

V группа, главная подгруппа - общая характеристика.

	Электронная конфигурация внешнего слоя	Металл-неметалл	Характерные степени окисления	Оксиды, тип	Водородные соединения
N	ns^2np^3	Неметаллы	-3, +1, +2, +3, +4, +5	N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5	NH_3
P			-3, +1, +3, +5	P_2O_3 , P_2O_5	PH_3
As			-3, +3, +5	As_2O_3 , As_2O_5	AsH_3
Sb		Металлы	+3, +5	Sb_2O_3 , Sb_2O_5	SbH_3
Bi			+3, +5	Bi_2O_3	-

Азот

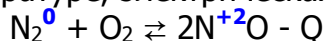
Часть 1. Простое вещество.

<p style="text-align: center;">:N≡N:</p> <p>Связь – ковалентная неполярная. В молекуле имеются одна сигма и две пи- связи.</p> <div style="text-align: center;">  </div>	<p>Степени окисления: -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5.</p> <p>Электронная формула: $1s^22s^22p^3$</p> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> <table style="border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 0 10px;">↑↓</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 0 5px;">↑</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 0 5px;">↑</td> <td style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 0 10px;">↑</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">2s</td> <td colspan="3" style="text-align: center;">2p</td> </tr> </table> </div> <p>Физические свойства: Азот – газ без цвета и запаха, плохо растворим в воде.</p>	↑↓	↑	↑	↑	2s	2p		
↑↓	↑	↑	↑						
2s	2p								
<p>Получение азота:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1) разложение нитрита аммония: $NH_4NO_2 \xrightarrow{t} N_2 + 2H_2O$ 2) горение аммиака: $4NH_3 + 3O_2 = 2N_2 + 6H_2O$ 3) В промышленности азот получают из воздуха. 	<p>Нахождение в природе:</p> <p>Азот является основной частью ВОЗДУХА (79% по объёму).</p> <p>В земной коре встречается в основном в виде нитратов. В живых организмах входит в состав аминокислот, белков и нуклеиновых кислот.</p>								

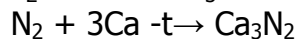
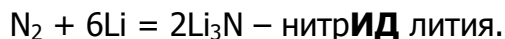
Химические свойства:

1) из-за тройной связи **азот очень малоактивен**.

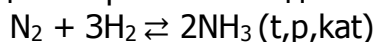
При обычных условиях с кислородом не реагирует. **Реагирует с кислородом** только при высокой температуре, электрическая дуга, $2000^{\circ}C$ (в природе – во время грозы):



2) Реагирует с металлами: литием при комнатной температуре, кальцием, натрием и магнием при нагревании:



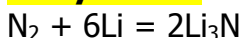
3) С водородом – при высоком давлении и в присутствии катализатора:



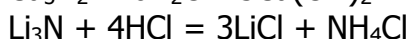
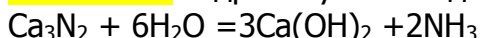
Соединения азота(-3)

1. Нитриды металлов: - твёрдые, легко гидролизующиеся вещества.

Получение:

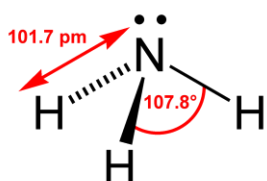


Свойства: гидролизуются водой и кислотой.



2. Аммиак NH₃

Бесцветный газ с резким запахом, бесцветный, легче воздуха. Ядовит.

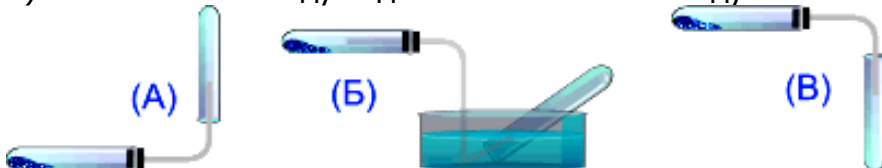


Аммиак очень хорошо растворим в воде, что объясняется образованием каждой молекулой аммиака четырех водородных связей с молекулами воды.

В молекуле аммиака – ковалентные полярные связи, атом азота находится в состоянии sp^3 -гибридизации.

Способы собирания газов:

- Вытеснением воздуха для газов легче воздуха;
- Вытеснением воды (для газов, малорастворимых в воде).
- Вытеснением воздуха для газов тяжелее воздуха.

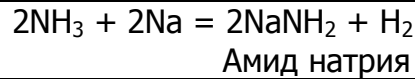


Аммиак можно собирать **только по методу (А)**, т.к. он легче воздуха и хорошо растворим в воде.

Свойства аммиака:

1. В водном растворе аммиак проявляет основные свойства. Он взаимодействует с водой, создавая щелочную среду. Принимая протон от кислот, он превращается в ион аммония . Реакция может протекать и в водном растворе, и в газовой фазе	$\text{:NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \text{ (в растворе);}$ $\text{:NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+ \text{ (в растворе);}$ $\text{:NH}_{3(\text{г})} + \text{HCl}_{(\text{г})} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{кп})} \text{ (в газ. фазе).}$
2. Реагирует с кислотами , образуя СОЛИ АММОНИЯ:	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4 \text{ гидросульфат аммония}$ $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ сульфат аммония.}$
3. Реагирует с растворами солей тяжелых металлов , образуя нерастворимые гидроксиды:	$\text{FeSO}_4 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Fe}(\text{OH})_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
4. Соли и гидроксиды меди, никеля, серебра растворяются в избытке аммиака, образуя комплексные соединения – аминокомплексы :	$4\text{NH}_3 + \text{CuSO}_4 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ $2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{AgCl} = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ $4\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{Ag}_2\text{O} = 2[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} + 3\text{H}_2\text{O}$
5. Аммиак горит на воздухе, образуя азот и воду. Если реакцию проводить в присутствии катализатора (Pt) , то образуется NO:	$4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \text{ (горение аммиака),}$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ <p>(каталитическое окисление).</p>
6. Аммиак способен восстанавливать не очень активные металлы из их оксидов:	$3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 = 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
7. Аммиак в реакциях является восстановителем	$2\text{NH}_3 + 3\text{Br}_2 = \text{N}_2 + 6\text{HBr}$ $2\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}_2 = \text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$

8. Жидкий аммиак способен реагировать с активными металлами.



Получение аммиака:

1. В лаборатории:

- а) вытеснение щелочами из солей аммония $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Ca}(\text{OH})_2 \xrightarrow{-t} \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 б) гидролиз нитридов: $\text{Ca}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_3$

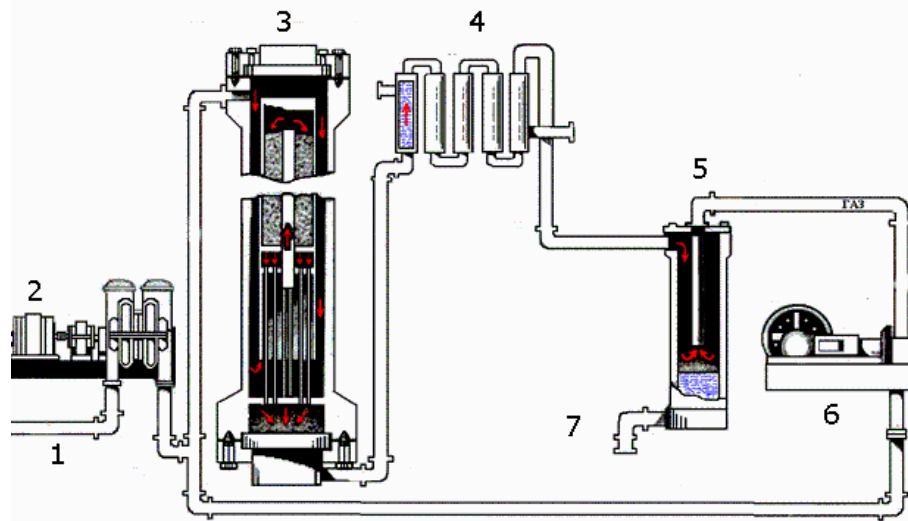
2. В промышленности: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 (t, p, \text{кат}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$

Синтез проводят при температуре 500-550⁰С и в присутствии катализатора.

Для синтеза аммиака применяют давления 15-30 МПа. В качестве катализатора используют губчатое железо с добавками оксидов алюминия, калия, кальция, кремния.

Для полного использования исходных веществ применяют метод ЦИРКУЛЯЦИИ АЗОТОВОДОРОДНОЙ СМЕСИ: не вступившие в реакцию азот и водород вновь возвращают в реактор.

Схема производства аммиака.



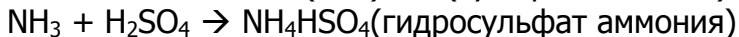
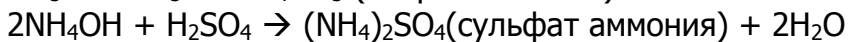
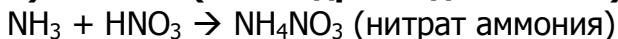
1-азотводородная смесь, 2-турбокомпрессор, 3-колонна синтеза, 4-холодильник, 5-сепаратор, 6-циркуляционный насос, 7-аммиак на склад

№	Аппарат	Назначение аппарата, процессы, протекающие в нём.
1	трубопровод	Подаётся предварительно подготовленная смесь, состоящая из 3 объёмов водорода и 1 объёма азота.
3	колонна синтеза	Колонна синтеза предназначена для проведения процесса синтеза аммиака. В контактном аппарате расположены полки с катализатором. Процесс синтеза является сильно экзотермическим, протекает с большим выделением тепла, часть которого расходуется на нагревание поступающей азотводородной смеси. Смесь, выходящая из колонны синтеза, состоит из аммиака (20-30%) и не прореагировавших азота и водорода.
5	сепаратор	Предназначен для отделения жидкого аммиака от газообразной фазы. Аммиак собирается в сборник, расположенный в нижней части сепаратора.
6	циркуляционный насос	Предназначен для возвращения не прореагировавшей смеси в контактный аппарат. Благодаря циркуляции удаётся довести использование азотводородной смеси до 95%.

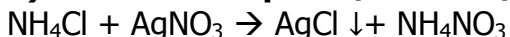
СОЛИ АММОНИЯ

Получение:

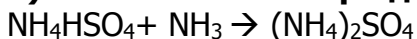
1) Аммиак (или гидроксид аммония) + кислота →



2) В обменных реакциях между солями:



3) Из кислой соли при добавлении аммиака получается средняя соль:



Химические свойства.

1. Соли аммония – хорошо растворимы в воде, полностью диссоциируют.	$\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$
2. Разложение при нагревании. а) разложение без ОВР, с выделением аммиака: хлорид, карбонат, фосфат, сульфат. б) окислительно-восстановительное разложение: нитрат, нитрит, дихромат.	а) $\text{NH}_4\text{Cl} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{HCl}$ $\text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ б) $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
3. Реакции обмена с кислотами, основаниями и другими солями (если выделяется осадок, газ)	а) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$ $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ б) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4$ в) $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
4. Соли аммония подвергаются гидролизу (как соль слабого основания и сильной кислоты) – среда кислая:	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCl}$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

ОКСИДЫ АЗОТА

N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
ОКСИД АЗОТА (I) ЗАКИСЬ АЗОТА, "ВЕСЕЛЯЩИЙ ГАЗ"	ОКСИД АЗОТА (II) ОКИСЬ АЗОТА	ОКСИД АЗОТА (III), АЗОТИСТЫЙ АНГИДРИД	ОКСИД АЗОТА (IV), ДИОКСИД АЗОТА, «ЛИСИЙ ХВОСТ»	ОКСИД АЗОТА (V) АЗОТНЫЙ АНГИДРИД
Бесцветный газ	Бесцветный газ	темно-синяя жидкость (при низких температурах).	бурый газ	крист. вещество, легко плавится (ок. 40 °)
несолеобразующий	несолеобразующий	кислотный	кислотный* (даёт 2 кислоты)	кислотный

N₂O – Несолеобразующий оксид.

Получение: $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$	Химические свойства: 1. Разлагается при 700°C с выделением кислорода: $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ 2. Окислитель, поддерживает горение, как кислород. С водородом: $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$, с углеродом: $\text{N}_2\text{O} + \text{C} \rightarrow \text{N}_2 + \text{CO}$ с фосфором: $5\text{N}_2\text{O} + 2\text{P} \rightarrow 5\text{N}_2 + \text{P}_2\text{O}_5$
--	--

NO - Несолеобразующий оксид

Получение: 1. Каталитическое окисление аммиака (промышленный способ) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ 2. $3\text{Cu} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ 3. $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ (в природе, во время грозы, 2000 градусов)	Химические свойства: 1. Легко окисляется кислородом и галогенами $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $2\text{NO} + \text{Cl}_2 = 2\text{NOCl}$ (хлористый нитрозил) 2. Может быть окислителем, переходя в простое вещество азот: в нём могут гореть водород, углерод и т.п. $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NO} + 2\text{SO}_2 = 2\text{SO}_3 + \text{N}_2$
--	---

N₂O₃ - азотистый ангидрид – кислотный оксид.

Получение: $\text{NO}_2 + \text{NO} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_3$ (при охлаждении)	Химические свойства: 1) Неустойчив, разлагается на NO и NO ₂ 2) $\text{N}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (нитрит натрия) 3) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$ (азотистая кислота) 4) $\text{N}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{O} = 2\text{KNO}_2$ (нитрит калия)
--	--

NO₂ - бурый газ, ядовит.

Химические свойства

1. Кислотный оксид, образует две кислоты сразу:	А) с водой: $2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$ $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$ Б) со щелочами: $2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2. Окислитель:	$\text{NO}_2 + \text{SO}_2 = \text{SO}_3 + \text{NO}$ $2\text{NO}_2 + 2\text{C} = 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$ $5\text{NO}_2 + 2\text{P} = \text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{NO}$
3. Димеризация:	$2\text{NO}_2(\text{бурый газ}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4(\text{бесцветная жидкость})$ – димер.

Получение:

- $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
- $\text{Cu} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Разложение нитратов: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$

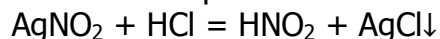
N₂O₅ - азотный ангидрид

Получение: 1. Окисление диоксида азота: $2\text{NO}_2 + \text{O}_3 = \text{N}_2\text{O}_5 + \text{O}_2$ 2. Обезвоживание азотной кислоты: $2\text{HNO}_3 + \text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$	Химические свойства: 1. Кислотный оксид: а) С водой: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$ б) С основаниями: $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{KOH} = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ в) С оксидами металлов: $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 2. Сильный окислитель: $2\text{N}_2\text{O}_5 + \text{S} = \text{SO}_2 + 4\text{NO}_2$ 3. Легко разлагается (при нагревании – со взрывом): $2\text{N}_2\text{O}_5 = 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
--	--

КИСЛОТЫ АЗОТА.

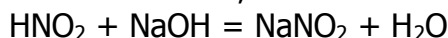
Азотистая Кислота HNO_2

Получение: Вытеснение из нитритов сильной кислотой:

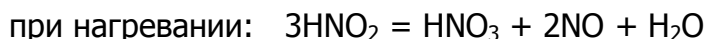


Химические свойства:

1. Слабая неустойчивая кислота;

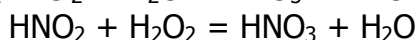


2. Разлагается:



3. Слабый окислитель (окислительные свойства проявляет только в реакциях с сильными восстановителями) $2\text{HNO}_2 + 2\text{KI} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + 2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

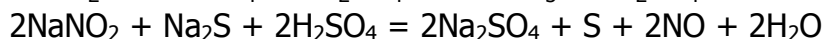
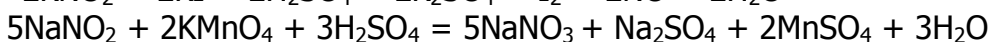
4. Сильный восстановитель: $\text{HNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{HNO}_3 + 2\text{HCl}$



Нитриты: Нитриты устойчивы к нагреванию, кроме нитрита аммония.

1. **Получение:** $2\text{KOH} + \text{NO}_2 + \text{NO} \rightarrow 2\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

2. **Свойства.** Могут быть и окислителями, и восстановителями:



АЗОТНАЯ КИСЛОТА HNO_3

Сильная, одноосновная кислота.

Получение:

1. Лабораторный способ	$\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) \xrightarrow{t^\circ} \text{KHSO}_4 + \text{HNO}_3$
2. Промышленный способ. Осуществляется в три стадии:	
а) <u>Окисление аммиака</u> на платиновом катализаторе до NO:	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{500^\circ\text{C}, \text{Pt}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
б) <u>Окисление</u> кислородом воздуха NO до NO_2	$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
с) <u>Поглощение NO_2 водой в присутствии избытка кислорода</u>	$4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{HNO}_3$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

1. Очень сильная кислота. Диссоциирует в водном растворе практически нацело:	$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$
2. Реагирует с основными оксидами	$\text{CuO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuO} + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
3. Реагирует с с основаниями	$\text{HNO}_3 + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
4. Вытесняет слабые кислоты из их солей	$2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$

СПЕЦИФИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТНОЙ КИСЛОТЫ

1. Разлагается на свету и при нагревании	$4\text{HNO}_3 \xrightarrow{t^\circ, h\nu} 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$
--	---

2. Окрашивает белки в **оранжево-желтый** цвет (при попадании на кожу рук - "**ксантопротеиновая реакция**")

3. При взаимодействии с металлами **никогда не выделяется водород!** **металл + HNO₃ → нитрат металла + вода + газ (или соль аммония)**

HNO₃ с металлами

концентрированная

разбавленная

↓	↓	↓	↓	↓
Fe, Al, Cr пассивирует (без нагревания) Au, Pt – не реагирует.	с тяжелыми металлами NO₂	со щелочными и щел.зем. металлами N₂O	с малоактивными металлами и средней активности NO	со щелочными и щел.зем. металлами, а также Sn и Fe N₂(сред. разб) NH₄NO₃(оч.разб)
	Cu, Ag, Zn,	Mg(при любой конц), Ca, Sr и Ba	Li, Be, Cu, Ag, Mn, Fe, Co, Ni	Ca(оч.разб), Sr и Ba(оч.разб), Al, Zn, Fe,

4. С неметаллами: Азотная кислота превращается в NO (или в NO ₂); неметаллы окисляются до соответствующих высших кислот:	$S + 6HNO_3(\text{конц}) = H_2SO_4 + 6NO_2 + 2H_2O$ $S + 2HNO_3 = H_2SO_4 + 2NO$ $B + 3HNO_3(\text{конц}) = H_3BO_3 + 3NO_2$ $3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 5NO + 3H_3PO_4$ $3C + 4HNO_3 = 3CO_2 + 4NO + 2H_2O$
5. Окисляет сложные вещества	$ZnS + 8HNO_3(\text{конц}) = ZnSO_4 + 8NO_2 + 4H_2O$ $6HCl + 2HNO_3 = 2NO + Cl_2 + 4H_2O$

НИТРАТЫ

Твердые кристаллические вещества. Большинство очень хорошо растворимы в воде. При нагревании разлагаются.

Водные растворы не обладают окислительно-восстановительными свойствами, расплавы – сильные окислители: $2KNO_3 + S + 3C \rightarrow K_2S + N_2 + 3CO_2$

РАЗЛОЖЕНИЕ НИТРАТОВ

1. Щелочные металлы, кроме лития.	$KNO_3 \xrightarrow{-t} KNO_2 + O_2$ нитрит металла + кислород
2. От магния до меди + литий + щелочноземельные	$Mg(NO_3)_2 \xrightarrow{-t} MgO + NO_2 + O_2$ оксид металла + NO₂ + O₂
3. После меди	$AgNO_3 \xrightarrow{-t} Ag + NO_2 + O_2$ металл + NO₂ + O₂
4. Нитрат аммония и нитрит аммония	$NH_4NO_3 \xrightarrow{-t} N_2O + 2H_2O$ $NH_4NO_2 \xrightarrow{-t} N_2 + 2H_2O$

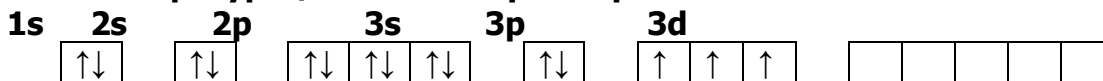
Особые случаи:

$Fe(NO_3)_2 \xrightarrow{-t} Fe_2O_3 + NO_2 + O_2$ - образуется оксид железа (III)

$Mn(NO_3)_2 \xrightarrow{-t} MnO_2 + NO_2$ - образуется оксид марганца (IV)

ФОСФОР

Электронная конфигурация P $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$



образование возбужденного состояния.

Возможные валентности: - в невозбужденном состоянии: III
 - в возбужденном состоянии: V

Характерные степени окисления.

+5	+3	+1	-3
Оксид: P_2O_5 Кислоты: HPO_3 (метафосфорная кислота) $H_4P_2O_7$ (пирофосфорная кислота) H_3PO_4 (ортофосфорная кислота) Соли: фосфаты $Ca_3(PO_4)_2$ Гидрофосфаты K_2HPO_4 Дигидрофосфаты KH_2PO_4 Галогенангидриды: $POCl_3, PCl_5$	Оксид: P_2O_3 Кислота: H_3PO_3 - <u>двухосновная</u> фосфористая Соли: фосфиты Na_2HPO_3 Галогенангидрид: PCl_3	Кислота: H_3PO_3 - <u>одноосновная</u> фосфорноватистая Соль: гипофосфит NaH_2PO_2	Фосфи́ды металлов: Ca_3P_2 Водородное соединение: фосфин PH_3

ВАЖНЕЙШИЕ АЛЛОТРОПНЫЕ МОДИФИКАЦИИ.

<p>Белый фосфор. Состоит из молекул P_4. Мягкое, бесцветное вещество, ядовит, имеет чесночный запах, $t_{пл.} = 44^\circ C$, летуч. Молекулярная кристаллическая решетка. Очень реакционноспособен, самовоспламеняется на воздухе, в темноте светится.</p>	<p>Красный фосфор. Без запаха, цвет красно-бурый, не ядовит. Атомная кристаллическая решетка. Устойчив. В темноте не светится. Образуется из белого фосфора при $t = 250-300^\circ$ без доступа воздуха.</p>	<p>Чёрный фосфор – полимерное вещество с металлическим блеском, похож на графит, без запаха, жирный на ощупь. Атомная кристаллическая решетка, полупроводник, устойчив.</p>
---	--	---

Нахождение в природе

Встречается только в виде соединений. В основном это фосфаты (например, $Ca_3(PO_4)_2$) и апатиты $3Ca_3(PO_4)_2 \cdot CaF_2$

ПОЛУЧЕНИЕ:

Белый фосфор получают восстановлением фосфата кальция (сплавление в электрической печи): $Ca_3(PO_4)_2 + 3SiO_2 + 5C (спл) = 3CaSiO_3 + 5CO + 2P$.

Красный и черный фосфор получают из белого.

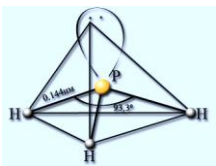
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФОСФОРА.

1. Реакции с кислородом:	$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$	$4P + 3O_2 = 2P_2O_3$
2. С галогенами и серой:	$2P + 3Cl_2 = 2PCl_3$ $2P + 5S = P_2S_5$	$2P + 5Cl_2 = 2PCl_5$

3. С азотной кислотой:	$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$
4. С металлами образует фосфиды, в которых фосфор проявляет степень окисления -3:	$2P + 3Mg = Mg_3P_2$ $3Li + P = Li_3P$
5. Со щелочью (диспропорционирование):	$4P + 3NaOH + 3H_2O = PH_3 + 3NaH_2P^{+1}O_2$ (гипофосфит натрия)
6. С водородом непосредственно не взаимодействует.	

Фосфиды металлов.

Получение: $2P + 3Mg = Mg_3P_2$	Свойства: Разлагаются водой и кислотами: $Ca_3P_2 + 6HCl = 3CaCl_2 + 2PH_3$ $Mg_3P_2 + 6H_2O = 3Mg(OH)_2 + 2PH_3$
---	--



ФОСФИН PH_3 – газ, с неприятным запахом, бесцветный, мало растворим в воде, нестойк, ядовит. Водородные связи между молекулами фосфина не образуются.

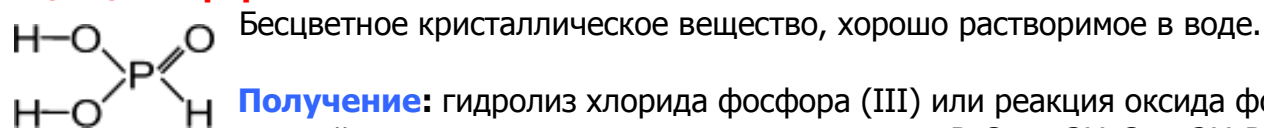
Получение: из фосфидов: $Ca_3P_2 + 6HCl = 3CaCl_2 + 2PH_3$ $Ca_3P_2 + 6H_2O = Ca(OH)_2 + 2PH_3$	Свойства: 1) Разлагается при нагревании: $2PH_3 = 2P + 3H_2$ 2) Проявляет очень слабые основные свойства: $PH_3 + HI = [PH_4]^+I^-$ йодид фосфония – менее устойчив, чем соли аммония. 3) Сильный восстановитель. На воздухе самовоспламеняется: $2PH_3 + 4O_2 = P_2O_5 + 3H_2O$ или $PH_3 + 2O_2 = H_3PO_4$
--	--

P_2O_3 - Фосфористый ангидрид (оксид фосфора (III)).

Белые кристаллы, в парах состоит из молекул P_4O_6 . Кислотный оксид.

Получение. Окисление фосфора при недостатке кислорода: $4P + 3O_2 = 2P_2O_3$	Химические свойства. 1. Кислотный оксид ДВУХОСНОВНОЙ фосфористой кислоты: $P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3$ $P_2O_3 + 4NaOH = 2Na_2HPO_3 + H_2O$ 2. Сильный восстановитель: $O_2 + P_2O_3 = P_2O_5$
--	--

H_3PO_3 Фосфористая кислота



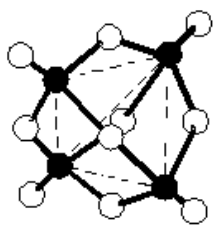
Бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде.

Получение: гидролиз хлорида фосфора (III) или реакция оксида фосфора (III) с водой. $PCl_3 + 3H_2O = H_3PO_3 + 3HCl$ $P_2O_3 + 3H_2O = 2H_3PO_3$

Химические свойства.

- 1) Водный раствор **H_3PO_3 - двухосновная кислота** средней силы (соли – фосфиты):
 $H_3PO_3 + 2NaOH = Na_2HPO_3 + 2H_2O$
- 2) При нагревании происходит превращение в ортофосфорную кислоту и фосфин: $4H_3PO_3 = 3H_3PO_4 + PH_3$
- 3) Восстановительные свойства:
 $H_3P^{+3}O_3 + HgCl_2 + H_2O = H_3^{+5}PO_4 + Hg + 2HCl$

P₂O₅ Фосфорный ангидрид (оксид фосфора (V)).



P₄O₁₀

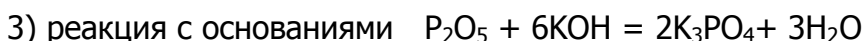
Белые кристаллы. В парах состоит из молекул P₄O₁₀, очень гигроскопичен (используется как осушитель газов и жидкостей).

Получение: 4P + 5O₂ = 2P₂O₅

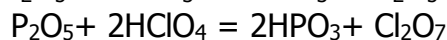
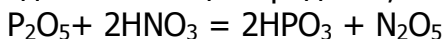
Химические свойства.

Все химические свойства кислотных оксидов: реагирует с водой, основными оксидами и щелочами.

1) Реакция с водой

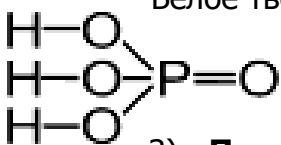


4) P₂O₅ - сильное водоотнимающее средство, можно использовать для получения ангидридов сильных кислот:

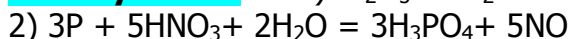
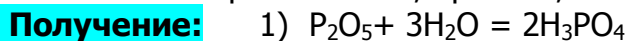


H₃PO₄ Ортофосфорная кислота.

Белое твердое вещество, гигроскопичное, хорошо растворимое в воде.



Кислота трехосновная, прочная, нелетучая.



3) **Промышленный способ:** обработка фосфорита концентрированной серной кислотой: $Ca_3(PO_4)_2 \text{ (твердый)} + 3H_2SO_4 \text{ (конц.)} = 2H_3PO_4 + 3CaSO_4$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

Кислота средней силы и даже слабая по второй и третьей ступеням. Образует три вида солей: фосфаты, гидрофосфаты, дигидрофосфаты.

1) Диссоциация: Ортофосфорная кислота - слабая, трехосновная.	$H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^-$ $H_2PO_4^- \rightleftharpoons H^+ + HPO_4^{2-}$ $HPO_4^{2-} \rightleftharpoons H^+ + PO_4^{3-}$
2) При нагревании она превращается в пирофосфорную кислоту.	$2H_3PO_4 = H_4P_2O_7 + H_2O.$
3) Реагирует с металлами до H	$6Na + 2H_3PO_4 = 2Na_3PO_4 + 3H_2$ $Mg + 2H_3PO_4 = Mg(H_2PO_4)_2 + H_2$ Дигидроортофосфат магния.
4) Реагирует с оксидами металлов	$3MgO + 2H_3PO_4 = Mg_3(PO_4)_2 + 3H_2O$ $MgO + H_3PO_4 = MgHPO_4 + H_2O$ $MgO + 2H_3PO_4 = Mg(H_2PO_4)_2 + H_2O$
5) Реагирует с гидроксидами металлов	$3Mg(OH)_2 + 2H_3PO_4 = Mg_3(PO_4)_2 + 6H_2O$ Тоже возможно образование кислых солей.
6) Вступает в обменные реакции с солями	$3Na_2CO_3 + 2H_3PO_4 = 2Na_3PO_4 + 3CO_2 + 3H_2O$ $3CuCl_2 + 2H_3PO_4 = Cu_3(PO_4)_2 + 6HCl$

Качественная реакция на анионы PO₄³⁻ : добавление нитрата серебра

