

Галогены

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.).



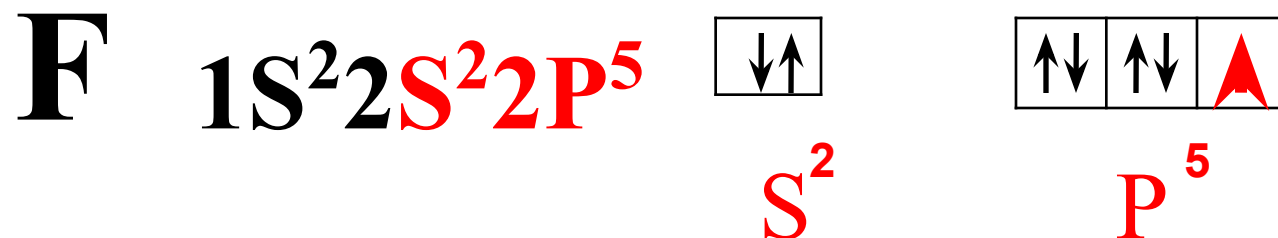
•Общая характеристика галогенов



Галогены – это естественная группа элементов , расположенных в главной подгруппе 7 группы.

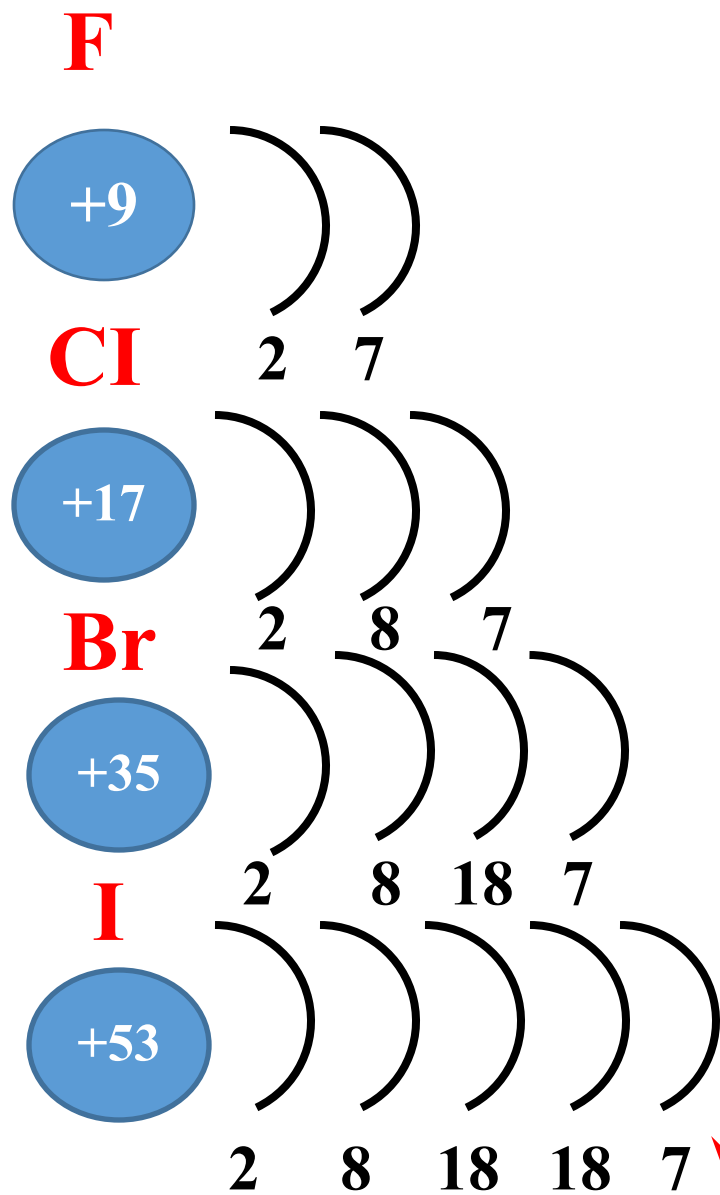
- Фтор (F), хлор(Cl), бром (Br), йод (I), астат (At)
- Галогены имеют степень окисления **+1,+3,+5,+7, -1**
- У фтора только -1
- *В природе наиболее распространён- хлор. Астат получен искусственным путём.*

Электронные формулы



Вывод: галогены - **p** - элементы
На внешнем энергетическом
уровне 7 электронов, один из них
неспаренный.

Строение атомов



1) Увеличиваются заряды атомных ядер

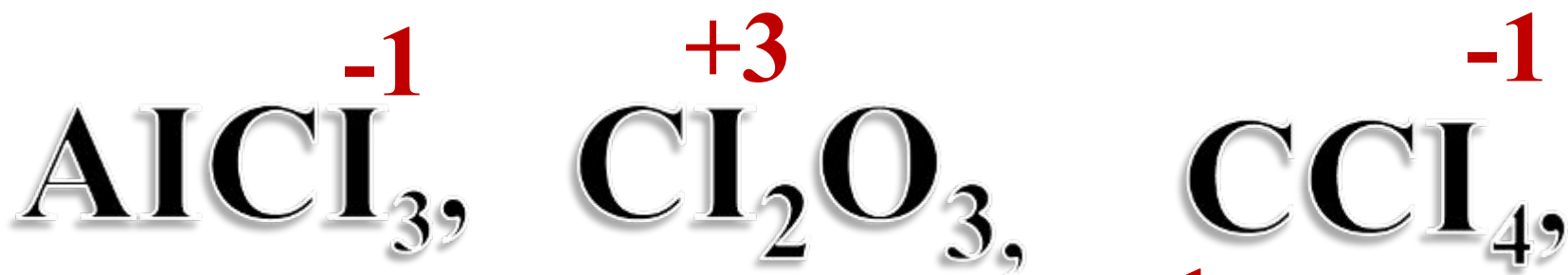
2) **Увеличивается число энергетических уровней**

3) Увеличивается радиус атома,
сродство к электрону
уменьшается

4) Число электронов на внешнем уровне постоянно

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

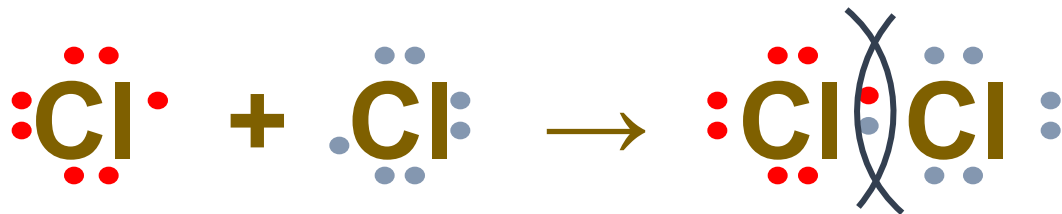
**Определите степени окисления
атомов галогенов в веществах :**



Строение молекул

- Молекулы галогенов состоят из двух атомов

- F_2 ; Cl_2 ; Br_2 ; I_2



- Связь – ковалентная неполярная

Соединения хлора



Cl_2O_7 - высший оксид – оксид хлора (VII)

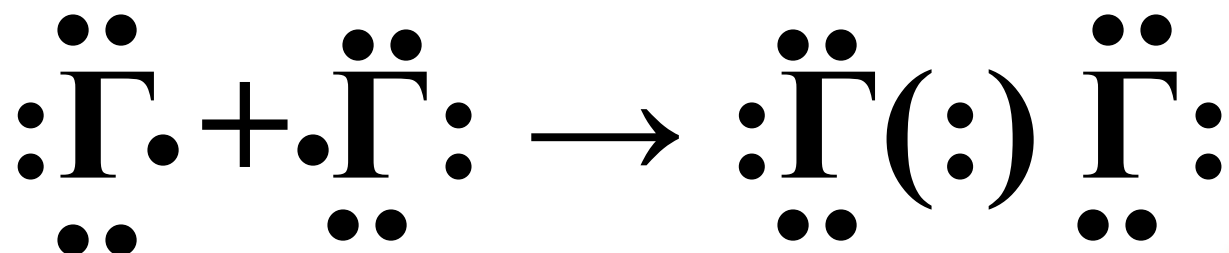
HClO_4 – высший гидроксид – хлорная кислота

NaClO_4 – **Перхлорат натрия**

HCl – летучее водородное соединение - хлороводород

?

Химическая связь



К Н

Кристаллическая
решетка
молекулярная

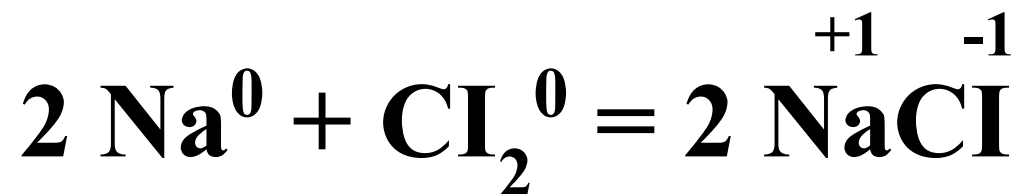


Простые вещества - галогены

Галоген	Агрегатное состояние	цвет	запах
F_2 	газ	Светло-жёлтый	Резкий, раздражающий
Cl_2 	газ	Жёлто-зелёный	Резкий удушливый
Br_2 	Жидкость	Красно-бурый	резкий зловонный
I_2 	Твёрдое	Тёмно-серый	резкий

Химические свойства галогенов

1. Взаимодействие с металлами



Cl_2^0 окислитель

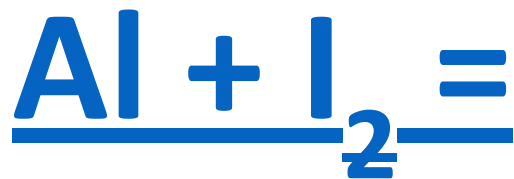
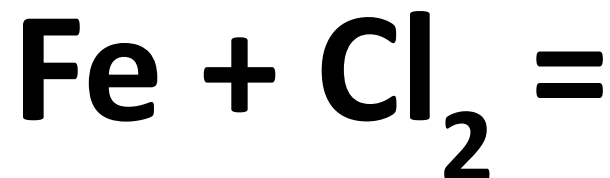
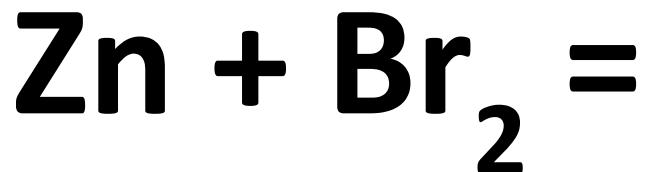
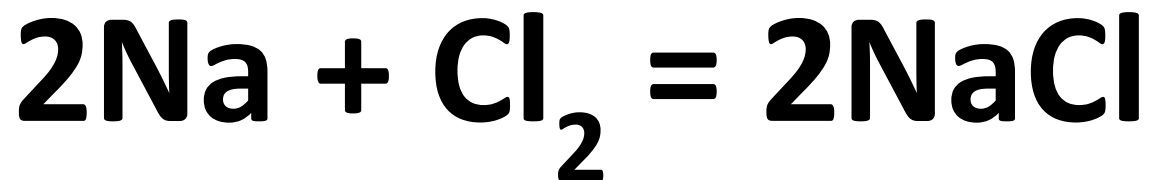


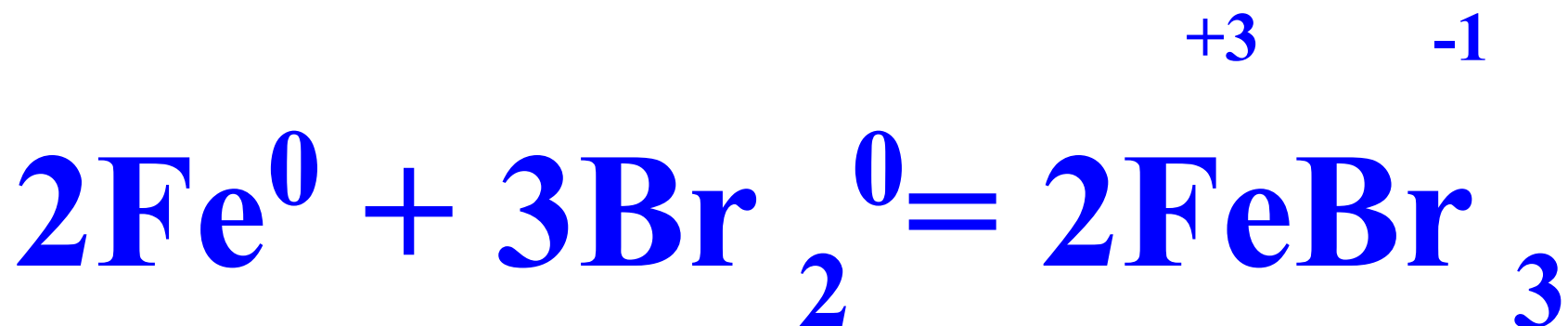
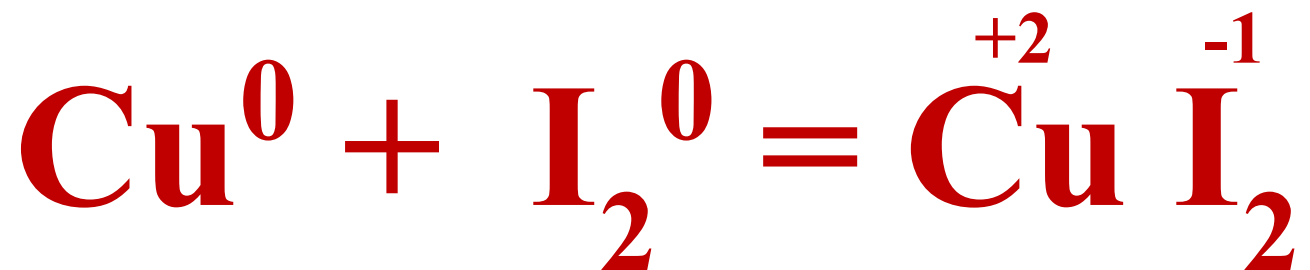
Получаются соли: фториды, хлориды, бромиды, иодиды.

Химические свойства

Сильные окислители (+e)

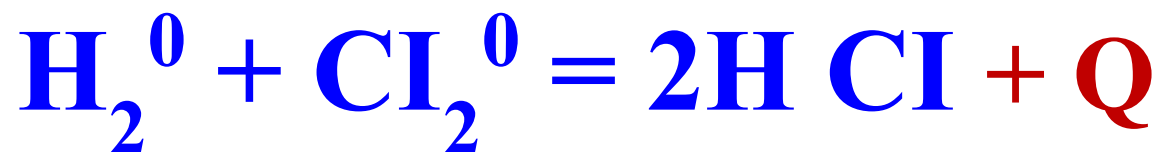
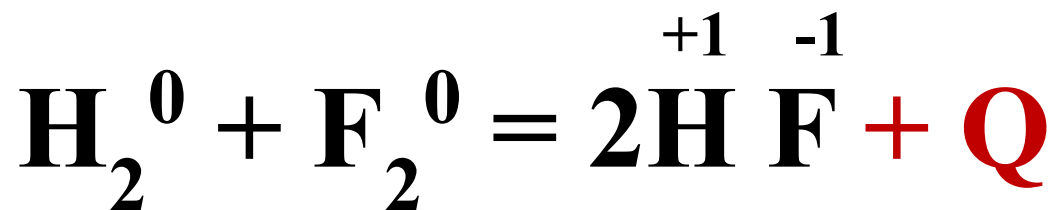
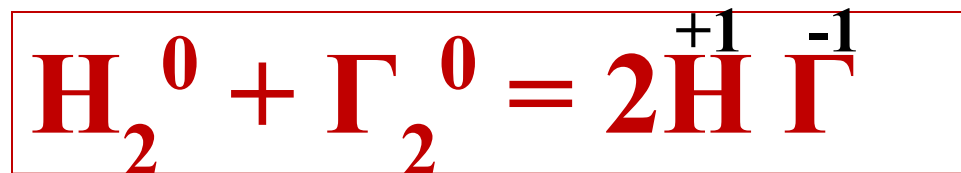
1. Взаимодействуют с металлами:





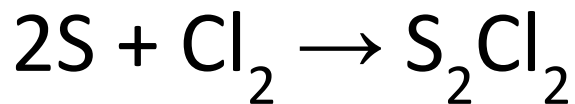
Кто окислитель?

2. Взаимодействие с водородом



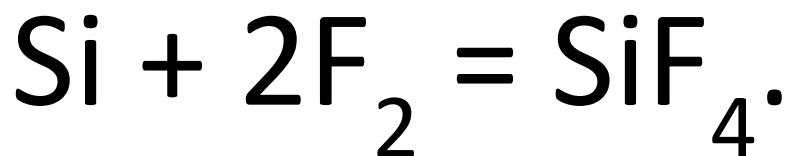
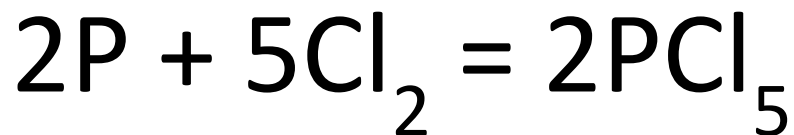
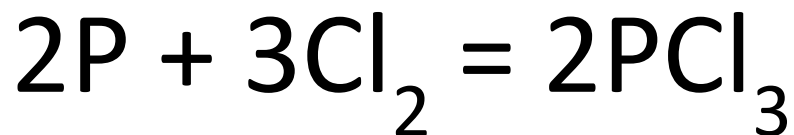
Химические свойства

2. Взаимодействуют с неметаллами:



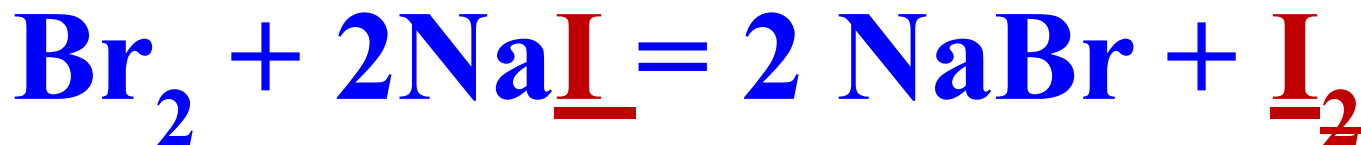
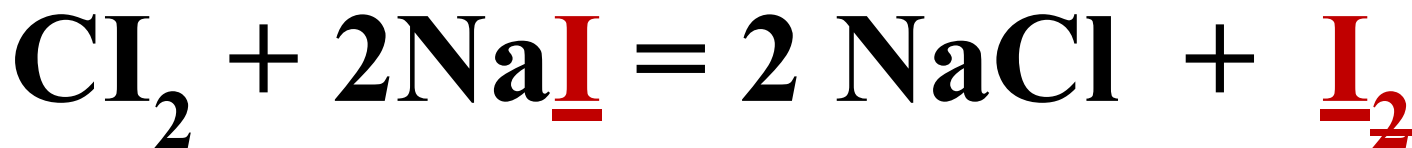
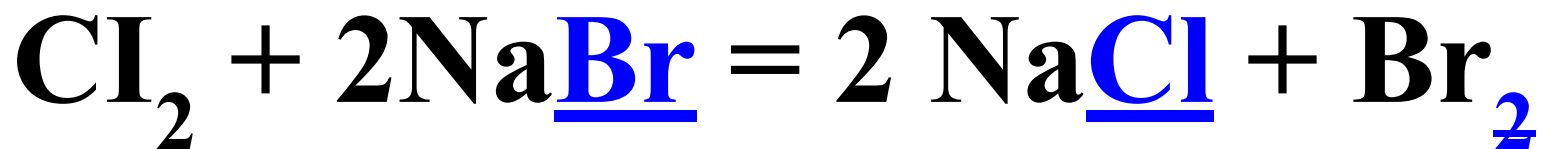
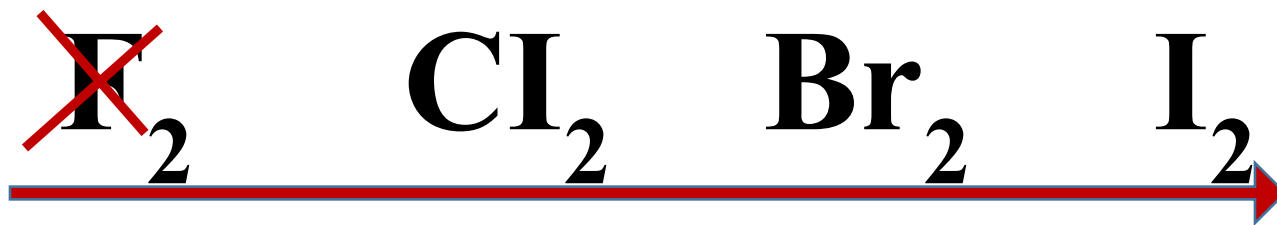
Возможно также получение и

других соединений серы с хлором: SCl_2 , SCl_4 .



С кислородом не реагирует!

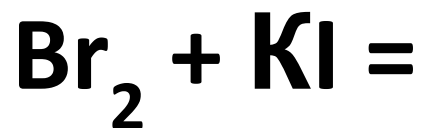
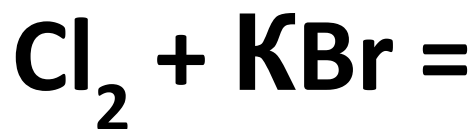
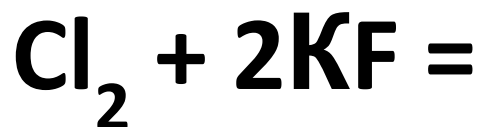
4. Взаимодействие с растворами солей галогенов:



Химические свойства

Взаимодействуют со сложными веществами допишите возможные уравнения реакций

а) с растворами солей



Окислительные свойства вниз по группе
уменьшаются

3. Взаимодействие с водой



Химические свойства

в) с растворами щелочей

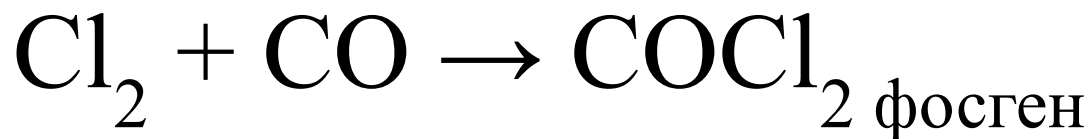


(без нагревания)

хлорид натрия Гипохлорит натрия

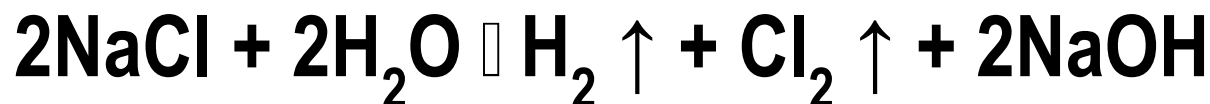


(при нагревании) хлорид натрия хлорат натрия



Получение хлора

1. В промышленности: электролиз расплава или раствора хлорида натрия



2. В лаборатории:



Применение галогенов



F

Кости, зубы

Cl

**Кровь,
желудочный сок**

**Биологическое
значение**

Br

**Регуляция нервных
процессов**

I

**Регуляция обмена
веществ**



**Дезинфекция
воды**

**Органические
растворители**

Отбеливатели

**Лекарственные
препараты**

**Применение
хлора**

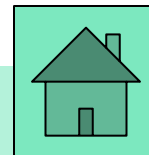
**Хлорирование
органических
веществ**

**Производство
НСІ**

**Получение
неорганических
хлоридов**

**Получение
брома, йода**





Галогеноводородные кислоты

HF р-р	HCl р-р	HBr р-р	HI р-р
Фторово- дородная (плавиковая)	Хлорово- дородная (соляная)	Бромово- дородная	Йодово- дородная
Соли: фториды	Соли: хлориды	Соли: бромиды	Соли: иодиды

Увеличение длины связи, усиление кислотных св-в;
 $\text{HI}_{\text{р-р}}$ – **самая сильная из всех известных к-т**

Применение галогенов

Дезинфицирующие реагенты на основе хлора



Соляная кислота

Кислородсодержащие соединения хлора.

Кислота	С.о. хлора	Название кислоты	Название аниона	Сила кислоты (K_d)	Увеличение силы окислителя
HClO	+1	Хлорноватистая	гипохлорит	очень слабая ($2,8 \cdot 10^{-8}$)	
HClO_2	+3	Хлористая	хлорит	слабая ($1,1 \cdot 10^{-2}$)	
HClO_3	+5	Хлорноватая	хлорат	сильная (~ 10)	
HClO_4	+7	Хлорная	перхлорат	очень сильная (10^{10})	

Соляная кислота (HCl) Классификация

Соляная кислота по:

наличию кислорода: **бескислородная**

основности: **одноосновная**

растворимости в воде: **растворимая**

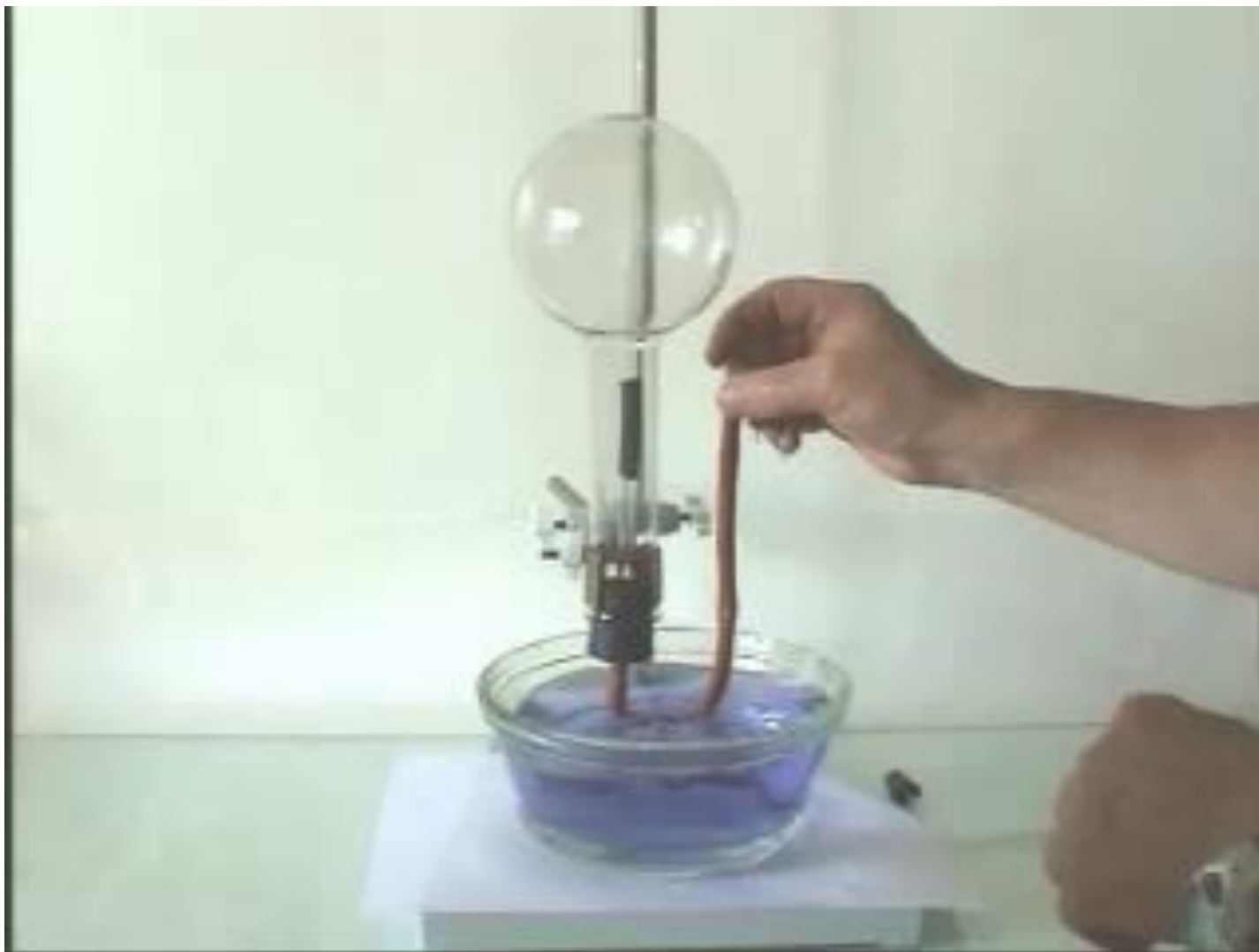
летучести: **летучая**

степени электролитической диссоциации: **сильная**

стабильности: **стабильная**



Физические свойства хлороводорода



Хлороводород – это газ с резким запахом, без цвета, очень хорошо растворим в воде (500 объемов HCl в 1 объеме воды), на воздухе «дымит», так как взаимодействует с парами воды и образует капельки соляной кислоты. Раствор хлороводорода в воде и называют соляной кислотой.

Физические свойства соляной кислоты



Соляная кислота – бесцветная дымящаяся на воздухе жидкость (в продажу поступает 36%-ный раствор хлороводорода в воде), Несколько тяжелее воды (плотность 1,19 г/мл).



Химические свойства соляной кислоты

1. Действие соляной кислоты на индикаторы
2. Взаимодействие с металлами
3. Взаимодействие с основными оксидами
4. Реакция нейтрализации
5. Взаимодействие с солями



Действие кислот на индикаторы

Соляная кислота необратимо диссоциирует в водном растворе.

Составьте уравнение диссоциации соляной кислоты. $\text{HCl} = \text{H}^+ + \text{Cl}^-$

Растворы кислот изменяют цвет индикаторов:

лакмуса – в

метилового оранжевого – в

фенолфталеина

красный
красный
не изменяет



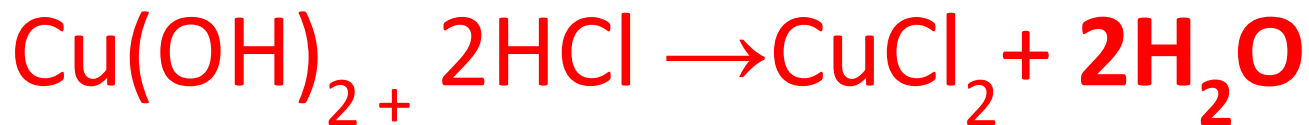
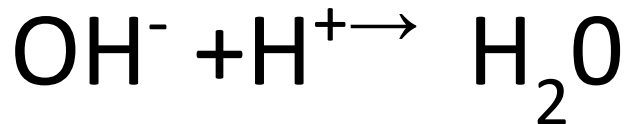
ХИМ. СВ-ВА КИСЛОТ.

1. Кислоты взаимодействуют с щелочами (а также с нерастворимыми основаниями, если получающая соль растворима в воде) с образованием солей и воды

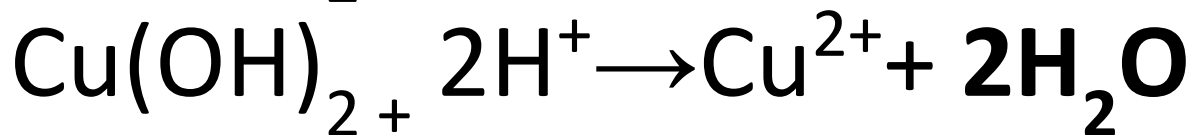
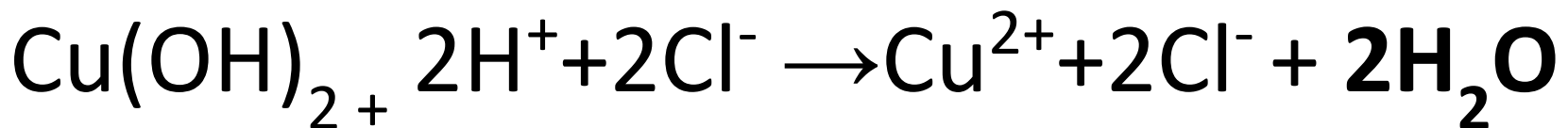
(реакция нейтрализации):



гидроксид Na + соляная кислота = хлорид натрия + вода

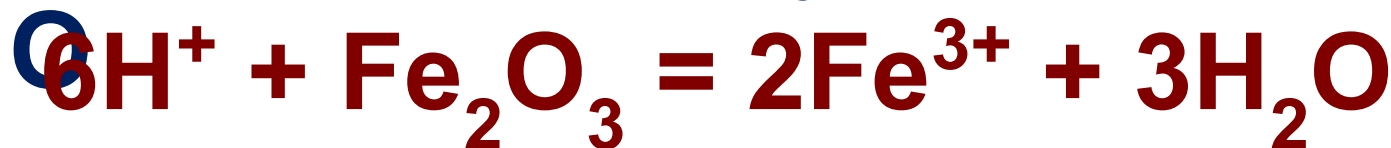
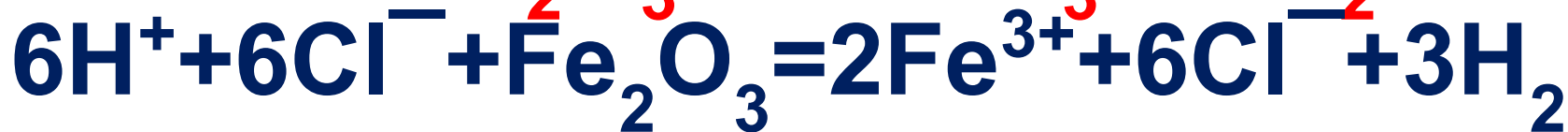
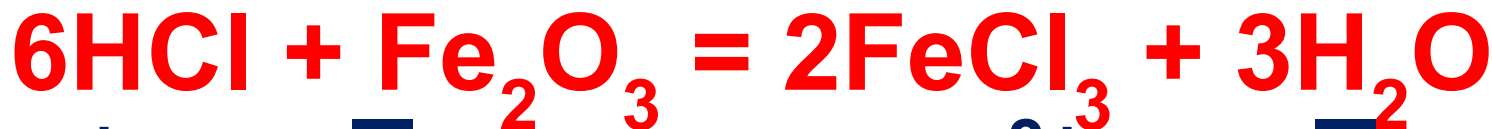
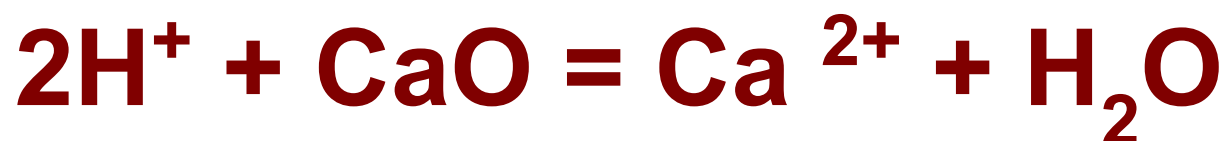
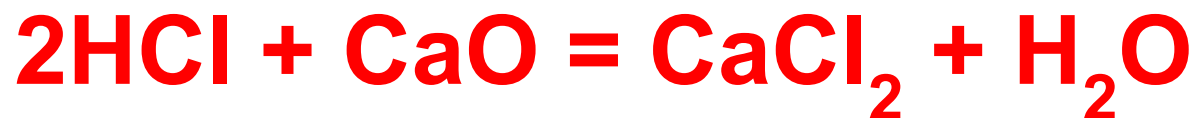


Гидроксид цинка + соляная кислота = хлорид цинка вода



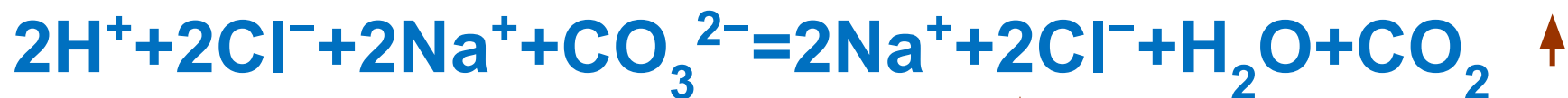
Взаимодействие соляной кислоты с основными оксидами

Составьте уравнения реакций соляной кислоты с оксидом кальция и оксидом железа (III). Рассмотрите с т.зр. ТЭД.

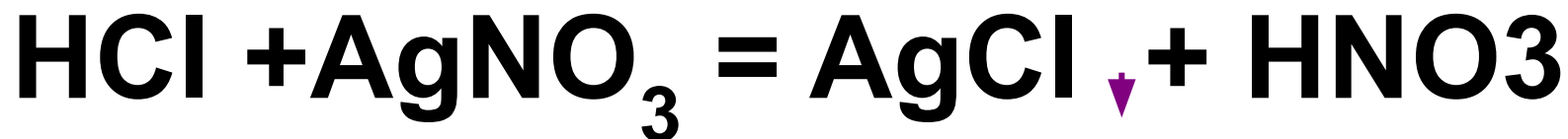


Взаимодействие соляной кислоты с солями

Составьте уравнения реакций соляной кислоты с карбонатом натрия натрия. Рассмотрите с т.зр. ТЭД.



Составьте уравнение реакции соляной кислоты с раствором соли, идущей с образованием осадка.

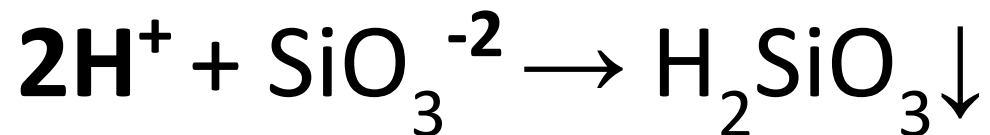


Качественная реакция на хлорид-ион

В) образуется кислота в осадке



соляная кислота + силикат Na = кремневая кислота + хлорид Na

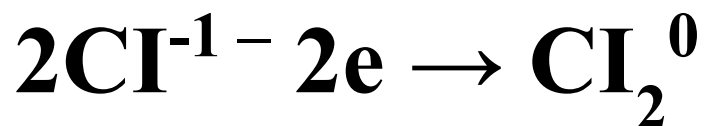


Соляная кислота реагирует с металлами до водорода с вытеснением водорода





окислитель



восстановитель,

Применение соляной кислоты

1. Получение солей
2. Производство пластмасс и других синтетических материалов
3. Приготовление лекарств
4. При паянии
5. Очистка поверхности металлов в гальваностегии
6. Производство красок



HCl

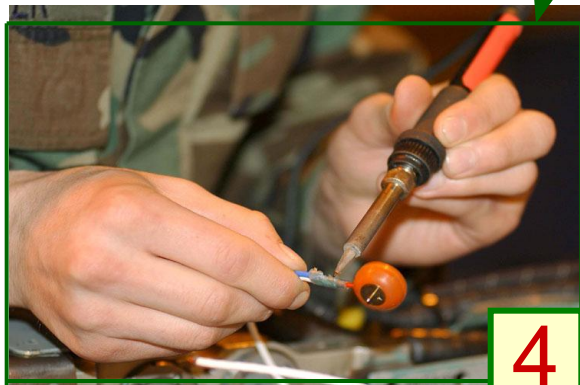
1



3



4



5



2



6

