

# **ЭЛЕМЕНТЫ 5А ГРУППЫ**

# Элементы Va группы

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Закрытые оболочки	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			a
		a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	a	б	б	б				
1	1	<b>H</b> 1 ВОДОРОД 1,008																<b>He</b> 2 ГЕЛИЙ 4,003	к
2	2	<b>Li</b> 3 ЛИТИЙ 6,941	<b>Be</b> 4 БЕРИЛЛИЙ 9,0122	<b>B</b> 5 БОР 10,811	<b>C</b> 6 УГЛЕРОД 12,011	<b>N</b> 7 АЗОТ 14,007	<b>O</b> 8 КИСЛОРОД 15,999	<b>F</b> 9 ФТОР 18,998										<b>Ne</b> 10 НЕОН 20,179	л
3	3	<b>Na</b> 11 НАТРИЙ 22,99	<b>Mg</b> 12 МАГНИЙ 24,312	<b>Al</b> 13 АЛЮМИНИЙ 26,982	<b>Si</b> 14 КРЕМНИЙ 28,086	<b>P</b> 15 ФОСФОР 30,974	<b>S</b> 16 СЕРА 32,06	<b>Cl</b> 17 ХЛОР 35,453										<b>Ar</b> 18 АРГОН 39,948	л
4	4	<b>K</b> 19 КАЛИЙ 39,102	<b>Ca</b> 20 КАЛЬЦИЙ 40,08	<b>Sc</b> 21 СКАНДИЙ 44,956	<b>Ti</b> 22 ТИТАН 47,88	<b>V</b> 23 ВАНАДИЙ 50,942	<b>Cr</b> 24 ХРОМ 52,00	<b>Mn</b> 25 МАРГАНЕЦ 54,938	<b>Fe</b> 26 ЖЕЛЕЗО 55,848	<b>Co</b> 27 КОБАЛЬТ 58,933	<b>Ni</b> 28 НИКЕЛЬ 58,7								л
	5	<b>Cu</b> 29 МЕДЬ 63,546	<b>Zn</b> 30 ЦИНК 65,37	<b>Ga</b> 31 ГАЛЛИЙ 69,72	<b>Ge</b> 32 ГЕРМАНИЙ 72,59	<b>As</b> 33 АРСЕН 74,922	<b>Se</b> 34 СЕЛЕН 78,96	<b>Br</b> 35 БРОМ 79,904											<b>Kr</b> 36 КРИПТОН 83,8
5	6	<b>Rb</b> 37 РУБИДИЙ 85,468	<b>Sr</b> 38 СТРОНЦИЙ 87,62	<b>Y</b> 39 ИТРИЙ 88,906	<b>Zr</b> 40 ЦИРКОНИЙ 91,22	<b>Nb</b> 41 НИОБИЙ 92,906	<b>Mo</b> 42 МОЛИБДЕН 95,94	<b>Tc</b> 43 ТЕХНЕЦИЙ [99]	<b>Ru</b> 44 РУТЕНИЙ 101,07	<b>Rh</b> 45 РОДИЙ 102,906	<b>Pd</b> 46 ПАЛЛАДИЙ 106,4								л
	7	<b>Ag</b> 47 СЕРЕБРО 107,868	<b>Cd</b> 48 КАДМИЙ 112,41	<b>In</b> 49 ИНДИЙ 114,82	<b>Sn</b> 50 ОЛОВО 118,69	<b>Sb</b> 51 СУРЬМА 121,75	<b>Te</b> 52 ТЕЛЛУР 127,6	<b>I</b> 53 ИОД 126,905											<b>Xe</b> 54 КСЕНОН 131,3
6	8	<b>Cs</b> 55 ЦЕЗИЙ 132,905	<b>Ba</b> 56 БАРИЙ 137,34	<b>57-71</b> ЛАНТАНОИДЫ	<b>Hf</b> 72 ГАФНИЙ 178,4	<b>Ta</b> 73 ТАНТАЛ 180,948	<b>W</b> 74 ВОЛЬФРАМ 183,85	<b>Re</b> 75 РЕНИЙ 186,207	<b>Os</b> 76 ОСМИЙ 190,2	<b>Ir</b> 77 ИРИДИЙ 192,22	<b>Pt</b> 78 ПЛАТИНА 195,09								л
	9	<b>Au</b> 79 ЗОЛОТО 196,967	<b>Hg</b> 80 РУТУТЬ 200,59	<b>Tl</b> 81 ТАЛЛИЙ 204,37	<b>Pb</b> 82 СВИНЕЦ 207,19	<b>Bi</b> 83 ВИСМУТ 208,98	<b>Po</b> 84 ПОЛОНИЙ [210]	<b>At</b> 85 АСТАТ [210]											<b>Rn</b> 86 РАДОН [222]
7	10	<b>Fr</b> 87 ФРАНЦИЙ [223]	<b>Ra</b> 88 РАДИЙ [226]	<b>89-103</b> АКТИНОИДЫ	<b>104 Rf</b> РЕЗЕРФОРДИЙ [261]	<b>105 Db</b> ДУБИНИЙ [262]	<b>106 Sg</b> СНБОРГИЙ [263]	<b>107 Bh</b> БОРИЙ [262]	<b>108 Hn</b> ХАННИЙ [265]	<b>109 Mt</b> МЕЙТНЕРИЙ [265]	<b>110</b>								л

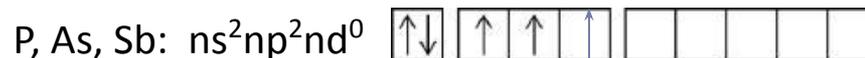


# Строение атомов и степени окисления

На внешнем энергетическом уровне элементы V-A группы содержат по **5 электронов**.

У атомов всех элементов, кроме азота, в возбужденном состоянии увеличивается количество неспаренных электронов, поэтому они могут проявлять **валентность V**.

**Высшая валентность азота IV**.



+5	$N_2O_5, HNO_3, NO_3^-$
+4	$NO_2$
+3	$N_2O_3, HNO_2, NO_2^-$
+2	$NO$
+1	$N_2O$
0	$N_2$
-3	$NH_3, NH_4^+, N^{3-}$

+5	$P_2O_5, H_3PO_3, PO_4^{3-}$
+3	$P_2O_3, PCl_3$
0	$P_{кр}, P_{бел}$
-3	$PH_3, PH_4^+, P^{3-}$

# Простые вещества

**Азот** (греч. *азотикос* – безжизненный) – бесцветный газ, без цвета, запаха и вкуса.

Не поддерживает дыхание и горение, один из основных компонентов воздуха (объемная доля ~78%), нерастворим в воде.

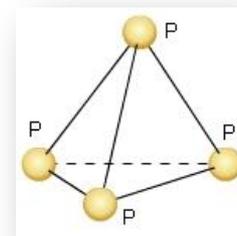


**Фосфор** образует различные (аллотропные модификации).

**Белый фосфор** — это вещество состава  $P_4$ .

Мягкий, бесцветный, ядовитый, имеет характерный чесночный запах.

- **Молекулярная кристаллическая решетка**, а следовательно,
- невысокая температура плавления ( $44^{\circ}\text{C}$ ),
- высокая **летучесть**.
- Очень реакционно способен,
- самовоспламеняется на воздухе.



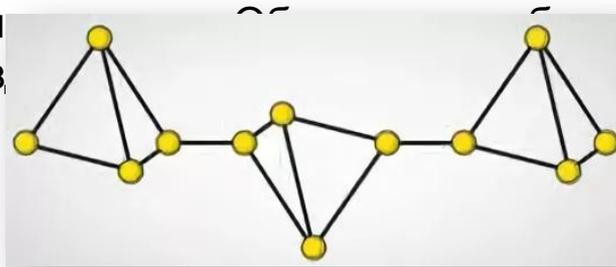
**Красный фосфор** – это модификация с **атомной кристаллической решеткой**.

Формула красного фосфора  $P_n$ , это полимер со сложной структурой.

Твердое вещество без запаха, красно-бурого цвета, не ядовитое.

Это гораздо более **устойчивая модификация**, чем белый фосфор.

В темноте и при отсутствии доступа воздуха белый фосфор при  $+250-300^\circ\text{C}$  без



**Черный фосфор** – то наиболее стабильная термодинамически и химически наименее активная форма элементарного фосфора.

Чёрный фосфор — это чёрное вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь, похожее на графит, полностью нерастворимое в воде или органических растворителях.



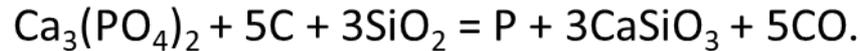
При очень высоком давлении фосфор переходит в **металлический фосфор**, который очень хорошо проводит электрический ток.



# Простые вещества

## Способы получения азота и фосфора

- Азот выделяют из воздуха,
- фосфор получают при спекании фосфата кальция с углем и песком в электропечи:



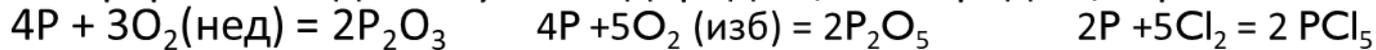
## Химические свойства простых веществ

### 1. Взаимодействие с неметаллами

Азот реагирует с кислородом и водородом:

$$\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO} - Q$$
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$$

Фосфор взаимодействует с водородом, кислородом, серой и галогенами:



### 2. Взаимодействие с металлами

Азот и фосфор при нагревании взаимодействует с активными металлами с образованием соответственно нитридов и фосфидов.

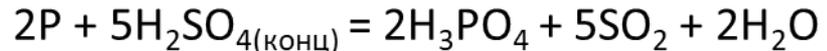
С литием азот реагирует при комнатной температуре.



### 3. Взаимодействие со сложными веществами

- Азот не взаимодействует со сложными веществами.

- Фосфор реагирует с сильными окислителями



- и диспропорционирует в щелочи:  $4\text{P} + 3\text{KOH} + 3\text{H}_2\text{O} = \text{PH}_3 + 3\text{KH}_2\text{PO}_2$

# Аммиак

## Получение



- ▶ Прямой синтез  $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$
- ▶ Гидролиз нитридов  $Ca_3N_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 + 2NH_3$
- ▶ Из солей аммония  $Ca(OH)_2 + 2NH_4Cl = CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$

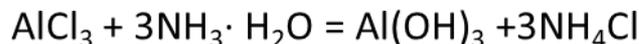
## Химические свойства аммиака

### Основные свойства

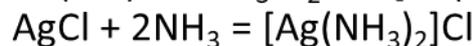
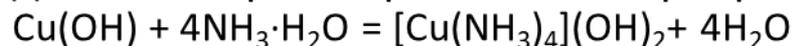
Аммиак реагирует с водой с образованием неустойчивого гидроксида аммония и с кислотами:



Водный раствор аммиака может использоваться для получения нерастворимых оснований:

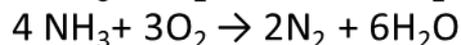
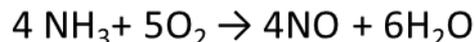


Гидроксиды и соли некоторых металлов, например цинка, меди и серебра, под действием раствора аммиака превращаются в растворимые комплексы:



### Восстановительные свойства

В ОВР аммиак всегда является восстановителем и обычно окисляется до азота или оксида азота (II):



# Оксиды азота

## Оксиды азота I, II, IV

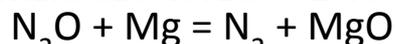
$N_2O$  – бесцветный газ со сладким запахом, плохо растворим в воде.

$NO$  – бесцветный газ, плохо растворим в воде, ядовитый.

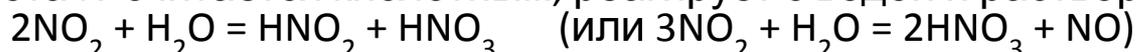
$NO_2$  – бурый газ, ядовитый.

### Химические свойства оксидов азота I, II, IV

Оксиды азота I и II являются несолеобразующими, проявляют окислительные и восстановительные свойства:  $2NO + O_2 = 2NO_2$



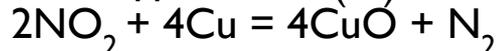
Оксид азота IV считается кислотным, реагирует с водой и растворами щелочей:



Если реакция протекает в присутствии кислорода, то образуется только одна соль:



Некоторые металлы окисляются оксидом азота (IV):



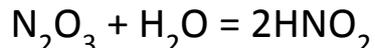
Оксид азота (III), азотистая кислота, нитриты

Оксид азота (III) – синяя подвижная жидкость, разлагается при комнатной температуре,

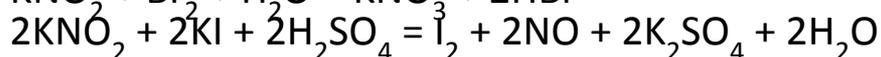
растворим в воде с образованием слабой неустойчивой азотистой кислоты.

Оксид азота (III) – кислотный, реагирует с водой и щелочами, легко разлагается:

### Химические свойства оксида азота (III) и нитритов



Нитриты в ОВР проявляют окислительные и восстановительные свойства:

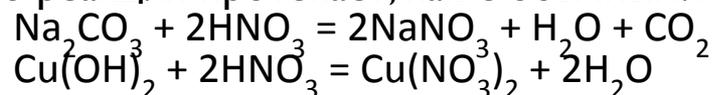


# Оксид азота (V), азотная кислота, нитраты

## Химические свойства азотной кислоты

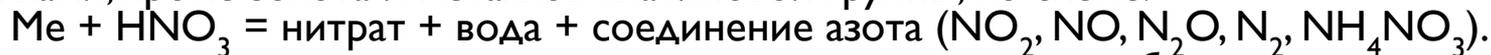
### Общие кислотные свойства азотной кислоты

Если основным оксидом, основанием или солью не могут проявлять восстановительных свойств, то реакция протекает, как с обычными кислотами:



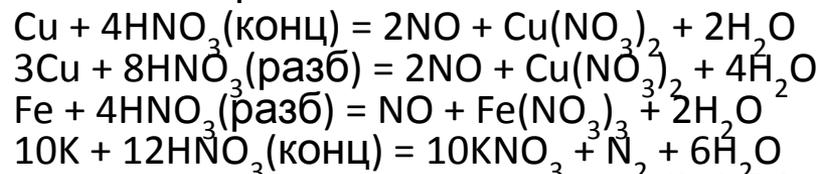
### Окислительные свойства азотной кислоты

Азотная кислота в любых концентрациях является окислителем. Она реагирует со всеми металлами, кроме золота и металлов платиновой группы, по схеме:

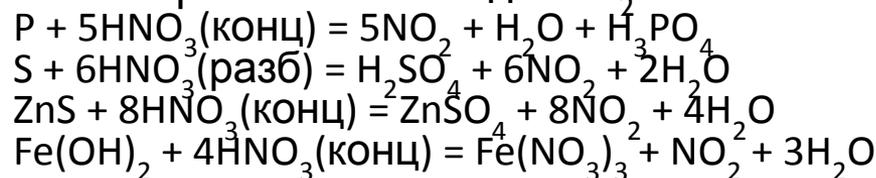


Чем активнее металл и меньше концентрация кислоты, тем ниже будет степень окисления у азота.

При комнатной температуре концентрированная азотная кислота пассивирует алюминий, железо, хром и свинец.



Также азотная кислота окисляет неметаллы (C, S, P, I<sub>2</sub>) и некоторые сложные вещества, восстанавливаясь при этом обычно до NO<sub>2</sub>:



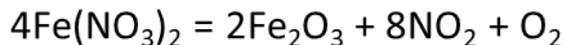
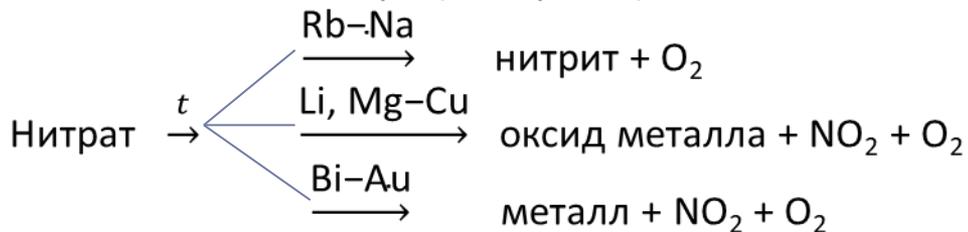
При нагревании и на свету азотная кислота разлагается



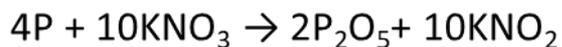
# Особые свойства нитратов

При нагревании нитраты разлагаются по приведенной схеме.

Если нагревают нитрат металла в низшей степени окисления, то он окисляется в процессе реакции:



В ОВР нитраты проявляют окислительные свойства:



# Оксид фосфора (V), фосфорная кислота, фосфаты

---

Оксид фосфора (V) - белый порошок,  
 $P_2O_5$  возгоняется,  
очень гигроскопичный.

Фосфорная кислота – белое кристаллическое вещество,  
 $H_3PO_4$  очень гигроскопичное,  
растворяется в воде с выделением большого количества  
тепла.

## Особые свойства оксида фосфора(V) и фосфорной кислоты

При нагревании фосфорная кислота постепенно отщепляет воду по схеме:



Оксид фосфора (V) и фосфорная кислота являются сильными водо-отнимающими средствами.

Это свойство используется для получения некоторых кислотных оксидов и в органическом синтезе:

