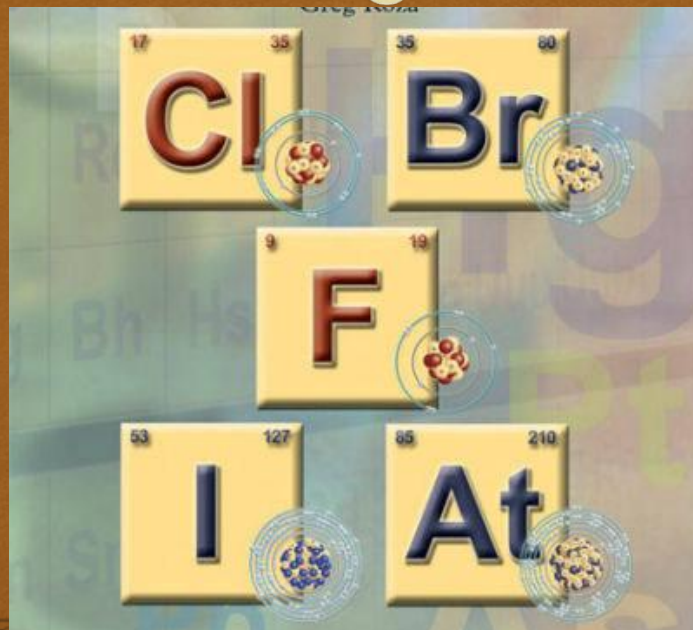


Галогены (солеобразующие)



Открытие галогенов

- **Фтор** в свободном виде получил впервые в 1866 г. французский химик Анри Муассан, лауреат Нобелевской премии. Свое название элемент получил от греч. *φторос* – разрушающий.
- ◆ **Хлор** открыт шведским химиком К. Шееле в 1774 г. Элемент получил название за свой цвет (от греч. *хлорос* – желто - зеленый).
- ◆ **Бром** открыт в 1826 г. французским химиком А. Баларом. Элемент назван так за свой запах (греч. *бромос* – зловонный).
- ◆ **Йод** получен в 1811 г. французским ученым Б. Куртуа, а название получил за цвет своих паров (греч. *иодэс* – фиолетовый).

Нахождение в природе

Из-за высокой химической активности галогены в природе в свободном виде не встречаются.



CaF_2 плавиковый шпат

Соединения галогенов



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

NaCl каменная соль



KNO_3 , KNO_4 в залежах селитры, в морских растениях



ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ГАЛОГЕНОВ

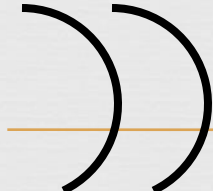
Галогены – это естественная группа элементов ,
расположенных в главной подгруппе VII группы.

- Фтор (F), хлор(Cl), бром (Br), йод (I), астат (At)
- Галогены имеют степень окисления +1,+3,+5,+7, -1
- У фтора только -1
- В природе наиболее распространён - *хлор*.
Астат получен искусственным путём.

Строение атомов

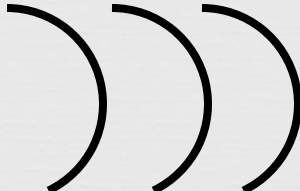
F

+9



Cl

2 7



Br

2 8 7

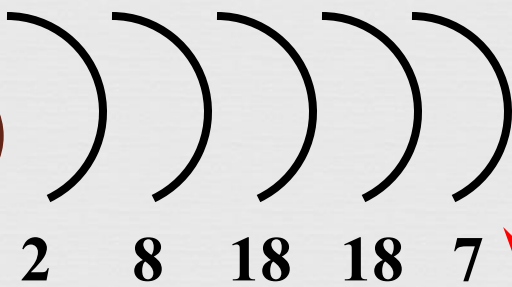
+35



I

2 8 18 7

+53



- 1) Увеличиваются заряды атомных ядер
- 2) Увеличивается число энергетических уровней
- 3) Число электронов на внешнем уровне постоянно

Неметаллические-
окислительные свойства
ослабевают,
металлические -
восстановительные
усиливаются !!!

Электронные формулы



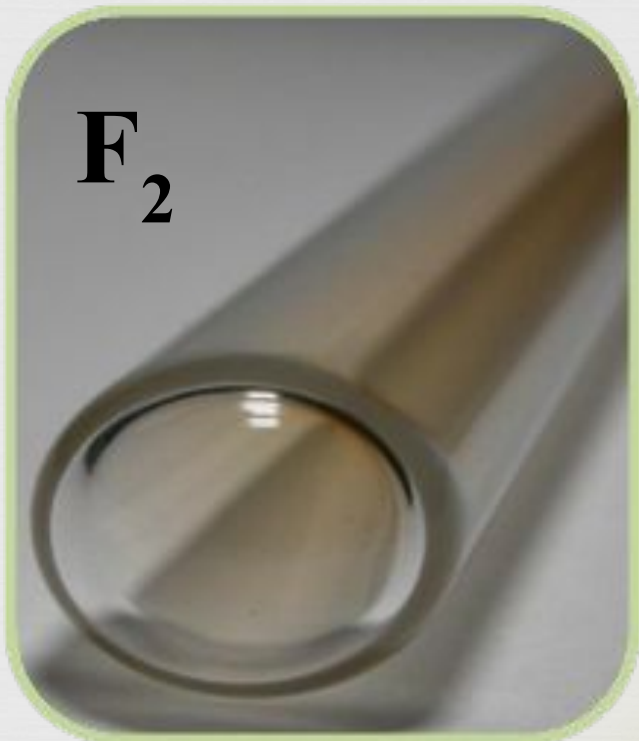
Вывод:

галогены - **р - элементы**

На внешнем энергетическом уровне 7 электронов, один из них неспаренный.

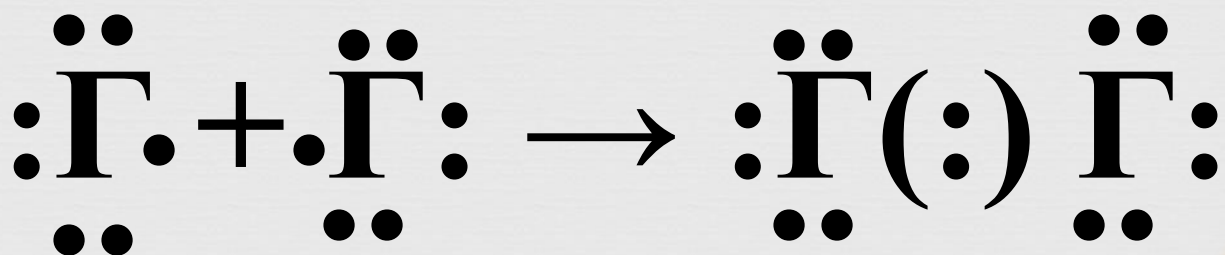


**Простые
вещества**



?

Химическая связь



Ковалентная
неполярная

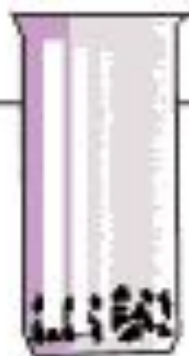


Кристаллическая
решетка
молекулярная

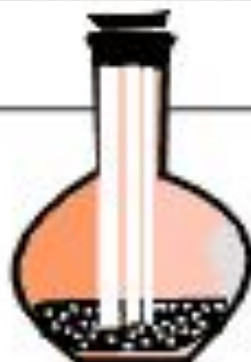




?



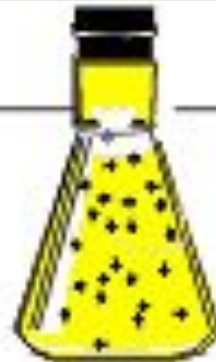
серо-фиолетовый



красно-коричневый



желтовато-зеленый



светло-желтый

Astetum

As

Астат

Iodium

I

Иод

Bromium

Br

Бром

Chlorum

Cl

Хлор

Fluorim

F

Фтор

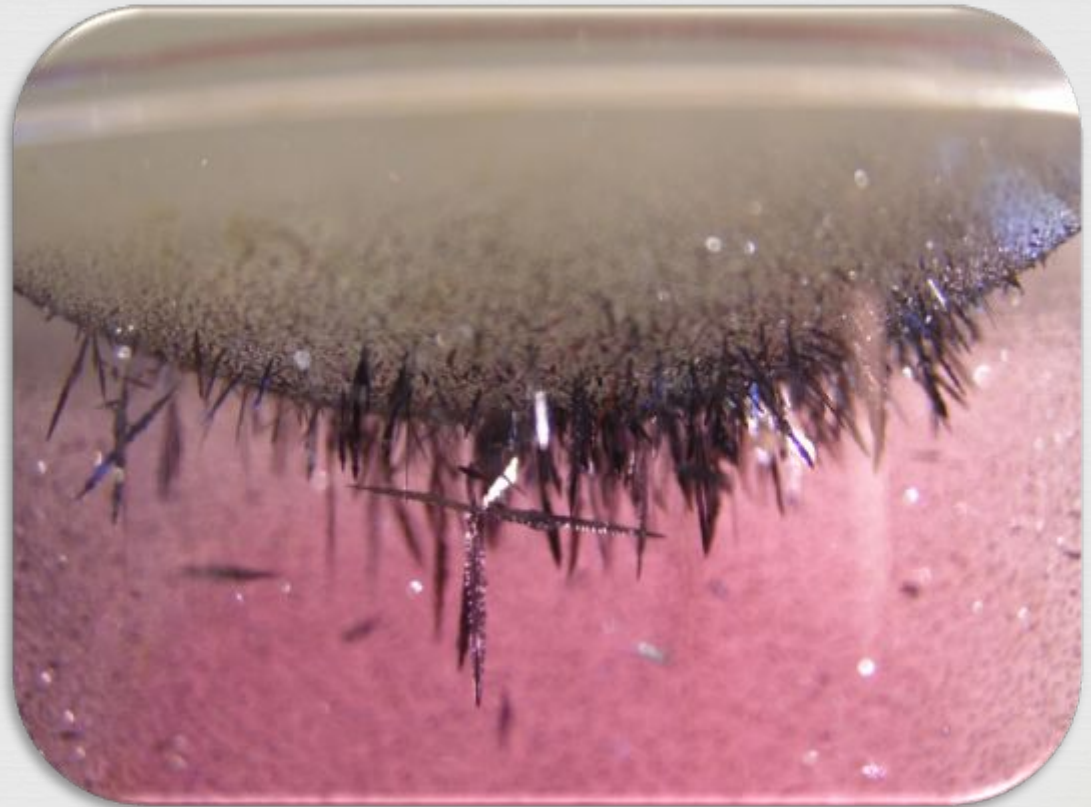
Физические свойства

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

Сублимация иода

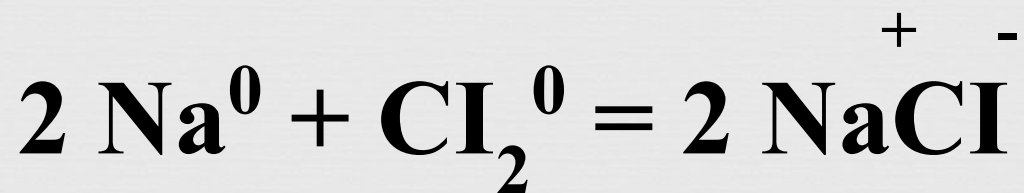
□ Переход из твердого состояния в газообразное, минуя жидкое состояние

ВОЗГОНКА ИОДА



Химические свойства

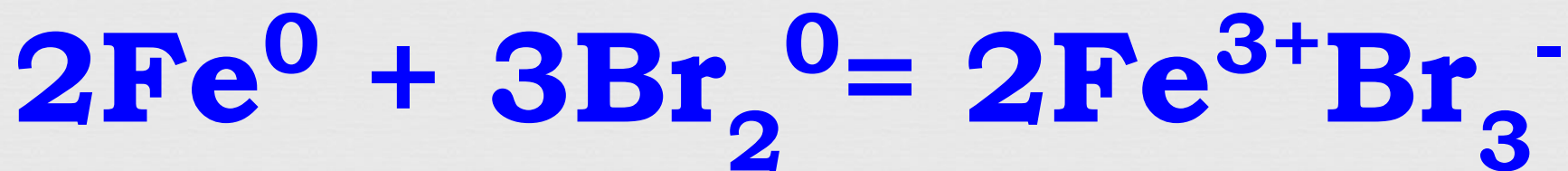
1. Взаимодействие с металлами



Cl_2^0 окислитель

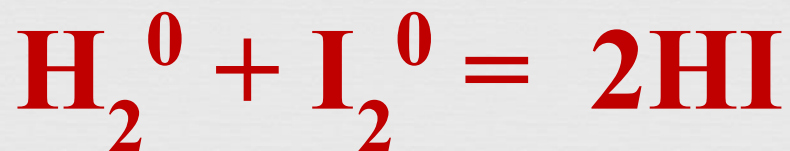
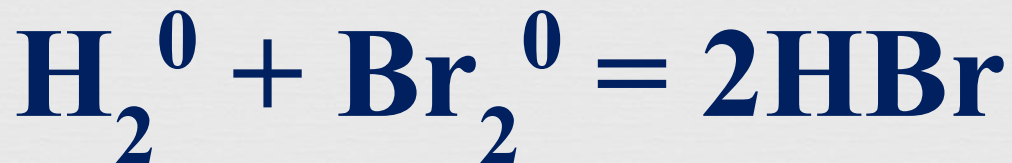
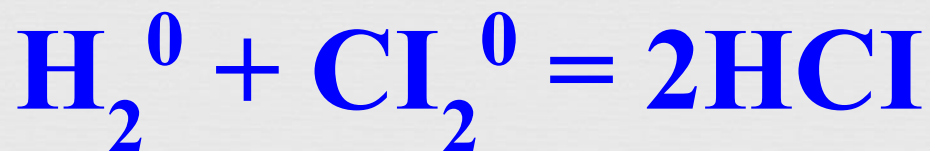
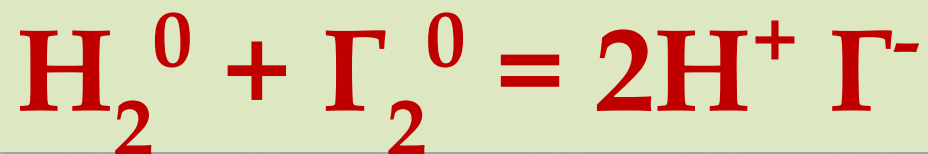


Получаются соли: фториды, хлориды, бромиды, йодиды.

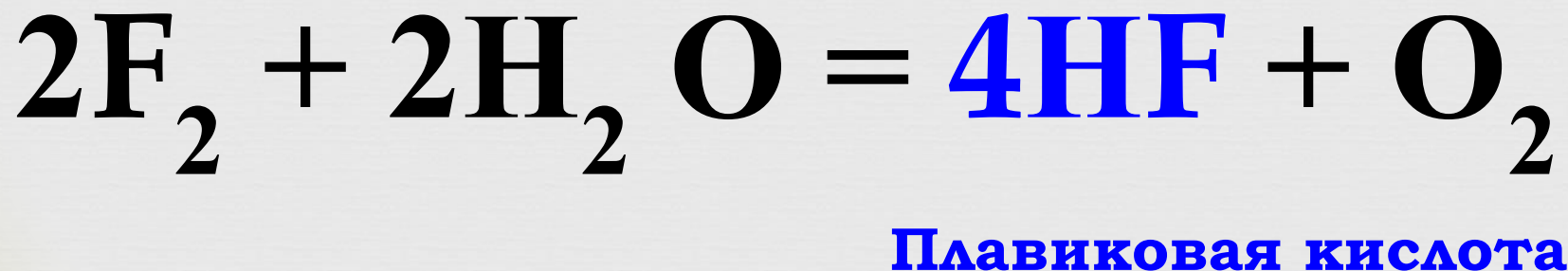


**Что является
окислителем?**

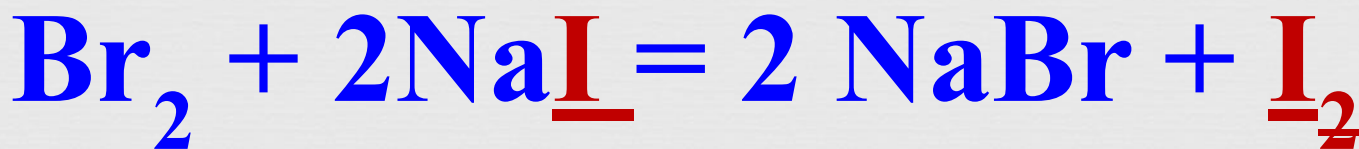
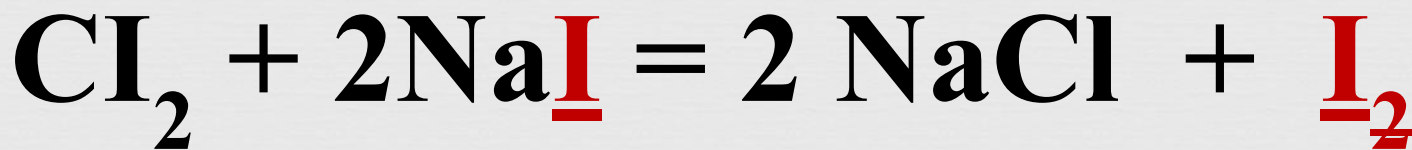
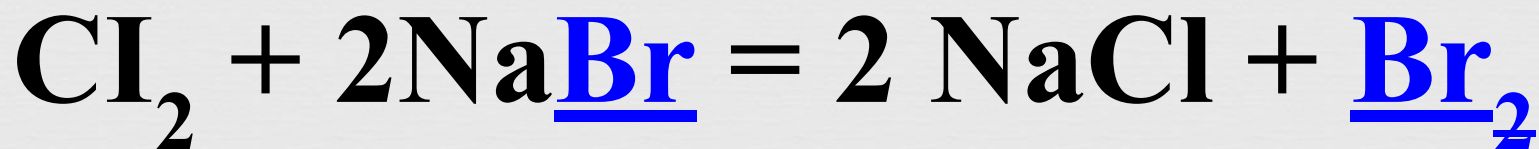
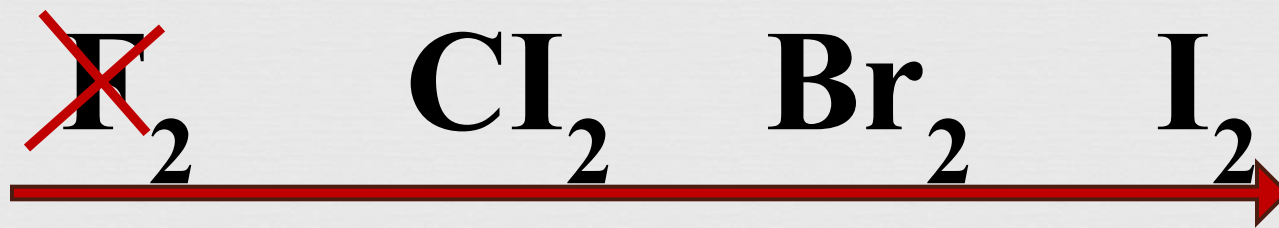
2. Взаимодействие с водородом



3. Взаимодействие с водой



4. Взаимодействие с растворами солей галогенов:



Применение галогенов



Тефлон

**Применение
фтора**

**Заменитель
крови**

Фреон

**Окислитель
ракетного
топлива**

**Фториды
в зубных
пастах**

**Дезинфекция
воды**

**Органические
растворители**

Отбеливатели

**Лекарственные
препараты**

**Применение
хлора**

**Хлорирование
органических
веществ**

**Производство
НСI**

**Получение
неорганических
хлоридов**

**Получение
брома, йода**

**Лекарственные
препараты**

**Дезинфекция
одежды**

**Применение
йода**

Фотография

Красители

Электролампы

Домашнее задание



§19,

РТ: стр. 116-117

Часть II зад. 1-8