

Неметаллы. Галогены и водород

Строение атома:

Водород – $1s^1$

Галогены – внешний слой ns^2np^5

Возможные степени окисления:

H -1,+1

F -1 САМЫЙ ЭО ЭЛЕМЕНТ!

Cl, Br, I -1, +1, +3, +5, +7

Физические свойства

Формула простого вещества	Кристаллическая решетка	Кристаллическая решетка	Физические свойства
H_2	Ковалентная неполярная	Молекулярная	Бц газ, с O_2 – гремучая смесь
F_2			Желтоватый ядовитый газ
Cl_2			Желто-зеленый ядовитый газ
Br_2			Красно-бурая жидкость с резким запахом
I_2			Темно-серое тв в-во с металлическим блеском, при возгонке образует фиолетовые пары

Химические свойства

1) С металлами – образуют бинарные соединения

H_2	гидриДы	H^{-1}	Только с активными Me при нагревании $K + H_2 = KH$
F_2	фторИДы	F^{-1}	$Na + F_2 = NaF$
Cl_2	хлорИДы	Cl^{-1}	$Al + Cl_2 = AlCl_3$
Br_2	бромИДы	Br^{-1}	$Fe + Br_2 = FeBr_3$
I_2	иодИДы	I^{-1}	Не образует высших со у Me $Cu + I_2 = CuI$

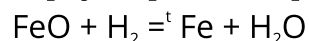
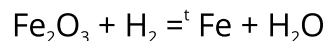
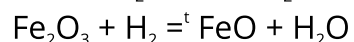
2) С неметаллами – тоже образуют бинарные соединения

H_2	Да: C, N ₂ , S, O ₂ , галогены	НЕТ: Si, P	Проявляет со +1 $H_2 + O_2 =^t H_2O$
F_2	Да: все	-	Образует фториды $O_2 + F_2 = OF_2$
Cl_2	Да: C, Si, S, P, галогены	НЕТ: N ₂ , O ₂	Образует хлориды $Si + Cl_2 = SiCl_4$
Br_2	Да: C, Si, S, P, галогены	НЕТ: N ₂ , O ₂	Образует бромиды, кроме Cl ₂ и F ₂ $P + Br_2(\text{изб}) = PBr_5$
I_2	Да: P, галогены	НЕТ: C, Si, S, O ₂ , P, N ₂	Образует иодиды, кроме другие галогенов $H_2 + I_2 = HI$

3) H₂ со сложными веществами

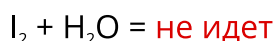
H₂ – восстановитель

Восстанавливает металлы средней и слабой активности из оксидов

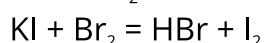
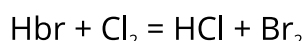


4) Галогены со сложными веществами

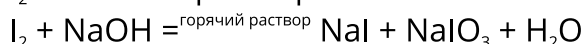
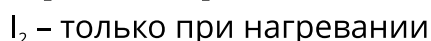
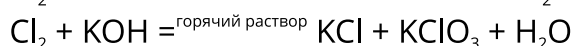
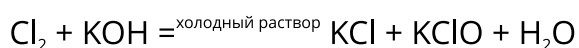
• водой



• вышестоящий галоген вытесняет нижестоящий галоген из его соединений



• с щелочами



Галогены могут образовывать кислородные кислоты

Cl	Br	I
HClO – хлорноватистая (гипохлорит)	HBrO	HOI
HClO ₂ – хлористая (хлорит)	HBrO ₂	HOI ₂
HClO ₃ – хлорноватая (хлорат)	HBrO ₃	HOI ₃
HClO ₄ – хлорная (перхлорат)	HBrO ₄	HOI ₄

Получение

H ₂	В лаборатории: Me(до H) + кислота = соль + H ₂ Fe + HCl = FeCl ₂ + H ₂	В промышленности: C + H ₂ O = ^t CO + H ₂ CH ₄ = ^t C + H ₂ H ₂ O = ^{электролиз} H ₂ + O ₂
F ₂	В лаборатории: не получают	В промышленности: Электролиз KHF ₂
Cl ₂	В лаборатории: окисление HCl и хлоридов HCl + MnO ₂ = MnCl ₂ + Cl ₂ + H ₂ O	В промышленности: Электролиз хлоридов NaCl = ^{электролиз} Na + Cl ₂

Br ₂	В лаборатории: окисление HBr и бромидов $\text{Hbr} + \text{KMnO}_4 = \text{MnBr}_2 + \text{KBr} + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O}$	В промышленности: Восстановление из солей
I ₂	В лаборатории: окисление HI и йодидов	В промышленности: Восстановление из солей

Халькогены. VIA группа.

Строение атома:

Конфигурация внешнего слоя - ns^2np^4

Возможные степени окисления:

O	-2 оксиды K_2O^{-2}
	-1 пероксиды $H_2O^{-1}_2$
	0 O^0_2
	+2 $O^{+2}F_2$
S	-2 сульфиды FeS^{-2}
	0 S^0
	+4 $S^{+4}O_2$
	+6 $H_2S^{+6}O_4$

O – второй по ЭО элемент после фтора

Физические свойства

Проявляют **аллотропию** – способность элемента образовывать несколько простых веществ (аллотропные модификации)

Формула элемента	Аллотропная модификация	Физические свойства
O	Атмосферный кислород O_2	Бц газ, необходимый для дыхания, объемная доля в воздухе 21%
	Озон O_3	Ядовитый газ голубого цвета с резким запахом
S	Пластическая	Резиноподобное вещество
	Ромбическая	Желтые кристаллы
	Моноклинная	Темно-желтые игольчатые кристаллы

Химические свойства

1) С металлами – образуют бинарные соединения

O ₂	оксиды	O ⁻²	Fe + O ₂ = Fe ₂ O ₃	Не реагирует с серебром, золотом и платиной
	пероксиды с IА группой, кроме Li	O ⁻¹	K + O ₂ = K ₂ O ₂ Li + O ₂ = Li ₂ O	
S	сульфиды	S ⁻²	Ba + S = BaS	Не реагирует с золотом и платиной

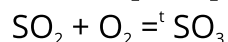
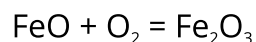
2) С неметаллами – тоже образуют бинарные соединения

	Да	НЕТ		
O ₂	S, C, Si, N ₂ , P, F ₂ , H ₂	Cl ₂ , Br ₂	Образует оксиды, кроме фтора N ₂ + O ₂ = ^t NO ⁻² O ₂ + F ₂ = ^t O ⁺² F ₂	Реагируют при t
S	O ₂ , C, P, F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , H ₂	Si, N ₂ , I ₂	В зависимости от ЭО неметаллов S + O ₂ = ^t S ⁺⁴ O ₂ S + C = ^t CS ⁻² ₂	

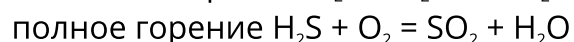
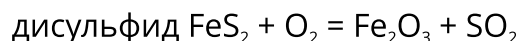
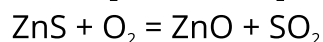
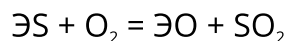
3) O₂ со сложными веществами

O₂ проявляет окислительные свойства

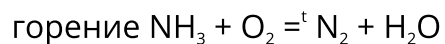
- **Если можно повысить со элемента в оксиде**



- **Обжиг сульфидов**



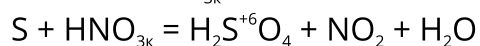
- **С аммиаком**



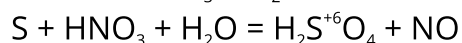
4) S со сложными веществами

- с кислотами-окислителями (HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4к}$)

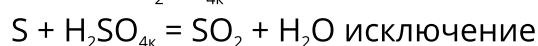
неМе + $\text{HNO}_{3к}$ = кислота неМе в высшей со + NO_2 + H_2O



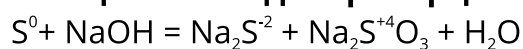
неМе + HNO_3 + H_2O = кислота неМе в высшей со + NO



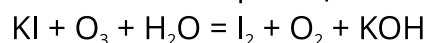
неМе + $\text{H}_2\text{SO}_{4к}$ = кислота неМе в высшей со + SO_2 + H_2O



- с щелочами диспропорционирование



Качественная реакция на озон



Получение

	В лаборатории	В промышленности
O_2	Разложение $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ $\text{KClO}_3 \xrightarrow{t} \text{KCl} + \text{O}_2$ $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t} \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ $\text{HgO} \xrightarrow{t} \text{Hg} + \text{O}_2$ $\text{KNO}_3 \xrightarrow{t} \text{KNO}_2 + \text{O}_2$	Разложение воды $\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2 + \text{O}_2$ Ректификация воздуха
S	Конпропорционирование $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ Неполное горение сероводорода $\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = \text{S} + \text{H}_2\text{O}$	Отделение серы от самородной плавлением
O_3	Пропускание электрического тока через O_2 $\text{O}_2 \xleftrightarrow{\text{электрический ток}} \text{O}_3$	

VA группа IVA группа.

Строение атома:

внешние слои

N, P ns^2np^3

C, Si ns^2np^2

Возможные степени окисления:

N	-3 $N^{-3}H_3$
	0 N^0_2
	+1 N^{+1}_2O
	+2 $N^{+2}O$
	+3 $N^{+3}_2O_3$
	+4 $N^{+4}O_2$
	+5 $N^{+5}_2O_5$
P	+6 $H_2S^{+6}O_4$
	-3 $P^{-3}H_3$
	0 P^0
	+3 $P^{+3}_2O_3$
C	+5 $P^{+5}_2O_5$
	От -4 до +4 $C^{-4}H_4$, CaC^{-1}_2 , C^0 , $C^{+2}O$, $C^{+4}O_2$
Si	-4 Ca_2Si^{-4}
	0 Si^0
	+2 $Si^{+2}O$
	+4 $Si^{+4}O_2$

Физические свойства

Проявляют **аллотропию** – способность элемента образовывать несколько простых веществ (аллотропные модификации)

Азот не имеет модификаций

N_2 – газ без цвета и запаха, объемная доля в воздухе 78%

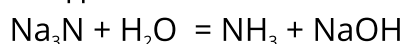
Формула элемента	Аллотропная модификация	Физические свойства
P	Черный	Тв вещество слоистого строения
	Красный	Тв неядовитое вещество
	Белый	Тв ядовитое вещество, самовоспламеняется
C	Алмаз	Бц кристаллическое вещество, самое прочное
	Графит	Темно-серое мягкое вещество с блеском
	Фуллерен C_{60}	Молекулярные соединения – выпуклые многогранники
Si	Кристаллический	Тв темно-серое вещество со стальным блеском
	Аморфный	

Химические свойства

1) С металлами – образуют бинарные соединения

N_2	нитриДы	N^{-3}	$Li + N_2 =^t Li_3N$	Только с щЭ, щЭЭ при t
P	фосфиДы	P^{-3}	$Na + P =^t Na_3P$	Только с Ме до H при t
C	карбиДы	C^{-4}	$Al + C =^t Al_4C_3$	Только с щЭ, щЭЭ, Be, Al, Zn при t
		C^{-1}		
Si	силициДы	Si^{-4}	$Na + Si =^t Na_4Si$	

Соединения с металлами подвергаются гидролизу – реакции обмена с водой



2) С неметаллами – тоже образуют бинарные соединения

	Да		
N ₂	H ₂ , F ₂ , O ₂ (эл. ток, нагрев)	В зависимости от ЭО неметаллов	Реагируют при t
P	O ₂ , S, галогены		
C	H ₂ , O ₂ , S, галогены (кроме I ₂)		
Si	O ₂ , C, галогены (кроме I ₂)		

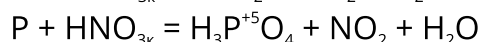
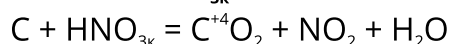
3) N₂ со сложными веществами

Со сложными веществами не реагирует

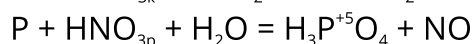
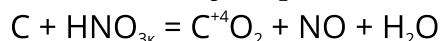
4) С кислотами-окислителями (HNO₃, H₂SO_{4к})

Только C и P

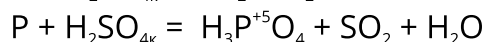
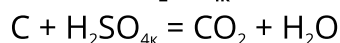
неМе + HNO_{3к} = кислота неМе в высшей со + NO₂ + H₂O



неМе + HNO₃ + H₂O = кислота неМе в высшей со + NO

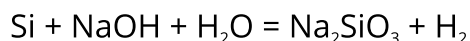
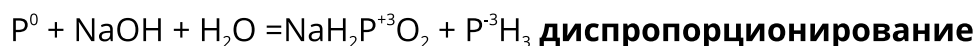


неМе + H₂SO_{4к} = кислота неМе в высшей со + SO₂ + H₂O



5) С щелочами

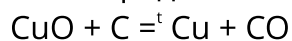
Только P и Si



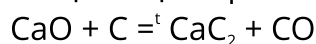
6) Восстановительные свойства углерода

Может восстановить из оксидов

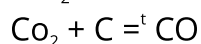
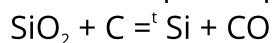
- Ме средней и слабой активности при нагревании



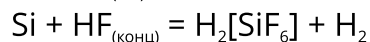
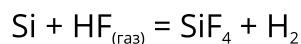
- щЭ и щЗЭ при нагревании



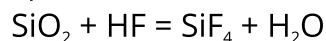
- неМе при нагревании



7) Кремний с плавиковой кислотой

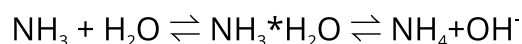


Травление стекла



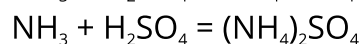
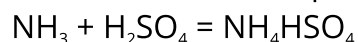
8) Свойства аммиака

Раствор аммиака в воде имеет щелочную среду

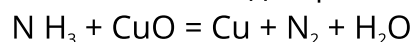


NH₄OH в реакциях не пишем

- с кислотами – образует соли аммония



- окисление – до простого вещества



- каталитическое окисление $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t, kt}} \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

- горение $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{t}} \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Получение

	В лаборатории	В промышленности
N ₂	Разложение солей аммония	Ректификация воздуха
P	Восстановление фосфата кальция углем $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{t}} \text{CaSiO}_3 + \text{CO} + \text{P}$	
C	Восстановление CO ₂ магнием	
Si	Восстановление SiO ₂ магнием	