

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

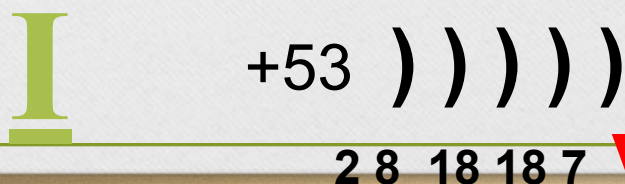
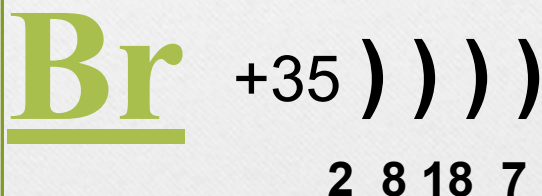
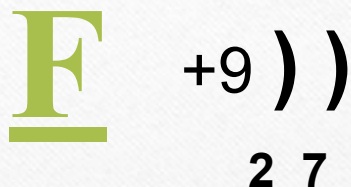
Общая формула – ns^2np^5

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

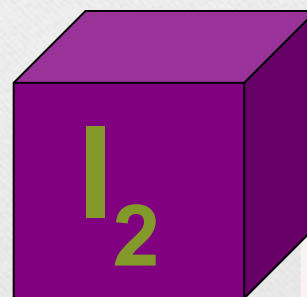
F_2



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».

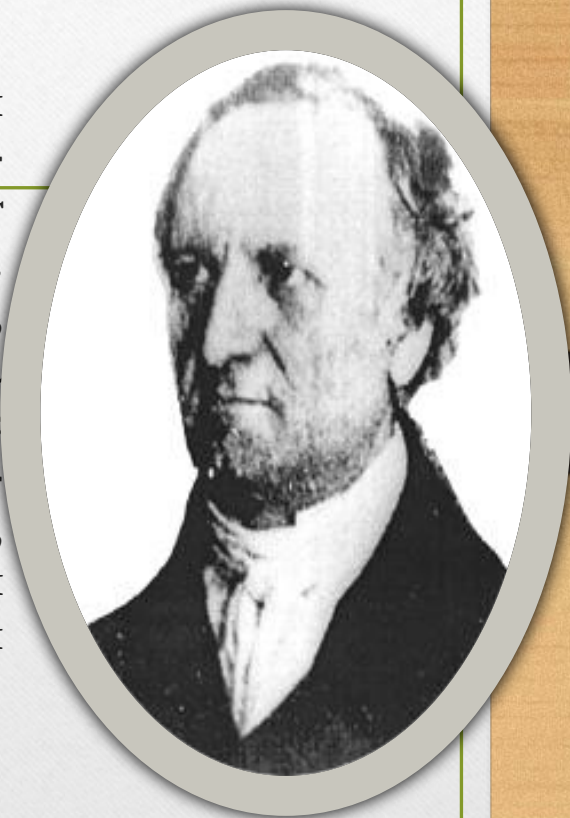
В 1807 году английский химик Гемфри Дэви получил тот же газ. Он пришел к выводу, что получил новый элемент и назвал его "хлорин" (от "хлорос" - желто-зеленый).

В 1812 году Гей-Люссек 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).

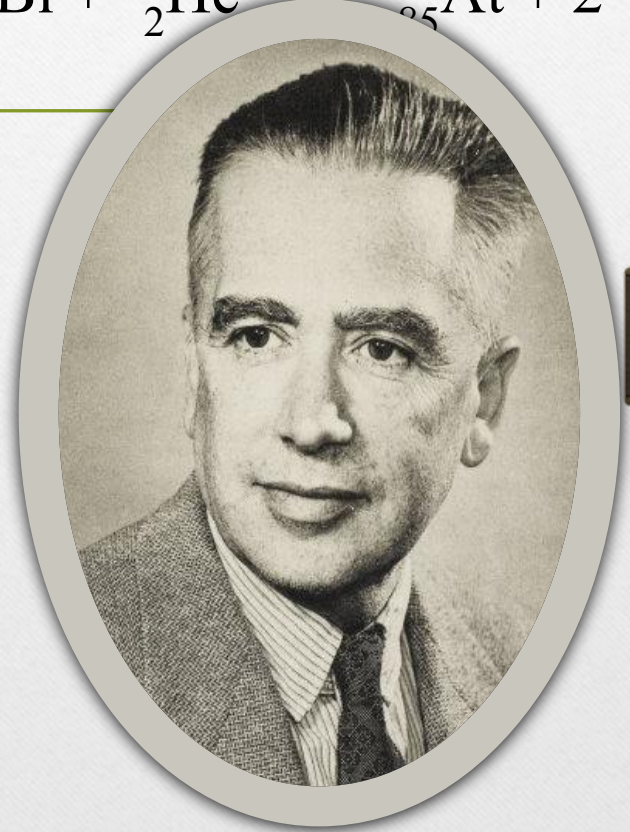


История открытия астата

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	[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)

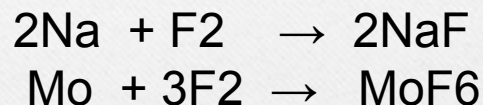
Внешний вид простого вещества	Нестабильные чёрно-синие кристаллы
Электронная конфигурация	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^5$
Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
Плотность	n/a г/см
Температура плавления	517 К
Температура кипения	582 К

Химические свойства фтора

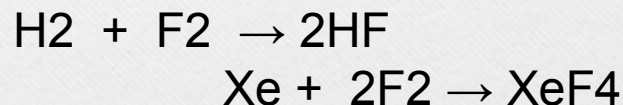
F₂ –САМЫЙ РЕАКЦИОНОСПОСОБНЫЙ,
реакции идут на холоде, при нагревании –
даже с участием Au, Pt, Xe.

Взаимодействует
с простыми веществами:

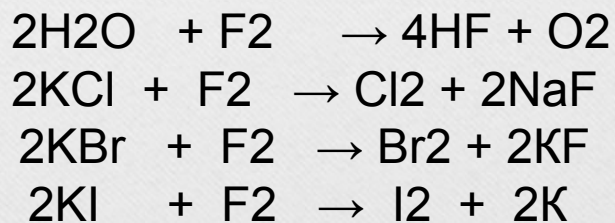
С Металлами



С Неметаллами



со сложными веществами:



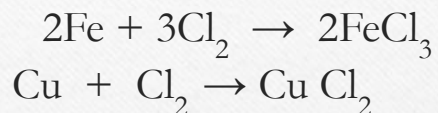
Вода горит во фторе
фиолетовым пламенем

Фтор вытесняет
любой галоген из
соли

Химические свойства хлора

С простыми веществами:

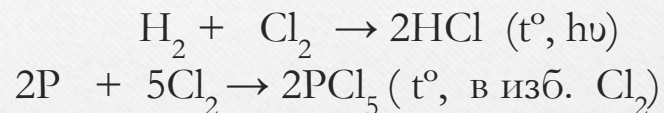
С Металлами



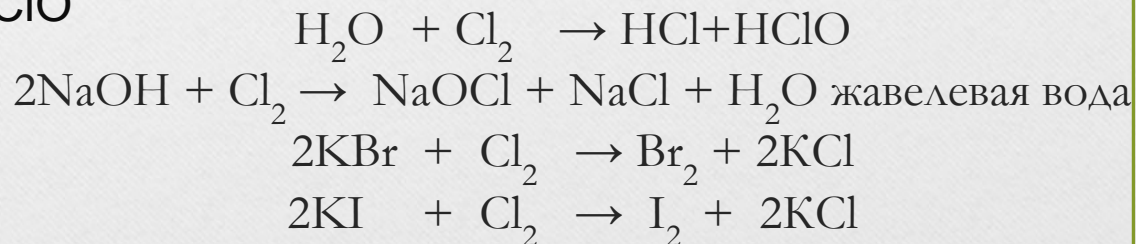
Хлор отбеливает ткани
за счет атомарного
кислорода,
выделяемого из HClO

Горение железа в
хлоре

С Неметаллами



Со сложными веществами:

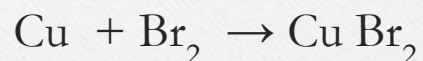


Химические свойства брома

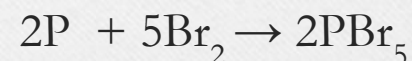
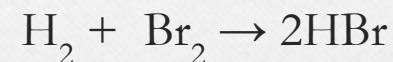
Br₂ - умеренно реакционноспособен.

С простыми веществами:

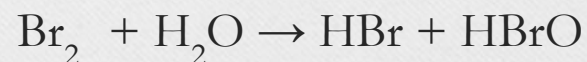
С Металлами



С Неметаллами



Со сложными веществами:



Чаще чем фтор и хлор используется в органическом синтезе

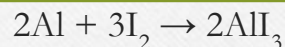
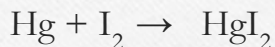
Обладает высокой селективностью (избирательностью)

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
НСI

Получение
неорганических
хлоридов

Получение
брома, йода



Лекарственные
препараты

AgI для создания
искусственных
осадков

Применение
йода

Фотография

Красители

Галогеновые
электролампы