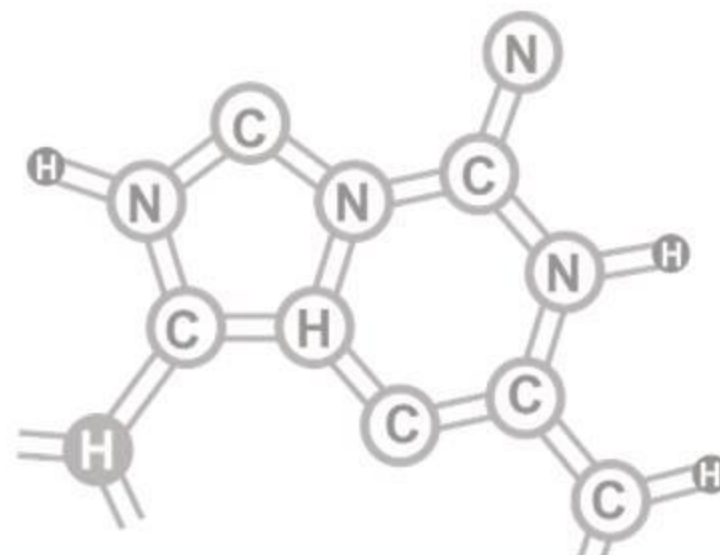


РАЗДЕЛ VII «Неметаллы»

**Положение
неметаллов в ПСХЭ
Д. И. Менделеева.
Галогены**



ПОЛОЖЕНИЕ НЕМЕТАЛЛОВ В ПСХЭ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Группы элементов								
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	
1	Н 1 Водород							Гелий 2 4,0026	
2	Li 3 Литий	Be 4 Бериллий	B 5 Бор	C 6 Углерод	N 7 Азот	O 8 Кислород	F 9 Фтор	Неон 10 20,183	
3	Na 11 Натрий	Mg 12 Магний	Al 13 Алюминий	Si 14 Кремний	P 15 Фосфор	S 16 Сера	Cl 17 Хлор	Аргон 18 39,948	
4	K 19 Калий	Ca 20 Кальций	Sc 21 Скандий	Ti 22 Титан	V 23 Ванадий	Cr 24 Хром	Mn 25 Марганец	Fe 26 Железо	Ni 28 Никель
5	Rb 37 Рубидий	Sr 38 Стронций	Y 39 Иттрий	Zr 40 Цирконий	Nb 41 Ниобий	Mo 42 Молибден	Tc 43 Технеций	Ru 44 Родий	Pd 46 Палладий
6	Cs 55 Цезий	Ba 56 Барий	La 57 Лантан	Hf 72 Гафний	Ta 73 Тантал	W 74 Вольфрам	Re 75 Рений	Os 76 Осмий	Ir 77 Иридий
7	Fr 87 Франций	Ra 88 Радий	Ac 89 Актиний	Rf 104 Резерфордий	Db 105 Дубний	Sg 106 Сиборгий	Bh 107 Борий	Hs 108 Хассий	Mt 109 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		

Слева направо в периодах-увеличиваются заряды ядер атомов и уменьшаются атомные радиусы. Сверху вниз в группах- атомные радиусы возрастают. Атомы неМе притягивают наружные электроны сильнее нежели атомы Ме, следовательно у неметаллов преобладают **окислительные свойства**.

Внешние энергетические уровни атомов неМе заполнены больше чем на половину (исключение бор). Поэтому для завершения энергетического уровня им свойственно принимать электроны, то есть проявлять окислительные свойства. В атомах благородных (инертных) газов внешние уровни завершены и они имеют особые свойства.

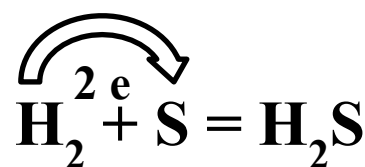
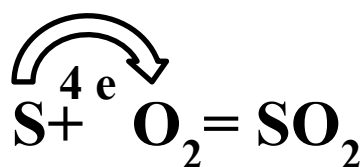
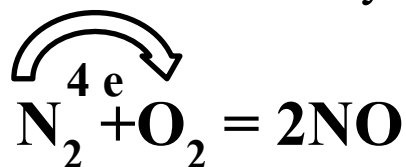


Окислительная способность неметаллов увеличивается в следующем порядке (в соответствии с значением электроотрицательностей):



Фтор- самый типичный неметалл, проявляет свойства только окислителя: $\text{F}_2 + \text{O}_2 = \text{OF}_2$ (фторид кислорода).

Остальные могут быть и восстановителями:



СТРОЕНИЕ ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ- НЕМЕТАЛЛОВ



НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ
C, B, Si – атомные кристаллические решетки, обладают большой твердостью и очень высокими температурами плавления

МОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ
F₂, O₂, Cl₂, Br₂, N₂, I₂, S₈ – молекулярные кристаллические решетки, низкие температуры плавления.

ГАЛОГЕНЫ

Фтор/Fluorum (F)	
Внешний вид простого вещества	Бледно-жёлтый газ. Очень ядовит .
Электронная конфигурация	[He] 2s ² 2p ⁵
ЭО (по Полингу)	3,98
Степень окисления	-1
Плотность	(при -189 °C) 1,108 г/см ³
Температура плавления	53,53 K
Температура кипения	85,01 K

127	0	Внешний вид простого вещества	Черно-фиолетовые кристаллы с металлическим блеском
53		Электронная конфигурация	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵
		ЭО (по Полингу)	2,66
		Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
		Плотность	4,93 г/см ³
		Температура плавления	386,7 K
		Температура кипения	457,5 K

Хлор / Chlorum (Cl)	
Внешний вид простого вещества	Газ жёлто-зеленого цвета с резким запахом. Ядовит .
Электронная конфигурация	[Ne] 3s ² 3p ⁵
ЭО (по Полингу)	3,16
Степень окисления	7, 6, 5, 4, 3, 1, -1
Плотность	(при -33,6 °C) 1,56 г/см ³
Температура плавления	172,2 K
Температура кипения	238,6 K

Астат / Astatium (At)	
Внешний вид простого вещества	Нестабильные чёрно-синие кристаллы
Электронная конфигурация	[Xe] 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵
ЭО (по Полингу)	2,2
Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
Плотность	п/а г/см
Температура плавления	517 K
Температура кипения	582 K

Бром / Bromum (Br)	
Внешний вид простого вещества	красно-бурая жидкость с сильным неприятным запахом
Электронная конфигурация	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵
ЭО (по Полингу)	2,96
Степень окисления	7, 5, 3, 1, -1
Плотность	3,12 г/см ³
Температура плавления	265,9 K
Температура кипения	331,9 K

На внешнем уровне до завершения не хватает 1 электрона, с водородом и всеми металлами проявляют степень окисления -1. В группе сверху вниз окислительные способности уменьшаются.

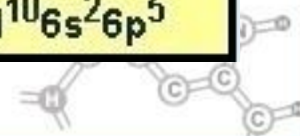
9	Фтор
F	18,998
2s ² 2p ⁵	

17	Хлор
Cl	35,452
3s ² 3p ⁵	

35	Бром
Br	79,904
3d ¹⁰ 4s ² 4p ⁵	

53	Иод
I	126,905
4d ¹⁰ 5s ² 5p ⁵	

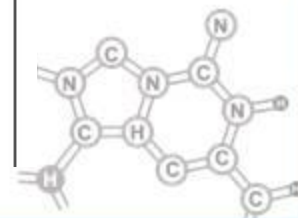
85	Астат
At	(210)
4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ⁵	



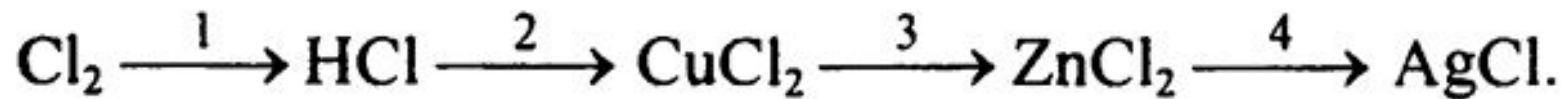
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

Фтор F	Хлор Cl
Размещение электронов по орбиталям	
$_{+9}\text{F}$ $1s^2$ $2s^2$ $2p^5$	$_{+17}\text{Cl}...$ $3s^2$ $3p^5$ $3d^0$
Характерные химические свойства	
1. Окислительные свойства (сильнейший окислитель): $\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \overset{0}{2}\text{F}_2 + \overset{0}{\text{Xe}} = \overset{+4}{\text{Xe}}\overset{-1}{\text{F}}_4 \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 4e^- \\ \overset{0}{2}\text{F}_2 + \overset{-2}{2}\text{H}_2\text{O} = \overset{+1}{4}\text{HF} + \overset{0}{\text{O}_2} \uparrow \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \overset{0}{\text{F}_2} + \overset{0}{\text{H}_2} = \overset{+1}{2}\text{HF} \end{array}$ 2. Восстановительными свойствами фтор не обладает	1. Окислительные свойства: $\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \overset{0}{2}\text{Na} + \overset{0}{\text{Cl}_2} = \overset{+1}{2}\text{Na}\overset{-1}{\text{Cl}} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 6e^- \\ \overset{0}{2}\text{Fe} + \overset{0}{3}\text{Cl}_2 = \overset{+3}{2}\text{Fe}\overset{-1}{\text{Cl}}_3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \overset{0}{\text{H}_2} + \overset{0}{\text{Cl}_2} = \overset{+1}{2}\text{H}\overset{-1}{\text{Cl}} \end{array}$ $\begin{array}{c} \downarrow 2e^- \\ \overset{+1}{2}\text{NaI} + \overset{0}{\text{Cl}_2} = \overset{+1}{2}\text{Na}\overset{-1}{\text{Cl}} + \overset{0}{\text{I}_2} \end{array}$ 2. Восстановительные свойства проявляются только в реакциях, в которых участвуют вещества, содержащие кислород: $\overset{+5}{2}\text{K}\overset{-2}{\text{ClO}_3} = \overset{-1}{2}\text{KCl} + \overset{0}{3}\text{O}_2 \uparrow$

Качественные реакции
на галоген ионы



НАПИСАТЬ УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ, ПРИ ПОМОЩИ КОТОРЫХ МОЖНО ОСУЩЕСТВИТЬ СЛЕДУЮЩИЕ ПРЕВРАЩЕНИЯ:



ДОМАШНЕЕ ЗАДАНИЕ

§ 37 № 2 (а)

Сообщение «получение и применение галогенов»

