

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 24,304 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	Sc ²¹ 44,955912 Скандий	Ti ²² 47,88 Титан	V ²³ 50,9415 Ванадий	Cr ²⁴ 51,9961 Хром	Mn ²⁵ 54,938044 Марганец	Fe ²⁶ 55,845 Железо	Co ²⁷ 58,933194 Кобальт	Ni ²⁸ 58,71 Никель
	Cu ²⁹ 63,546 Медь	Zn ³⁰ 65,38 Цинк	Ga ³¹ 69,723 Галлий	Ge ³² 72,63 Германий	As ³³ 74,9216 Мышьяк	Se ³⁴ 78,96 Селен	Br ³⁵ 79,904 Бром			Kr ³⁶ 83,80 Криптон
5	Rb ³⁷ 85,4678 Рубидий	Sr ³⁸ 87,62 Стронций	Y ³⁹ 88,905848 Иттрий	Zr ⁴⁰ 91,224 Цирконий	Nb ⁴¹ 92,90638 Никобий	Mo ⁴² 95,94 Молибден	Tc ⁴³ (98) Технеций	Ru ⁴⁴ 101,07 Рутений	Rh ⁴⁵ 102,90550 Родий	Pd ⁴⁶ 106,42 Палладий
	Ag ⁴⁷ 107,8682 Серебро	Cd ⁴⁸ 112,411 Кадмий	In ⁴⁹ 114,818 Индий	Sn ⁵⁰ 118,710 Олово	Sb ⁵¹ 121,757 Сурьма	Te ⁵² 127,603 Теллур	I ⁵³ 126,90545 Йод			Xe ⁵⁴ 131,29 Ксенон
6	Cs ⁵⁵ 132,90545196 Цезий	Ba ⁵⁶ 137,327 Барий	La ⁵⁷ 138,90547 Лантан	Hf ⁷² 178,49 Гафний	Ta ⁷³ 180,94788 Тантал	W ⁷⁴ 183,84 Вольфрам	Re ⁷⁵ 186,207 Рений	Os ⁷⁶ 190,23 Осмий	Ir ⁷⁷ 192,222 Иридий	Pt ⁷⁸ 195,084 Платина
	Au ⁷⁹ 196,966569 Золото	Hg ⁸⁰ 200,59 Ртуть	Tl ⁸¹ 204,3833 Таллий	Pb ⁸² 207,2 Свинец	Bi ⁸³ 208,9804 Висмут	Po ⁸⁴ (209) Полоний	At ⁸⁵ 210 Астат			Rn ⁸⁶ (222) Радон
7	Fr ⁸⁷ (223) Франций	Ra ⁸⁸ (226) Радий	Ac ⁸⁹ (227) Актиний	Rf ¹⁰⁴ (261) Резерфордий	Db ¹⁰⁵ (262) Дубний	Sg ¹⁰⁶ (263) Синьоргий	Bh ¹⁰⁷ (264) Борий	Hs ¹⁰⁸ (265) Хассий	Mt ¹⁰⁹ (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



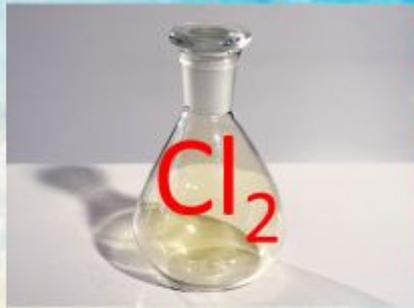
- **Атомы неметаллов имеют более маленький радиус.**
- **На внешнем слое атомов находится четыре и более электрона.**
- **Тенденция к приему недостающих до 8 электронов, т.е. окислительные свойства.**
- **Из 120 элементов к неметаллам относят 22 элемента, из них 16 элементов неметаллов, 6 благородных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



Бор

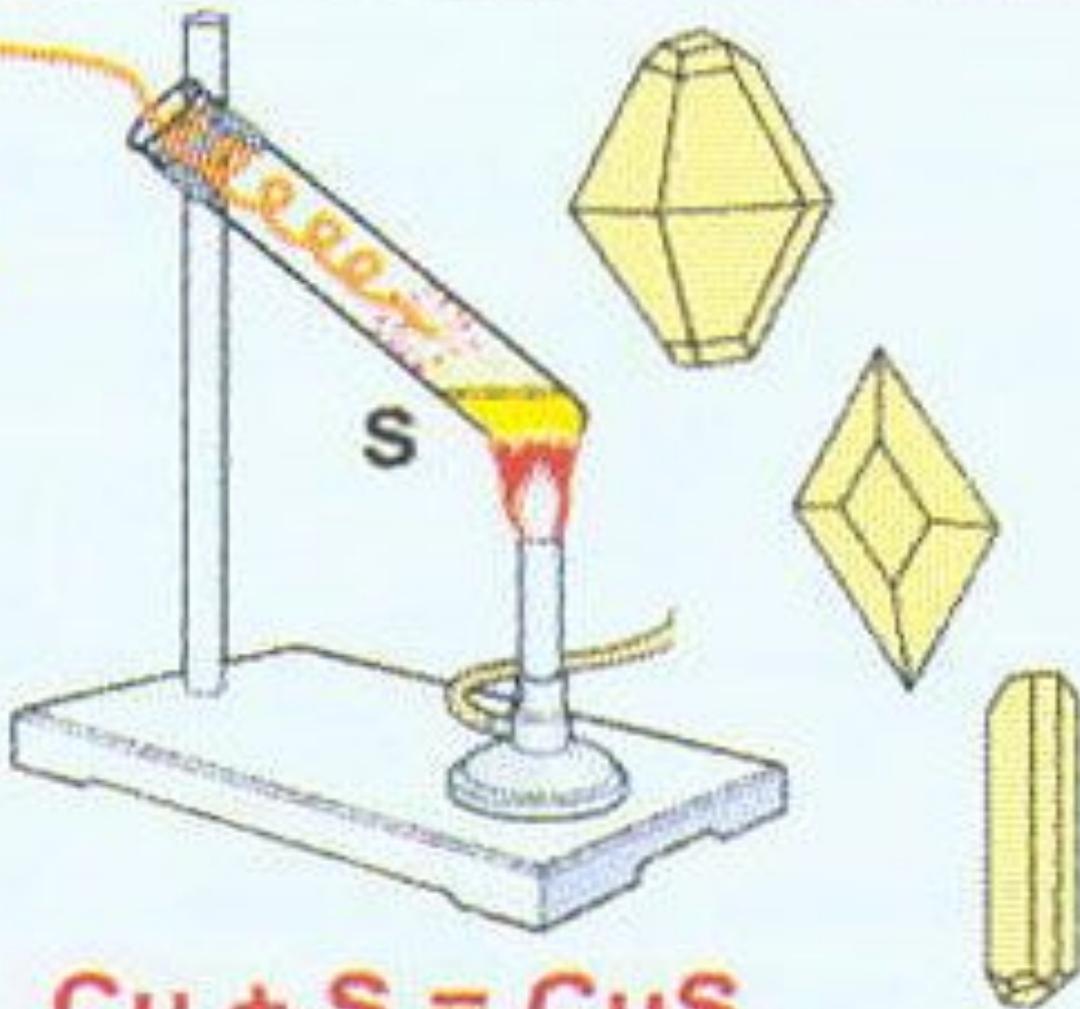
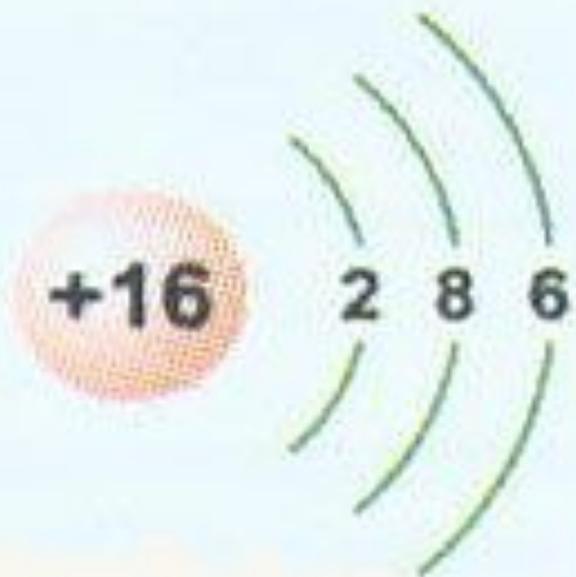
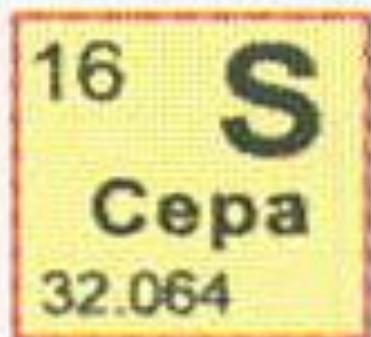
Неметаллы – простые вещества



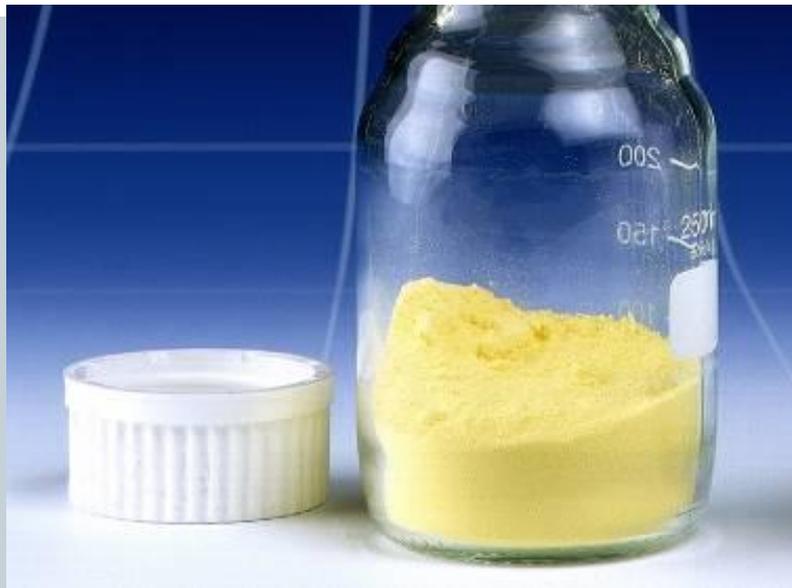
Неметаллы имеют различную окраску:

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

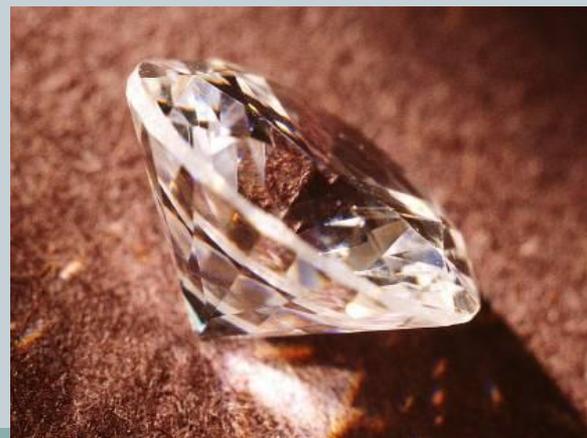
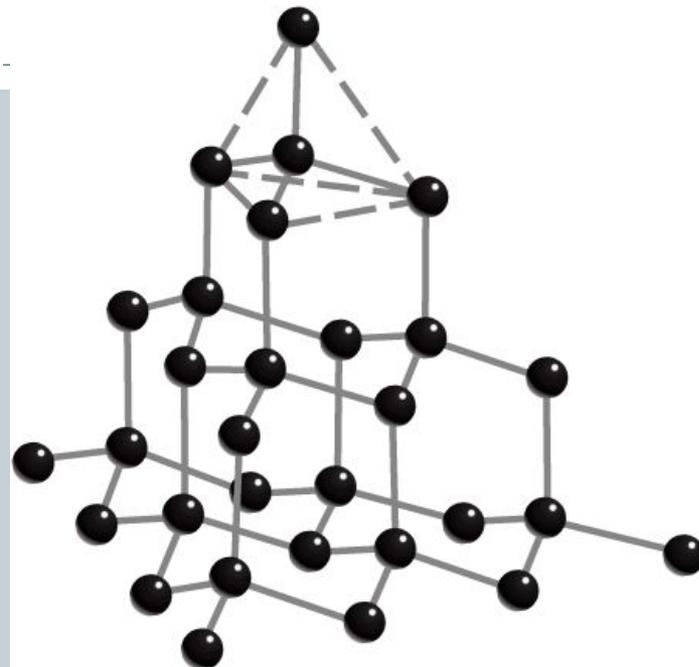
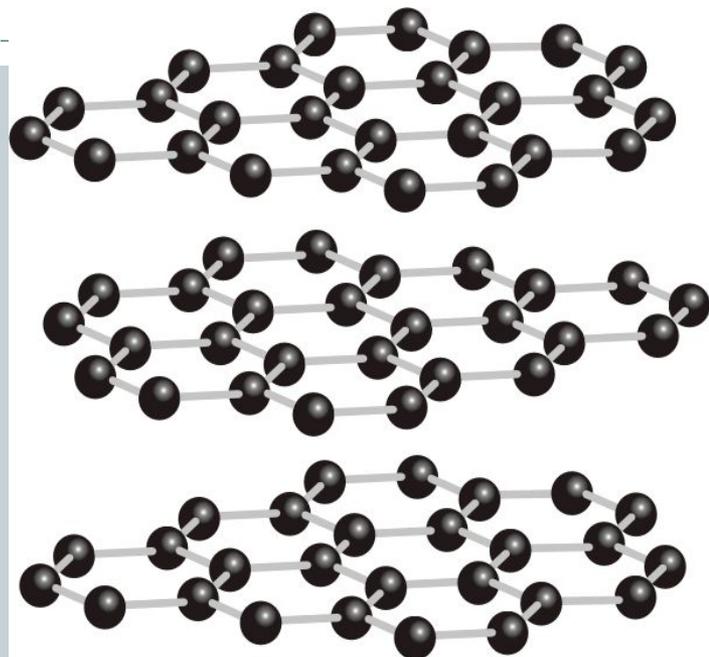
Аллотропия серы.



Аллотропия серы: кристаллическая, пластическая и моноклинная

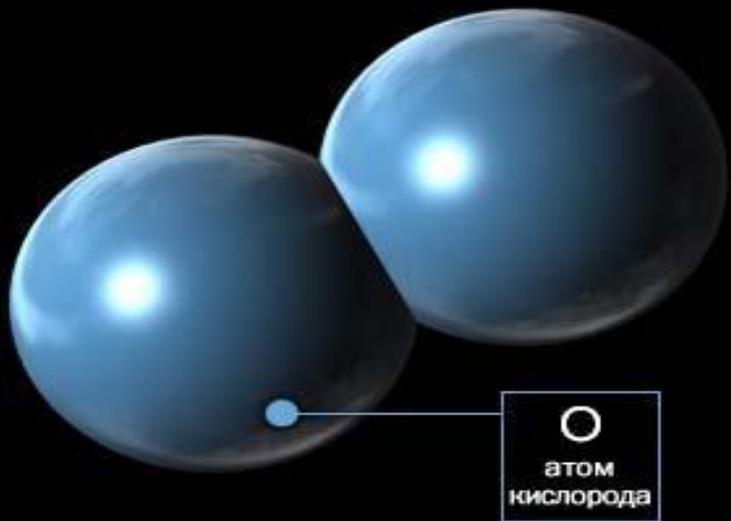
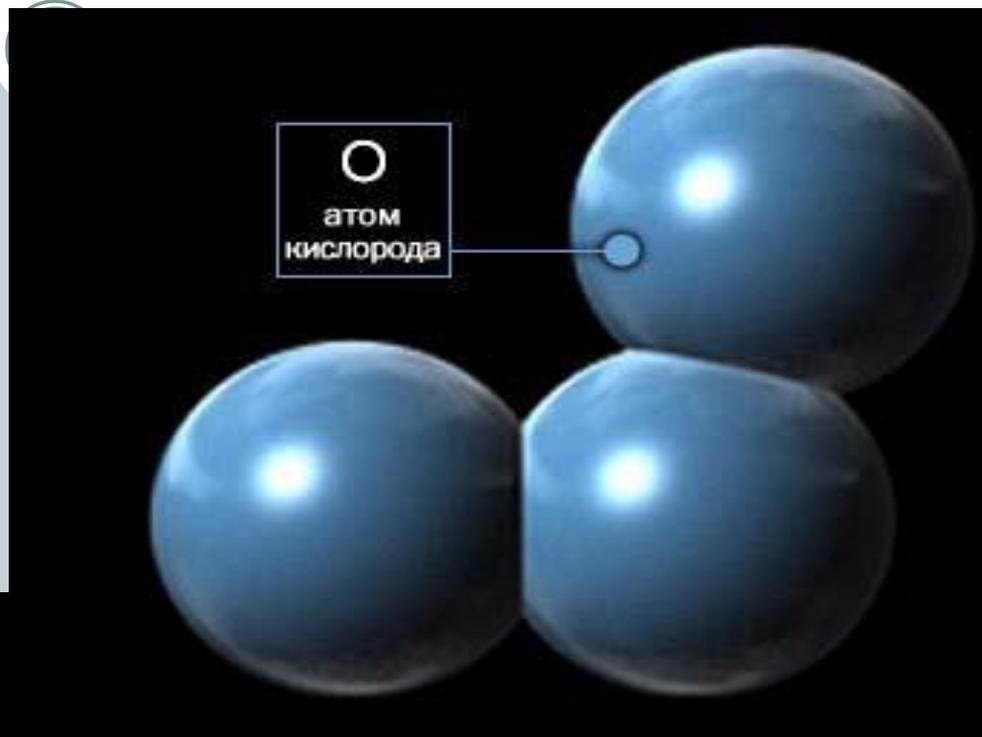


Аллотропия углерода. Графит и алмаз

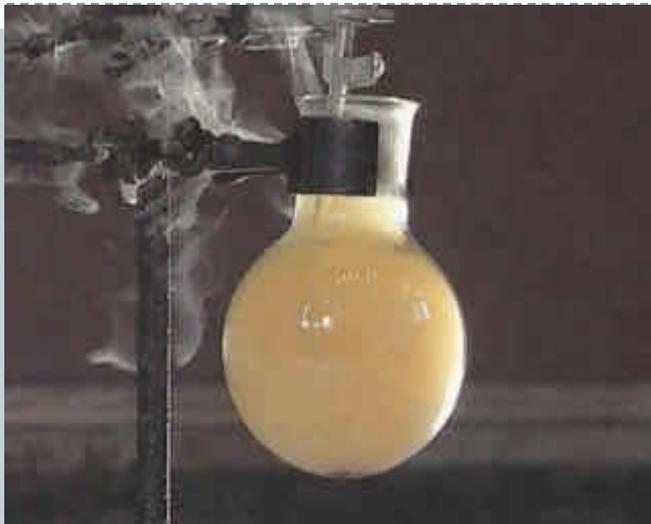


Аллотропия кислорода

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%
живо

Микро-
элементы

0,001
-0,00001%

Ультра-

микро-
элементы

менее
0,00001%

C,N,H
,O
S,P,C
a,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				VIII	
		F	9		
N 7	O	Cl	17		
P 15	S				
23 V 24		25	Mn	Fe 27	Co 28 Ni
As 33	Se				
41 Nb 42		Br	35	Ru 45	Rh 46 Pd
Sb 51	Te				
73 Ta 74		43	Tc	Os 77	Ir 78 Pt
Bi 83	Po				
		I	53		
* Ряд лан					
Eu 64	Gd 65	75	Re	Ho 68	Er 69 Tm 70 Y
** Ряд ак					
Am 96	Cm 97	At	85	Es 100	Fm 101 Md 102 (No

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.

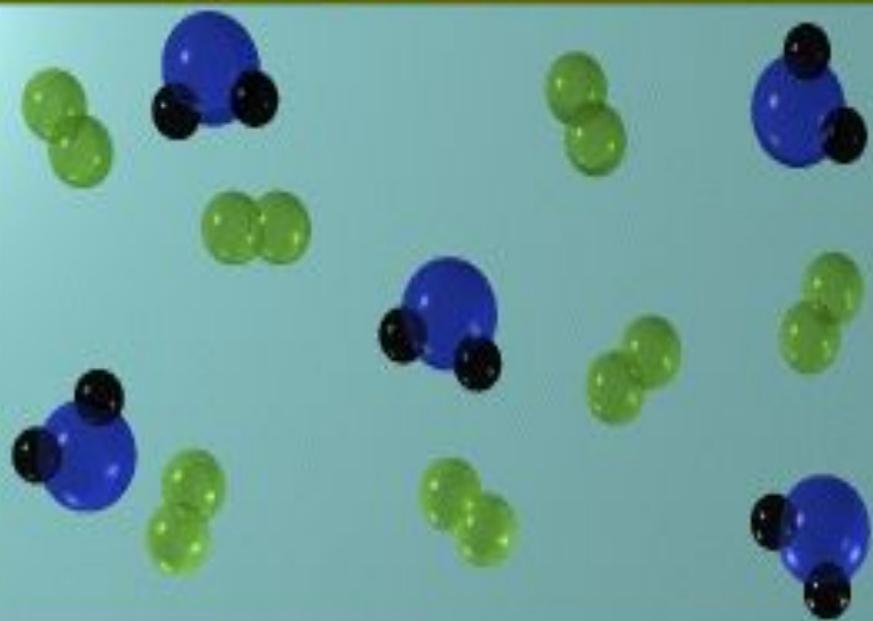
Астата же в земной коре исчезающе мало - всего около 70 мг.

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

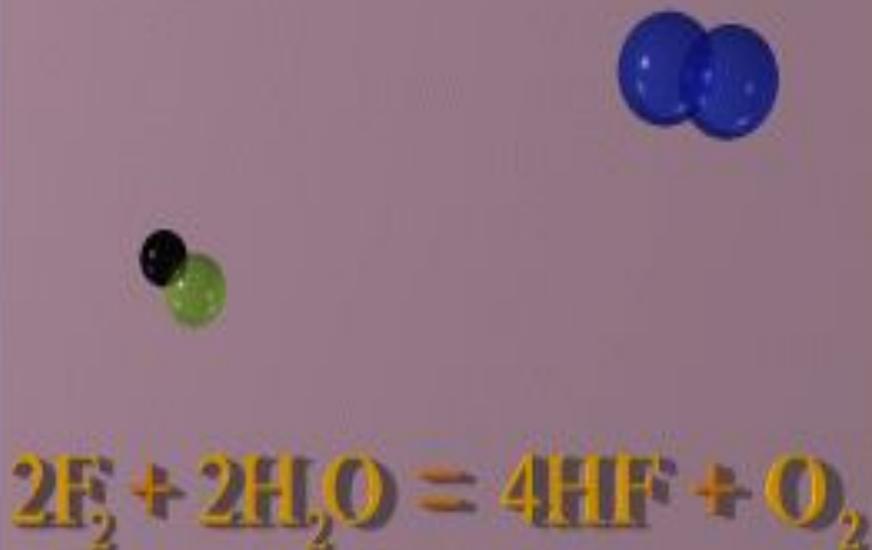
Фтор разлагает ее. Остальные галогены реагируют с водой менее бурно.

Растворение галогенов в воде - совокупность 2-х процессов:

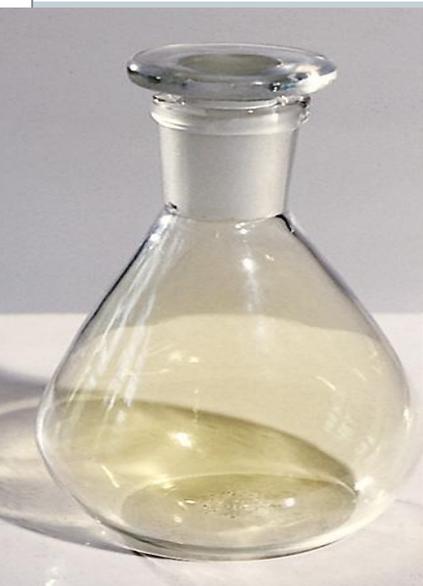
**ФИЗИЧЕСКОЕ
РАСТВОРЕНИЕ**



**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.

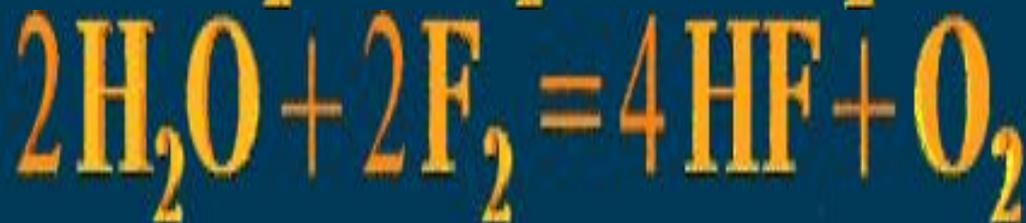
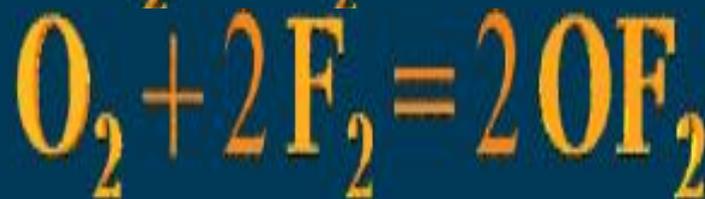
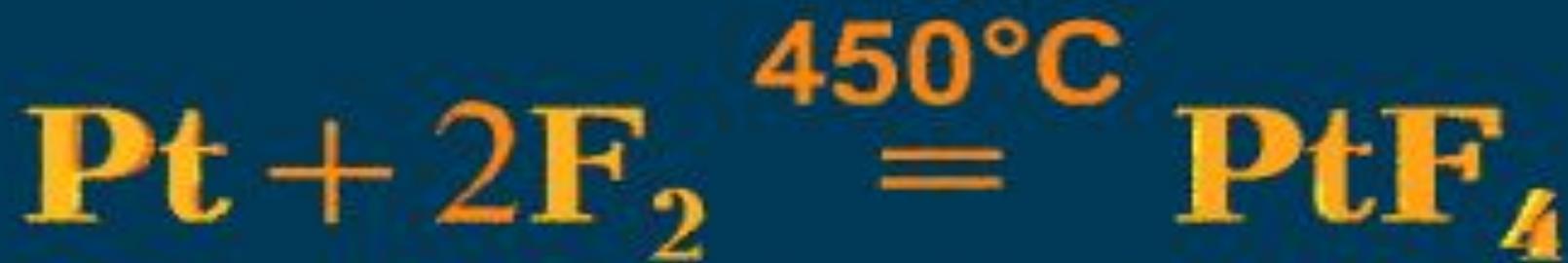
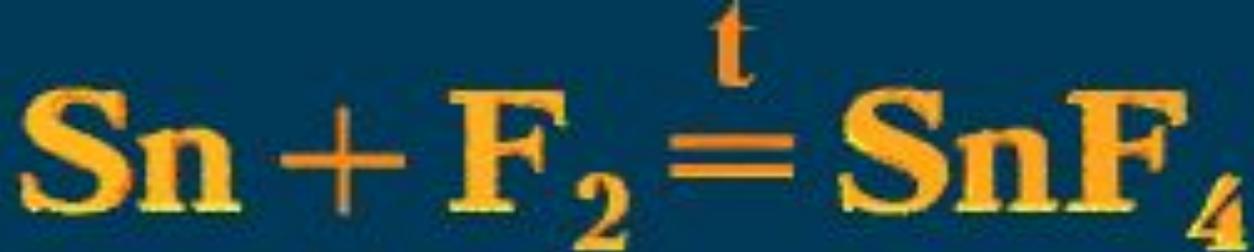
Причина в строении его атома и особенностях строения простого вещества.

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.

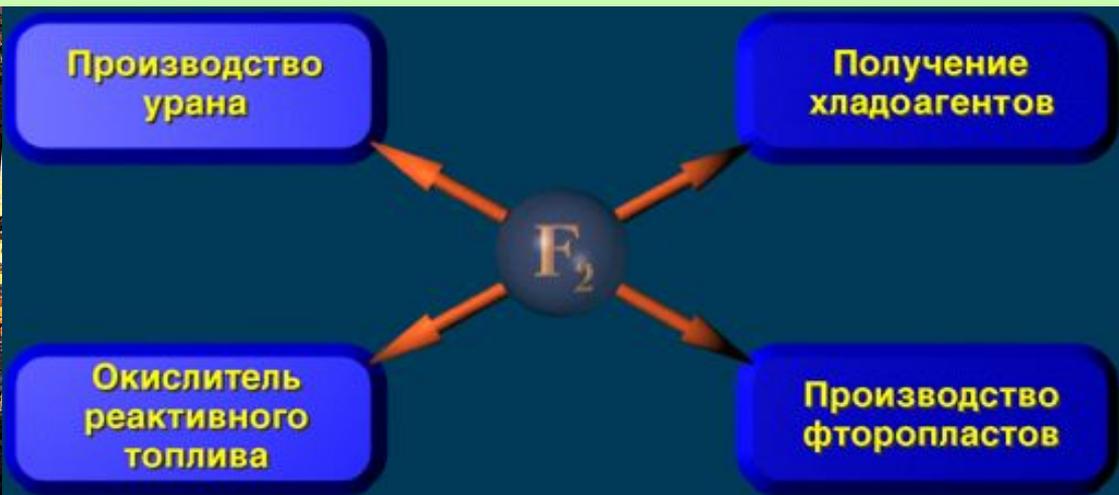
Натрий и кальций в атмосфере фтора воспламеняются.



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

Cl_2

+

БРОМИД ИЛИ ИОДИД

БРОМ ИЛИ ЙОД И
ХЛОРИДЫ

Cl_2

+

ВОДОРОД

ХЛОРОВОДОРОД

Cl_2

+

ВОДА

ХЛОРОВОДОРОДНАЯ
И ХЛОРНОВАТИСТАЯ
КИСЛОТА

Cl_2

+

ЩЕЛОЧИ

ХЛОРИДЫ И
ГИПОХЛОРИТЫ
ИЛИ ХЛОРАТЫ

Cl_2

+

МЕТАЛЛЫ

ХЛОРИД МЕТАЛЛА

Взаимодействие со щелочами:



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

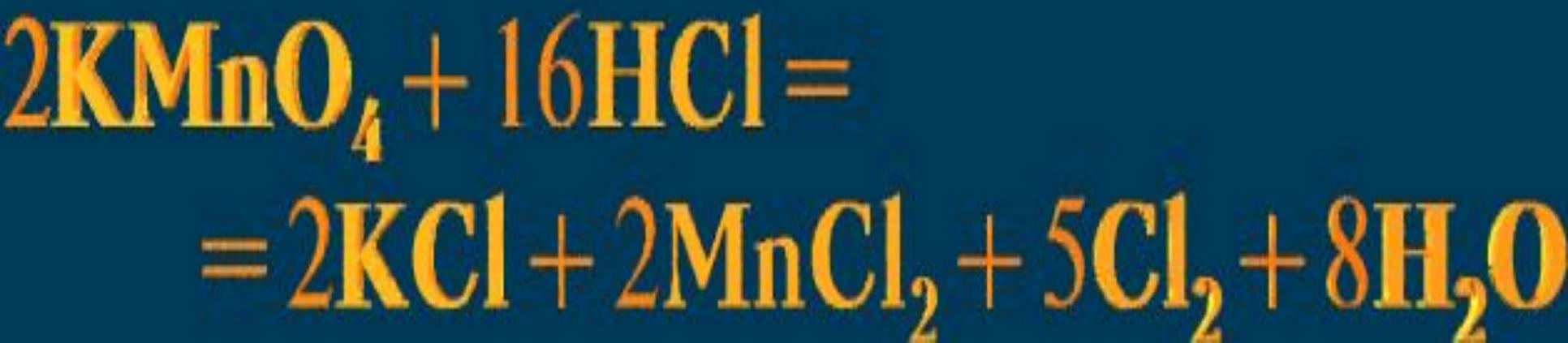


При пропускании хлора в горячий раствор щелочи образуется смесь растворов хлорида и хлората (в случае KOH образуется бертолетова соль):



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

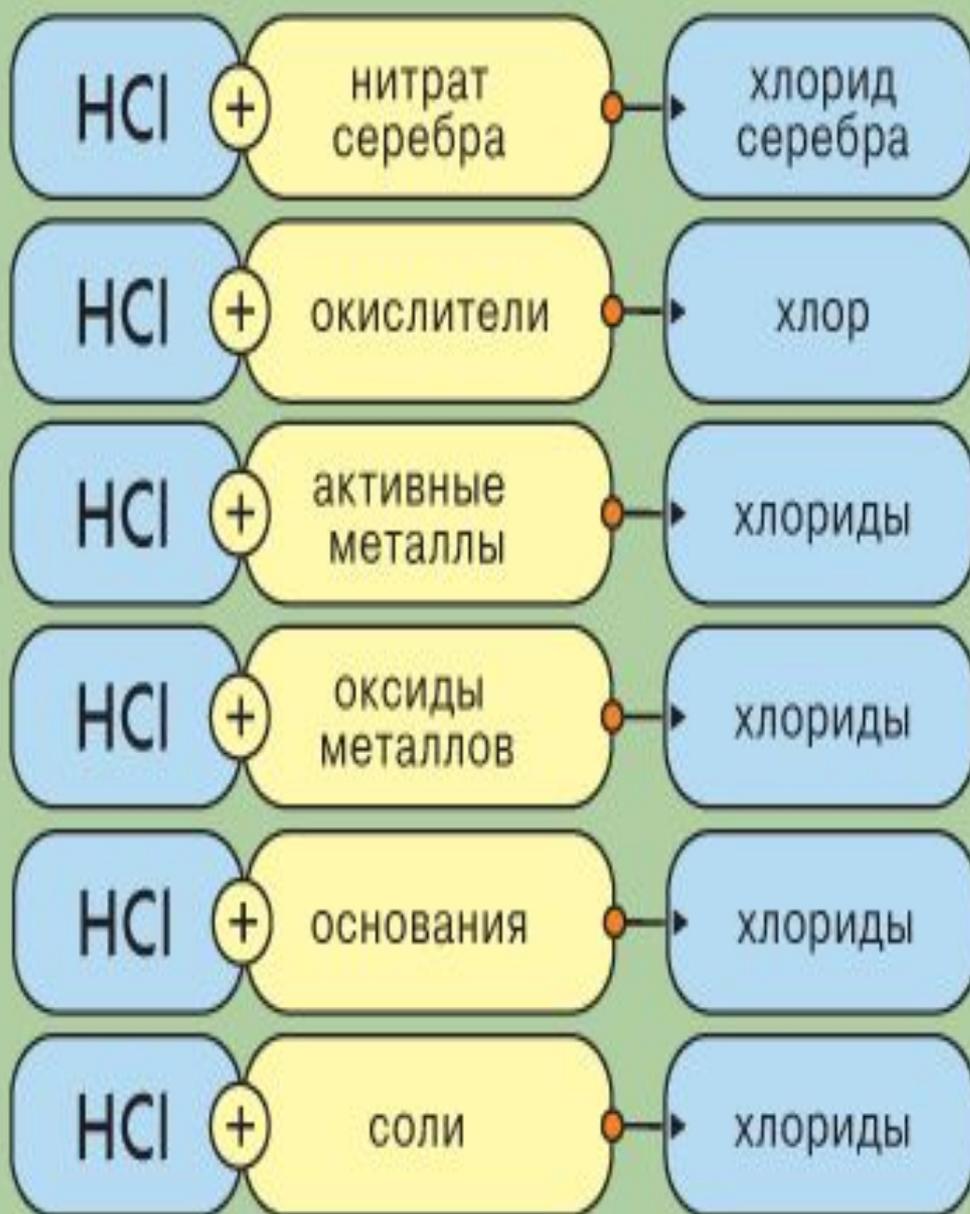


Хлороводород HCl - бесцветный удушливый ядовитый газ, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде с образованием соляной кислоты.

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

