

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 50 2
At 85 АСТАТ [210]	7 18 32 18 8 2

ГАЛОГЕНЫ

Положение галогенов в ПСХЭ

Периоды	Группы элементов									
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 1 1,00797 Водород								He 2 4,0026 Гелий	
2	Li 3 6,939 Литий	Be 4 9,0122 Бериллий	B 5 10,811 Бор	C 6 12,01115 Углерод	N 7 14,0067 Азот	O 8 15,9994 Кислород	F 9 18,998 Фтор		Ne 10 20,183 Неон	
3	Na 11 22,9898 Натрий	Mg 12 24,312 Магний	Al 13 26,9815 Алюминий	Si 14 28,086 Кремний	P 15 30,9738 Фосфор	S 16 32,064 Сера	Cl 17 35,453 Хлор		Ar 18 39,948 Аргон	
4	K 19 39,102 Калий	Ca 20 40,08 Кальций	Sc 21 44,956 Скандий	Ti 22 47,90 Титан	V 23 50,942 Ванадий	Cr 24 51,996 Хром	Mn 25 54,938 Марганец	Fe 26 55,847 Железо	Co 27 58,9332 Кобальт	Ni 28 58,71 Никель
5	Cu 29 63,546 Медь	Zn 30 65,37 Цинк	Ga 31 69,723 Галлий	Ge 32 72,64 Германий	As 33 74,9216 Мышьяк	Se 34 78,96 Селен	Br 35 79,904 Бром		Kr 36 83,80 Криптон	
6	Rb 37 85,47 Рубидий	Sr 38 87,62 Стронций	Y 39 88,905 Иттрий	Zr 40 91,224 Цирконий	Nb 41 92,906 Ниобий	Mo 42 95,94 Молибден	Tc 43 98,9062 Технеций	Ru 44 101,07 Рутений	Rh 45 102,9055 Родий	Pd 46 106,4 Палладий
7	Ag 47 107,868 Серебро	Cd 48 112,40 Кадмий	In 49 114,82 Индий	Sn 50 118,69 Олово	Sb 51 121,75 Сурьма	Te 52 127,60 Теллур	I 53 126,9045 Йод		Xe 54 131,30 Ксенон	
8	Cs 55 132,905 Цезий	Ba 56 137,34 Барий	La 57 * 138,81 Лантан	Hf 72 178,49 Гафний	Ta 73 180,948 Тантал	W 74 183,85 Вольфрам	Re 75 186,2 Рений	Os 76 190,2 Осмий	Ir 77 192,2 Иридий	Pt 78 195,09 Платина
9	Au 79 196,967 Золото	Hg 80 200,59 Ртуть	Tl 81 204,37 Таллий	Pb 82 207,19 Свинец	Bi 83 208,980 Висмут	Po 84 [210] [210] Полоний	At 85 [210] [210] Астат		Rn 86 [222] [222] Радон	
10	Hf 72 [223] Франций	Ra 88 [226] [226] Радий	Ac 89 ** [227] Актиний	Rf 104 [261] [261] Резерфордий	Db 105 [262] [262] Дубний	Sg 106 [263] [263] Сиборгий	Bh 107 [264] [264] Борий	Hs 108 [265] [265] Хассий	Mt 109 [266] [266] Мейтнерий	
Высшие оксиды	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇		RO ₄	
ЛВС				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH			



Общая характеристика

- К элементам VII группы, главной подгруппы относятся 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.).



Галогены в природе

- В свободном виде не встречаются



Галит NaCl



Галогены в природе

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



Нахождение галогенов в природе



Апатит $3\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 * \text{CaF}_2$

AgI (йодаргирит)- примесь к другим минералам



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)**



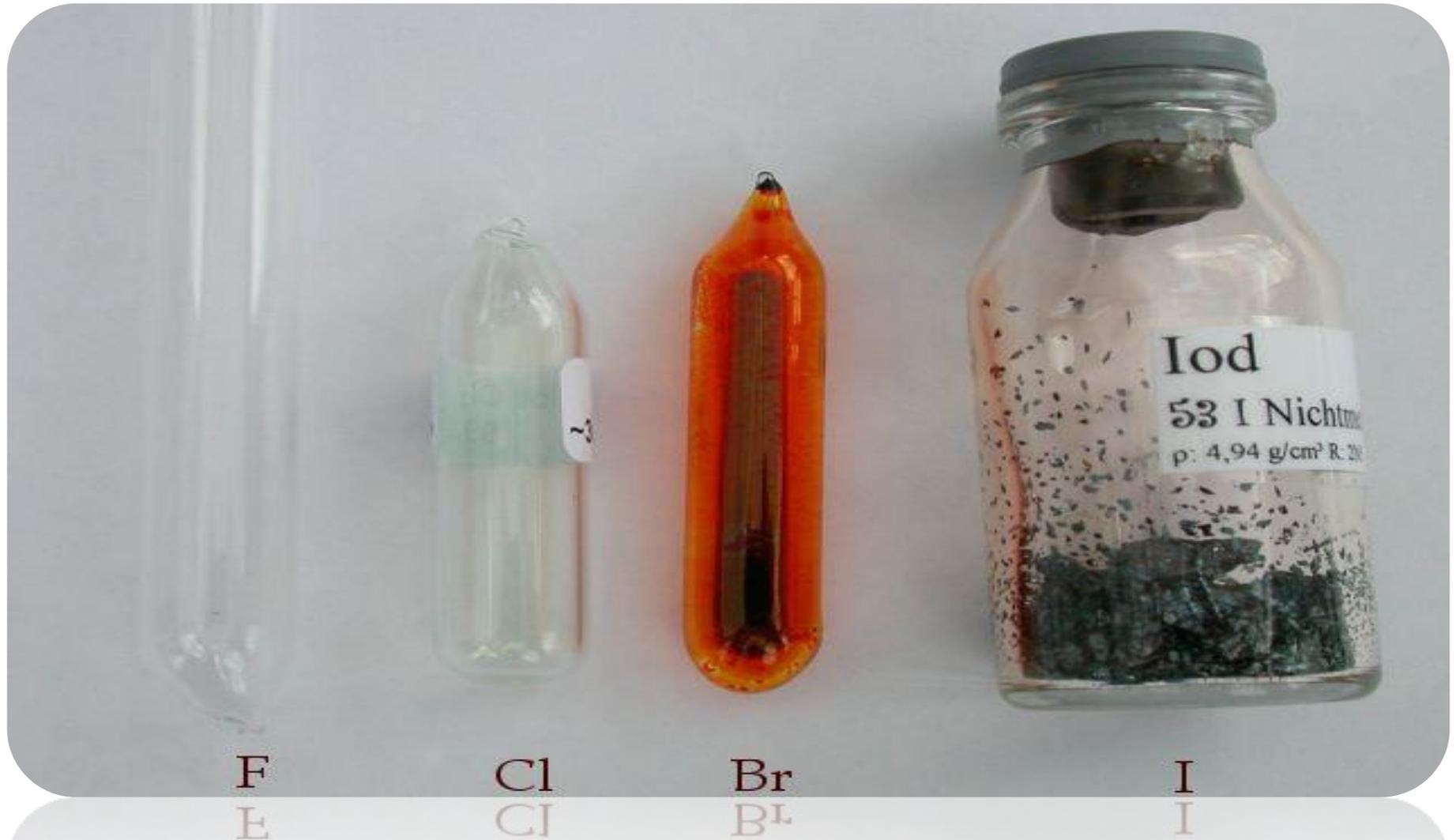
Строение атомов

Фтор	F	$\begin{array}{c} (+9) \\ \text{2 7} \end{array}$					
Хлор	Cl	$\begin{array}{c} (+17) \\ \text{2 8 7} \end{array}$		↓ Радиус атома ↑	↑ Электроотрицательность ↓	↑ Окислительные свойства ↓	↑ Неметаллические свойства ↓
Бром	Br	$\begin{array}{c} (+35) \\ \text{2 8 18 7} \end{array}$					
Иод	I	$\begin{array}{c} (+53) \\ \text{2 8 18 18 7} \end{array}$					
Астат	At	$\begin{array}{c} (+85) \\ \text{2 8 18 32 18 7} \end{array}$					

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

Галогены



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.



Хлор

Cl 17

35,453 7



8

2

- 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



Br 35

7

79,9

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

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

I **53**

126,9

7
18
18
8
2



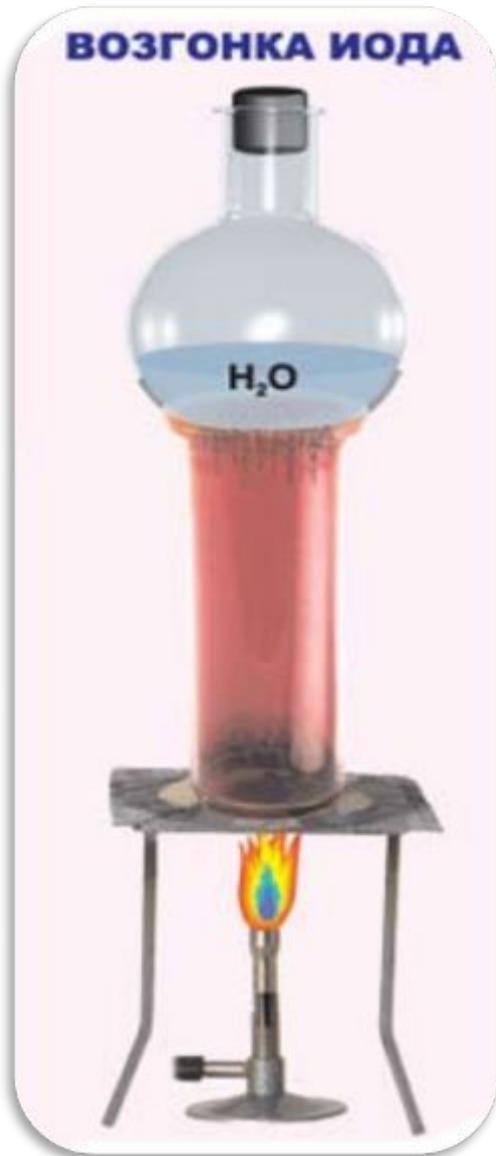
Иод был открыт в 1811 г. Куртуа в золе морских водорослей, а с 1815 г. Гей-Люссак стал рассматривать его как химический элемент

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



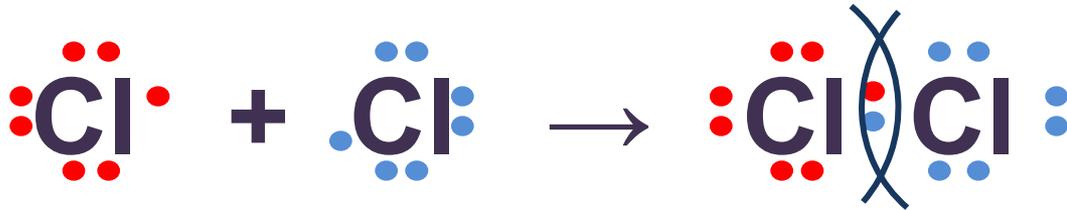
Сублимация иода

- Превращение в пары, минуя жидкое состояние



Строение молекул

- Молекулы галогенов состоят из двух атомов.



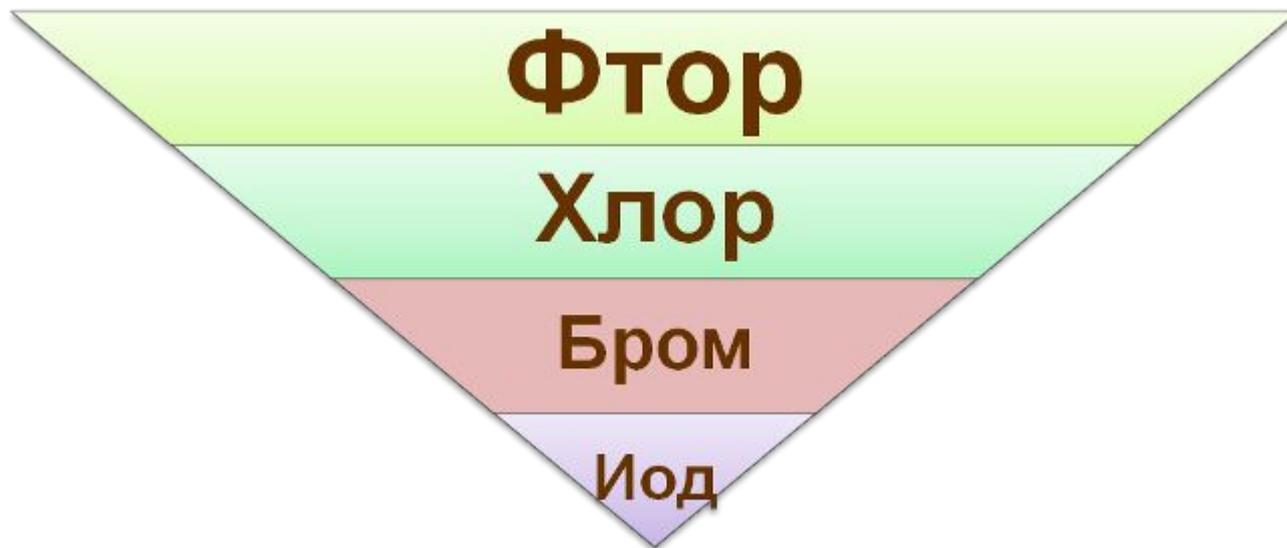
- Связь – ковалентная неполярная

Химические свойства

- Галогены – типичные окислители



- Окислительные и неметаллические свойства атомов уменьшаются от фтора к иоду



Сравнение окислительных свойств

СВОЙСТВ

Фтор	F	$\begin{array}{c} (+9) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$	<p>Радиус атома</p>	<p>Окислительные свойства</p>	<p>Неметаллические свойства</p>
Хлор	Cl	$\begin{array}{c} (+17) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$			
Бром	Br	$\begin{array}{c} (+35) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$			
Иод	I	$\begin{array}{c} (+53) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$			
Астат	At	$\begin{array}{c} (+85) \\ \left. \begin{array}{l} \left. \left. \left. \left. \left. \left. \right) \right) \right) \right) \right) \right) \leftarrow e^- \\ 2 \quad 8 \quad 18 \quad 32 \quad 18 \quad 7 \end{array} \right\} \end{array}$			

Восстановительные свойства ионов

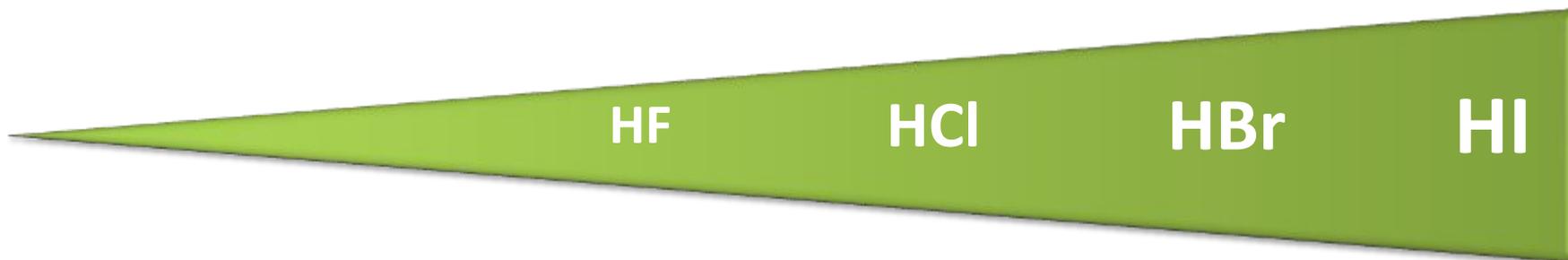
- Ионы галогенов являются типичными восстановителями



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



- Сила галогеноводородных кислот увеличивается в ряду:

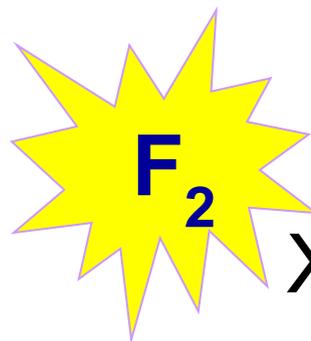
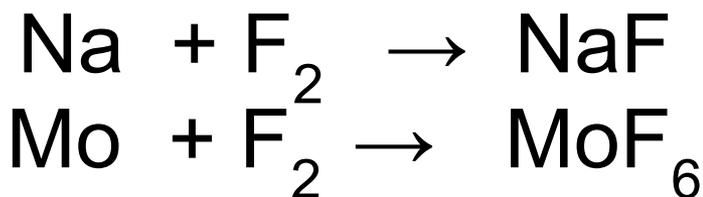




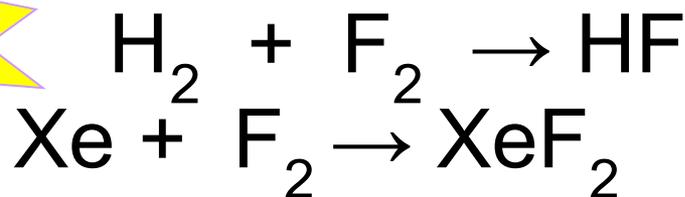
Химические свойства фтора

С простыми веществами:

С **М**еталлами



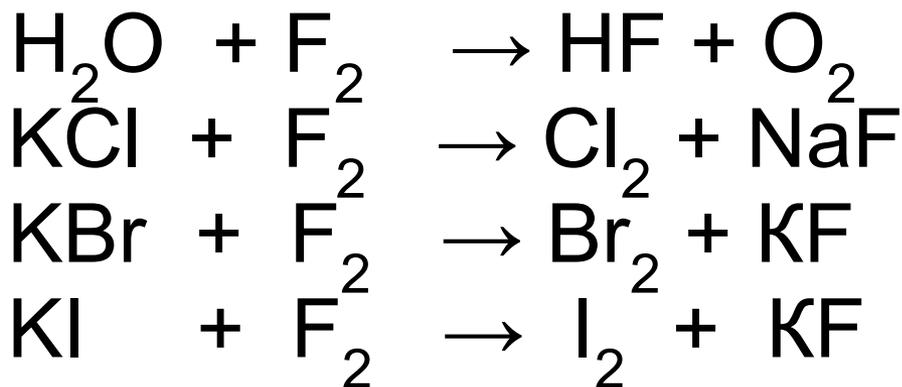
С **Н**еметаллами



Со сложными веществами:

Вода горит во фторе фиолетовым пламенем

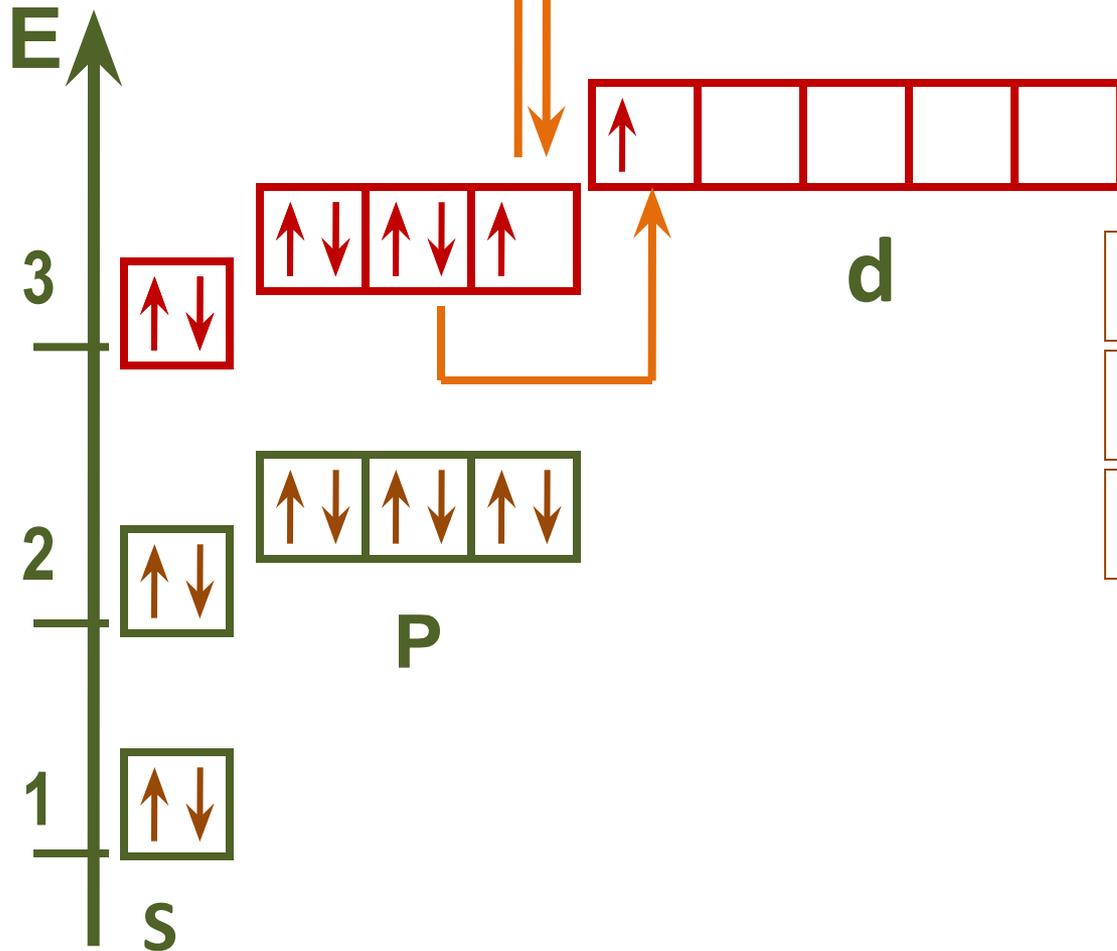
Фтор вытесняет любой галоген из соли



Строение - свойства

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

восстановитель окислитель

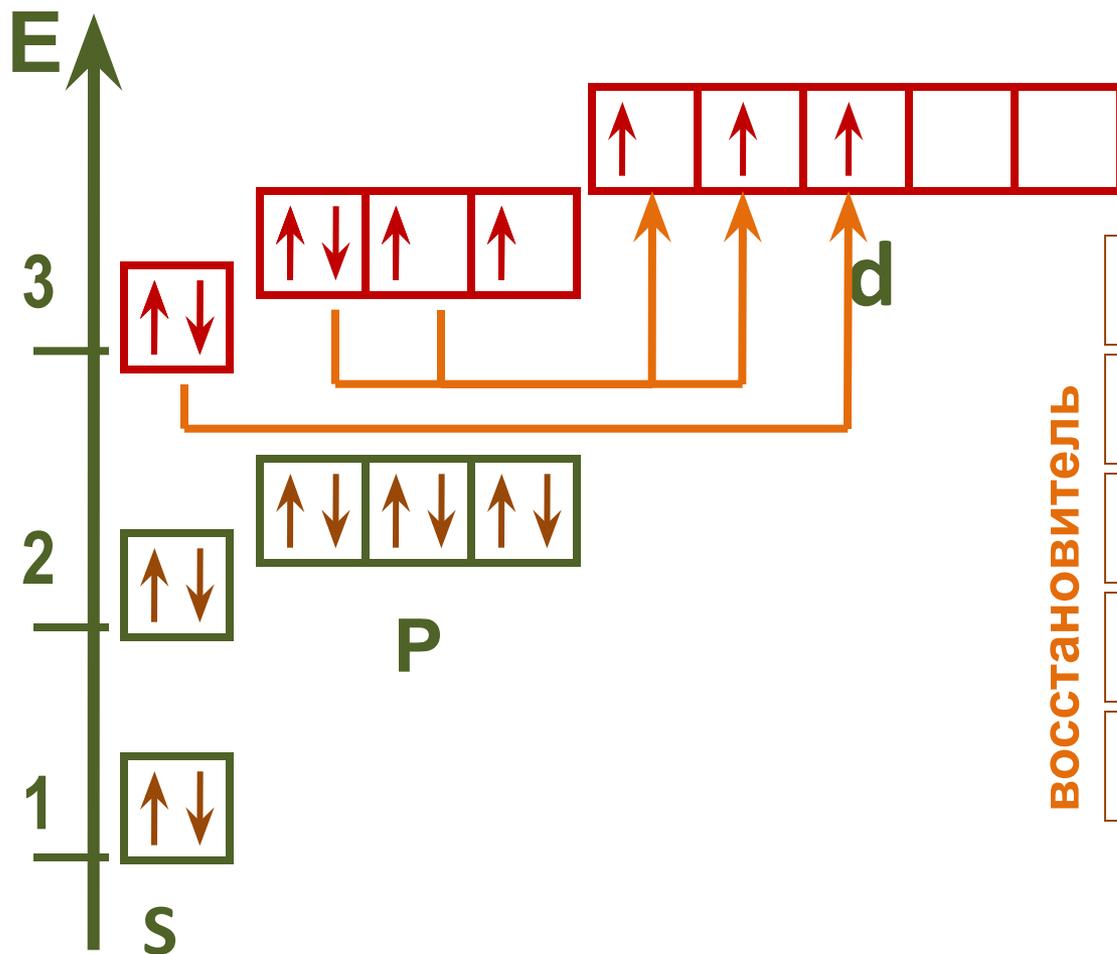


Степени окисления

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

Строение - свойства

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



Степени окисления

ВОССТАНОВИТЕЛЬ

-1	HCl	NaCl	MgCl ₂
+1	HClO		
+3	HClO ₂		
+5	HClO ₃		
+7	HClO ₄		

Химические свойства

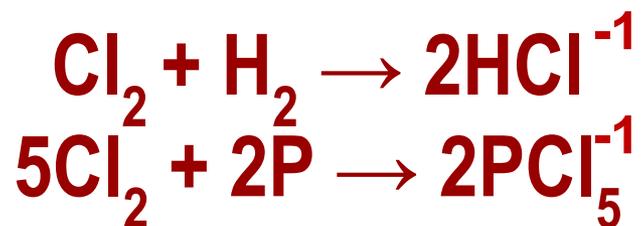
1. Взаимодействие с металлами

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

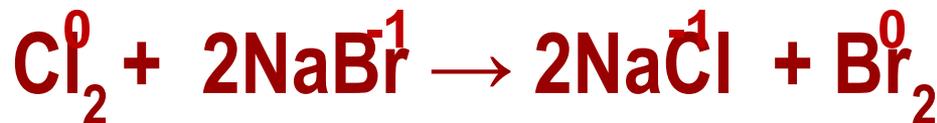


соляная

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

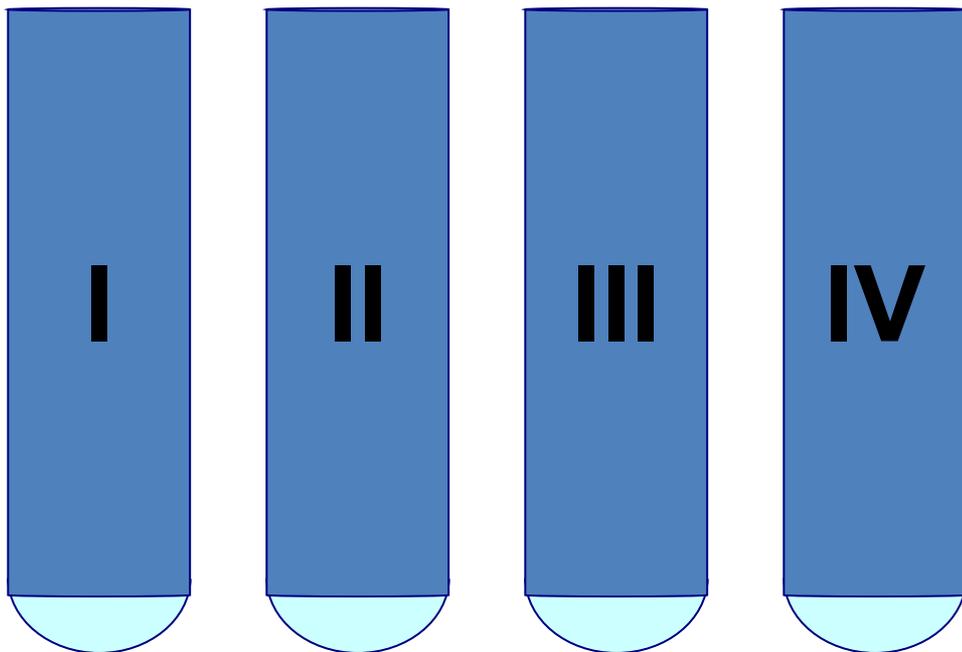


2. В лаборатории:



Определение галогенид-ионов

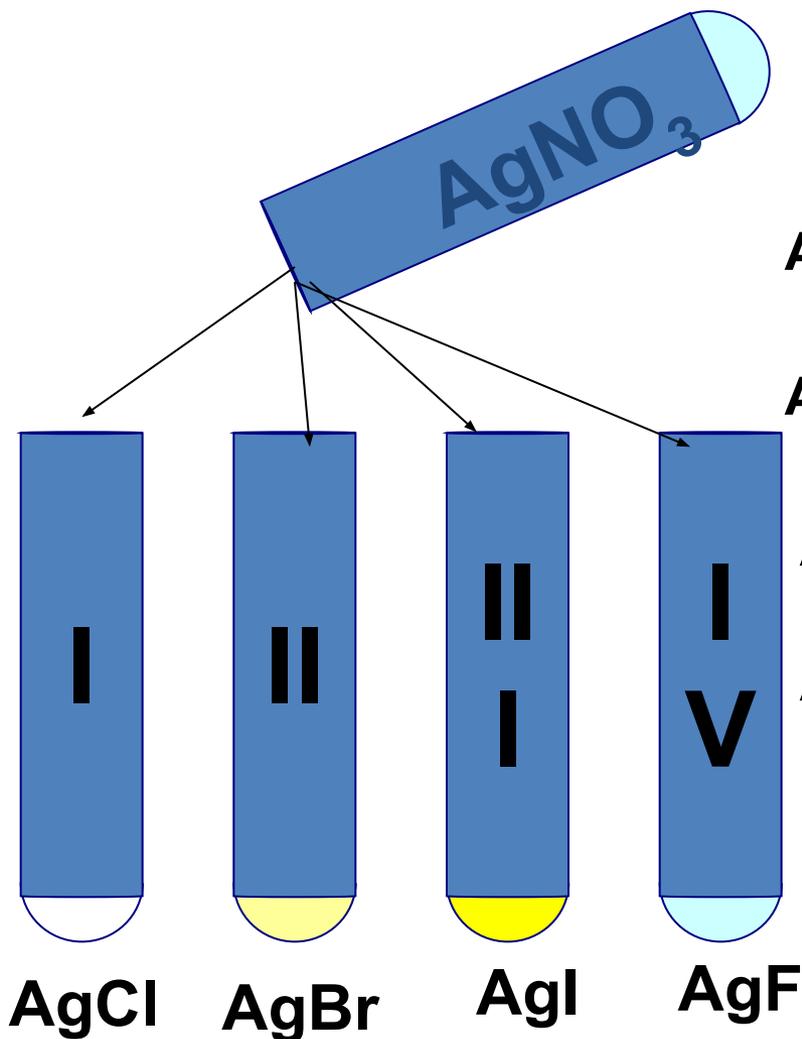
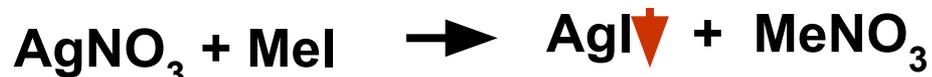
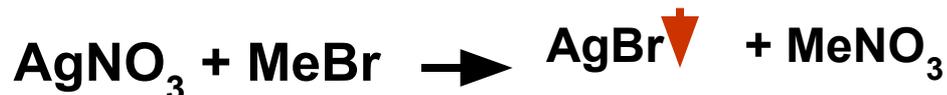
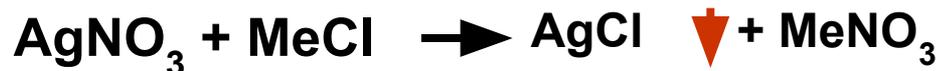
Определить в какой пробирке находится раствор хлорида, бромида, иодида, фторида



Определение галогенид-ионов

Добавим нитрат серебра.

Уравнения реакций:



AgCl-белый осадок
AgBr-светло-желтый
AgI-желтый
AgF-растворим

Химические свойства галогенов

Хлор хвалился: «Нет мне равных!

Галоген я - самый главный.

Зря болтать я не люблю:

Всё на свете отбелю!»

Йод красой своей гордился,
Твердым был, но испарился.

Фиолетовый как ночь,
Далеко умчался прочь.

Бром разлился океаном,
Хоть зловонным. Но румяным.

Бил себя он грозно в грудь:
«Я ведь бром! Не кто-нибудь!..»

Фтор молчал и думал:
«Эх!.. Ведь приду – окислю всех...»



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