

Галогены

Шлыкковой Юлии, 9а

Положение галогенов в ПСХЭ

Галогены – элементы VIIA – группы.

Галогены – типичные неметаллы.

Общее название подгруппы «галогены», т.е. «рождающие соли».

Строение и свойства атомов.

F)2)7

Cl)2)8)7

Br)2) 8)18)7

I)2)8)18)18)7

At)2)8)18) 32) 18)7

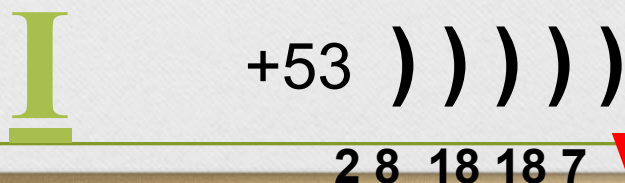
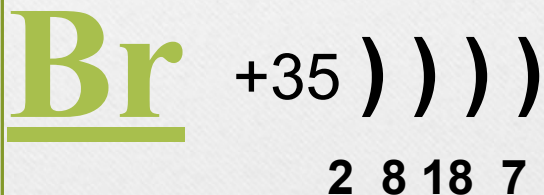
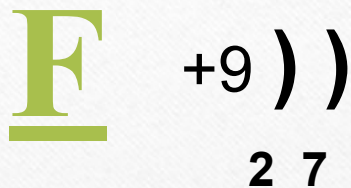
Общая формула – ns^2np^5

Все галогены существуют в свободном состоянии в виде двухатомных молекул с ковалентной неполярной химической связью между атомами. В твердом состоянии F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 имеют молекулярные кристаллические решетки, что и подтверждается их физическими свойствами.

F	9
18,99840	
фтор	
Cl	17
35,453	
хлор	
Mn	25
54,9380	
марганец	
Br	35
79,904	
бром	
Tc	43
98,9062	
технеций	
I	53
126,9045	
иод	
Re	75
186,207	
рений	
At	85
210	
астат	

- Галогены: фтор F, хлор Cl, бром Br, йод I, астат At (редко встречающийся в природе) – типичные неметаллы. Их атомы содержат на внешнем энергетическом уровне семь электронов, и им недостает лишь одного электрона, чтобы завершить его. Атомы этих элементов при взаимодействии с металлами принимают электрон от атомов металлов. При этом возникает ионная связь и образуются соли.
- Галогены – очень сильные окислители. Фтор в химических реакциях проявляет только окислительные свойства, и для него характерна степень окисления -1. Остальные галогены могут проявлять и восстановительные свойства при взаимодействии с более электроотрицательными элементами – фтором, кислородом, азотом, при этом степени их окисления могут принимать значения +1, +3, +5, +7. восстановительные свойства галогенов усиливаются от хлора к йоду, что связано с ростом радиусов их атомов: атомы хлора примерно вдвое меньше, чем у йода.

Общая характеристика



- Заряд ядра увеличивается
- Радиус атома увеличивается
- Количество валентных электронов равно 7
- Притяжение валентных электронов к ядру уменьшается
- Способность отдавать электроны увеличивается
- Неметаллические свойства ослабевают
- Окислительная способность уменьшается
- Уменьшается электроотрицательность (ЭО)
- Увеличивается сила галогеноводородных кислот
- Уменьшается кислотный характер высших оксидов.

История открытия галогенов

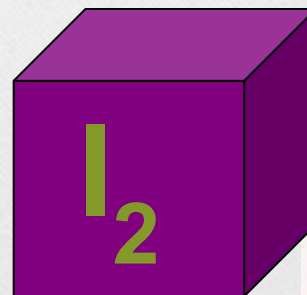
F_2



At



Cl_2



Br_2



История открытия фтора

В 1886 году французский химик А. Муассан, используя электролиз жидкого фтороводорода, охлажденного до температуры -23°C (в жидкости должно содержаться немного фторида калия, который обеспечивает ее электропроводимость), смог на аноде получить первую порцию нового газа. В первых опытах для получения фтора А. Муассан использовал очень дорогой электролизер, изготовленный из платины и иридия. При этом каждый грамм полученного фтора «съедал» до 6 г платины.



Анри
Муассан
(1852 – 1907 г.)

История открытия хлора



**Карл
Вильгельм
Шееле
(1742 – 1786 г.)**

В 1774 году шведский аптекарь К. Шееле открыл хлор. «Я поместил смесь черной магнезии с muriевой кислотой в реторту, к горлышку которой присоединил пузырь, лишенный воздуха, и поставил ее на песчаную баню. Пузырь наполнился газом, который имел желто-зеленый цвет и пронзительный запах».

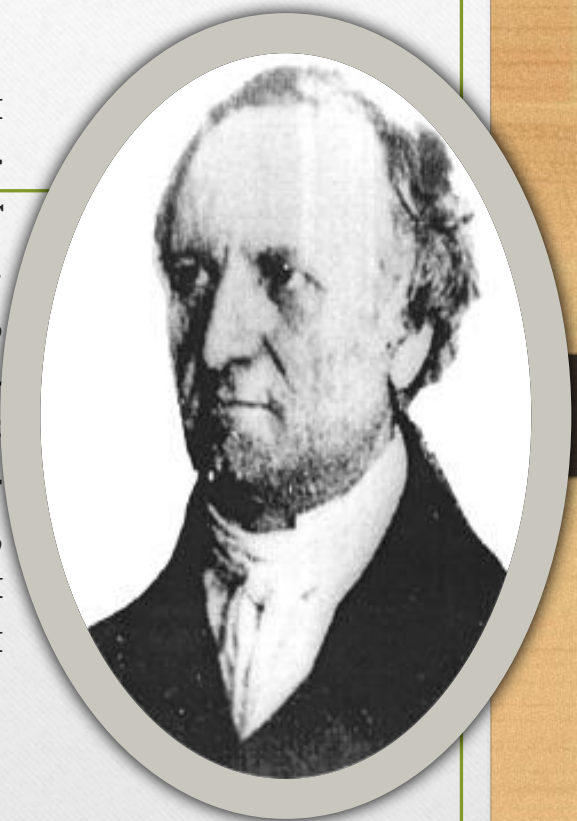
В 1807 году английский химик Гемфри Дэви получил тот же газ. Он пришел к выводу, что получил новый элемент и назвал его "хлорин" (от "хлорос" - желто-зеленый).

В 1812 году Гей-Люсеок дал газу название хлор.



История открытия брома

В 1825 году французский химик А.Ж.Балар при изучении маточных рассолов выделил темно-бурую жидкость, который он назвал - "мурид" (от латинского слова *muria*, означающего "рассол"). Комиссия Академии, проверив это сообщение, подтвердила открытие Балара и предложила назвать элемент бромом (от "бромос", с греческого "зловонный"). Балар писал: «Точь-в-точь как ртуть есть единственный металл, который имеет жидкую фазу при комнатной температуре, бром есть единственный жидкий неметалл» .



Антуан Жером
Балар
(1802 – 1876 г.)



История открытия йода



Бернар Куртуа
(1777 – 1838 г.)

В 1811 году французский химик Бернар Куртуа открыл йод путём перегонки маточных растворов от азотнокислого кальция с серной кислотой. Чтобы другие химики могли изучать новое вещество, Б. Куртуа подарил его (фармацевтической фирме в Дижоне).

В 1813 году Ж.-Л.Гей-Люссак подробно изучил этот элемент и дал ему современное название. Название "йод" происходит от греческого слова "иодэс" - "фиолетовый" (по цвету паров).

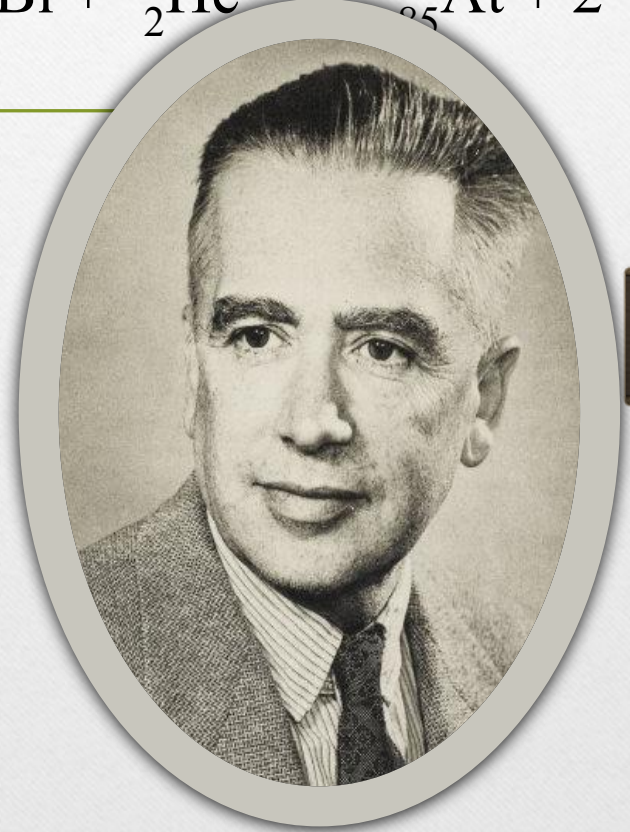


История открытия астата

В 1869 г Д.И.Менделеев предсказал его существование и возможность открытия в будущем (как «эка-иод»).

Впервые астат был получен искусственно в 1940 г. открыт Д. Корсоном, К.Маккензи и Э.Сегре (Калифорнийский университет в Беркли). Для синтеза изотопа ^{211}At они облучали висмут альфа-частицами.

Астат является наиболее редким элементом среди всех, обнаруженных в природе. В поверхностном слое земной коры толщиной 1,6 км содержится всего 70 мг астата.



Эрст Сегре
(1914 – 1985 г.)

Нахождение галогенов в природе



Нахождение галогенов в природе



Характеристика минерала

Химический состав	CaF_2 (флюорит)
Цвет	Бесцветный, желтый, голубой, фиолетовый
Плотность	3,4—4,9 г/см ³
Твердость	3,3

Нахождение галогенов в природе



Характеристика минерала

Химический состав	$3\text{Ca}(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$ (апатит)
Цвет	Бесцветный, фиолетовый
Плотность	3,9—5,6 г/см ³
Твердость	3,7

Нахождение галогенов в природе



Характеристика минерала

Химический состав	NaCl (галит)
Цвет	Бесцветный, красный, желтый, синий, голубой
Плотность	2,2—2,3 г/см ³
Твердость	2,5

Нахождение галогенов в природе



Характеристика минерала

Химический состав	AgBr (бромаргирит)- примеси к другим минералам
Цвет	Бесцветный, розовый, желтый
Плотность	5,1—6,3г/см ³
Твердость	1,9

Нахождение галогенов в природе



Характеристика минерала

Химический
состав

AgI (йодаргирит)-
примесь к другим
минералам

Цвет

Бесцветный,
красный, желтый

Плотность

5,8—7,1 г/см³

Твердость

1,7

Галогены в живых организмах

Элемент	Фтор	Хлор	Бром	Иод
Содержание в организме человека массой 70 кг	2,6 г	95 г	260 мг	12 мг
Мышечная ткань, %	$0,05 \cdot 10^{-4}$	0,2—0,5	$7,7 \cdot 10^{-4}$	$0,05 \cdot 10^{-4}$
Костная ткань, %	0,2—1,2	0,09	$6,7 \cdot 10^{-4}$	$0,27 \cdot 10^{-4}$
Кровь, мг/л	0,5	$2,89 \cdot 10^3$	4,7	0,057
Ежедневный прием с пищей, мг	0,3—0,5	$(3—6) \cdot 10^3$	0,8—24	0,1
Токсическая доза, мг	20		$3 \cdot 10^3$	2
Летальная доза, г	2		35	35—350

Физические свойства

Фтор/Fluorim (F)

Внешний вид простого вещества	Бледно-жёлтый газ. Очень ядовит.
Электронная конфигурация	[He] 2s ² 2p ⁵
Степень окисления	-1 (ВСЕГДА)
Плотность	(при -189 °С) 1,108 г/см ³
Температура плавления	53,53К
Температура кипения	85,01 К

Физические свойства

Хлор / Chlorum (Cl)

Внешний вид простого вещества	Газ жёлто-зеленого цвета с резким запахом. Ядовит.
Электронная конфигурация	[Ne] 3s ² 3p ⁵
Степень окисления	7, 6, 5, 4, 3, 1, -1
Плотность	(при -33.6 °C) 1,56 г/см ³
Температура плавления	172.2 К
Температура кипения	238.6 К

Физические свойства

Бром / Bromum (Br)

Внешний вид простого вещества	Красно-бурая жидкость с резким запахом
Электронная конфигурация	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2 4p^5$
Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
Плотность	3,12 г/см ³
Температура плавления	265,9 К
Температура кипения	331,9 К

Физические свойства

Иод / Iodum (I)

Внешний вид простого вещества	Черно-фиолетовые кристаллы с металлическим блеском
Электронная конфигурация	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$
Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
Плотность	4,93г/см ³
Температура плавления	386,7 К
Температура кипения	457,5 К

Физические свойства

Аста́т / Astatium (At)

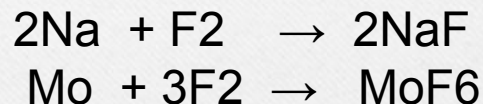
Внешний вид простого вещества	Нестабильные чёрно-синие кристаллы
Электронная конфигурация	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
Плотность	n/a г/см
Температура плавления	517 К
Температура кипения	582 К

Химические свойства фтора

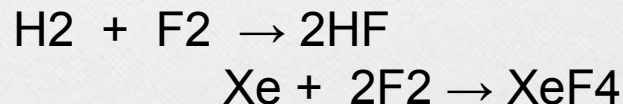
F₂ –САМЫЙ РЕАКЦИОНОСПОСОБНЫЙ,
реакции идут на холоде, при нагревании –
даже с участием Au, Pt, Xe.

Взаимодействует
с простыми веществами:

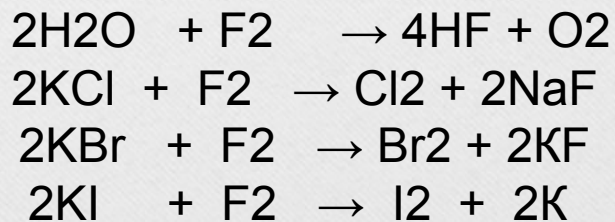
С Металлами



С Неметаллами



со сложными веществами:



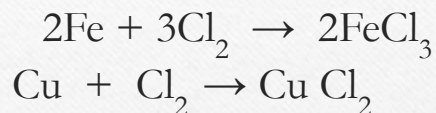
Вода горит во фторе
фиолетовым пламенем

Фтор вытесняет
любой галоген из
соли

Химические свойства хлора

С простыми веществами:

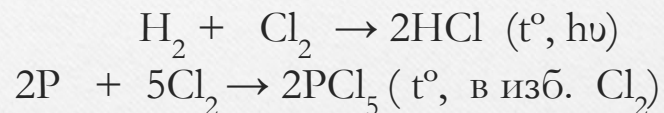
С Металлами



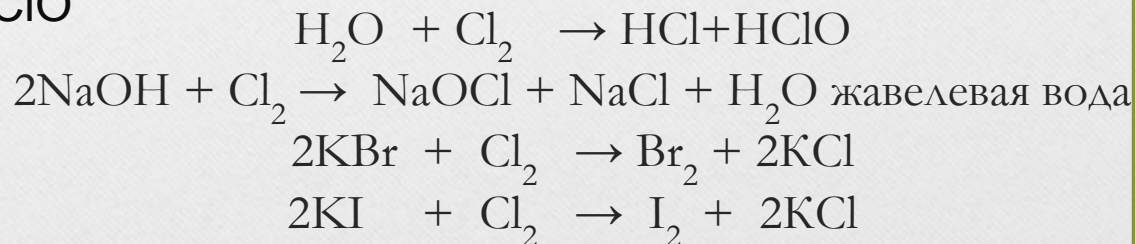
Хлор отбеливает ткани
за счет атомарного
кислорода,
выделяемого из HClO

Горение железа в
хлоре

С Неметаллами



Со сложными веществами:

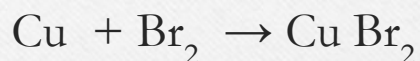
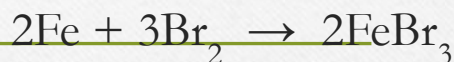


Химические свойства брома

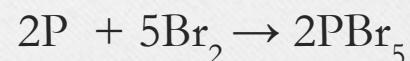
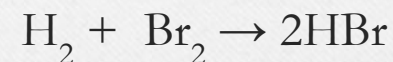
Br₂ - умеренно реакционноспособен.

С простыми веществами:

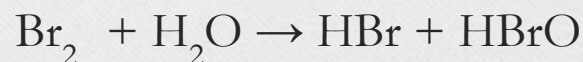
С Металлами



С Неметаллами



Со сложными веществами:



Чаще чем фтор и
хлор используется в
органическом
синтезе

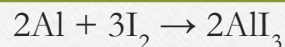
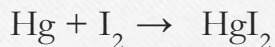
Обладает высокой
селективностью
(избирательностью)

Химические свойства йода

I₂ - мало реакционноспособен.

С простыми веществами:

С металлами (кроме благородных при T)



С неметаллами



Со сложными веществами:



Окисляется
конц. серной и
азотной
кислотами

F

Скелет,
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
НС1

Получение
неорганических
хлоридов

Получение
брома, йода



**Лекарственные
препараты**

**AgI для создания
искусственных
осадков**

**Применение
йода**

Фотография

Красители

**Галогеновые
электролампы**