной железой, мозговым слоем почек и гипофизом. Введённые в организм животных и человека бромиды усиливают концентрацию процессов торможения в коре головного мозга, содействуют нормализации состояния нервной системы, пострадавшей от перенапряжения тормозного процесса. Одновременно, задерживаясь в щитовидной железе, бром вступает в конкурентные отношения с иодом, что влияет на деятельность железы, а в связи с этим - и на состояние обмена веществ.

Йод - необходимый для животных и человека микроэлемент. В почвах и растениях таежно-лесной нечерноземной, сухостепной, пустынной и горных биогеохимических зон. Йод содержится в недостаточном количестве или не сбалансирован с некоторыми другими микроэлементами (Co, Mn, Cu); с этим связано распространение в этих зонах эндемического зоба. Среднее содержание йода в почвах около  $3 \cdot 10^{-4}\%$ , в растениях около  $2 \cdot 10^{-5}\%$ . В поверхностных питьевых водах йода мало (от  $10^{-7}$  до  $10^{-9}\%$ ). В приморских областях количество йода в  $1 \text{ м}^3$  воздуха может достигать 50 мкг, в континентальных и горных - составляет 1 или даже 0,2 мкг.

Поглощение йода растениями зависит от содержания в почвах его соединений и от вида растений. Некоторые организмы (так называемые концентраторы йода, например морские водоросли - фукус, ламинария, филлофора, накапливают до 1% йода, некоторые губки - до 8,5% (в скелетном веществе спонгине). Водоросли, концентрирующие йод, используются для его промышленного получения. В животный организм йод поступает с пищей, водой, воздухом. Основной источник йода - растительные продукты и

корма. Всасывание иода происходит в передних отделах тонкого кишечника. В организме человека накапливается от 20 до 50 мг иода, в том числе в мышцах около 10 - 25 мг, в щитовидной железе в норме 6 - 15 мг. С помощью радиоактивного иода ( $^{131}\text{I}$  и  $^{125}\text{I}$ ) показано, что в щитовидной железе йод накапливается в митохондриях эпителиальных клеток и входит в состав образующихся в них диод- и моноиодтирозинов, которые конденсируются в гормон тетраиодтиронин (тироксин). Выделяется иод из организма преимущественно через почки (до 70 - 80%), молочные, слюнные и потовые железы, частично с жёлчью.

В различных биогеохимических провинциях содержание иода в суточном рационе колеблется (для человека от 20 до 240 мкг, для овцы от 20 до 400 мкг). Потребность животного в йода зависит от его физиологического состояния, времени года, температуры, адаптации организма к содержанию иода в среде. Суточная потребность в иоде человека и животных - около 3 мкг на 1 кг массы (возрастает при беременности, усиленном росте, охлаждении). Введение в организм йода повышает основной обмен, усиливает окислительные процессы, тонизирует мышцы, стимулирует половую функцию.

В связи с большим или меньшим недостатком йода в пище и воде применяют йодирование поваренной соли, содержащей обычно 10 - 25 г йодистого калия на 1 тонну соли. Применение удобрений, содержащих иод, может удвоить и утроить его содержание в сельскохозяйственных культурах.

#### **ЛИТЕРАТУРА:**

1. Ахметов Н.С. «Общая и неорганическая химия». Высшая школа, 2005. –264 с.
2. Гарибян И.И. Общая и неорганическая химия. Ташкент, 2009. –310 с.
3. Крицман В.А. Книга для чтения по неорганической химии. – М.: Просвещение, 1986. – 273 с.
4. Свиридов Н.Д. Галогены: учебно-методическое пособие. – 3-е изд. – М.: Просвещение, 1995. – 139 с.: ил.

#### **Интернет - источники:**

1. <http://ziyonet.uz/uzc/library/libid/10603>
2. <http://titli.uz/index.php/ru/axborotresurslari1/qollanma.html>
3. <http://www.titli.uz/index.php/ru/axborotresurslari1/Darsliklar.html>
4. [http:// www.chemport.ru](http://www.chemport.ru)