

Подгруппа азота

N 7 Азот 14,00674(4) $2s^2 2p^3$	P 15 Фосфор 30,973762(4) $3s^2 3p^3$	As 33 Мышьяк 74,92159(2) $4s^2 4p^3$	Sb 51 Сурьма 121,75(3) $5s^2 5p^3$
Bi 83 Бисмут 208,98037(3) $6s^2 6p^3$			

**Электронное строение
и физические свойства элементов подгруппы азота**

Атом- ный №	Назва- ние	Радиус атома, нм	π , эВ	ΣO	Степени окисления	ρ , г/см ³	$t_{пл}$, °C	$t_{кип}$, °C
7	Азот (N)	0,074	14,5	3,04	-3, -2, -1, +1, +2, +3, +4, +5	0,88 (ж.)	-210	-196
15	Фосфор (P)	0,110	10,5	2,19	-3, +1, +3, +5	1,82 (белый)	44,2 (белый)	281 (бел.)
33	Мышь- як (As)	0,121	9,8	2,18	-3, +3, +5	5,72	815 (под давл.)	613 (возг.)
51	Сурьма (Sb)	0,141	8,6	2,05	-3, +3, +4, +5	6,69	631	1637
83	Висмут (Bi)	0,152	7,3	2,02	+3, +5	9,79	271	1560

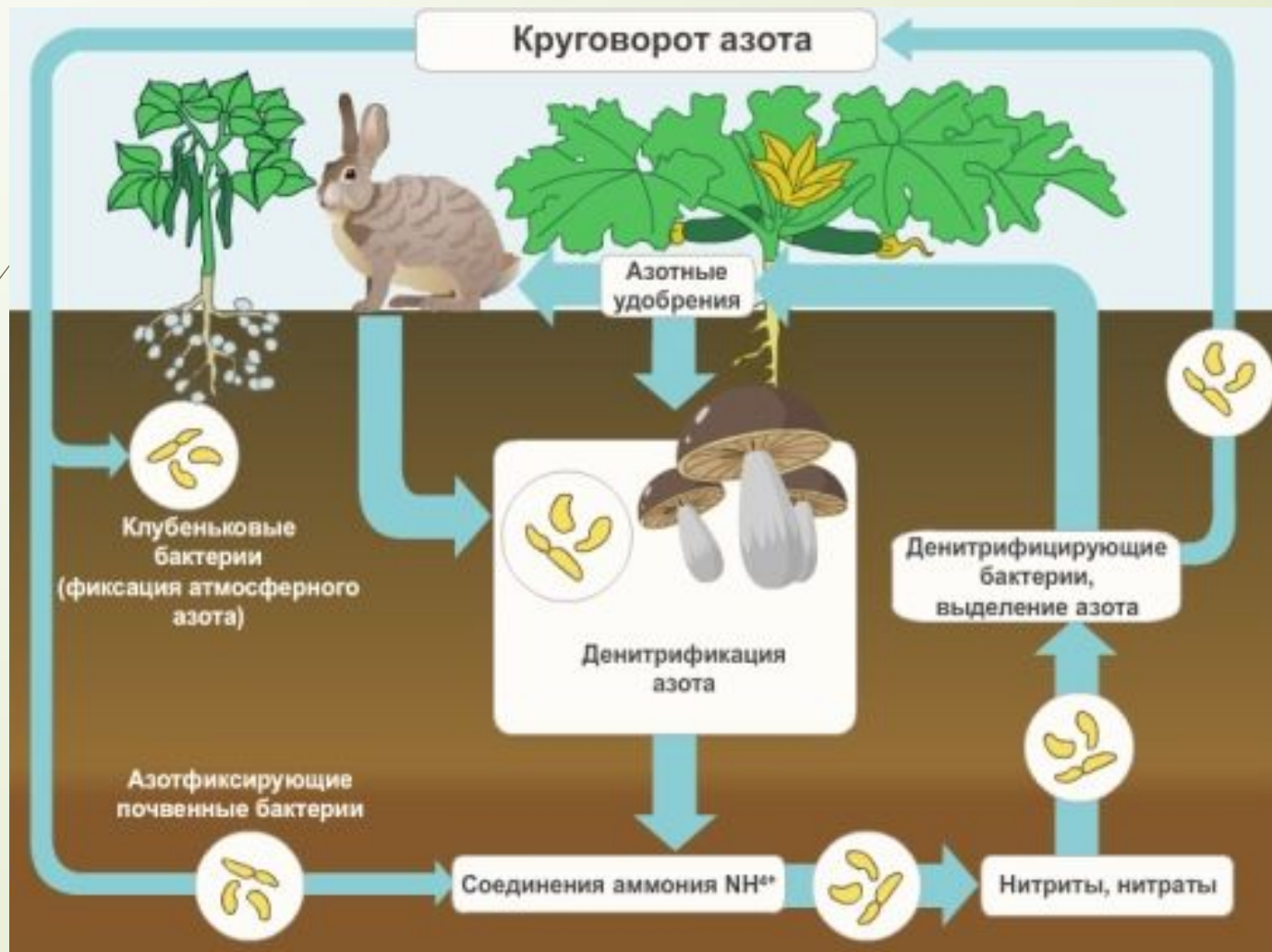
Химия элементов V группы очень разнообразна и, учитывая необычные свойства элементов, при изучении ее разбивают на две подгруппы - подгруппу азота и подгруппу мышьяка.

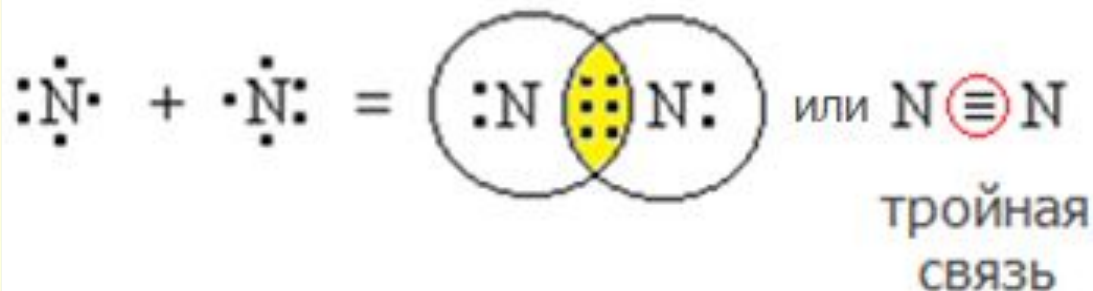
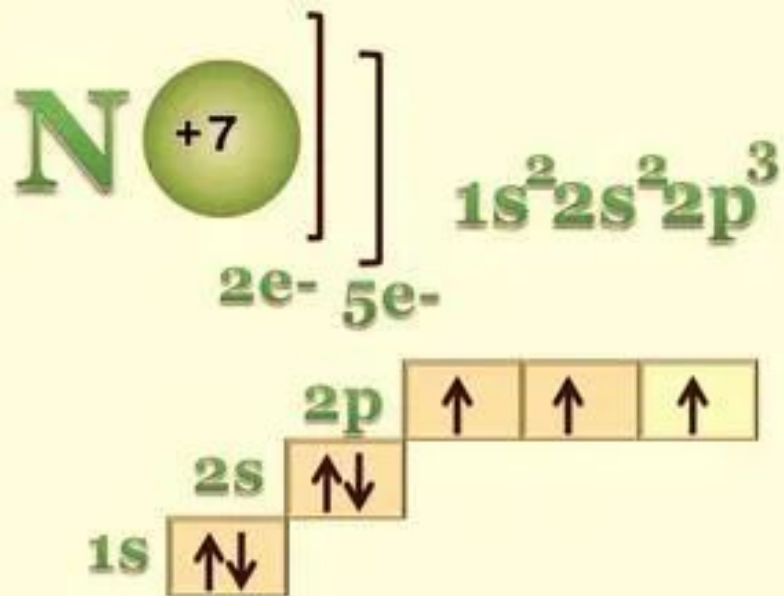


Азот (N₂) был открыт Дж.Пристли в 1774г. При обычных условиях это газ без цвета и запаха. В природе состоит из двух изотопов ¹⁴N (99,6%) и ¹⁵N(0,4%).

"азот" (греч.) - безжизненный, не поддерживает дыхание и горение.

Азот - основной компонент воздуха (78% по объему).





- немного легче воздуха; плотность $1,2506 \text{ кг/м}^3$ (при н.у.)
- $t_{\text{пл}} = -209,8 \text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{кип}} = -195,8 \text{ }^\circ\text{C}$
- азот сжижается с трудом: плотность жидкого азота 800 кг/м^3



СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ АЗОТА

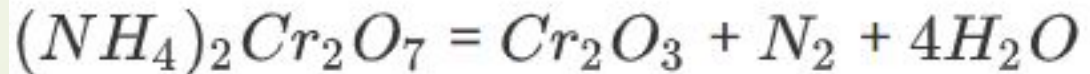
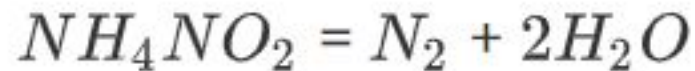
Промышленные способы:

Ректификация (разделение) жидкого воздуха:

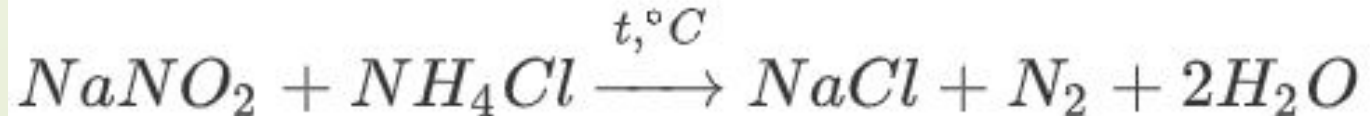
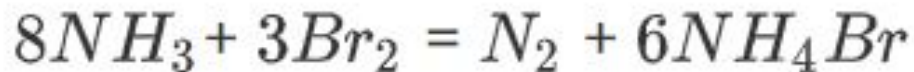
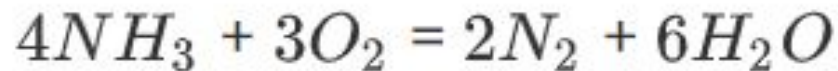
- сначала улетучивается N_2 ($t_{\text{кип}} = -196^\circ\text{C}$);
- затем O_2 ($t_{\text{кип}} = -183,0^\circ\text{C}$)

Лабораторные способы:

Окислительно-восстановительное разложение некоторых солей аммония:

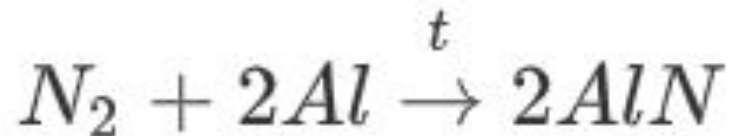
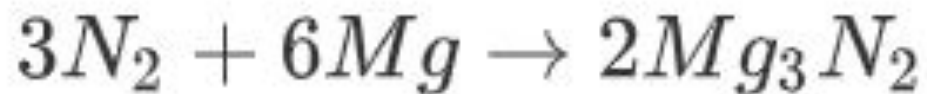
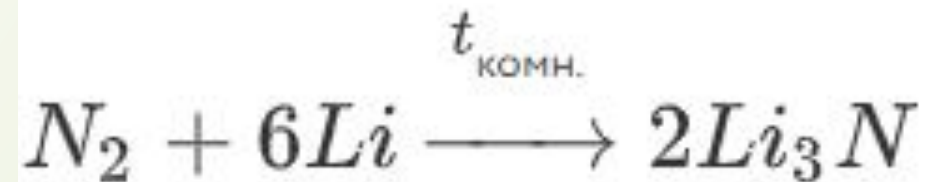


Окисление аммиака и солей аммония:



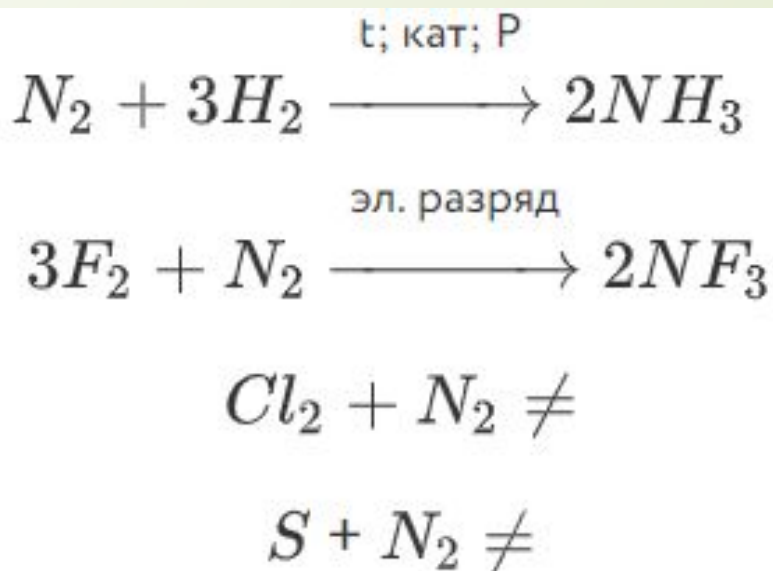
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА:

Молекулярный азот — химически инертное вещество, поэтому легко реагирует только с металлами:

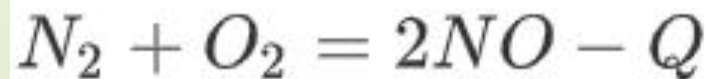


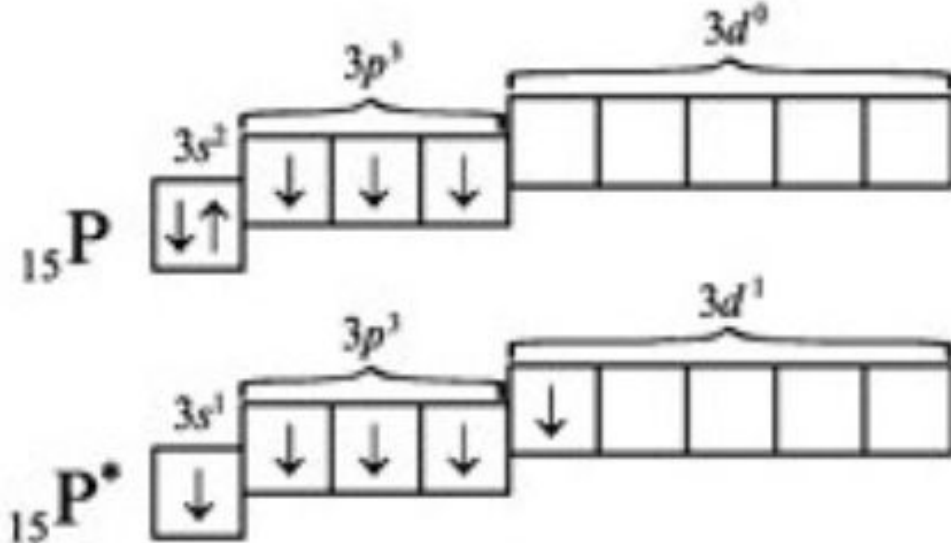
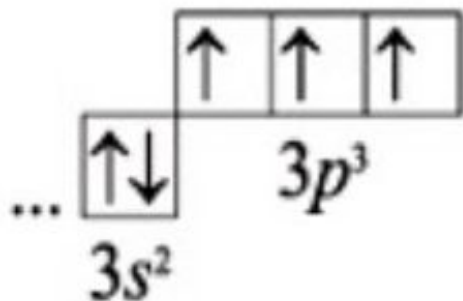
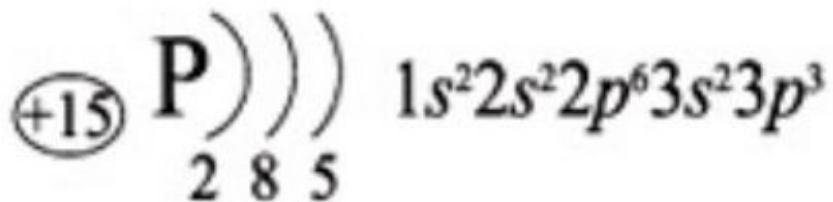
Азот при взаимодействии с металлами проявляет окислительные свойства: образуются нитриды металлов, в которых степень окисления азота равна -3.

С неметаллами азот реагирует тяжелее: для инициирования и ускорения реакций необходимо применять высокие температуры, искровые электрические разряды, ионизирующее излучение, катализаторы (Fe, Cr, V, Ti и их соединения):



Реакция горения азота идет при высокой температуре, в электрическом разряде или в присутствии катализатора:



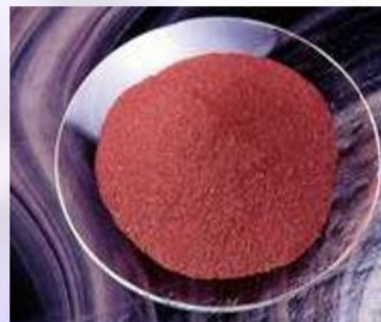


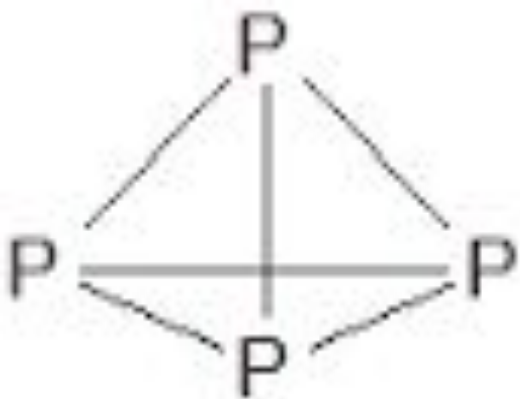
В возбужденном состоянии фосфор проявляет валентность V, в основном - III. Характерные степени окисления фосфора в соединениях -3, +3, +5; наиболее устойчивой является степень окисления +5.

Белый фосфор



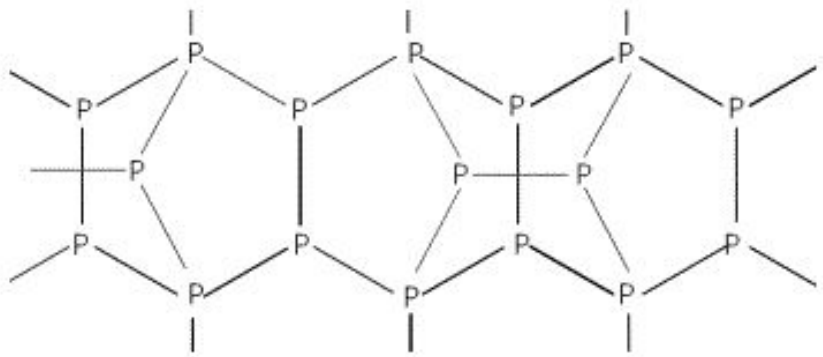
Красный фосфор **Черный фосфор**





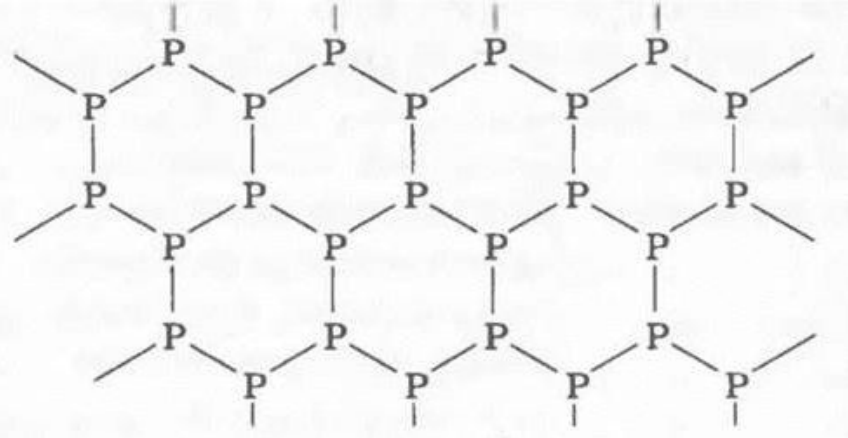
P₄ - белый фосфор мягкий, как воск, плавится и кипит без разложения, обладает чесночным запахом. На воздухе белый фосфор быстро окисляется (светится зеленоватым цветом). Он нерастворим в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде (CS₂). Воспламеняется при 35 °С или от трения, поэтому его хранят и режут под слоем воды. Обладает очень высокой химической активностью. При нагревании без доступа воздуха до 250–300 °С превращается в красный фосфор.

Ядовит! Противоядием служит сильно разбавленный раствор сульфата меди (II). Он обезвреживает фосфор, переводя его в фосфид меди.



P_n - красный фосфор, полимер; твёрдое порошкообразное вещество тёмно-красного цвета, нерастворимое в воде и сероуглероде По свойствам резко отличается от белого фосфора: не ядовит, не светится в темноте, не растворяется в сероуглероде и других органических растворителях, не обладает высокой химической активностью.

При комнатной температуре медленно переходит в белый фосфор; при нагревании до 200 °С под давлением превращается в черный фосфор.



Черный фосфор по виду похож на графит: имеет металлический блеск. По структуре – это неорганический полимер, молекулы которого имеют слоистую структуру.

Полупроводник. Не ядовит. Химическая активность значительно ниже, чем у белого фосфора. На воздухе устойчив. При нагревании переходит в красный фосфор.

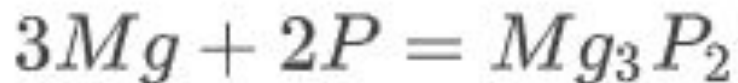
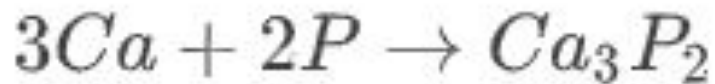
Известны также и другие модификации – **фиолетовый и коричневый фосфор**. Эти разновидности элемента пока ещё не находят широкого практического применения

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФОСФОРА

Наиболее активным в химическом отношении является белый фосфор (но на практике предпочитают работать с красным фосфором). Он может проявлять в реакциях свойства как окислителя, так и восстановителя, например:

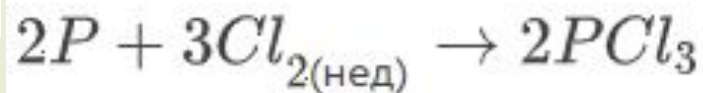
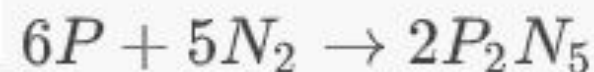
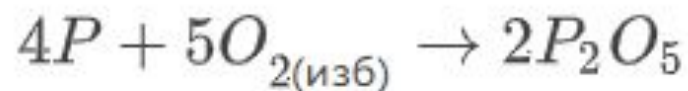
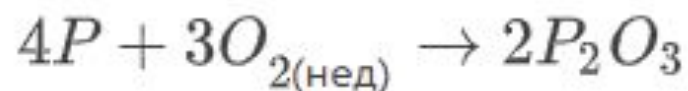
P - окислитель

при взаимодействии с
менее электроотрицательными элементами
(металлами)

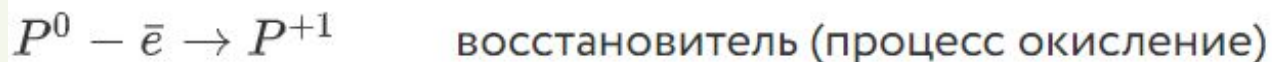
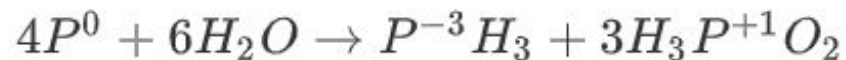


P - восстановитель

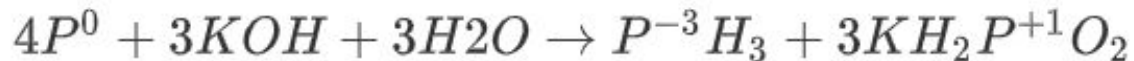
при взаимодействии с более
электроотрицательными элементами
(неметаллами)



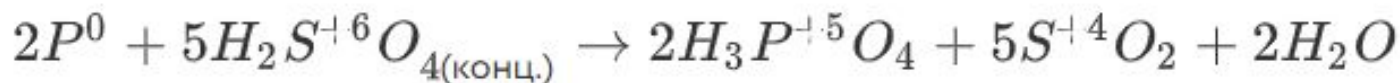
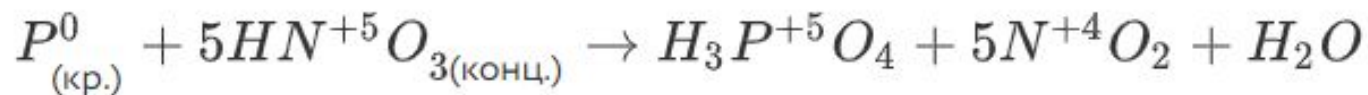
1) При взаимодействии с водой фосфор диспропорционирует (является и окислителем и восстановителем одновременно) с образованием фосфина и фосфорноватистой кислоты:



2) С растворами щелочей фосфор образует фосфин и гипохлориты:



3) Фосфор не реагирует с большинством кислот, однако сильные кислоты-окислители (азотная, серная, хлорная) превращают фосфор в (орто)фосфорную кислоту:



4) Реакция окисления также происходит при поджигании спичек, в качестве окислителя выступает бертолетова соль:



ПРИМЕНЕНИЕ ФОСФОРА

Белый фосфор используют:

- для изготовления зажигательных снарядов, светящихся в темноте составом и для создания так называемых «дымовых завес», т.к. при горении фосфора образуется густой дым (P_2O_5);
- для получения препаратов, которые используют для уничтожения насекомых-вредителей;
- для производства фосфорной кислоты;
- природные соединения фосфора: апатиты и фосфориты используются в производстве минеральных удобрений.

Красный фосфор используют в производстве спичек: входит в состав массы, наносимой на боковую сторону спичечной коробки.