

Элементы V группы, главной подгруппы периодической системе элементов Д.И Менделеева

Выполнил студент группы х-116
Орлов Максим

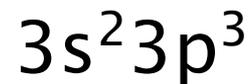
Руководитель: к.х.н. докт. ХУ и ХТ Перегудов Ю.С.
Кафедра неорганической химии и физической
технологии

Электронное строение:

□ Азот (N)



□ Фосфор (P)



□ Мышьяк (As)



□ Сурьма (Sb)



□ Висмут (Bi)

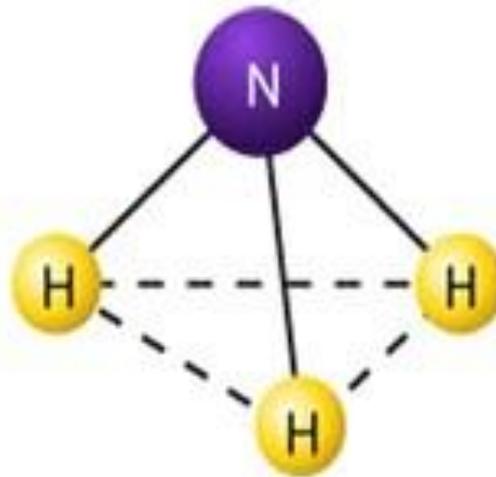


Элемент	№7 Азот N ₂	№15 Фосфор P	№33 Мышьяк As	№51 Сурьма Sb	№83 Висмут Bi
Атомная масса	14	31	75	122	209
Плотность, г/см ³	0,00125	Белый 1,82 Красный 2,36	Серый 5,72 Желтый 1,97	Серая 6,69	9,8
Температура плавления, °С	-210	Белый 44,1 Красный 590	Серый 817	Серая 630	271
Температура кипения, °С	-196	Белый 280 Красный 416	Серый 633	Серая 1635	1560
Высший оксид	N ₂ O ₅	P ₂ O ₅	As ₂ O ₅	Sb ₂ O ₅	Bi ₂ O ₅
Гидроксид	HNO ₃	H ₃ PO ₄	H ₃ AsO ₄	Sb ₂ (OH) ₃	BiOH ₃
Кислотные свойства					
Электроотри- цательность	3,0	2,1	2,0	1,9	1,9
Степени окисления	+5, +4, +3, +2, +1, 0, -1, -2, -3	+5, +4, +3, +1, 0, -1, -2	+5, +3, 0, -3	+5, +3, 0, -3	+5, +3, 0, -3
	Неметалл	Неметалл	Желтый – неметалл, серый - металл	Металл	Металл
Валентные электроны	2s ² p ³	3s ² p ³	4s ² p ³	5s ² p ³	6s ² p ³

Степени окисления элементов

	N	P	As	Sb	Bi
а) высшая	+5	+5	+5	+5	+5
б) низшая	-3	-3	-3	-3	+3
в) промежуточная	0,+1,+2 , +3, +4	0,+3	0,+3	+3	

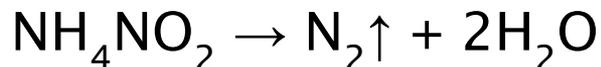
A3OT



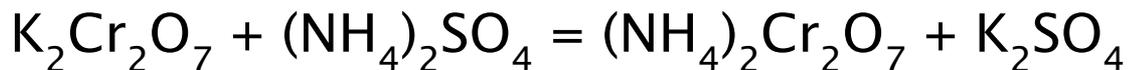
ПОЛУЧЕНИЕ

□ В лабораториях его можно получать

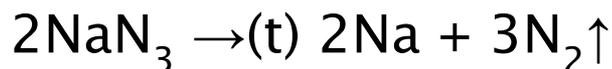
1) по реакции разложения нитрита аммония:



2) нагревание смеси дихромата калия и сульфата аммония (в соотношении 2:1 по массе). Реакция идёт по уравнениям:



□ Самый чистый азот можно получить разложением азидов металлов:



□ Так называемый «воздушный», или «атмосферный» азот, то есть смесь азота с благородными газами, получают путём реакции воздуха с раскалённым коксом:



ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

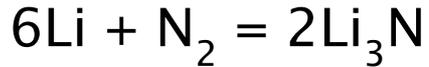
При нормальных условиях азот это бесцветный газ, не имеет запаха, мало растворим в воде, плотность $1,2506 \text{ кг/м}^3$ (при н.у.).

В жидком состоянии (температура кипения $-195,8 \text{ }^\circ\text{C}$) — бесцветная, подвижная, как вода, жидкость. Плотность жидкого азота 808 кг/м^3 . При контакте с воздухом поглощает из него кислород.

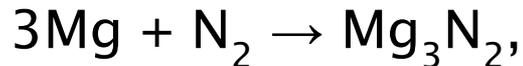
При $-209,86 \text{ }^\circ\text{C}$ азот переходит в твердое состояние в виде снегоподобной массы или больших белоснежных кристаллов. При контакте с воздухом поглощает из него кислород, при этом плавится, образуя раствор кислорода в азоте.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

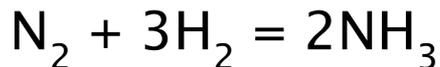
- Из металлов свободный азот реагирует в обычных условиях только с литием, образуя нитрид:



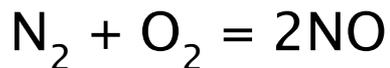
- При нагревании он реагирует с некоторыми другими металлами и неметаллами, также образуя нитриды:



- Взаимодействию азота с водородом при нагревании, повышенном давлении и присутствии катализатора образуется аммиак:



- С кислородом азот соединяется только в электрической дуге с образованием оксида азота (II):



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Азот способен образовывать химические соединения, находясь во всех степенях окисления от +5 до -3. Соединения в положительных степенях окисления азот образует с фтором и кислородом, причем в степенях окисления больше +3 азот может находиться только в соединениях с кислородом. Соединения, в которых имеет степень окисления - 3, называются нитридами.

Степень
окисления

Соединения азота

+5

N_2O_5 , оксида азота (V)
 HNO_3 , азотная кислота, бесцветная жидкость, без запаха, нитраты.

+4

NO_2 оксид азота(IV), красно-бурый газ («лисий хвост»)

+3

N_2O_3 , оксида азота (III), HNO_2 , азотистая кислота, нитриты.

+2

NO оксид азота (II).

+1

N_2O оксид азота (I), несолеобразующий оксид, «веселящий газ»

0

N_2 , азот, бесцветный газ, без запаха, в воде почти не растворим. $t_{пл} = -210^\circ C$, $t_{кип} = -196^\circ C$

-3

NH_3 аммиак, газ с резким запахом.
 Li_3N нитрид азота
Соли аммония, нпр. NH_4Cl – хлорид аммония (нашатырь).

ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ

- ▣ **НИТРАТЫ** - соли азотной кислоты HNO_3 , твердые хорошо растворимые в воде вещества. Традиционное русское название некоторых нитратов щелочных и щелочноземельных металлов и аммония -- селитры (аммонийная селитра NH_4NO_3 , калийная селитра KNO_3 , кальциевая селитра $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и др.
- ▣ **НИТРИДЫ** - химические соединения азота с более электроположительными элементами. Нитриды алюминия, бора, кремния, вольфрама, титана (AlN , BN , Si_3N_4 , W_2N , TiN) и многие другие - тугоплавкие, химические стойкие кристаллические вещества.
- ▣ **ОКСИДЫ**: гемиоксид N_2O и монооксид NO (бесцветные газы), сесквиоксид N_2O_3 (синяя жидкость), диоксид NO_2 (бурый газ, при обычных условиях смесь NO_2 и его димера N_2O_4), оксид N_2O_5 (бесцветные кристаллы). N_2O и NO -- несолеобразующие оксиды, N_2O_3 с водой дает азотистую кислоту, N_2O_5 -- азотную, NO_2 -- их смесь. Все оксиды азота физиологически активны. N_2O -- средство для наркоза («веселящий газ»), NO и NO_2 -- промежуточные продукты в производстве азотной кислоты, NO_2 -- окислитель в жидком ракетном топливе, смесевых ВВ, нитрующий агент.

ПРИМЕНЕНИЕ

- ▣ **Нефть, газ, химия** .Применение газообразного азота для освоения скважин. Это наиболее перспективное направление методов снижения уровня в скважинах.
- ▣ **Металлургия** .Азот участвует в защите черных и цветных металлов во время отжига, нейтральной закалке, цианировании, пайке твердым припоем, спекании порошковым металлом.
- ▣
- ▣ **Горно-добывающая промышленность**. Азот используется для пожаротушения в угледобывающих шахтах
- ▣
- ▣ **Фармацевтика**. В фармацевтической промышленности азот используется при: - упаковке препаратов в инертной среде
- ▣ **Медицина**. Азот необходим для лабораторных исследований: N_2 используется либо в чистом виде, либо в смесях для проведения различных больничных анализов.
- ▣ **Пищевая промышленность**. Хранение, перевалка и упаковка пищевых продуктов (масло, сыры, соки, газированные напитки, йогурты, кофе, орехи, картофельные чипсы и др) с использованием азота позволяет увеличить срок хранения продукта, сохранить его вкусовые качества, существенно увеличивая конкурентоспособность продукции.

АММИАК

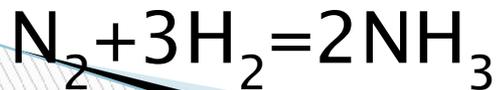
-бесцветный газ с резким запахом, температура плавления -80°C , температура кипения -36°C , хорошо растворяется в воде, спирте и ряде других органических растворителей. Синтезируют из азота и водорода. В природе образуется при разложении азотсодержащих органических соединений.

ПОЛУЧЕНИЕ:

□ в лабораторных условиях :

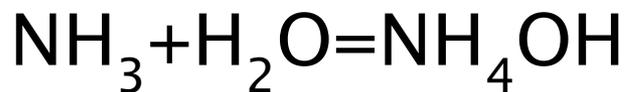


□ в промышленности :

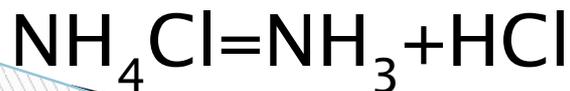
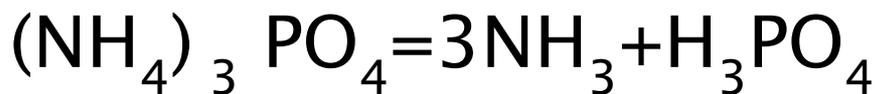
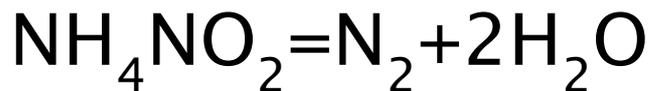


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АММИАКА

- Для аммиака характерны реакции присоединения, замещения и ОВР.

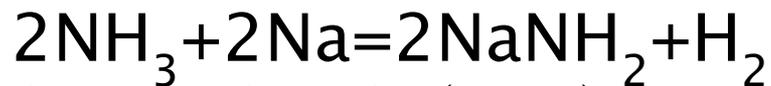


- Соли аммония термически неустойчивы:

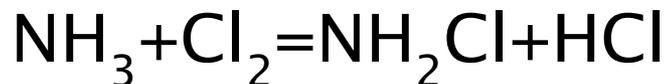


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АММИАКА

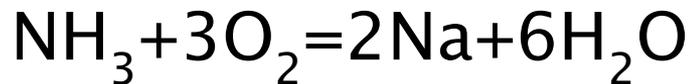
- Щелочные и щелочноземельные металлы реагируют с жидким аммиаком и образуются аммиды:



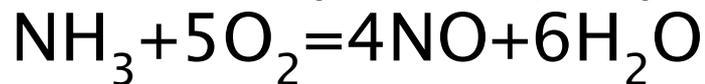
- При замещении двух атомов водорода в молекуле NH_3 образуются имиды (Na_2NH , Na_3N)
- Кроме того в молекуле NH_3 атомы водорода могут замещаться атомом неметалла:



- В чистом кислороде аммиак сгорает:



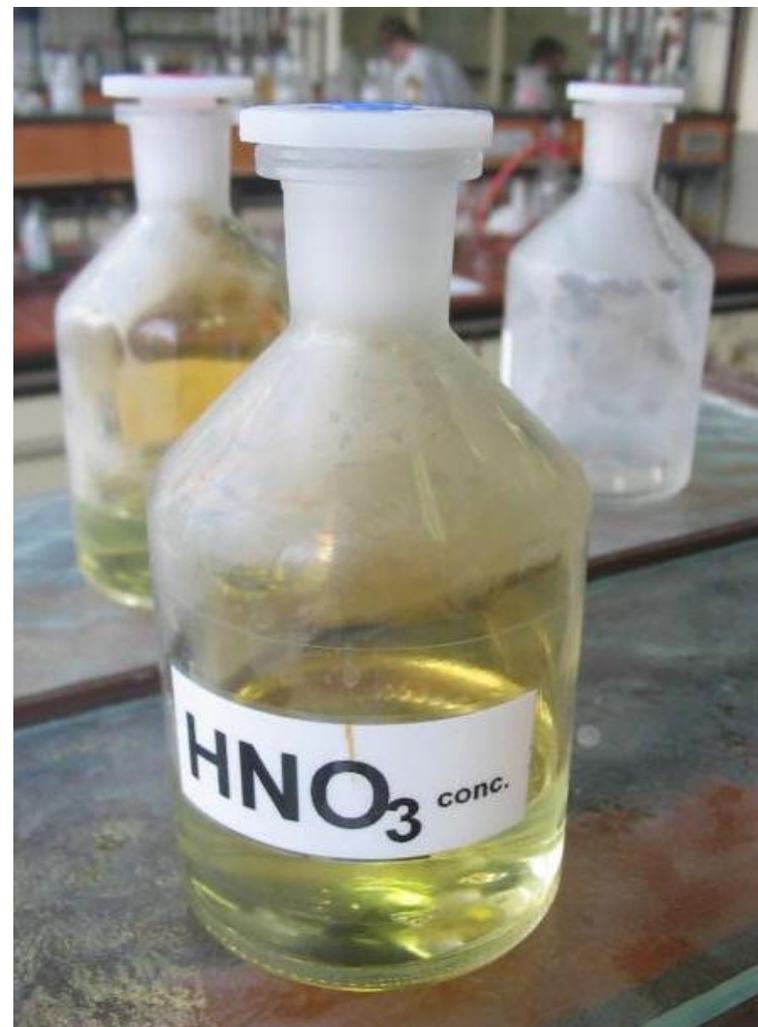
- На воздухе в присутствии платины:



АЗОТНАЯ КИСЛОТА

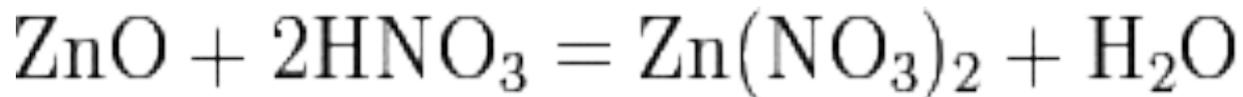
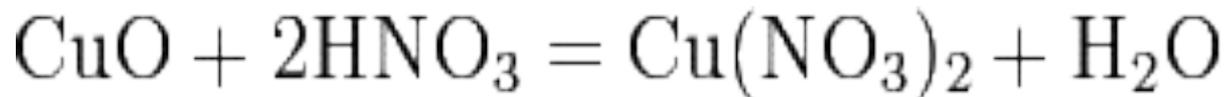
ПОЛУЧЕНИЕ:

- $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
- $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$

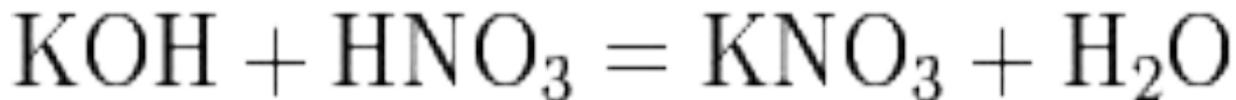


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

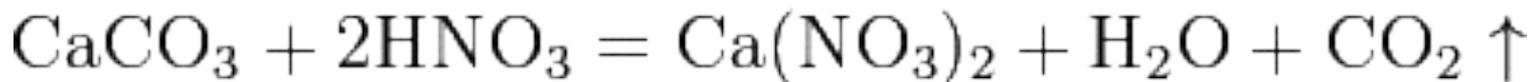
- с основными и амфотерными оксидами:



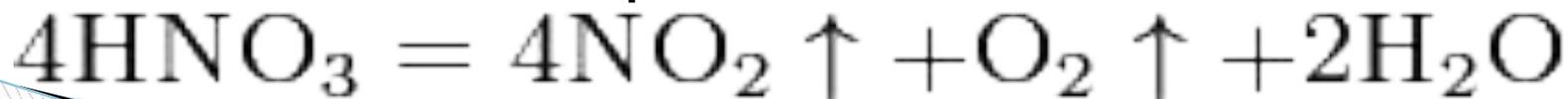
- с основаниями:



- вытесняет слабые кислоты из их солей:



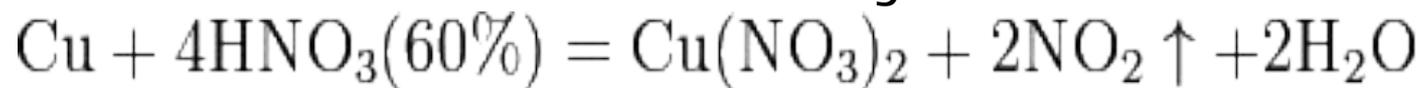
- При кипении или под действием света азотная кислота частично разлагается:



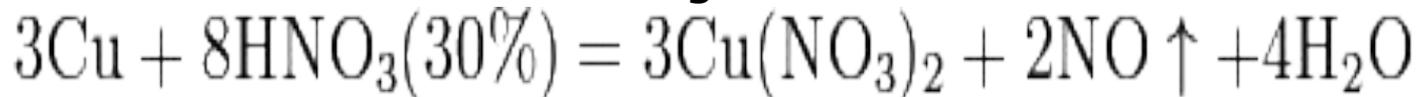
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

- Азотная кислота в любой концентрации проявляет свойства кислоты-окислителя, при этом азот восстанавливается до степени окисления от +4 до -3. Как кислота-окислитель, HNO_3 взаимодействует:
 - а) с металлами, стоящими в ряду напряжений правее водорода:

Концентрированная HNO_3

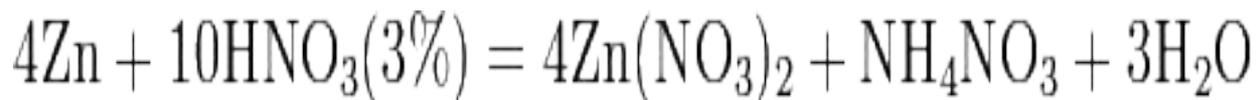
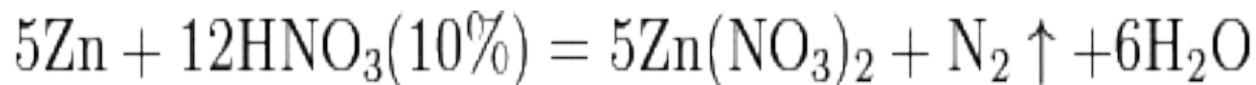
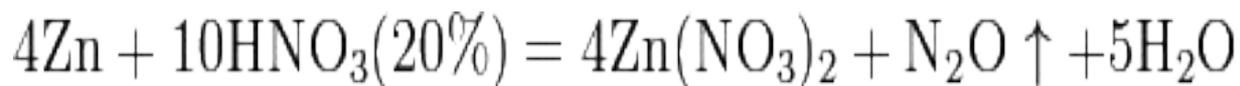
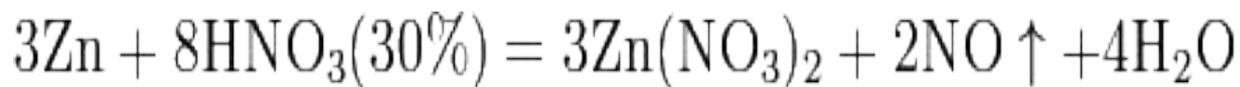
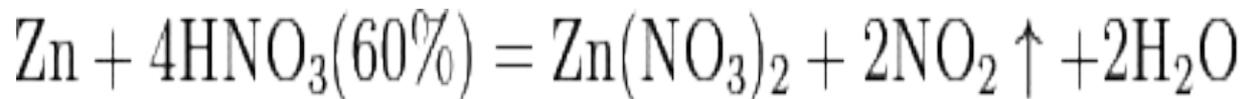


Разбавленная HNO_3

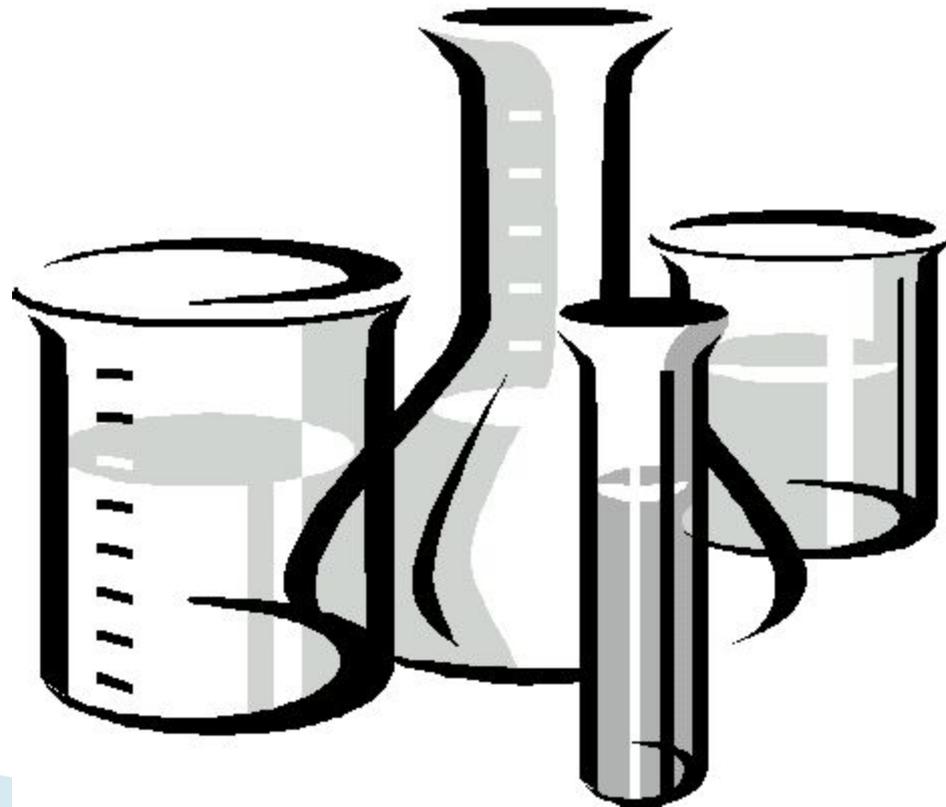


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

- ▣ б) с металлами, стоящими в ряду напряжений левее водорода:

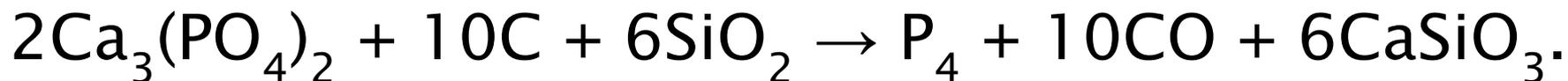


ΦΟΣΦΟΡ

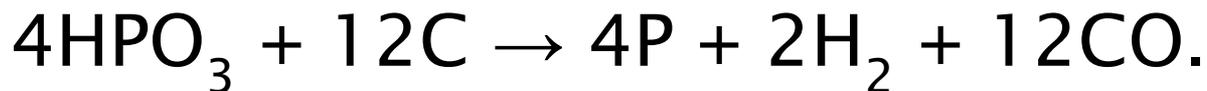


ПОЛУЧЕНИЕ

- Фосфор получают из апатитов или фосфоритов в результате взаимодействия с коксом и кремнезёмом при температуре 1600 °С:



- Образующиеся пары белого фосфора конденсируются в приёмнике под водой. Вместо фосфоритов восстановлению можно подвергнуть и другие соединения, например, метафосфорную кислоту:



ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Элементарный фосфор в обычных условиях представляет собой несколько устойчивых аллотропических модификаций. Обычно выделяют четыре модификации простого вещества — белый, красный, чёрный и металлический фосфор. Все модификации различаются по цвету, плотности и другим физическим характеристикам.



Белый фосфор, фосфор в жидком и растворенном состоянии, а также в парах до 800°C состоит из молекул P_4 . При нагревании выше 800°C молекулы диссоциируют: $\text{P}_4 = 2\text{P}_2$. При температуре выше 2000°C молекулы распадаются на атомы.

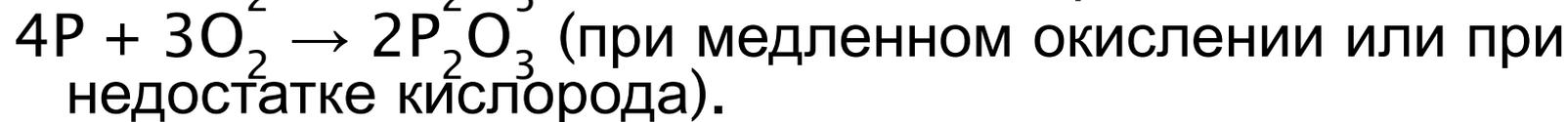
! Белый фосфор ядовит, смертельная доза для человека составляет примерно 0,2 грамма.

Красный фосфор имеет формулу $(\text{P}_4)_n$ и представляет собой полимер со сложной структурой, имеет оттенки от пурпурно-красного до фиолетового, растворим в расплавленных металлах (Bi, Pb).

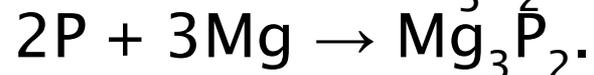
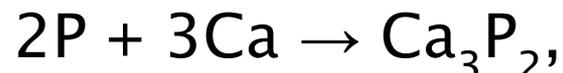
Чёрный фосфор — это наиболее стабильная форма, вещество с металлическим блеском, жирное на ощупь и весьма похожее на графит, нерастворимое в воде или органических растворителях, полупроводник.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

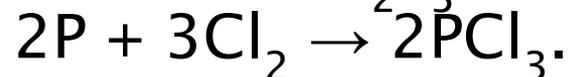
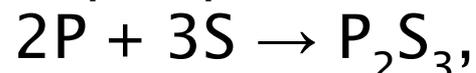
- Фосфор легко окисляется кислородом:



- Взаимодействует со многими простыми веществами — галогенами, серой, некоторыми металлами, проявляя окислительные и восстановительные свойства:



- Фосфиды разлагаются водой и кислотами с образованием фосфина



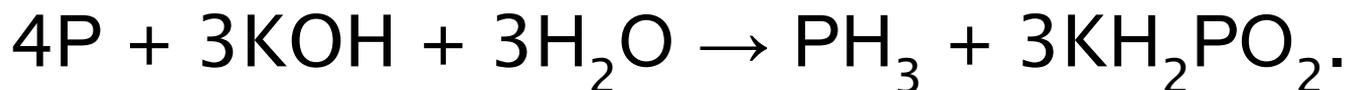
- Не взаимодействует с водородом.

- Взаимодействует с водой, при этом диспропорционирует:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

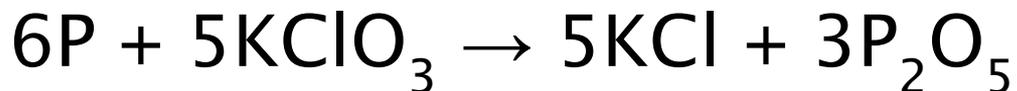
- В растворах щелочей диспропорционирование происходит в большей степени:



- Сильные окислители превращают фосфор в фосфорную кислоту:



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



НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

- Содержание в земной коре 0,105% по массе, что значительно превосходит содержание, например, азота. В морской воде 0,07 мг/л. В свободном виде в природе фосфор не встречается, но он входит в состав 200 различных минералов. Наиболее известны фосфорит кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, апатиты (фторапатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$, или, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$), монацит, бирюза. Фосфор входит в состав всех живых организмов.

ВАЖНЕЙШИЕ СОЕДИНЕНИЯ

- ▣ **Оксид фосфора(V)**, P_2O_5 или фосфорный ангидрид - белое кристаллическое вещество. Реальный состав молекулы оксида фосфора (V) соответствует формуле P_4O_{10} . При взаимодействии P_2O_5 с водой при обычных условиях получается **метафосфорная** кислота HPO_3 :
$$P_4O_{10} + 2H_2O = 4HPO_3$$
а при нагревании водного раствора метафосфорной кислоты образуется **ортофосфорная** кислота H_3PO_4 :
$$HPO_3 + H_2O = H_3PO_4$$
- ▣ **Оксид фосфора(III)**, P_2O_3 - бесцветное, кристаллическое, очень ядовитое вещество с неприятным запахом. По аналогии с оксидом фосфора (V) образует молекулы P_4O_6 . С водой образует фосфористые кислоты.
- ▣ **Ортофосфористая кислота**, H_3PO_3 - слабая двухосновная кислота, сильный восстановитель. При нагревании ее в водном растворе выделяется водород:
$$H_3PO_3 + H_2O = H_3PO_4 + H_2$$
- ▣ **Фосфиновая кислота**, H_3PO_2 , бесцветные кристаллы, расплывающиеся на воздухе и хорошо растворимые в воде. В промышленности получается при кипячении белого фосфора с водной суспензией шлама $Ca(OH)_2$ или $Ba(OH)_2$. Образовавшийся гипофосфит кальция обрабатывают сульфатом натрия или раствором серной кислоты с целью получения гипофосфита натрия или свободной кислоты.
- ▣ **Трихлорид фосфора**, PCl_3 - жидкость с резким неприятным запахом, дымящая на воздухе. Ткип $75,3^\circ C$, Тпл $-40,5^\circ C$. В промышленности его получают пропусканием сухого хлора через суспензию красного фосфора в PCl_3 .
- ▣ **Пентахлорид фосфора**, PCl_5 - светло-желтое с зеленоватым оттенком кристаллическое вещество с неприятным запахом. Кристаллы имеют ионное строение $[PCl_4^+][PCl_6^-]$. Твозг $159^\circ C$. Получается при взаимодействии PCl_3 с хлором или S_2Cl_2 : $3PCl_3 + S_2Cl_2 = PCl_5 + 2PSCl_3$.

ПРИМИНЕНИЕ

- Белый фосфор используется при изготовлении фосфорной кислоты H_3PO_4 (для получения пищевых фосфатов и синтетических моющих средств).
- Применяется при изготовлении зажигательных и дымовых снарядов, бомб.
- Красный фосфор используют в изготовлении минеральных удобрений
- Спичечном производстве
- Фосфор применяется в производстве сплавов цветных металлов как раскислитель, служит легирующей добавкой.
- Используется в производстве магнитомягких сплавов, при получении полупроводниковых фосфидов.
- Соединения фосфора служат исходными веществами для производства медикаментов.

МЫШЬЯК СУРЬМА ВИСМУТ



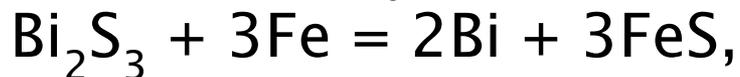
ПОЛУЧЕНИЕ

- ▣ **МЫШЬЯК** получают, в основном, как побочный продукт переработки медных, свинцовых, цинковых и кобальтовых руд, а также при добыче золота. В промышленности нагреванием мышьякового колчедана:

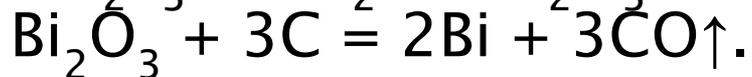
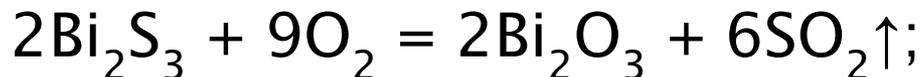


- ▣ **СУРЬМА** .Для получения чаще используют пирометаллургич. процессы - осадить плавку с железом или окислить обжиг с возгонкой Sb_2O_3 , который далее подвергают восстановить плавке.

- ▣ **ВИСМУТ** получают сплавлением сульфида с железом:



или последовательным проведением процессов:



ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Мышьяк — серое с металлическим блеском хрупкое вещество (α-мышьяк) с ромбоэдрической кристаллической решеткой, $a = 0,4135$ нм и $a = 54,13^\circ$. Плотность $5,74$ кг/дм³.

При нагревании до 600°C As сублимирует. При охлаждении паров возникает новая модификация — желтый мышьяк. Выше 270°C все формы As переходят в черный мышьяк.

Расплавить As можно только в запаянных ампулах под давлением. Температура плавления 817°C при давлении его насыщенных паров $3,6$ МПа.

Структура серого мышьяка похожа на структуру серой сурьмы и по строению напоминает черный фосфор.



ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Сурьма известна в кристаллической и трех аморфных формах (взрывчатая, черная и желтая). Взрывчатая Сурьма (плотность 5,64-5,97 г/см³) взрывается при любом соприкосновении; образуется при электролизе раствора $SbCl_3$; черная (плотность 5,3 г/см³) - при быстром охлаждении паров Сурьмы; желтая - при пропускании кислорода в сжиженный SbH_3 . Желтая и черная Сурьма неустойчивы, при пониженных температурах переходят в обыкновенную Сурьму. Наиболее устойчивая кристаллическая Сурьма



Знаете ли Вы...?

Сурьма и ее соединения ядовиты. Отравления возможны при выплавке концентрата сурьмяных руд и в производстве сплавов Сурьмы. При острых отравлениях - раздражение слизистых оболочек верхних дыхательных путей, глаз, а также кожи. Могут развиваться дерматит, конъюнктивит и т. д.

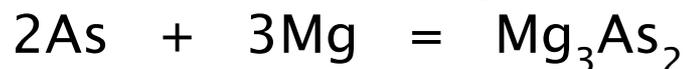
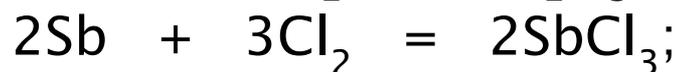
ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Висмут имеет ромбоэдрическую решетку с периодом $a=4,7457 \text{ \AA}$ и углом $\alpha = 57^\circ 14' 13''$.
Плотность $9,80 \text{ г/см}^3$; $t_{\text{пл}} 271,3 \text{ }^\circ\text{C}$; $t_{\text{кип}} 1560 \text{ }^\circ\text{C}$.
Удельная теплоемкость ($20 \text{ }^\circ\text{C}$) $123,5 \text{ Дж/(кг} \cdot \text{K)}$ [$0,0294 \text{ кал/(г} \cdot \text{ }^\circ\text{C)}$]; термический коэффициент линейного расширения при комнатной температуре $13,3 \cdot 10^{-6}$; удельная теплопроводность ($20 \text{ }^\circ\text{C}$) $8,37 \text{ Вт/(м} \cdot \text{K)}$ [$0,020 \text{ кал/(см} \cdot \text{сек} \cdot \text{ }^\circ\text{C)}$]; удельное электрическое сопротивление ($20 \text{ }^\circ\text{C}$) $106,8 \cdot 10^{-8} \text{ ом} \cdot \text{м}$ ($106,8 \cdot 10^{-6} \text{ ом} \cdot \text{см}$). Висмут - самый диамагнитный металл.



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

- Мышьяк, сурьма, висмут реагируют с кислородом, серой, галогенами, металлами:



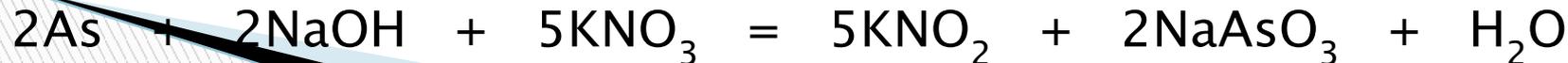
- С разбавленными кислотами не взаимодействуют, концентрированные кислоты - окислители растворяют мышьяк и сурьму:



Висмут концентрированной азотной кислотой пассивируется, а в разбавленной растворяется:



- В щелочах висмут не растворяется. Мышьяк и сурьму можно перевести в растворимое состояние окислительным сплавлением:

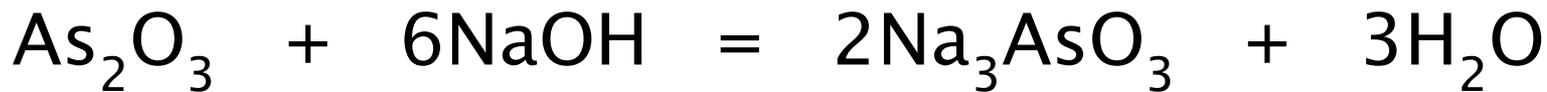


ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

- С кислородом образуют два ряда оксидов.

As_2O_3 , Sb_2O_3 , Bi_2O_3 – порошки, плохо растворимые в воде, получают при сгорании в кислороде.

Оксиды мышьяка и сурьмы проявляют амфотерные свойства:



Оксид висмута – основного характера, растворим

только в кислотах:



НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

▣ **Сурьма** в небольших количествах отмечается в галенитах, сфалеритах, висмутинах, реальгарах и других сульфидах. Летучесть сурьмы в ряде её соединений сравнительно невысокая. Наиболее высокой летучестью обладают галогениды сурьмы $SbCl_3$. В гипергенных условиях (в приповерхностных слоях и на поверхности) антимонит подвергается окислению примерно по следующей схеме: $Sb_2S_3 + 6O_2 = Sb_2(SO_4)_3$. Возникающий при этом сульфат окиси сурьмы очень неустойчив и быстро гидролизует, переходя в сурьмяные охры — сервантит Sb_2O_4 , стибиоконит $Sb_2O_4 \cdot nH_2O$, валентинит Sb_2O_3 и др. Главное промышленное значение имеет антимонит Sb_2S_3 (71,7 % Sb). Сульфосоли тетраэдрит $Cu_{12}Sb_4S_{13}$, бурнонит $PbCuSbS_3$, буланжерит $Pb_5Sb_4S_{11}$ и джемсонит $Pb_4FeSb_6S_{14}$ имеют небольшое значение.

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

▣ **Мышьяк** — рассеянный элемент. Содержание в земной коре $1,7 \cdot 10^{-4}\%$ по массе. В морской воде $0,003 \text{ мг/л}^{[4]}$. Это вещество может встречаться в самородном состоянии, имеет вид металлически блестящих серых скорлупок или плотных масс, состоящих из маленьких зернышек. Известно около 200 мышьяксодержащих минералов. В небольших концентрациях часто содержится в свинцовых, медных и серебряных рудах. Довольно часто встречаются два природных соединения мышьяка с серой: оранжево-красный прозрачный реальгар AsS и лимонно-желтый аурипигмент As_2S_3 . Минерал, имеющий промышленное значение — арсенопирит (мышьяковый колчедан) FeAsS или $\text{FeS}_2 \cdot \text{FeAs}_2$ (46 % As), также добывают мышьяковистый колчедан — лёллингит (FeAs_2) (72,8 % As), скородит FeAsO_4 (27 — 36 % As). Большая часть мышьяка добывается попутно при переработке мышьяксодержащих золотых, свинцово-цинковых, медноколчеданных и других руд.

НАХОЖДЕНИЕ В ПРИРОДЕ

- Содержание **Висмута** в земной коре $2 \cdot 10^{-5}\%$ по массе. Висмут встречается в природе в виде многочисленных минералов, из которых главнейшие - висмутовый блеск Bi_2S_3 , висмут самородный Bi , бисмит Bi_2O_3 и другие. В большем количестве, но в малых концентрациях Висмут встречается как изоморфная примесь в свинцово-цинковых, медных, молибденово-кобальтовых и олово-вольфрамовых рудах. Около 90% мирового потребления покрывается попутной добычей Висмута при переработке полиметаллических руд.

ПРИМЕНЕНИЕ СУРЬМЫ

Сурьма всё больше применяется в полупроводниковой промышленности при производстве диодов, инфракрасных детекторов. Является компонентом свинцовых сплавов, увеличивающим их твёрдость и механическую прочность.

Область применения включает:

- батареи
- антифрикционные сплавы
- типографские сплавы
- стрелковое оружие и трассирующие пули
- оболочки кабелей
- спички
- лекарства, противопротозойные средства
- пайка — некоторые бессвинцовые припои содержат 5 % Sb
- использование в линотипных печатных машинах

ПРИМЕНЕНИЕ ВИСМУТА

- приготовления легкоплавких сплавов, содержащих свинец, олово, кадмий, которые применяют в зубоорудебном протезировании,
- для изготовления клише с деревянных матриц, в качестве выплавляемых пробок в автоматических противопожарных устройствах, при напайке колпаков на бронебойные снаряды и т. д.
- расплавленный Висмут может служить теплоносителем в ядерных реакторах.
- соединения Висмут применяются в стекловарении (увеличивают коэффициент преломления) и керамике (дают легкоплавкие эмали).

!!! Растворимые соли Висмута ядовиты, по характеру воздействия аналогичны ртути.

ПРИМЕНЕНИЕ МЫШЬЯКА

- небольшие добавки мышьяка вводят в свинец, служащий для производства ружейной дроби
- мышьяк особой чистоты (99,9999 %) используется для синтеза ряда ценных и важных полупроводниковых материалов — арсенидов и сложных алмазоподобных полупроводников.
- сульфидные соединения мышьяка — аурипигмент и реальгар — используются в живописи в качестве красок и в кожевенной отрасли промышленности в качестве средств для удаления волос с кожи.
- В пиротехнике реальгар употребляется для получения «греческого», или «индийского», огня, возникающего при горении смеси реальгара с серой и селитрой (ярко-белое пламя).
- многие из мышьяковых соединений в очень малых дозах применяются в качестве лекарств для борьбы с малокровием и рядом тяжелых заболеваний