

Общая характеристика

- элементы VII группы, главной подгруппы
фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, иод **I**, астат **At**

- Общее название - **галогены** (греч. «солеобразующие») - большинство их соединений с металлами представляют собой типичные соли (KCl, NaCl и т.д.).

VII	
а	б
F 9 ФТОР 18,998	7 2
Cl 17 ХЛОР 35,453	7 2
Br 35 БРОМ 79,904	7 18 8 2
I 53 ИОД 126,905	7 18 18 8 2
At 85 АСТАТ [210]	7 18 32 18 8 2



Физические свойства

Галоген	Агрегатное состояние	Цвет
F_2	Газ	Светло-зелёный
Cl_2	Газ	Желто-зелёный
Br_2	Жидкость	Красно-коричневая
I_2	Кристаллы	Тёмно-фиолетовые с металл. блеском

Фтор

F

9

18,998



7

2

- Название "**фтор**" (от греческого phthoros - разрушение, гибель)
- В свободном состоянии фтор был получен 26 июня 1886 г. французским химиком Муассаном.

- Это зеленовато-желтый газ, немного тяжелее воздуха, с характерным запахом и необыкновенной химической активностью.
- Ни один из химических элементов не принес химикам столько трагических событий, как фтор.



Cl

17

35,453

7

8

2



Хлор

- Хлор был открыт шведским химиком Карлом Шееле в 1774 г.

- в 1810 году сэр Гемфри Дэви назвал газ "хлорином" (Chlorine), от греческого "зелёный".

- Этот термин используется в английском языке,

а в других языках закрепилось название "хлор".

- Газ желто-зеленого цвета с резким запахом, ядовит
- в 2,5 раза тяжелее воздуха
- в 1 объеме воды при 20 °C растворяется около 2 объемов хлора



Br 35

79,9 7
18



8

2

Бром

${}_{79}\text{Br}$ (50,56%) ${}_{81}\text{Br}$ (49,44%)

- от греч. bromos – зловоние
- единственный неметалл, жидкий при комнатной температуре

- тяжелая красно-бурая жидкость с неприятным запахом
- пары брома имеют желто-бурый цвет
- при температуре $-7,25^{\circ}\text{C}$ бром затвердевает, превращаясь в красно-коричневые игольчатые кристаллы со слабым металлическим блеском



Иод

I
126,9



53

7

18

18

8

2

- от греч. *iodes*—имеющий фиалковый цвет
- в парообразное состояние переходит при комнатной t° , не плавясь (сублимация);
- пары -фиолетового цвета

Иод был открыт в 1811 г. Куртуа в золе морских водорослей, а с 1815 г. Гей-Люссак стал рассматривать его как химический элемент

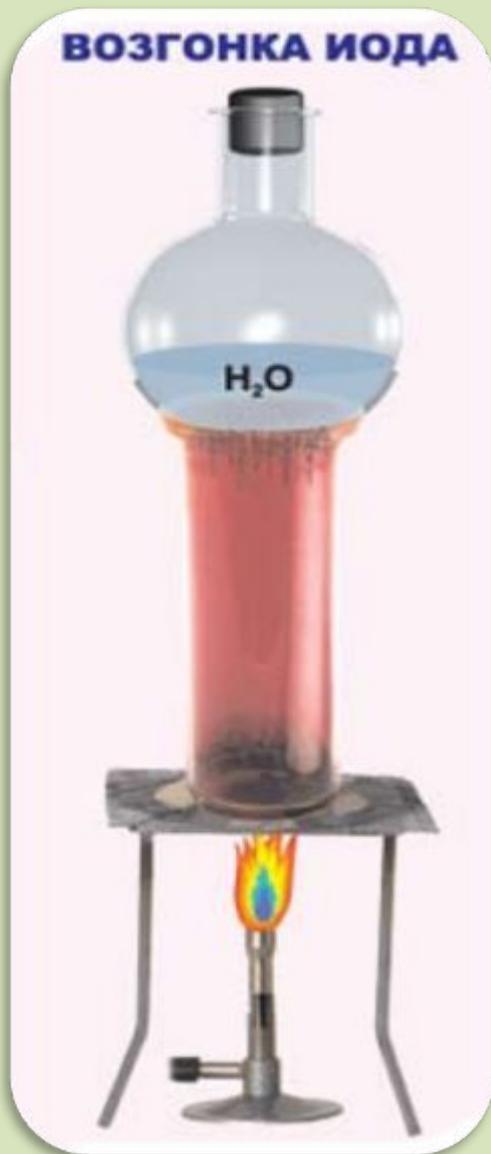
Известны 37 изотопов иода с массовыми числами от 108 до 144.



Сублимация иода

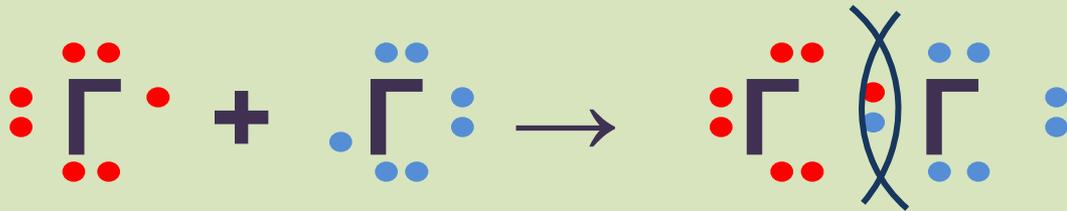
- Превращение в пары, минуя жидкое состояние

ТТ 48 (5)



Строение молекул

- Молекулы галогенов состоят из двух атомов.



- Связь – ковалентная неполярная

Химические свойства

- Галогены – типичные окислители



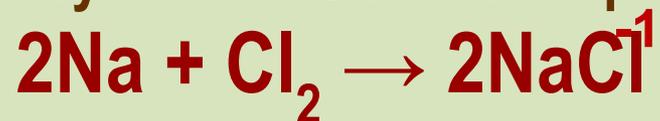
- Окислительные и неметаллические свойства атомов уменьшаются от фтора к иоду



Химические свойства хлора

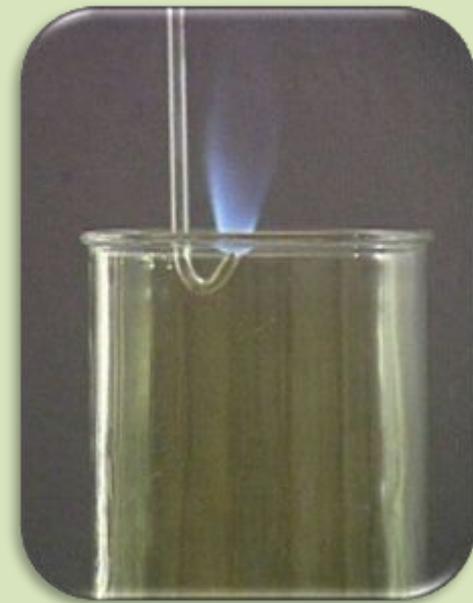
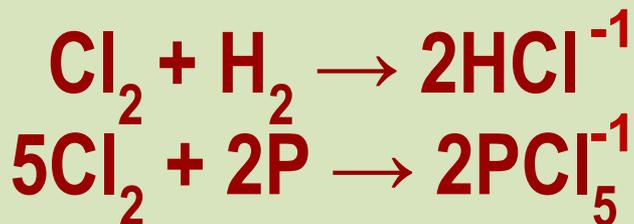
1. С металлами

Хлор непосредственно реагирует почти со всеми металлами (с некоторыми только в присутствии влаги или при нагревании):



2. С неметаллами

С неметаллами (кроме углерода, азота, кислорода и инертных газов), образует соответствующие хлориды.



Галогены в природе

- Иод — элемент редкий

Иодиды в морской воде

- 20 — 30 мг на тонну морской воды

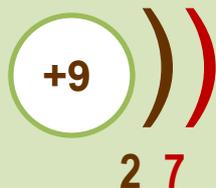
В живых организмах, больше всего в водорослях

- 5 кг на тонну высушенной морской капусты (ламинарии)

Строение атомов

Фтор

F



Хлор

Cl



Бром

Br



Иод

I



Астат

At



Радиус атома

Электроотрицательность

Окислительные свойства

Неметаллические свойства

Сравнение окислительных свойств

Фтор	F	$\text{(+9)} \begin{array}{c} \text{)))} \\ 2 \quad 7 \end{array} \leftarrow e^-$			
Хлор	Cl	$\text{(+17)} \begin{array}{c} \text{))))} \\ 2 \quad 8 \quad 7 \end{array} \leftarrow e^-$			
Бром	Br	$\text{(+35)} \begin{array}{c} \text{)))))} \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 7 \end{array} \leftarrow e^-$			
Иод	I	$\text{(+53)} \begin{array}{c} \text{))))))} \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 18 \quad 7 \end{array} \leftarrow e^-$			
Астат	At	$\text{(+85)} \begin{array}{c} \text{))))))))} \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 32 \quad 18 \quad 7 \end{array} \leftarrow e^-$			

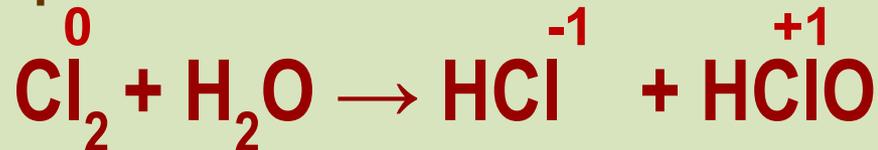
Радиус атома

Окислительные свойства

Неметаллические свойства

1. Взаимодействие с водой

с образованием смеси кислот



соляная

хлорноватистая

Фтор разрушает

Бром аналогично

Йод не реагирует

2. Взаимодействие с солями других галогенов

более активные галогены вытесняют менее активные из растворов их солей



4. Взаимодействие с *растворами* щелочей

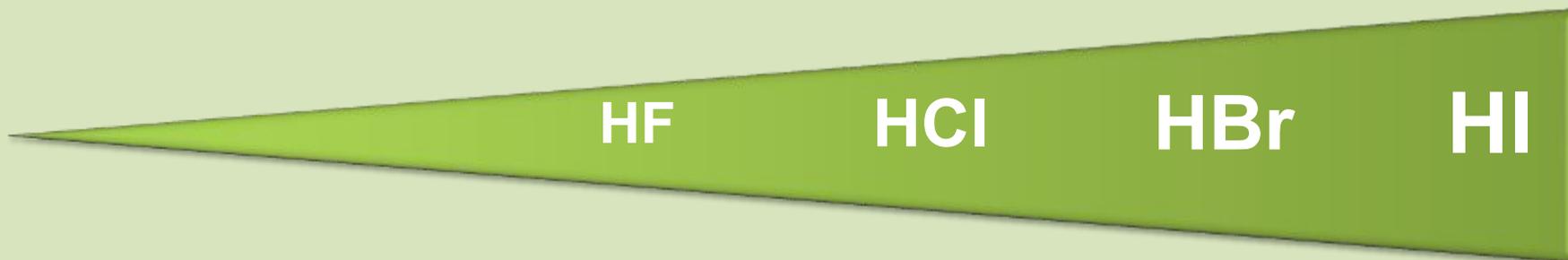
с образованием солей



- С водородом галогены образуют летучие водородные соединения
- Устойчивость галогеноводородов уменьшается в ряду:



- Сила галогеноводородных кислот увеличивается в ряду:



Применение хлора

обеззараживание
питьевой
воды

производство
лекарственных
средств

отбеливание
бумаги и тканей

ядохимикаты

производство
соляной
кислоты

пластмассы
каучуки

ПРИМЕНЕНИЕ ЙОДА

В медицине

- 5 % спиртовой раствор йода используется для дезинфекции кожи вокруг повреждения
- В рентгенологических и томографических исследованиях применяются йодсодержащие контрастные препараты



В технике



- **Галогенная лампа** — лампа накаливания, в баллон которой добавлены пары галогенов (брома или йода)
- **Лазерный термоядерный синтез** - иодорганические соединения применяются для производства сверхмощных газовых лазеров на возбужденных атомах

Вопросы для контроля

1. Что значит название «Галогены»?
2. В чём сходство электронного строения этих элементов?
3. Какой галоген наиболее химически активен?
4. Как изменяется активность галогенов вниз по группе?
5. Как изменяется активность галогеноводородных кислот вниз по группе?
6. Почему плавиковая кислота получила такое название?

Домашний эксперимент

- С помощью йодной настойки из домашней аптечки проведите обнаружение крахмала в картофеле, хлебе, макаронных изделиях. Присутствует ли крахмал в майонезе, йогурте, сметане, рисовой крупе, продукт на сой выбор?
- Для определения крахмала в исследуемом веществе необходимо капнуть йодную настойку на образец.

Оформление отчета об опыте

Продукт	Обнаружен крахмал или нет	Фото

Вывод: