Галогены

Шлыковой 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 – ns2np5

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

- 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

F +9))
2 7

Cl +17)))
2 8 7

Br +35))))
2 8 18 7

I +53)))))
2 8 18 18 7

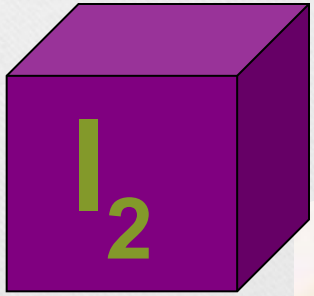
- Заряд ядра увеличивается
- Радиус атома увеличивается
- Количество валентных электронов равно 7
- Притяжение валентных электронов к ядру уменьшается
- Способность отдавать электроны увеличивается
- Неметаллические свойства ослабевают
- Окислительная способность уменьшается
- Уменьшается электроотрицательность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

История открытия галогенов

F_2

At

CL_2

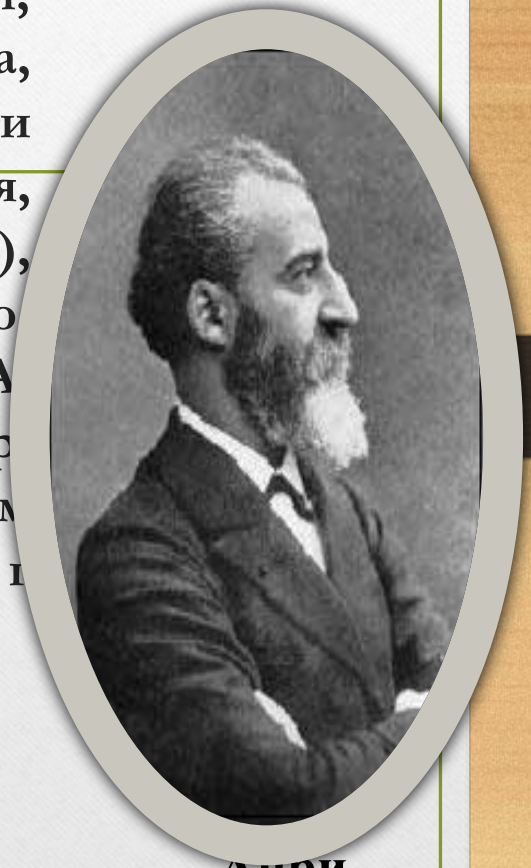


Br_2

История открытия фтора

В 1886 году французский химик А. Муассан, используя электролиз жидкого фтороводорода, охлажденного до температуры –23°С (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.

$$2HF \rightarrow H_2\uparrow + F_2\uparrow$$



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 муриевой 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».

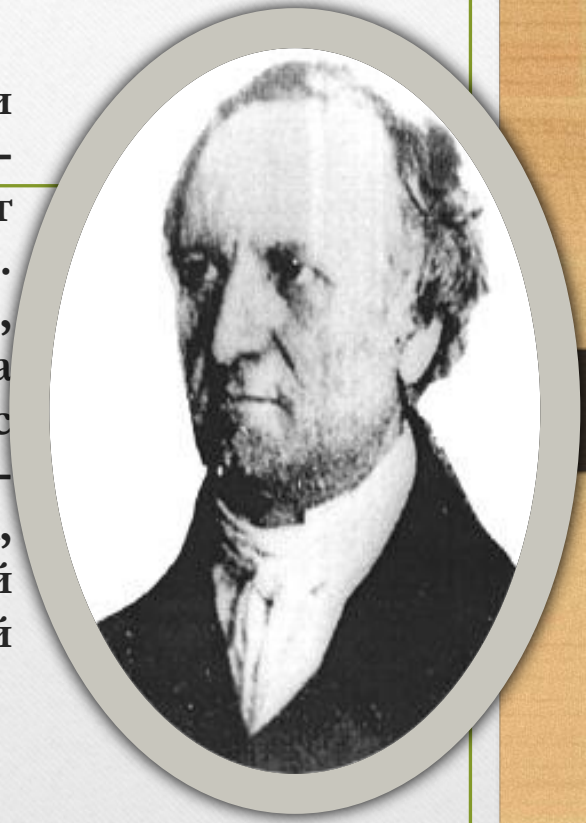
В 1807 году английский химик Гемфри Дэви получил тот же газ. Он пришел к выводу, что получил новый элемент и назвал его "хлорин" (от "хлорос" - желто-зеленый).

В 1812 году Гей-Люсеок дал газу название хлор.

$$MnO_2 + 4HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$$

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.)

$$2NaBr + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + Br_2$$

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 "иод" происходит от греческого слова "иодэс" - "фиолетовый" (по цвету паров).

$$2\ NaI + 2\ H_2SO_4 = I_2 + SO_2 + Na_2\ SO_4 + 2\ H_2\ O$$

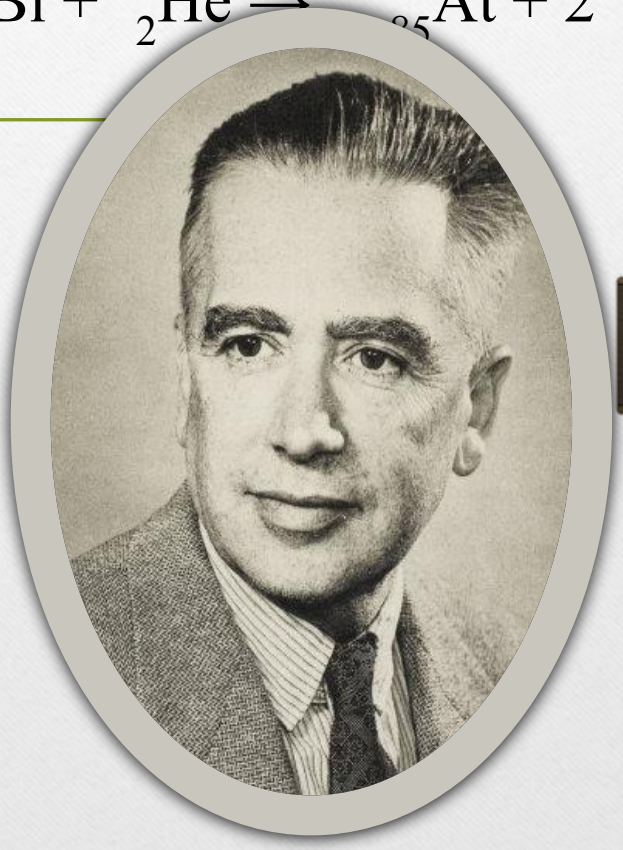
История открытия астата

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

$$^{209}_{83}Bi + ^{4}_{2}He \rightarrow ^{211}_{85}At + 2\,^{1}_{0}n$$

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	$3Ca(PO_4)_2*CaF_2$ (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/см^3
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/Fluorum (F)	
Внешний вид простого вещества	Бледно-жёлтый газ. **Очень ядовит.**
Электронная коефигуранция	[He] $2s^2$ $2p^5$
Степень окисления	−1 (ВСЕГДА)
Плотность	(при −189 °C)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 коефигуранция	[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 конфигуранция	[Ar] $3d^{10}$ $4s^2$ $4p^5$
Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
Плотность	3,12 г/см³
Температура плавления	265,9 К
Температура кипения	331,9 К

Физические свойства

Ио́д / Iodum (I)	
Внешний вид простого вещества	Черно-фиолетовые кристаллы с металлическим блеском
Электронная конфигуранция	[Kr] $4d^{10}$ $5s^2$ $5p^5$
Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
Плотность	4,93г/см³
Температура плавления	386,7 К
Температура кипения	457,5 К

Физические свойства

Аста́т / Astatium (At)	
Внешний вид простого вещества	Нестабильные чёрно-синие кристаллы
Электронная конфигуранция	[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

F_2 –САМЫЙ РЕАКЦИОНОСПОСОБНЫЙ, реакции идут на холоде, при нагревании – даже с участием Au, Pt, Xe.

Взаимодействует с простыми веществами:

С Металлами

$2Na + F_2 \rightarrow 2NaF$

$Mo + 3F_2 \rightarrow MoF_6$

С Неметаллами

$H_2 + F_2 \rightarrow 2HF$

$Xe + 2F_2 \rightarrow XeF_4$

со сложными веществами:

$2H_2O + F_2 \rightarrow 4HF + O_2$

$2KCl + F_2 \rightarrow Cl_2 + 2NaF$

$2KBr + F_2 \rightarrow Br_2 + 2KF$

$2KI + F_2 \rightarrow I_2 + 2K$

Вода горит во фторе фиолетовым пламенем

Фтор вытесняет любой галоген из соли

Химические свойства хлора

С простыми веществами:

С Металлами

$2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

$Cu + Cl_2 \rightarrow Cu\,Cl_2$

С Неметаллами

$H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$ (t^o, hυ)

$2P + 5Cl_2 \rightarrow 2PCl_5$ (t^o, в изб. Cl_2)

Хлор отбеливает ткани за счет атомарного кислорода, выделяемого из HClO

Со сложными веществами:

$H_2O + Cl_2 \rightarrow HCl + HClO$

$2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaOCl + NaCl + H_2O$ жавелевая вода

$2KBr + Cl_2 \rightarrow Br_2 + 2KCl$

$2KI + Cl_2 \rightarrow I_2 + 2KCl$

Горение железа в хлоре

Химические свойства брома

Br2 - умеренно реакционоспособен.

С простыми веществами:

С Металлами

$$2Fe + 3Br_2 \rightarrow 2FeBr_3$$

$$Cu + Br_2 \rightarrow CuBr_2$$

С Неметаллами

$$H_2 + Br_2 \rightarrow 2HBr$$

$$2P + 5Br_2 \rightarrow 2PBr_5$$

Со сложными веществами:

$$Br_2 + H_2O \rightarrow HBr + HBrO$$

$$2KI + Br_2 \rightarrow I_2 + 2KCl$$

Чаще чем фтор и хлор используется в органическом синтезе

Обладает высокой селективностью (избирательностью)

Химические свойства йода

I2 - мало реакционоспособен.

С простыми веществами:

С металлами(кроме благородных при Т)

$Hg + I_2 \rightarrow HgI_2$

$2Al + 3I_2 \rightarrow 2AlI_3$

С неметаллами

$H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$ (t°)

$2P + 3Br_2 \rightarrow 2PI_3$

Со сложными веществами:

$I_2 + H_2O \rightarrow HI + HIO$ (практически не идет)

I_2 + р-р крахмала → темно-синее окрашивание

Окисляется конц. серной и азотной кислотами

Биологическое значение

F

Скелет, зубы

Cl

Кровь, желудочный сок

Br

Регуляция нервных процессов

I

Регуляция обмена веществ

Применение фтора

Тефлон (посуда)

Заменитель крови

Фреон- CF_2Cl_2 (хладогент)

Окислитель ракетного топлива

Фториды в зубных пастах

Дезинфекция воды

Органические растворители

Отбеливатели

Лекарственные препараты

Применение хлора

Хлорирование органических веществ

Производство HCl

Получение неорганических хлоридов

Получение брома, йода

Применение брома
Лекарственные препараты
Ветеринарные препараты
Присадки к бензину
Ингибиторы коррозии
Красители
Фотография

Применение йода

- Лекарственные препараты
- AgI для создания искусственных осадков
- Фотография
- Красители
- Галогеновые электролампы