

Элементы -неметаллы:



**особенности
строения, свойства на
примере подгруппы
галогенов**

Цели урока



- Рассмотреть положение неметаллов в ПСХЭ и особенности строения их атомов, вспомнить ряд электроотрицательности.
- Повторить понятие аллотропии и кристаллического строения неметаллов, рассмотреть их физические свойства.
- Дать понятие о микро- и макроэлементах, раскрыть их роль в жизнедеятельности организмов.

Положение неметаллов 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 6,941 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 18,9984 Фтор		Ne 10 20,183 Неон	
3	Na 11 22,98977 Натрий	Mg 12 24,3047 Магний	Al 13 26,9815385 Алюминий	Si 14 28,0855 Кремний	P 15 30,973762 Фосфор	S 16 32,065 Сера	Cl 17 35,453 Хлор		Ar 18 39,948 Аргон	
4	K 19 39,0983 Калий	Ca 20 40,078 Кальций	21 Sc 44,955912 Скандий	22 Ti 47,88 Титан	23 V 50,9415 Ванадий	24 Cr 51,9961 Хром	25 Mn 54,938044 Марганец	26 Fe 55,845 Железо	27 Co 58,933194 Кобальт	28 Ni 58,71 Никель
	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,38 Цинк	31 Ga 69,723 Галлий	32 Ge 72,630 Германий	33 As 74,9216 Мышьяк	34 Se 78,96 Селен	35 Br 79,904 Бром		Kr 36 83,80 Криптон	
5	37 Rb 85,4678 Рубидий	38 Sr 87,62 Стронций	39 Y 88,905848 Иттрий	40 Zr 91,224 Цирконий	41 Nb 92,90638 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc (98) Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,90550 Родий	46 Pd 106,42 Палладий
	47 Ag 107,8682 Серебро	48 Cd 112,411 Кадмий	49 In 114,818 Индий	50 Sn 118,710 Олово	51 Sb 121,757 Сурьма	52 Te 127,603 Теллур	53 I 126,90547 Йод		Xe 54 131,29 Ксенон	
6	55 Cs 132,90545196 Цезий	56 Ba 137,327 Барий	57 La 138,90487 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,94788 Тантал	74 W 183,84 Вольфрам	75 Re 186,207 Рений	76 Os 190,23 Осмий	77 Ir 192,222 Иридий	78 Pt 195,084 Платина
	79 Au 196,966569 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	81 Tl 204,377 Таллий	82 Pb 207,2 Свинец	83 Bi 208,9804 Висмут	84 Po (209) Полоний	85 At 210 Астат		Rn 86 (222) Радон	
7	87 Fr (223) Франций	88 Ra (226) Радий	89 Ac (227) Актиний	104 Rf (261) Резерфордий	105 Db (262) Дубний	106 Sg (263) Синьборгий	107 Bh (264) Борий	108 Hs (265) Хассий	109 Mt (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			

Неметаллы в сравнении с металлами



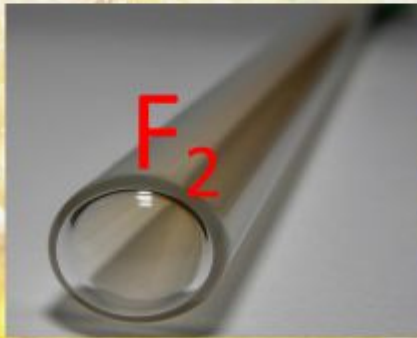
- **Атомы неметаллов имеют более маленький радиус.**
- **На внешнем слое атомов находится четыре и более электрона.**
- **Тенденция к приему недостающих до 8 электронов, т.е. окислительные свойства.**
- **Из 120 элементов к неметаллам относят 22 элемента, из них 16 элементов неметаллов, 6 благородных или инертных газов.**

Неметаллы – простые вещества



Неметаллы имеют различное агрегатное состояние при обычных условиях:

- **Газы – H_2 , O_2 , O_3 , N_2 , F_2 , Cl_2 .**
- **Жидкость - Br_2 .**
- **Твердые вещества – модификации серы, фосфора, кремния, углерода.**



Твёрдое вещество – неметалл – йод



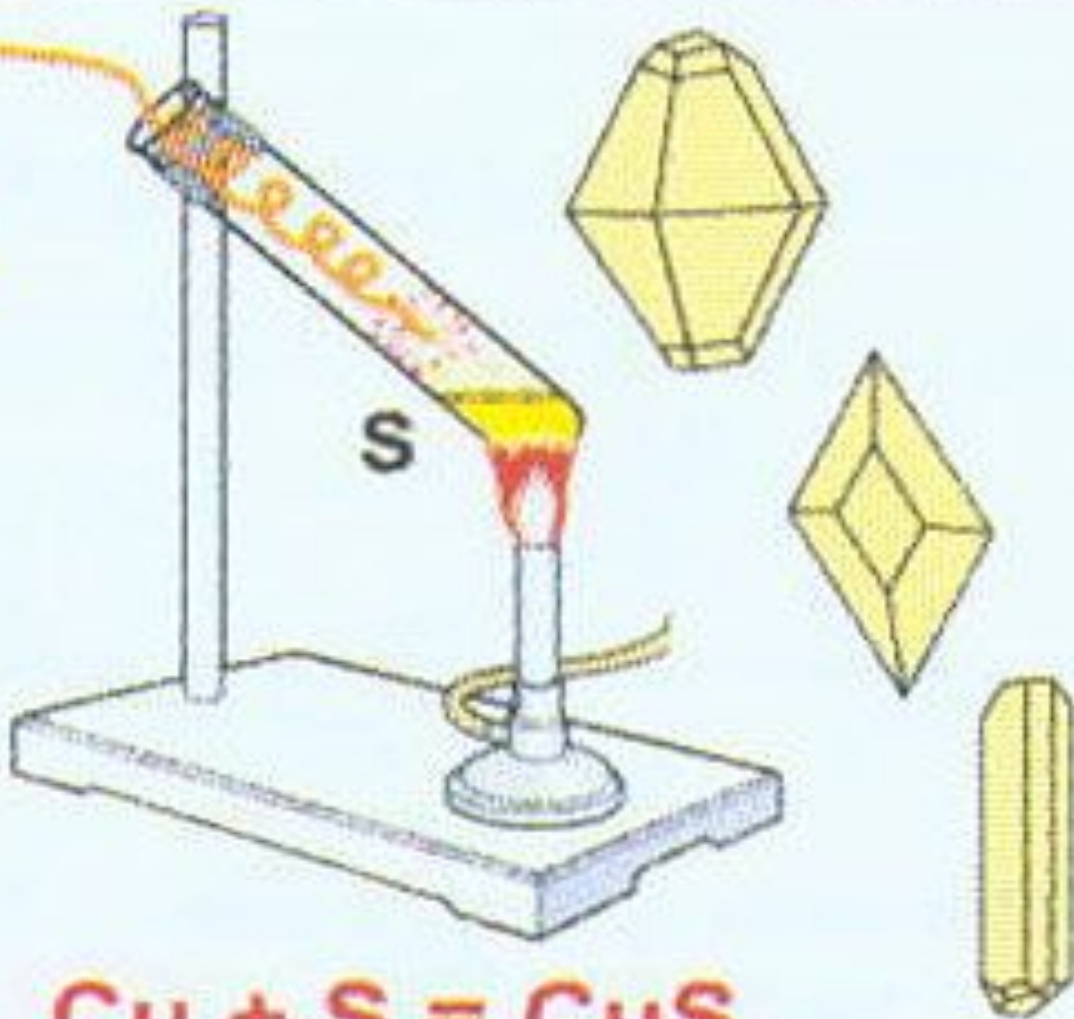
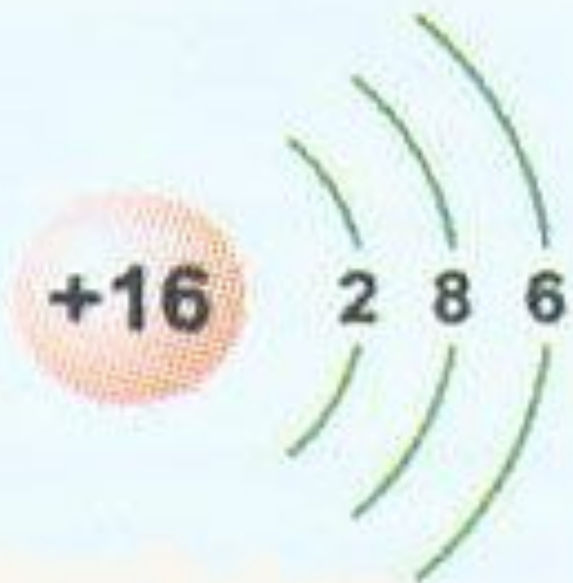
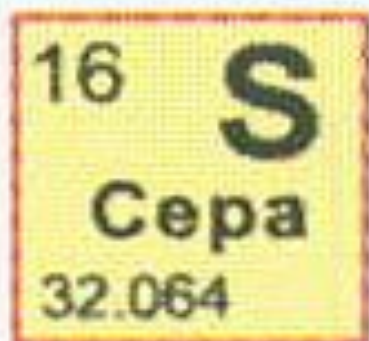
Неметаллы – простые вещества



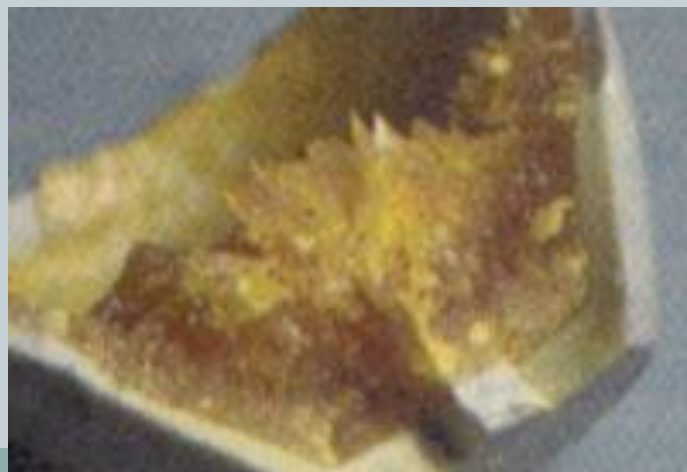
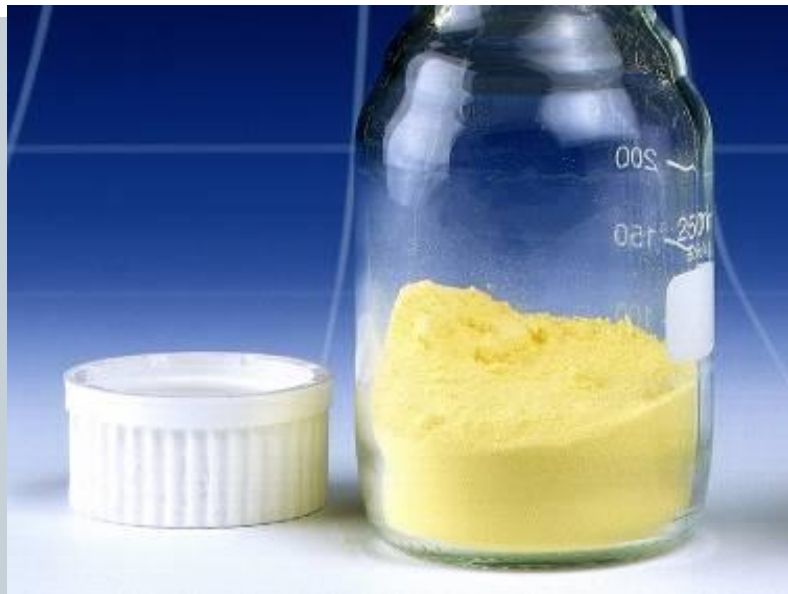
Неметаллы имеют различную окраску:

- Сера – желтая,
- Фосфор – белый (желтый), красный, фиолетовый, черный,
- Бром – бурый,
- Хлор - желто-зеленый ,
- Йод – фиолетовый (пары), серо-фиолетовый (кристаллы).

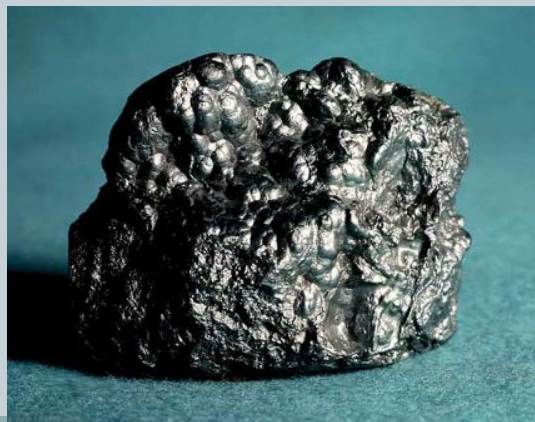
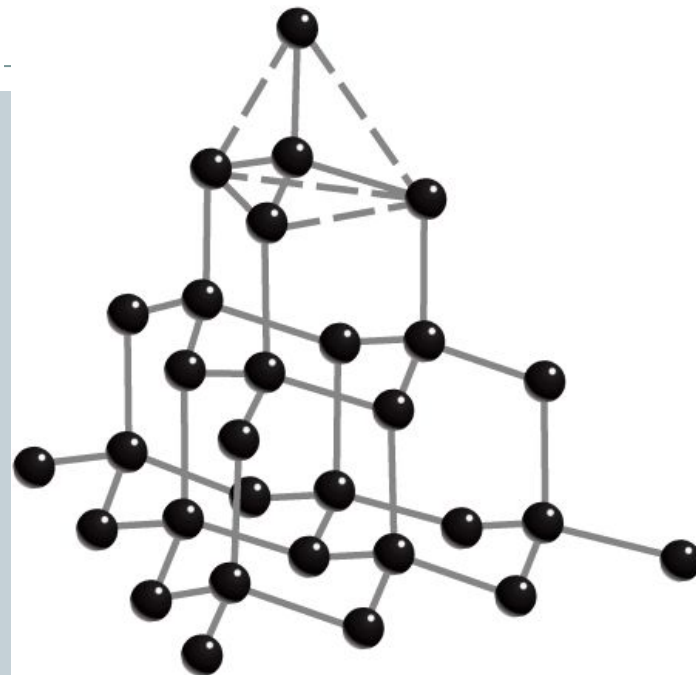
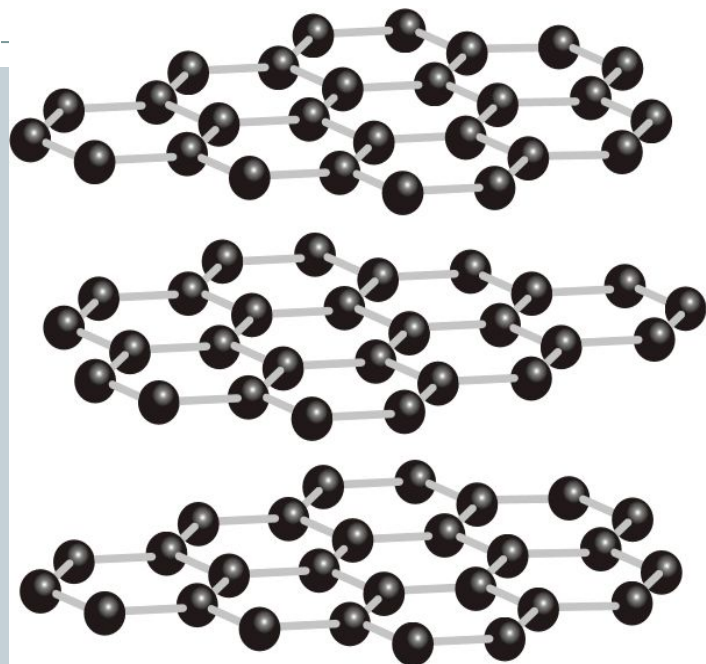
Аллотропия серы.



Аллотропия серы: кристаллическая, пластическая и моноклинная

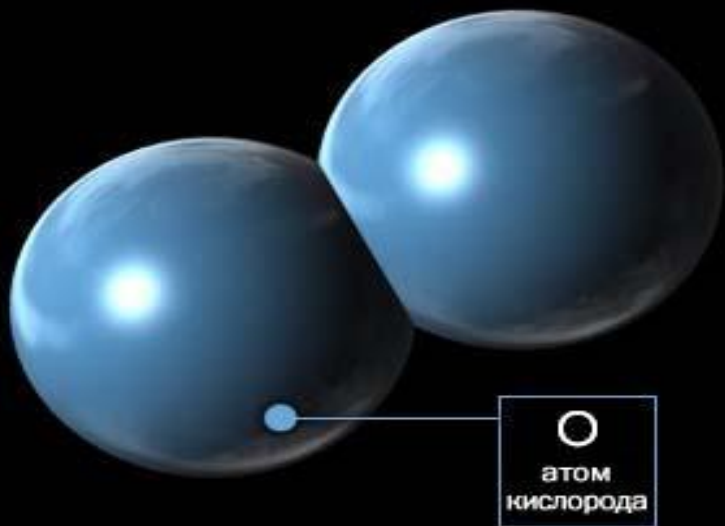
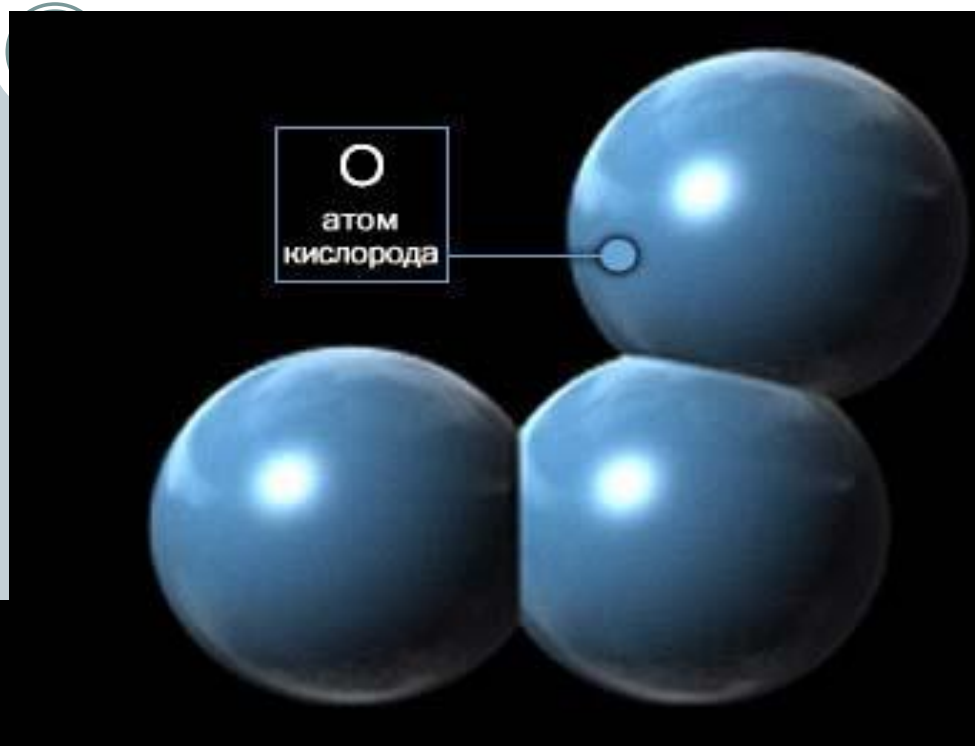


Аллотропия углерода. Графит и алмаз



Аллотропия кислорода

Кислород O_2 в нормальных условиях – газ без цвета и запаха, аллотропная модификация – озон O_3 – это газ с характерным резким запахом.



Аллотропия фосфора



Белый фосфор - ядовитое, бесцветное твердое кристаллическое соединение, нерастворимое в воде. Плавится при температуре 44° С, превращаясь в бесцветную жидкость. Белый фосфор химически очень активен из-за неустойчивости молекулы P_4 .

Красный фосфор по своим свойствам сильно отличается от белого фосфора. Не ядовит, не растворяется ни в чем. При охлаждении его паров образуется белый фосфор.



Химические элементы в живых клетках

Элементы

больше
0,001 %

99,9% живых

Микро

элементы

0,001 - 0,00001%

Ультра

микро

элементы

менее
0,00001%

C, N, H, O
S, P, Ca, Mg, K, Na

Zn, Co, Mn, Se, B, Cu, Fe

Hg, Ra, Au, V

Галогены

В группу галогенов входят **фтор, хлор, бром, йод и астат**. Эти элементы составляют главную подгруппу **VII группы** периодической системы Д. И. Менделеева. Электронная конфигурация внешнего уровня у атомов этих элементов ns^2np^5 , где n - номер периода. Всего во внешнем электронном слое атомов галогенов 7 электронов, что предопределяет окислительные свойства галогенов.

система эл		VII	И. Менделеев	
V	V		VIII	
		F 9		
N 7	O 8	Cl 17		
P 15	S 16	25	Mn	Fe 27 Co 28 Ni
As 33	Se 34	35	Br	Ru 45 Rh 46 Pd
Sb 51	Te 52	43	Tc	Os 77 Ir 78 Pt
Bi 83	Po 84	I 53		
* Ряд лан		75	Re	Ho 68 Er 69 Tm 70 Y
** Ряд ак		85	At	Es 100 Fm 101 Md 102 (Nc)

Для галогенов наиболее характерна степень окисления -1. Но в соединениях, содержащих кислород, галогены, кроме фтора, имеют положительные степени окисления.

степень окисления	F	Cl	Br	I
-1		HCl	HBr	HI
0	F ₂	Cl ₂	Br ₂	I ₂
+1	—	HClO	HBrO	IF
+V	—	HClO ₃	HBrO ₃	HIO ₃
+VII	—	HClO ₄	HBrO ₄	HIO ₄

степени окисления галогенов в соединениях

Распространение в природе и важнейшие соединения галогенов

CaF_2 - плавиковый шпат

$\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ - криолит

$\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$ -
фторапатит

NaCl - каменная соль

KCl - сильвин

$\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ -
карналлит



бромиды

NaBr , KBr , MgBr_2

в отложениях хлоридов

KIO_3 и KIO_4 в залежах

селитры, подземных

водах, морских растениях

В природе галогены находятся обычно в связанном состоянии из-за своей высокой химической активности (фториды, хлориды, бромиды, иодиды металлов).

Наиболее распространены в земной коре: фтор (13-е место), за ним следует хлор (18-е место). Брома и иода значительно меньше.

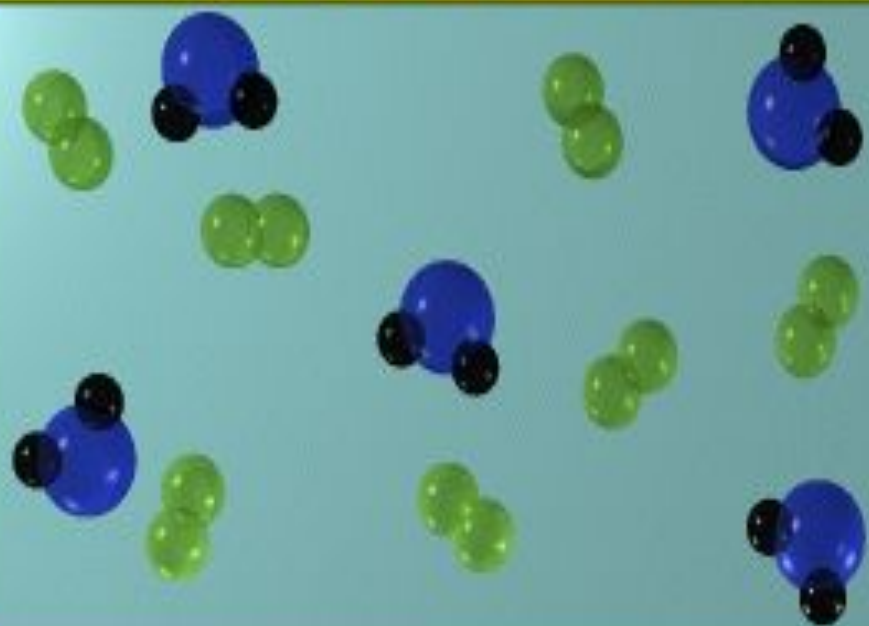
Астата же в земной коре исчезающе мало - всего около 70 мг.

Простые вещества - галогены - "физически" слабо растворимы в воде (ковалентные молекулы в полярном растворителе растворяются плохо), однако одновременно протекают химические реакции взаимодействия с водой.

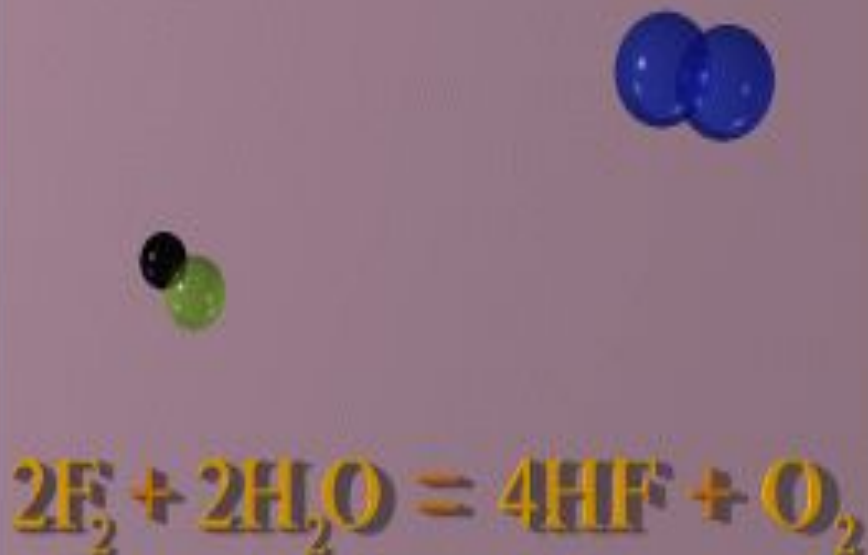
Фтор разлагает ее. Остальные галогены реагируют с водой менее бурно.

Растворение галогенов в воде - совокупность 2-х процессов:

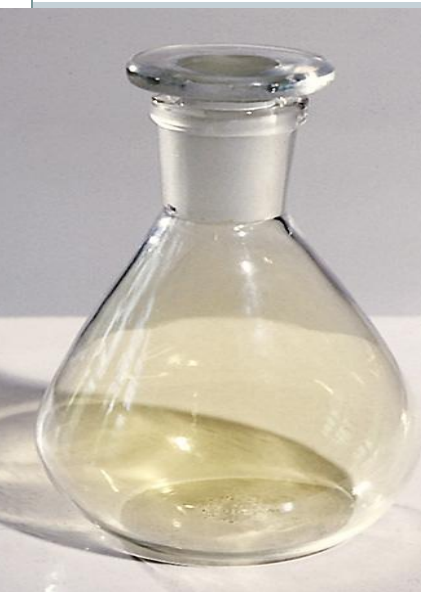
**ФИЗИЧЕСКОЕ
РАСТВОРЕНИЕ**



**ХИМИЧЕСКОЕ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ**



Агрегатное состояние и цвет галогенов



Фтор (газ)



Хлор (газ)



Бром (жидкость)



Йод (кристаллы)

Фтор

Фтор - самый сильный окислитель из всех известных элементов.
Исключительно активен химически.

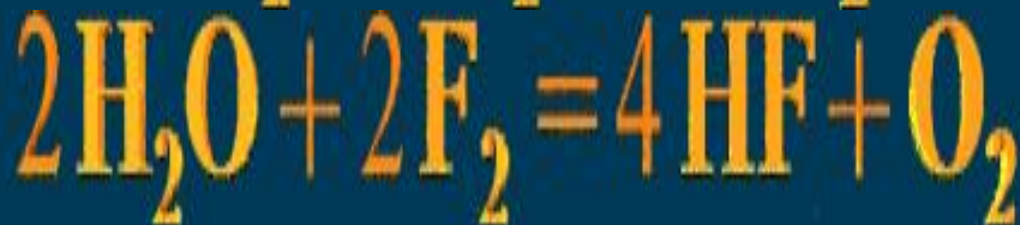
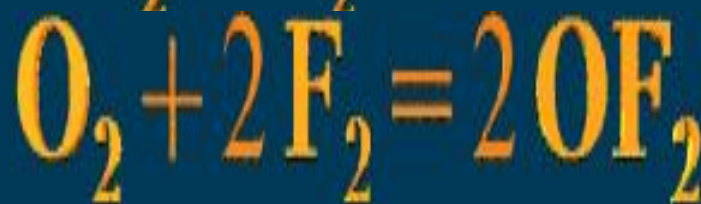
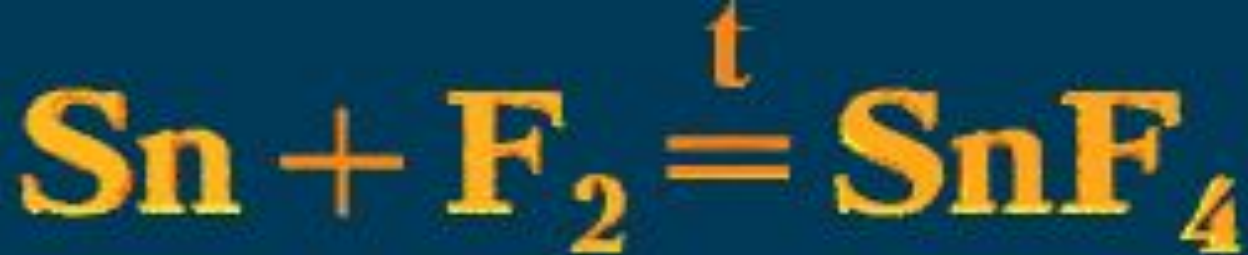
Причина в строении его атома и особенностях строения простого вещества.

В частности энергия связи в молекуле фтора невелика ($E_{св}=159$ кДж/моль), в то время как химическая связь в большинстве соединений фтора отличается большой прочностью (порядка 200-600кДж/моль).

Фтор вступает в те же группы химических реакций, что и хлор, однако эти реакции зачастую протекают в более мягких условиях и сопровождаются выделением большого количества энергии.

Подавляющее большинство металлов соединяется с фтором уже при обычных условиях, причем фтор окисляет их до максимальных степеней окисления.

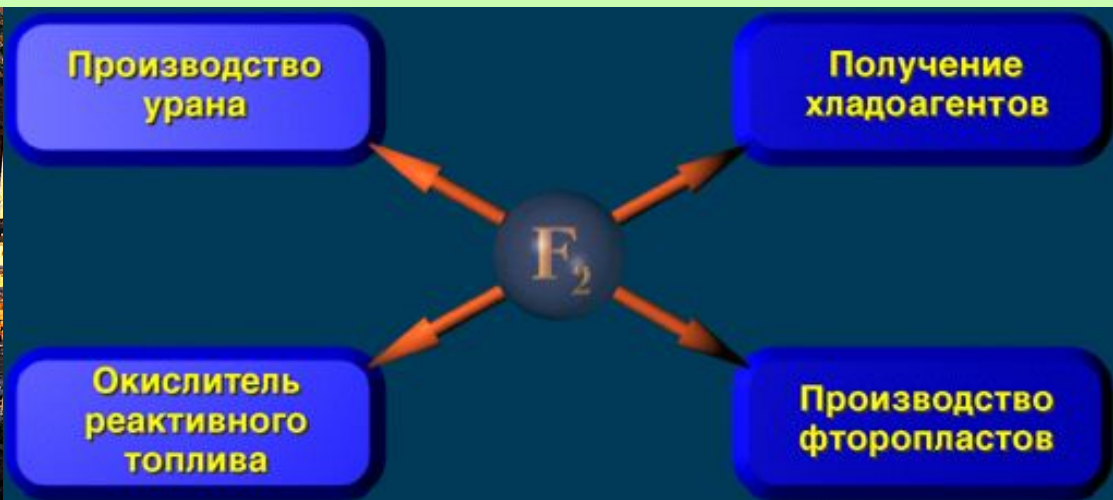
Натрий и кальций в атмосфере фтора воспламеняются.



Широкое применение фтора началось в связи с работами по разделению изотопов урана.

В настоящее время фтор широко применяется для синтеза различных хладагентов и полимерных материалов - фторопластов, отличающихся высокой химической стойкостью.

Жидкий фтор и ряд его соединений применяются в качестве окислителя ракетного топлива.



Подобно молекулам фтора и хлора, молекулы их аналогов, брома и иода, двухатомны.

При обычных условиях бром - тяжелая красно-бурая жидкость, а иод - черные кристаллические пластинки с металлическим блеском.



Бром и иод сходны с другими галогенами наличием запаха, т.е. это вещества летучие.

Химическая активность галогенов в группе уменьшается с возрастанием атомной массы.

Поэтому бром и иод проявляют меньшую активность в сравнении с фтором и хлором.

Причина: увеличение размеров атомов и, соответственно, уменьшение электроотрицательности, сродства к электрону и энергии ионизации в атомах брома и иода.



Бром и иод при взаимодействии с активными металлами образуют ионные, а с элементами переходного типа и неметаллами ковалентные соединения.



В обычных условиях хлор - газ желто-зеленого цвета, со специфическим неприятным запахом. Ядовит. При -34°C и обычном давлении легко сжижается, при -101°C затвердевает, образуя зеленоватые кристаллы.

Достаточно хорошо растворяется в воде (в 1л воды растворяется около 2л хлора) образуя раствор желтого цвета - «хлорную воду».

При охлаждении из водных растворов выделяются кристаллогидраты, являющиеся клатратами приблизительного состава $\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и $\text{Cl}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$. Природный хлор состоит из двух изотопов 35-Cl - 75,4% и 37-Cl - 24,6%.

Химические свойства хлора



+

БРОМИД ИЛИ ИОДИД

БРОМ ИЛИ ЙОД И
ХЛОРИДЫ

+

ВОДОРОД

ХЛОРОВОДОРОД



+

ВОДА

ХЛОРОВОДОРОДНАЯ
И ХЛОРНОВАТИСТАЯ
КИСЛОТА

+

ЩЕЛОЧИ

ХЛОРИДЫ И
ГИПОХЛОРИТЫ
ИЛИ ХЛОРАТЫ

+

МЕТАЛЛЫ

ХЛОРИД МЕТАЛЛА

Взаимодействие со щелочами:



Хлор взаимодействует с раствором NaOH, образуя соль хлорноватистой кислоты (гипохлорит) и хлорид натрия:

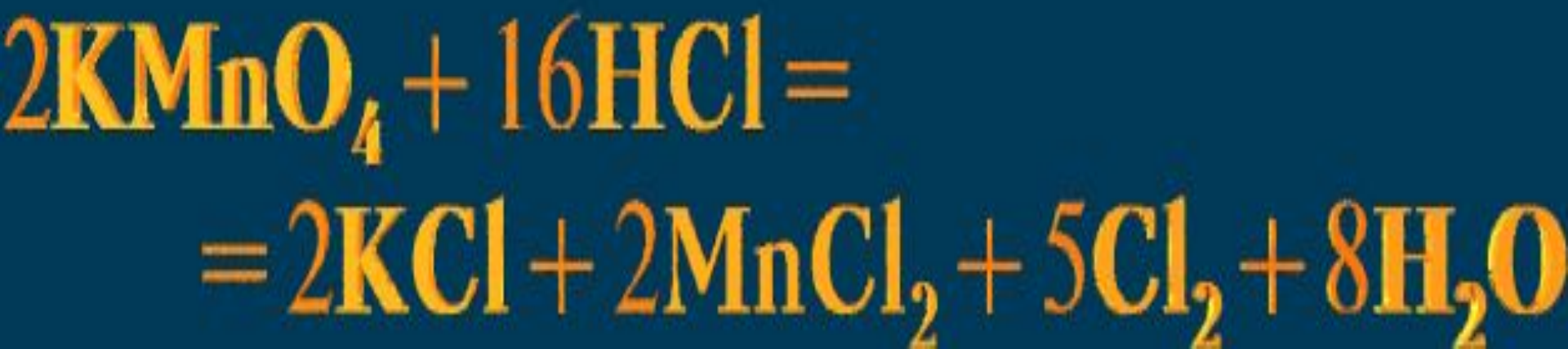


При пропускании хлора в горячий раствор щелочи образуется смесь растворов хлорида и хлората (в случае KOH образуется бертолетова соль):



Для лабораторного получения хлора обычно используют реакцию соляной кислоты с MnO_2 или KMnO_4 .

Во втором случае реакция протекает энергичнее и не требует нагревания.



Будучи практически наиболее важным из всех галогенов, хлор в больших количествах используется для отбеливания тканей и бумажной массы, обеззараживания питьевой воды (примерно 1,5г на 1м³), получения соляной кислоты и в других отраслях техники. Ежегодное мировое потребление хлора исчисляется миллионами тонн.



Соединения хлора

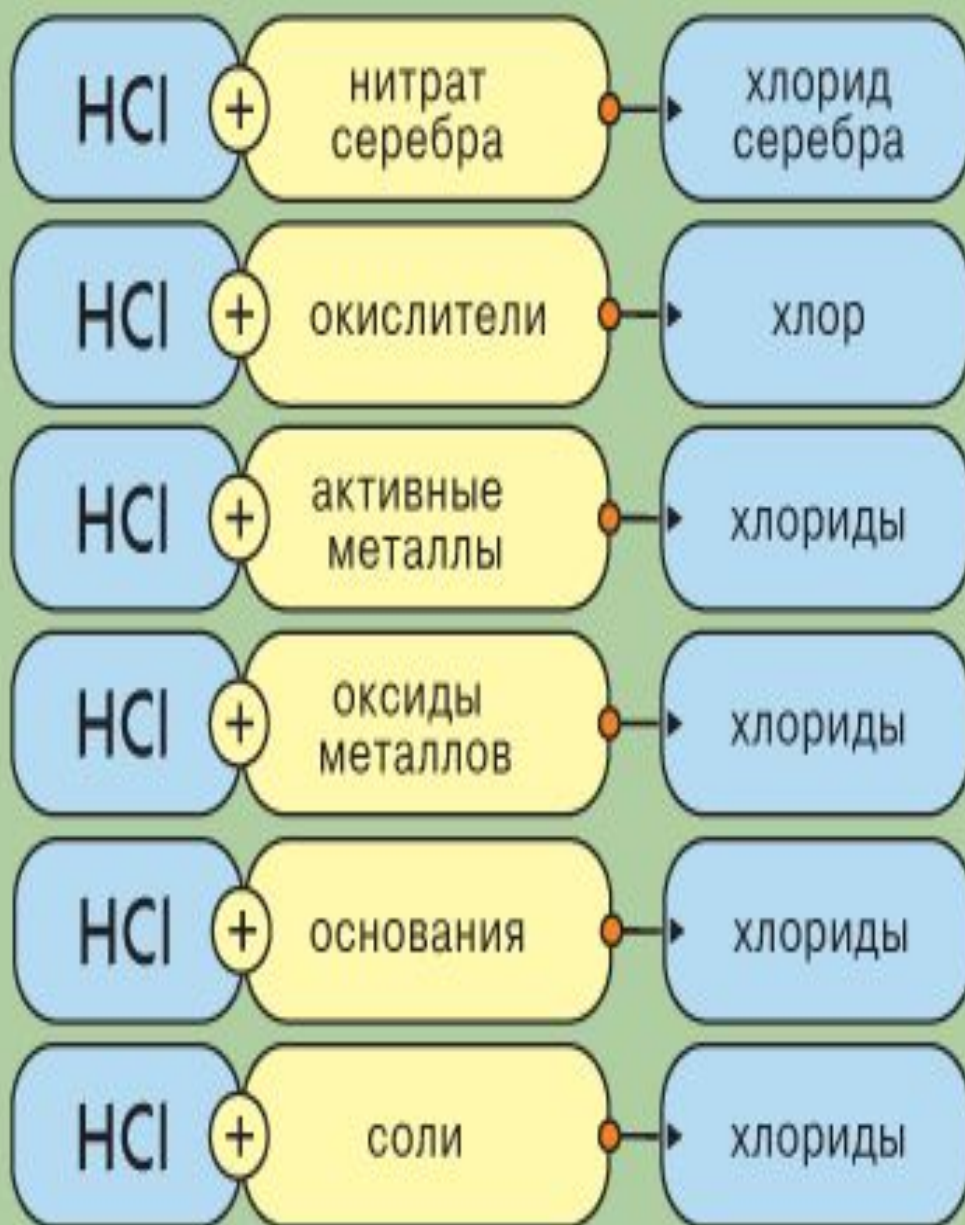


Хлороводород HCl - бесцветный удушливый ядовитый газ, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде с образованием соляной кислоты.

Концентрированная соляная кислота «дымит» на воздухе, т. к. выделяющийся из неё хлороводород притягивает пары воды.

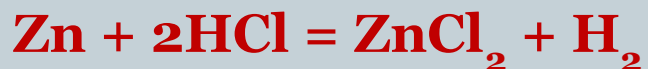
Растворимость хлороводорода очень высокая – $1\text{лH}_2\text{O} : 450\text{л HCl}$

В водном растворе соляная кислота является сильной кислотой и вступает в реакции, характерные для этого класса химических соединений – с металлами, оксидами, основаниями, солями, сильными окислителями. Реакция с нитратом серебра – характерная реакция на хлорид-ион.

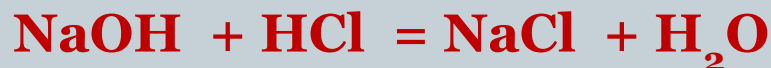


Свойства соляной кислоты

Соляная кислота  – сильная, одноосновная, взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, например:



Как восстановитель реагирует с оксидами и гидроксидами многих металлов:



Соли соляной кислоты – хлориды, хорошо растворимы в воде.

Образование осадка AgCl при взаимодействии ионов Cl^- с ионами Ag^+ используется в качественном анализе.



Домашнее задание



§ 12-13, упражнения 1 – 6, стр. 62, 68
Составить уравнения реакций по
свойствам соляной кислоты

