

VII	
а	б
F 9 ФТОР 18,998	7 2
Cl 17 ХЛОР 35,453	7 8 2
Br 35 БРОМ 79,904	7 18 8 2
I 53 ИОД 126,905	7 18 18 6 2
At 85 АСТАТ [210]	7 18 32 18 8 2

ГАЛОГЕНЫ

Дегтярева М.О.
 Московская область
 г. Королёв АОУ ЛНИП
 242-645-771

Общая характеристика

- К элементам VII группы, главной подгруппы относятся фтор **F**, хлор **Cl**, бром **Br**, иод **I**, аstat **At**
- Общее название - **галогены** (греч. «солеобразующие») - большинство их соединений с металлами представляют собой типичные соли (KCl, NaCl и т.д.).



Галогены в природе

- В свободном виде не встречаются



Галит NaCl



Галогены в природе

Сильвинит
 $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$



Галогены в природе

- Иод — элемент редкий

Иодиды в морской воде

- 20 — 30 мг на тонну морской воды

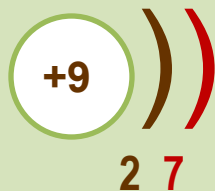
**В живых организмах, больше всего
в водорослях**

- 5 кг на тонну высушенной морской капусты (ламинарии)

Строение атомов

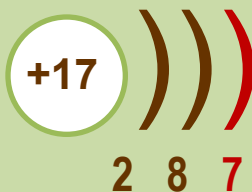
Фтор

F



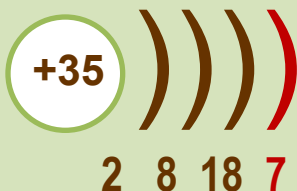
Хлор

Cl



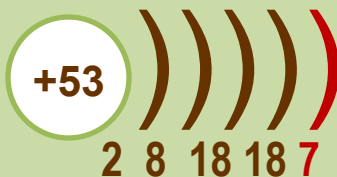
Бром

Br



Иод

I



Астат

At



Радиус атома

Электроотрицательность

Окислительные свойства

Неметаллические свойства

Физические свойства

Галоген	Агрегатное состояние	Цвет	Температура кипения	Температура плавления
F_2	Газ	Светло-зелёный	-188	-219,6
Cl_2	Газ	Желто-зелёный	-34	-101
Br_2	Жидкость	Красно-коричневая	59,2	-7,3
I_2	Кристаллы	Тёмно-фиолетовые с металл. блеском	185,5	113,6

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

ВОЗГОНКА ИОДА

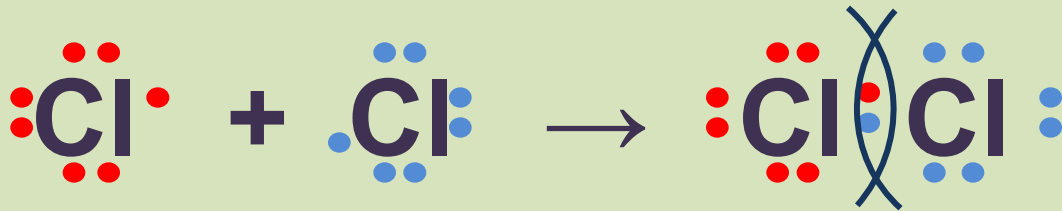


- Превращение в пары, минуя жидкое состояние



Строение молекул

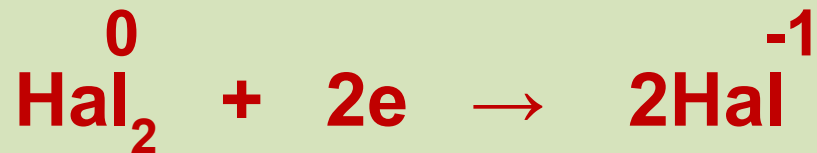
- Молекулы галогенов состоят из двух атомов.



- Связь – ковалентная неполярная

Химические свойства

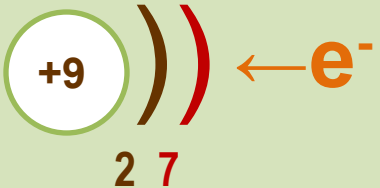


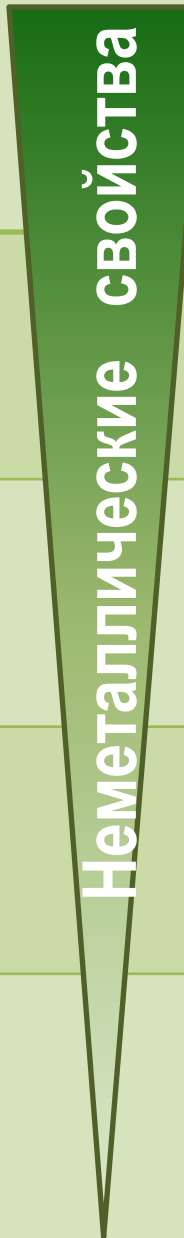




- Галогены – типичные окислители



- Окислительные и неметаллические свойства атомов уменьшаются от фтора к иоду

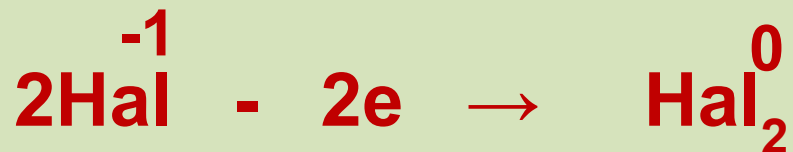


Сравнение окислительных свойств

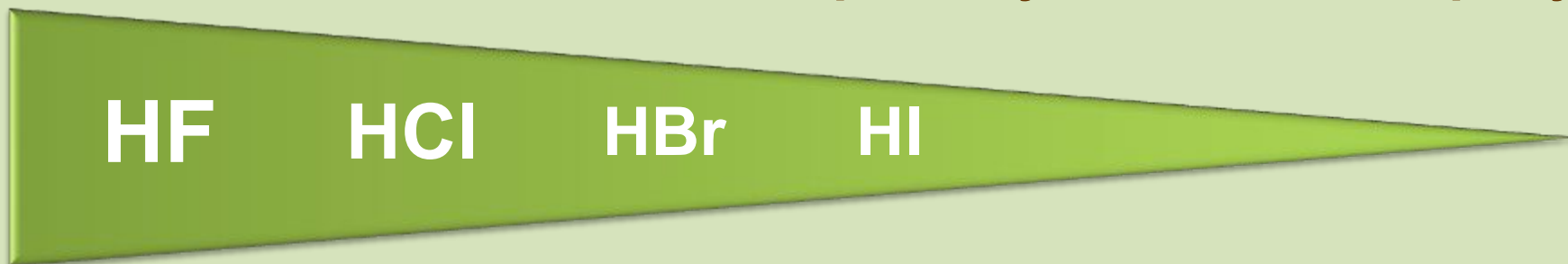
Фтор	F				
Хлор	Cl				
Бром	Br				
Иод	I				
Астат	At				

Восстановительные свойства ионов

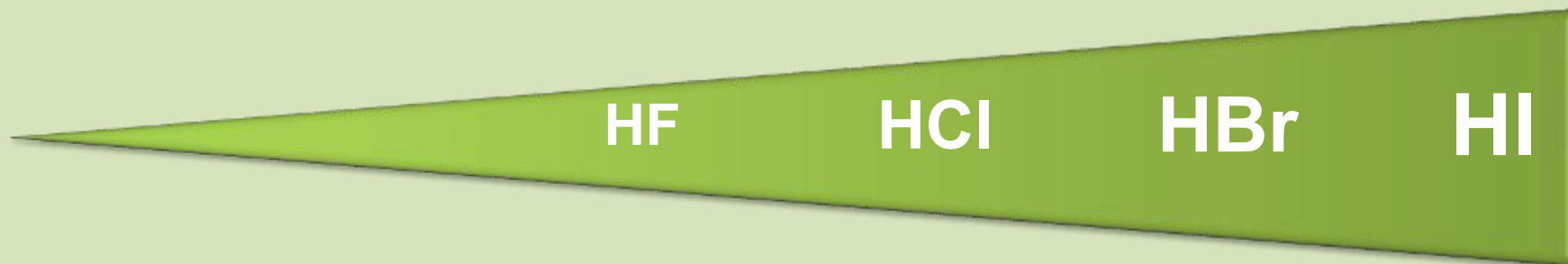
- Ионы галогенов являются типичными восстановителями



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



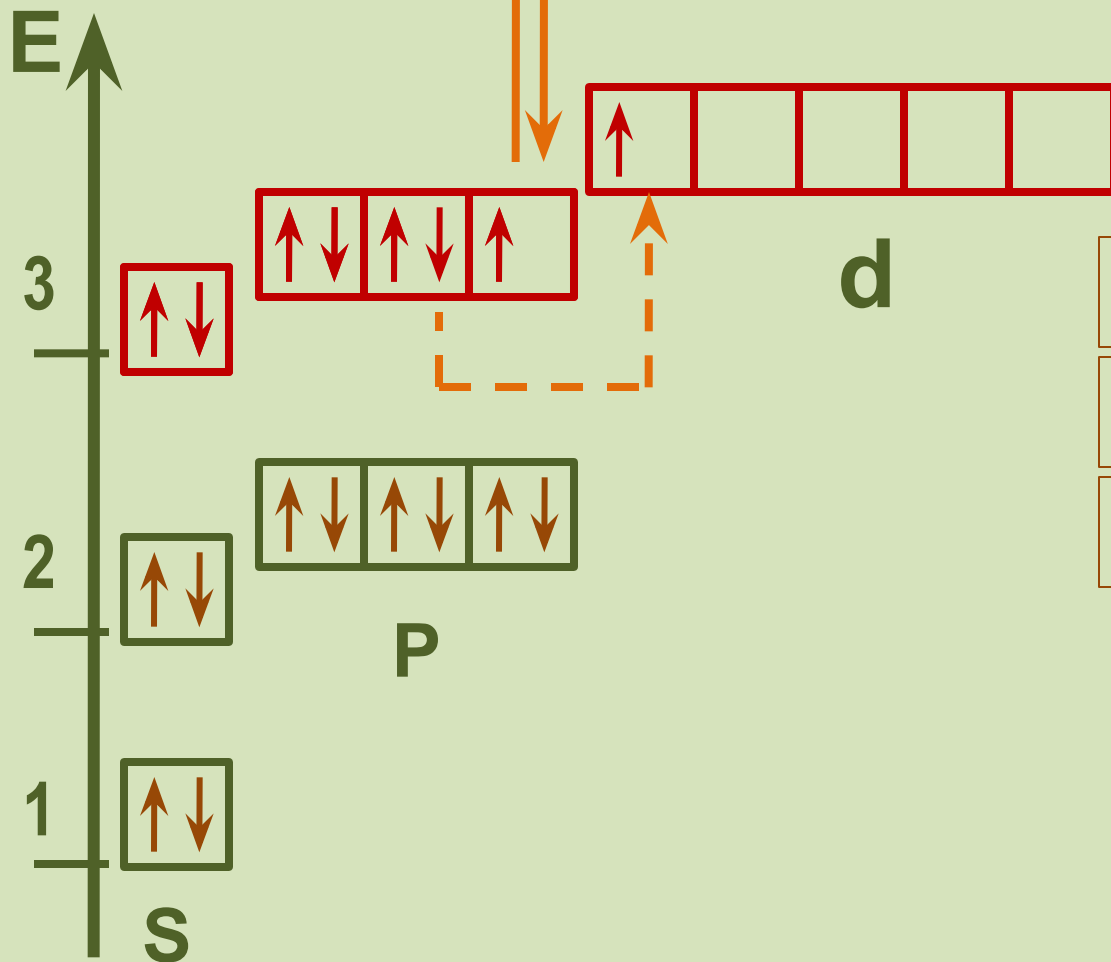
- Сила галогеноводородных кислот увеличивается в ряду:



Строение - свойства

- Внешняя электронная конфигурация атома Cl $3s^2 3p^5$

восстановитель окислитель

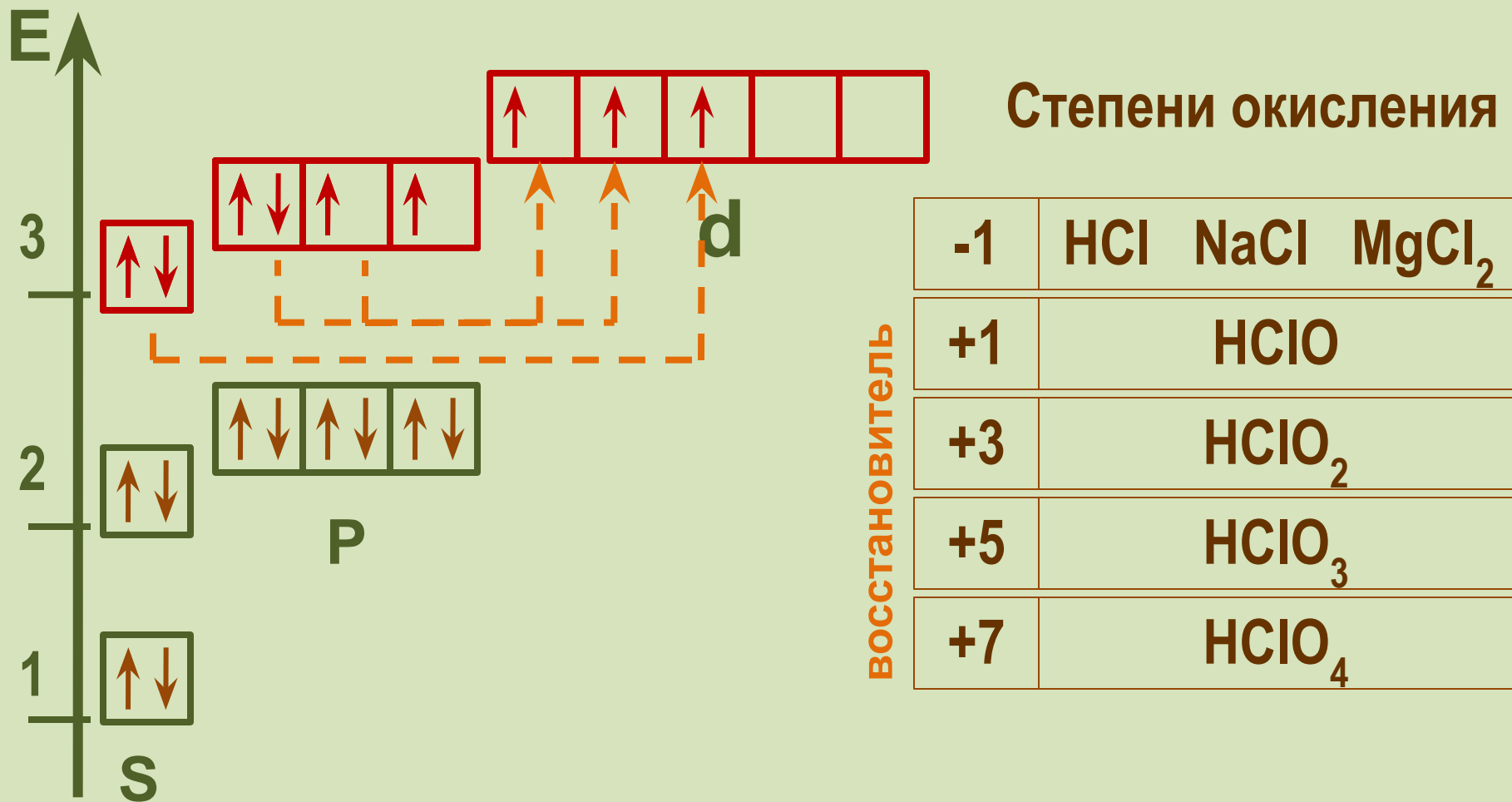


Степени окисления

-1	HCl	NaCl	MgCl ₂
+1	HClO		
+3	HClO ₂		

Строение - свойства

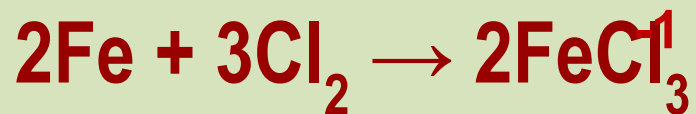
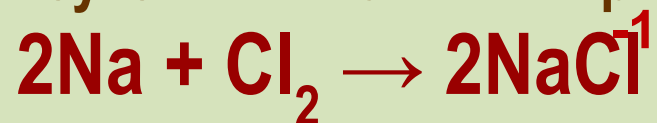
- Внешняя электронная конфигурация атома Cl $3s^2 3p^5$



Химические свойства

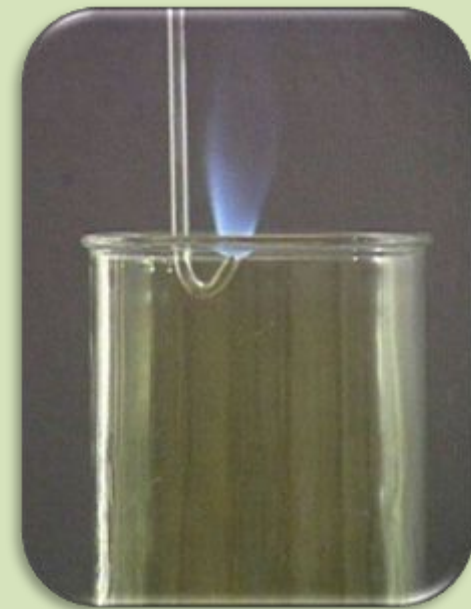
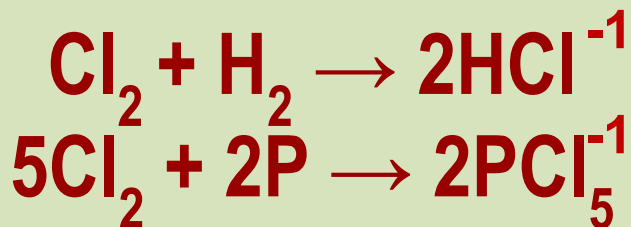
1. Взаимодействие с металлами

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



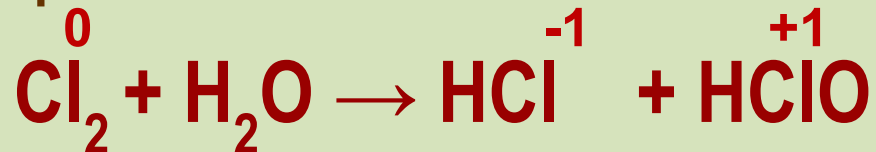
2. Взаимодействие с неметаллами

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



3. Взаимодействие с водой

с образованием смеси кислот

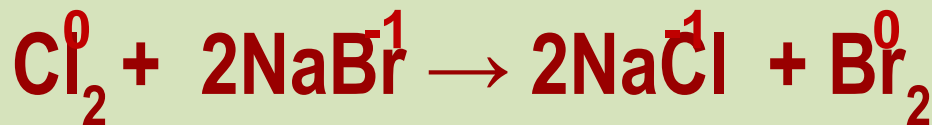


соляная

хлорноватистая

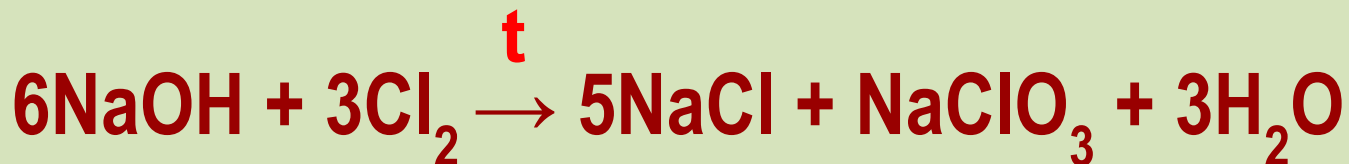
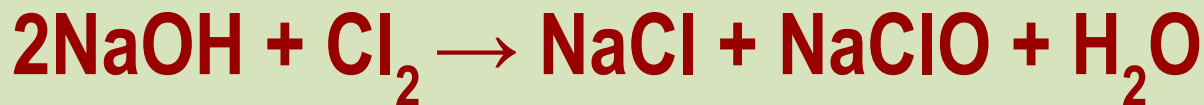
4. Взаимодействие с солями других галогенов

более активные галогены вытесняют менее активные из растворов их солей



5. Взаимодействие с растворами щелочей

с образованием солей



Получение хлора

1. В промышленности: электролиз расплава или раствора хлорида натрия



2. В лаборатории:



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

- Что значит название «Галогены»?
- В чём сходство электронного строения этих элементов?
- Какие свойства в окислительно-восстановительном плане проявляют галогены?
- Какой галоген наиболее химически активен?
- Как изменяется активность галогенов вниз по группе?

Домашнее задание

Учебник «Химия-9»

§ 13, 14 стр. 71 № 1 – 4