Сравнительная характеристика галогенов

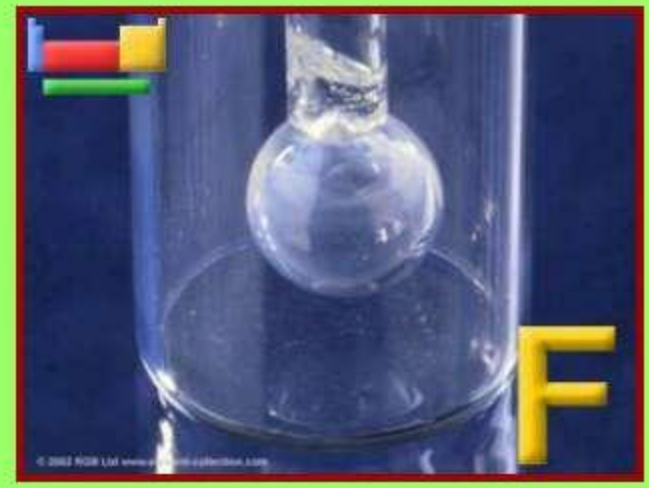
Учитель химии
МБОУ «Елховская СОШ» Гафарова Алфинур Замилевна

Свойства химических элементов	фтор	хлор	бром	йод
Электронная формула				
Число электронов на внешнем уровне				
Число заполняемых энергетических уровней				
Изменение радиуса атомов в группе				
Окислительно-восстановительная способность, изменения в группе				
Характерные степени окисления				

Свойства химических элементов	фтор	хлор	бром	йод
Электронная формула	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
Число электронов на внешнем уровне	7	7	7	7
Число заполняемых энергетических уровней	2	3	4	5
Изменение радиуса атомов в группе	Увеличивается сверху вниз			
Окислительно-восстановительная способность, изменения в группе	Уменьшается сверху вниз			
Характерные степени окисления	-1	-1, +1, +3, +5, +7		

Название галогена, химический знак	Химическая формула простого вещества	Структурная формула	Вид химической связи	Тип кристаллической решетки	Физические свойства			
					Агрегатное состояние	Цвет	Растворимость в воде	Нахождение в природе
фтор F								
хлор Cl								
бром Br								
иод I								

ГАЛОГЕНЫ -VIIA



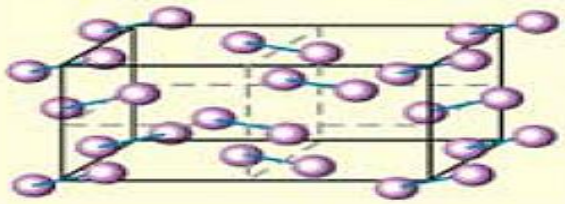
1 НЕМЕТАЛЛЫ

ГАЛОГЕНЫ

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Состав молекул	Агрегатное состояние	ρ, г/см³	$t_{кип}$, °C	$t_{пл}$, °C
F_2		0,0017	–188	–220
Cl_2		0,0032	–34	–101
Br_2		3,1	59	–7,5
I_2		4,9	185	59

Кристаллическая решетка иода



ВОЗГОНКА ИОДА

ГАЛОГЕНЫ В ПРИРОДЕ

Флюорит (плавиковый шпат) CaF_2

Морская вода и бурые водоросли с солями брома

Каменная соль (галит) NaCl

Миерсит AgI

Нахождение в природе

Из-за высокой химической активности галогены в природе в свободном виде не встречаются.

CaF_2 плавиковый шпат

Соединения галогенов

$NaCl*KCl$ сильвинит

$NaCl$ каменная соль

KIO_3 , KIO_4 в залежах селитры, в морских растениях

Галогены Галогены (от греч. halos - соль и genes - образующий) - элементы главной подгруппыVIIгруппы периодической системы: фтор, хлор, бром, йод, астат.

- Фтор
- F +9)$_2$)$_7$ …$2s^2 2p^5$
- Хлор
- Cl +17)$_2$)$_8$)$_7$ …$3s^2 3p^5$
- Бром
- Br +35)$_2$)$_8$)$_{18}$)$_7$ …$4s^2 4p^5$
- Йод
- I +53)$_2$)$_8$)$_{18}$)$_{18}$)$_7$ …$5s^2 5p^5$

- ***1) Общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня - nS^2nP^5.***
- ***2) С возрастанием порядкового номера элементов увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства (увеличиваются металлические свойства); галогены - сильные окислители, окислительная способность элементов уменьшается с увеличением атомной массы.***
- ***3) С увеличением атомной массы окраска становится более темной, возрастают температуры плавления и кипения, а также плотность.***

Физические свойства

С увеличением относительной молекулярной массы:

- **усиливается интенсивность окраски;**
- **повышается $T_{пл}$ и $T_{кип}$;**
- **увеличивается плотность.**

Все галогены обладают резким запахом.

ЯДОВИТЫ

ПОЛУЧЕНИЕ ГАЛОГЕНОВ

- **1. Электролиз растворов и расплавов галогенидов:**
- $2NaCl + 2H_2O = Cl_2 + H_2 + 2NaOH$
- $2KF = 2K + F_2$ (единственный способ полученияя F_2)
- **2. Окисление галогенводородов:**
- $2KMnO_4 + 16HCl = 2KCl + 2MnCl_2 + 5Cl_2 + 8H_2O$ – Лабораторный способ получения хлора
- $14HBr + K_2Cr_2O_7 = 2KBr + 2CrBr_3 + 3Br_2 + 7H_2O$
- $MnO_2 + 4HHal = MnHal_2 + Hal_2 + 2H_2O$– Лабораторный - (Для получения хлора, брома, иода)
- **3. Промышленный способ – окисление хлором (для брома и йода):**
- $2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$
- $2KI + Cl_2 = 2KCl + I_2$

Строение атомов галогенов

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

Химические свойства галогенов

Химическая формула простого вещества	Взаимодействие с водородом	Взаимодействие с металлами	Взаимодействие с водой	Взаимодействие с			
				KF	KCl	KBr	KI
F_2							
Cl_2							
Br_2							
I_2							

Химические свойства

Строение атомов галогенов:

F)2e **)7e**
Cl)2e)8e **)7e**
Br)2e) 8e)18e **)7e**
I)2e)8e)18e)18e **)7e**

Окислительные и неметаллические свойства ослабевают т.к. увеличивается $R_{ат}$

Галогены присоединяют один, недостающий электрон и проявляют *окислительные свойства*

Галогены – типичные окислители и неметаллы

F_2 – самый сильный окислитель

1. Реагируют с металлами

$$2Al + 3\overset{0}{Br_2} \longrightarrow 2\overset{-1}{AlBr_3}$$

$Br_2^0 + 2e = 2Br^{-1}$ (Br_2^0 - окислитель , восстановление)

2. Реагируют с водородом

$$\overset{0}{Cl_2} + H_2 \longrightarrow 2\overset{-1}{HCl}$$

$Cl_2^0 + 2e = 2Cl^{-1}$ (Cl_2^0 - окислитель , восстановление)

С водородом галогены образуют летучие водородные соединения НГ которые хорошо растворяются в воде.

Водные растворы НГ являются *кислотами*.

HF^{-1}

HCl^{-1}

HBr^{-1}

HI^{-1}

Сила кислот увеличивается

Восстановительная активность галогенионов увеличивается

Устойчивость галогеноводородов уменьшается т.к. увеличивается $R_{ат}$ галогена

В соединениях с металлами и водородом галогены проявляют степень окисления -1

Ионы галогенов способны только отдавать электроны и проявляют *восстановительные свойства*

$2Г^{-1} - 2e = Г_2^0$(**$Г^{-1}$ - восстановитель** , окисление)

3. Более активный галоген вытесняет менее активный из его соединений с металлами и водородом.

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

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

$$NaCl + Cl_2 \not\longrightarrow$$

Фтор в растворе не применяют, так как он активно реагирует с водой:

$$2\,F_2 + 2\ H_2O = 4\ HF + O_2$$

Качественные реакции на галогенид-ионы

- Качественные реакции на хлориды, бромиды и йодиды -образование нерастворимых галогенидов серебра:
- $NaCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$

  белый творожистый осадок
- $NaBr + AgNO_3 \longrightarrow AgBr\downarrow + NaNO_3$

  желтоватый творожистый осадок
- $NaI + AgNO_3 \longrightarrow AgI\downarrow + NaNO_3$

  желтый творожистый осадок

Химические свойства

- Рассмотрим свойства галогенов на примере хлора:
- 1.Взаимодействие с металлами
- $2K + Cl_2 \rightarrow 2KCl$
  $Mg + Cl_2 \rightarrow MgCl_2$
- 2.Реакции с неметаллами
- $H_2 + Cl_2 \rightarrow 2HCl$
- 3.Взаимодействие со щелочами на холоду
- $2NaOH + Cl_2 \rightarrow NaCl + NaClO + H_2O$
- 4.Взаимодействие со щелочами при нагревании
- $6NaOH + 3Cl_2 \rightarrow 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$
- 5.Вытеснение менее активных галогенов из галогенидов
- $2KBr + Cl_2 \rightarrow 2KCl + Br_2$
- 6. С водой
- $H_2O + Cl_2 \leftrightarrow HCl + HClO$ (хлорная вода)

Тефлон

Атомная энергетика

Фтор

Нефтедобыча

Фторопластики

Зубная паста

Лекарства

Пестициды

Отбеливатели

Хлор

Пластмассы

Хлорирование воды

Растворители

Синтетический каучук

Лекарства

Пластики

Фотография

Бром

Высокопрочный каучук

Пестициды

Йодированная соль

Йод

Дезинфекция белья

Красители

Медицина

Домашнее задание: § 50, зад 1 на стр169, упр. 3, (с. 172)

Урок окончен.
Спасибо за урок.