

## 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%

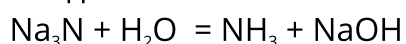
Формула элемента	Аллотропная модификация	Физические свойства
P	Черный	Тв вещество слоистого строения
	Красный	Тв неядовитое вещество
	Белый	Тв ядовитое вещество, самовоспламеняется
C	Алмаз	Бц кристаллическое вещество, самое прочное
	Графит	Темно-серое мягкое вещество с блеском
	Фуллерен $C_{60}$	Молекулярные 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, щЭ 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, щЭ, 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 <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> , F <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> (эл. ток, нагрев)	В зависимости от ЭО неметаллов	Реагируют при t
P	O <sub>2</sub> , S, галогены		
C	H <sub>2</sub> , O <sub>2</sub> , S, галогены (кроме I <sub>2</sub> )		
Si	O <sub>2</sub> , C, галогены (кроме I <sub>2</sub> )		

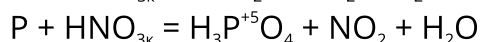
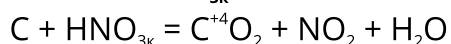
## 3) N<sub>2</sub> со сложными веществами

Со сложными веществами не реагирует

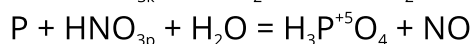
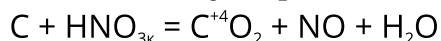
## 4) С кислотами-окислителями (HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4к</sub>)

Только C и P

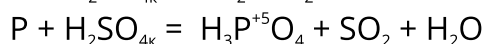
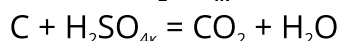
**неМе + HNO<sub>3к</sub> = кислота неМе в высшей со + NO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O**



**неМе + HNO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O = кислота неМе в высшей со + NO**

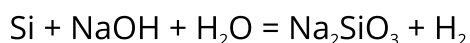
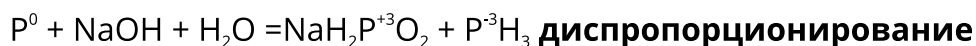


**неМе + H<sub>2</sub>SO<sub>4к</sub> = кислота неМе в высшей со + SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O**



## 5) С щелочами

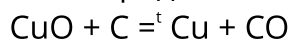
Только P и Si



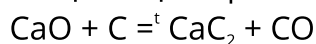
## б) Восстановительные свойства углерода

Может восстановить из оксидов

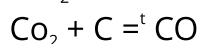
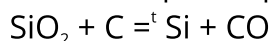
- Ме средней и слабой активности при нагревании



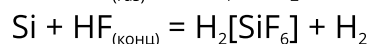
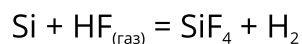
- щЭ и щЗЭ при нагревании



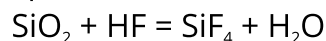
- неМе при нагревании



## 7) Кремний с плавиковой кислотой

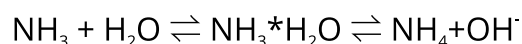


Травление стекла



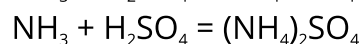
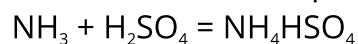
## 8) Свойства аммиака

**Раствор аммиака в воде имеет щелочную среду**

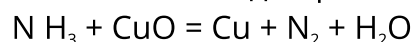


*NH<sub>4</sub>OH в реакциях не пишем*

- 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 <sub>2</sub>	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 <sub>2</sub> магнием	
Si	Восстановление SiO <sub>2</sub> магнием	