

Лекция 12

Химия p-элементов

Рассматриваемые вопросы:

- 1.

IVA-группа. Подгруппа углерода.

Общая электронная конфигурация валентного уровня: ns^2np^2

Валентные возможности: II, IV

Преимущественные степени окисления:

C: +4

Si: +4

Ge: +2, +4

Sn: +2, +4

Pb: +2

IVA-группа. Углерод.

Нахождение в природе:



Карбонаты
Алмаз



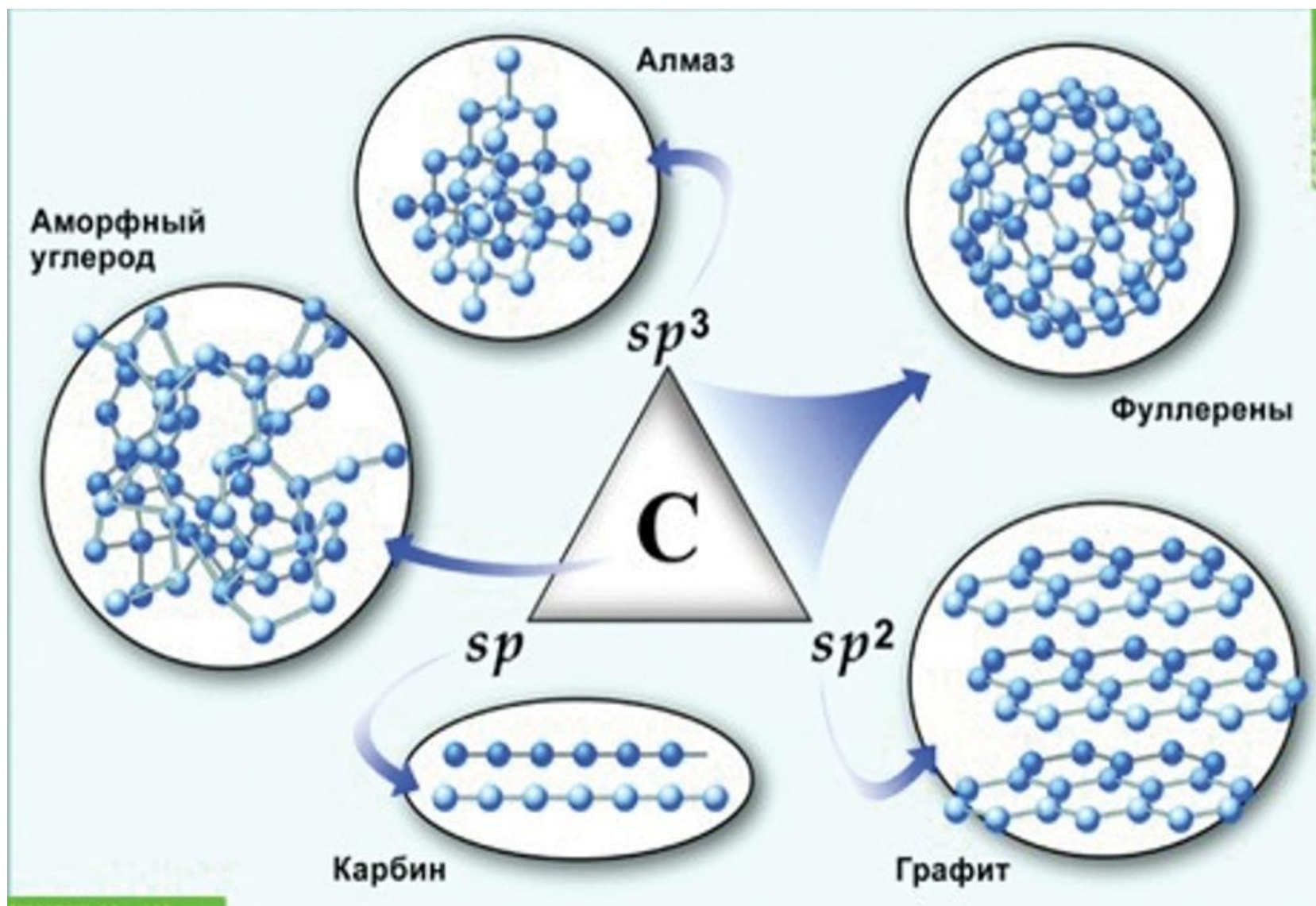
Каменный уголь
Графит



Нефть
Газ

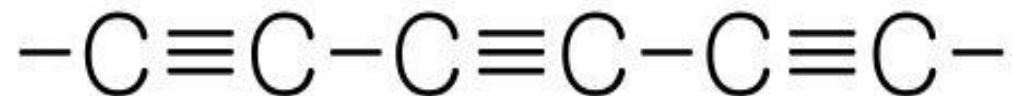


IVA-группа. Углерод. Аллотропные модификации.

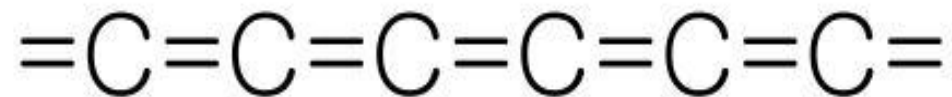


**IVA-группа. Углерод.
Аллотропные модификации.**

Две формы линейного углерода (карбина):



полииновая (α -карбин)



поликумуленовая (β -карбин)

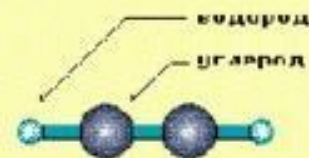
IVA-группа. Углерод. Аллотропные модификации.

Карбин –

аллотропная модификация углерода



Строение карбина



Ацетилен

Кристаллы карбина состоят из линейных цепочек атомов углерода в sp -гибридизованном состоянии.

Карбин можно рассматривать как полимер ацетилена:
 $(-C\equiv C-)_n$

... — C \equiv C — C \equiv C — ... полииновая структура

... = C = C = C = ... поликумуленовая структура

IVA-группа. Углерод. Аллотропные модификации.

Аллотропные модификации углерода

	алмаз	графит	фуллерен
строение	Атомная кубическая решетка, ковалентная неполярная связь	Слоистое строение, внутри слоя – ковалентная неполярная связь, между слоями – межмолекулярное взаимодействие	C ₆₀ , C ₇₀ , молекулы образуют сферу
свойства	Твердость	Хорошо проводит электрический ток, тугоплавкий, оказывает смазывающее действие	Химически стойкий, твердый
применение	Алмазные резцы, напильники...	Электроды, ракетные двигатели, узлы трения...	Сверхтвердые материалы

**IVА-группа. Углерод.
CO₂ и H₂CO₃**

Кислотный оксид.

Взаимодействие с основными оксидами, щелочами, с образованием двух видов солей: кислых и средних.

Основная масса растворенного в воде CO₂ находится в виде CO₂ и лишь малая часть дает H₂CO₃:



Константа диссоциации кажущаяся из-за того, что учтено общее количество CO₂:

IVА-группа. Углерод. Оксид углерода (II)

CO — несолеобразующий оксид. Строение молекулы с точки зрения МВС и ММО. Тройная связь.



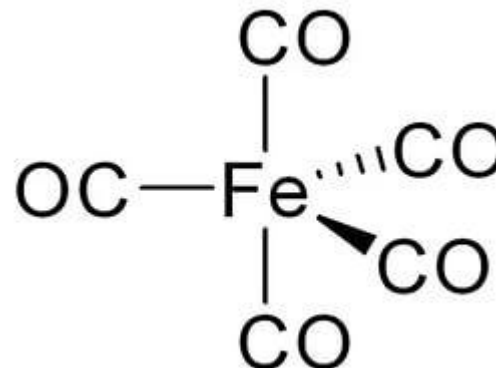
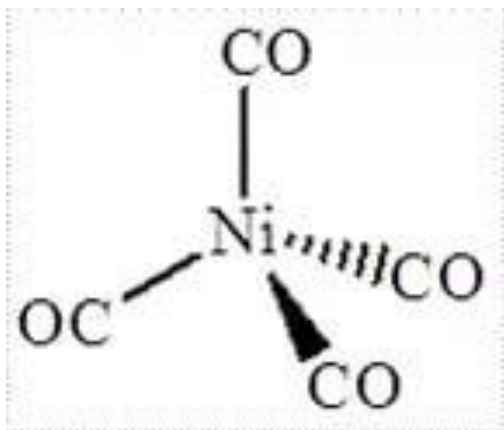
Протекание вправо определяет энтропийный фактор, влево — энтальпийный. При $T > 1273\text{K}$ равновесие смещено вправо, при $T < 673$ — влево.

Восстановитель.

Металлы + CO = карбонилы

Карбонилы: координационные комплексы переходных металлов с CO в качестве лиганда. Многие карбонилы металлов очень летучи.

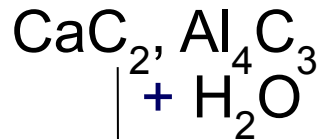
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$. Строение карбонилов с позиций МВС и ТКП.



IVА-группа. Углерод. Карбиды.

Карбиды

Солеподобные



углеводороды

Ковалентные
соединения
с неметаллами

Металлоподобные
карбиды d-элементов

Химически инертны

Получение:

C + порошки металлов или оксиды металлов при нагревании
C с неметаллами — сплавление или пропускание газов над раскаленным коксом.

IVA-группа. Кремний.

Содержание в земной коре $\approx 28\%$ по массе. Второе место после кислорода. В основном в виде кремнезема, кварца, полевого шпата, силикатов, алюмосиликатов.

Получение:



С и Mg берут в недостатке, чтобы не получить карбиды.

Далее: очистка зонной плавкой.

Использование: полупроводник в микроэлектронике. Для этих целей примесей должно быть не более $1 \cdot 10^{-7}\%$.

Кристаллы с металлическим блеском, химически стоек.



IVA-группа. Кремний.

При комн температуре реагирует только со фтором.

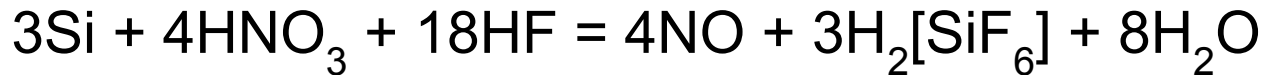
Медленно — с хлором и растворами щелочей.

При повышенных температурах: с кислородом, серой, азотом, углеродом, порошками металлов.

В минеральных кислотах не растворяется.

Реагирует только с HF: $\text{Si} + 4\text{HF} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$

И концентрированной азотной в присутствии HF:



IVА-группа. Кремний. Соединения кремния. Силаны.

Силаны (кремневодороды, гидриды кремния) — соединения кремния с водородом общей формулы $\text{Si}_n \text{H}_{2n+2}$, $n \leq 6$

Наиболее распространённый способ получения — разложение кислотами силицидов металлов.

В отличие от алканов $\Delta G_f > 0$.

Неустойчивые, самовоспламеняются на воздухе, сильнейшие восстановители.

Связи Si-Si и Si-H слабее связей C-C и C-H. Силаны менее устойчивы и более реакционноспособны, чем соответствующие алканы.

IVA-группа. Кремний. Бинарные соединения кремния +4

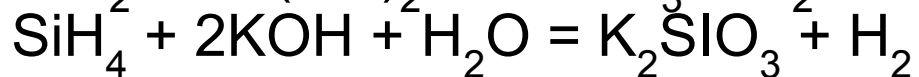
Si (IV) входит в соединения с галогенами, кислородом, серой, азотом, углеродом, водородом.

Координационное число: 4. Структурная единица SiX_4 . Атомы X расположены в вершинах тетраэдра.

Мономерны только SiHal_4 и SiH_4 , остальные полимерны.

Полимерные (SiO_2 , SiC) — высокие температуры плавления, химически инертны. Мономеры, наоборот, легкоплавки и химически активны.

Соединения SiX_4 — кислотные.



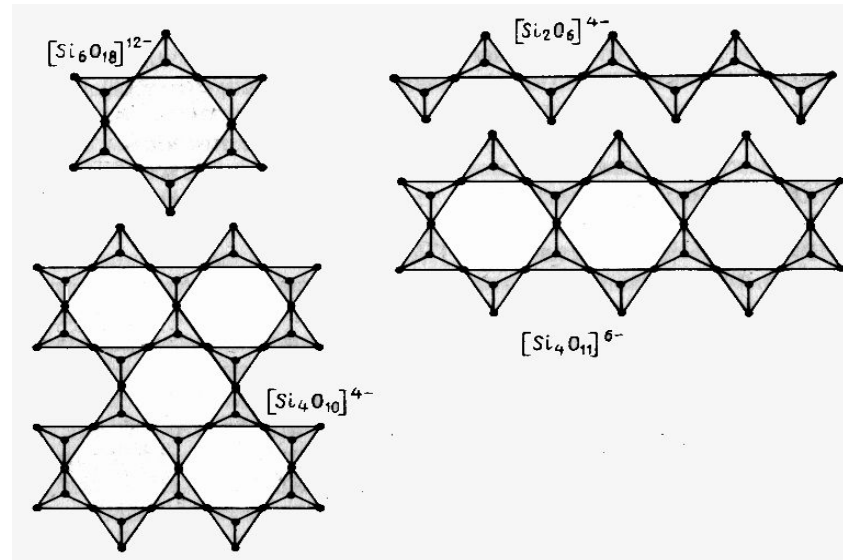
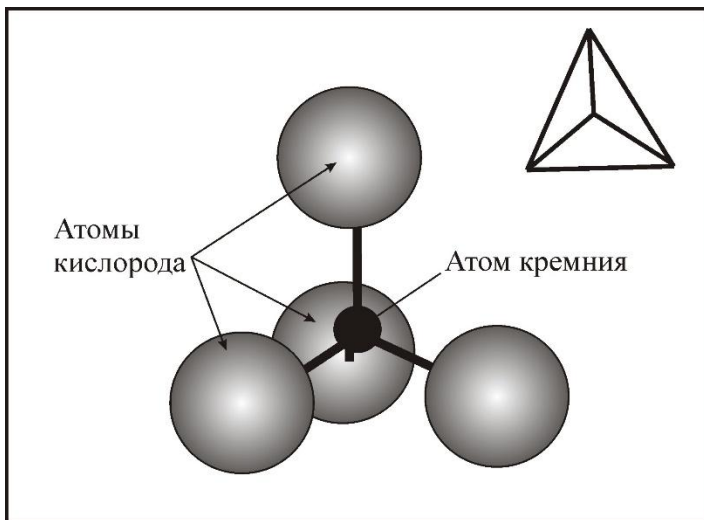
При гидролизе образуют кислоты: $\text{SiCl}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl}$

(значит, галогениды кремния являются галогенангидридами, не солями)

IVA-группа. Кремний. SiO_2

SiO_2 существует в нескольких модификациях. При комн температуре наиболее устойчива α -кварц.

Основа крист. Решетки SiO_2 и всех силикатов — тетраэдр. Тетраэдры соединяются вершинами и образуют кристаллическую решетку любого силиката. Эта решетка ажурна!



В кристаллах силикатов множество полостей, поэтому все они являются адсорбентами.

В растворах никакого SiO_3^{2-} нет! Силикаты всегда полимерны!

IVА-группа. Кремний. SiO_2

При комн температуре на SiO_2 действуют только HF и щелочи: $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$ и силикаты.

Кремниевая кислота: полигидрат диоксида кремния $\text{SiO}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$.

Привычнее: H_2SiO_3 или H_4SiO_4 .

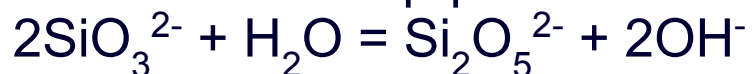


Но в растворе:



В воде растворяются только силикаты ЩМ, их называют «жидкое стекло».

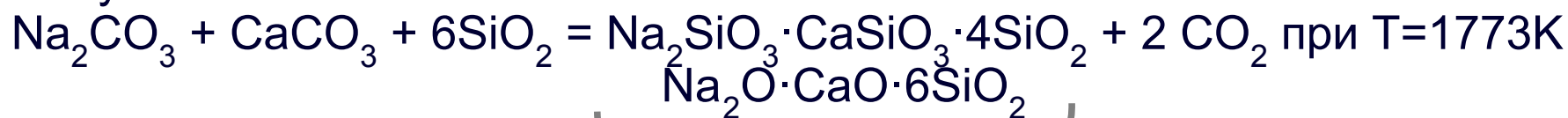
Кремниевые кислоты очень слабые (даже слабее угольной), поэтому все силикаты в р-ре сильно гидролизованы.



Не писать кислые анионы!

Важнейшие силикатные материалы: стекло и цемент.

Получение обычного стекла:

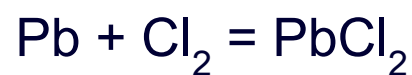
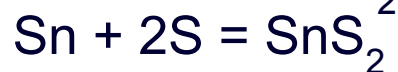
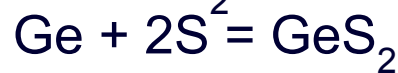
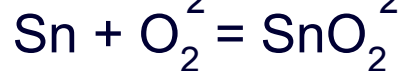
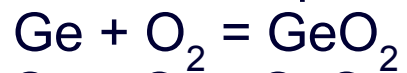


IVA-группа. Подгруппа германия.

Ge, Sn, Pb.

Тенденция: при движении вниз по подгруппе, низшая положительная степень окисления становится более устойчивой.

Это четко прослеживается в продуктах взаимодействия:



Галогенангидриды

соль

Все эти реакции идут при нагревании!

IVA-группа. Подгруппа германия.

$$E^\circ(\text{Ge}^{2+}/\text{Ge}) = 0\text{В} \quad E^\circ(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14\text{В} \quad E^\circ(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,13\text{В}$$

Каково отношение к минеральным кислотам?

а) Ge — не растворяется в минеральных кислотах

б) Sn и Pb очень вяло растворяются в минеральных кислотах

Взаимодействие с HNO_3 (конц):



германиевая кислота



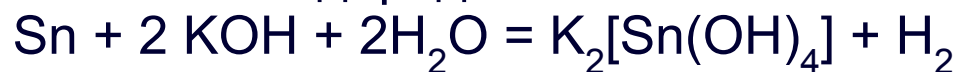
β -оловянная кислота



Соль!

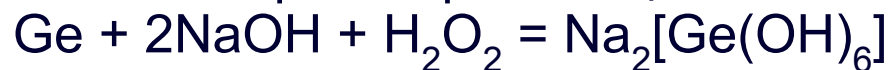
IVA-группа. Подгруппа германия.

Sn и Pb амфотерны. Растворяются в щелочах и сплавляются с ними, вытесняя водород:



Pb реагирует аналогично.

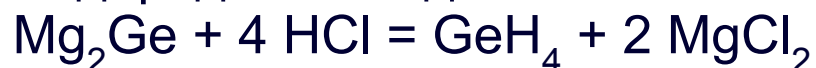
Ge можно растворить в щелочи лишь окисляя:



Обратите внимание: Sn и Pb в +2, а Ge — в +4! Почему?

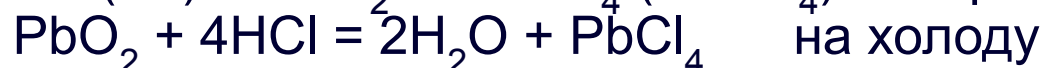
IVA-группа. Подгруппа германия.

Водородные соединения можно получить лишь косвенно (не в лоб):



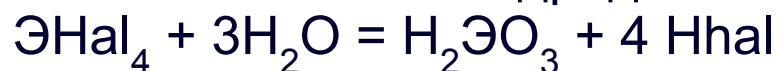
Все водородные соединения имеют $\Delta G \gg 0$, нестабильны, восстановители.

Получение галогенидов:



Из тетрагалогенидов у Pb только PbCl_4 и PbCl_2 .

Все они галогенангидриды:

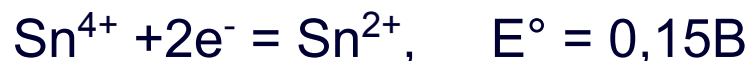
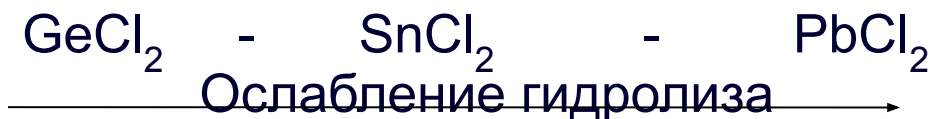
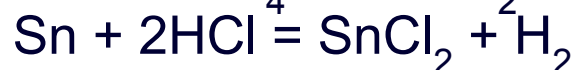


ЭHal_4 в случае Ge и Sn дают комплексы: $\text{SnCl}_4 + \text{HCl} = \text{H}_2[\text{SnCl}_6]$

Комплексы образуются тем лучше, чем меньше размер иона и больше заряд. Поэтому у Sn и Ge получается, а у Pb — нет (нет +4)

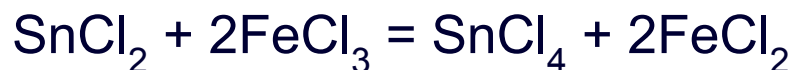
IVA-группа. Подгруппа германия.

Дигалогениды:



а) соединения Sn (IV) совсем не окислители

б) соединения Sn (II) будут мягкими восстановителями и это активно используется в химии:



IVA-группа. Подгруппа германия.

Оксиды этих элементов можно получить термическим разложением соответствующих гидроксидов:



Для GeO и SnO — без доступа O₂



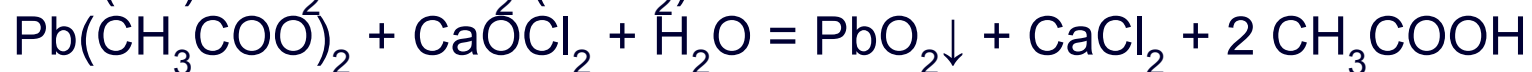
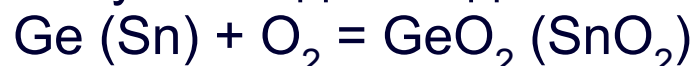
Все оксиды амфотерны:

GeO — амфотерен с преобл кислотных свойств

SnO истинно амфотерен

PbO — амфотерен с преобладанием основных свойств

Получение диоксидов:



Свинцовый сахар хлорка



Рост окислительной способности

Ослабление кислотных свойств

VA-группа. Азот

N_2 — $\frac{3}{4}$ земной атмосферы

Ежегодно выносится с урожаем из почвы ≈ 100 млн.т.

Промышленное получение: ректификация жидкого воздуха

($t_{\text{кип}}^{\circ}(N_2) = -196^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип}}^{\circ}(\text{Ar}) = -186^{\circ}\text{C}$, $t_{\text{кип}}^{\circ}(O_2) = -183^{\circ}\text{C}$)

Валентность: III, IV.

Степени окисления: от -3 до +5.

$E_{\text{св}}(N_2) = 945$ кДж/моль

При этом $E_{\text{св}}(N-N) = 160$ кДж/моль,

тогда $E_{\text{т св}}^{\sigma \text{ св}}(N-N) = (945-160):2 = 392,5$ кДж/моль

Получается, что π -связь прочнее σ -связи почти в 2,5 раза!

«Раскачать» такую связь можно: электрической дугой, ионизирующим излучением, сильными восстановителями.

Отсюда круг взаимодействия: щелочные металлы. Для взаимодействия с ними достаточно $200-300^{\circ}\text{C}$. С Li — при комн температуре.

VA-группа. Азот. Нитриды.

При высоких температурах азот окисляет многие металлы и неметаллы, образуя нитриды:



Свойства нитридов изменяются по периодам и группам ПСХЭ.

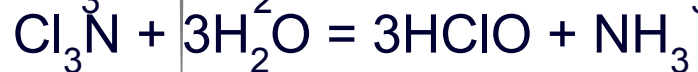
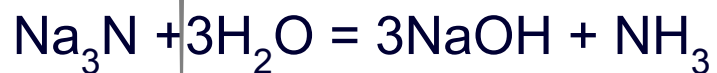
При движении по периоду основные св-ва уменьшаются, кислотные — возрастают:



Основные

амф

кислотные

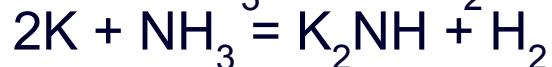
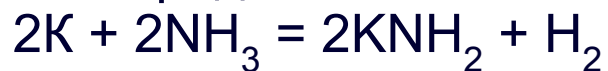


VA-группа. Азот. Соединения с водородом.

NH_3 — аммиак.

N в sp^3 -гибридизации. Геометрия молекулы: искаженный тетраэдр. Одну из гибридных орбиталей занимает неподеленная электронная пара => молекула является кислотой Льюиса. В водном растворе $\text{pH} > 7$, неограниченная растворимость в воде. Горюч. Окисляется кислородом воздуха на катализаторе до NO.

При пропускании сухого аммиака через над щел. металлами при 300°C образуются амиды, имиды и нитриды:

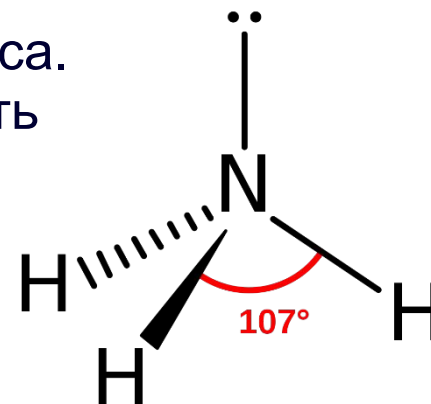


NH_3 — мощный восстановитель.

Получение в промышленности: $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$ (кат — губчатое Fe, Ni)
 $t^\circ = 450\text{-}500^\circ\text{C}$, $p = 25\text{-}30\text{МПа}$. Процесс Габера-Боша.

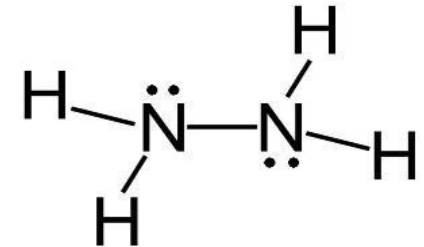
Аммиак — исходное сырье для получения HNO_3 , Na_2CO_3 , мочевины.

Используется как хладагент в промышленных холодильниках.



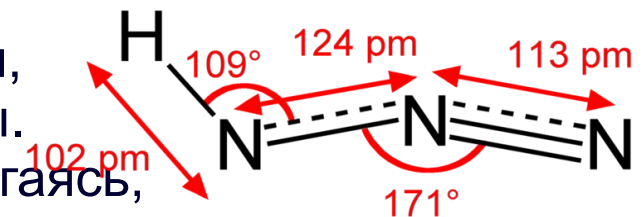
VA-группа. Азот. Соединения с водородом.

N_2H_4 — гидразин. $\Delta G > 0$.
 $t_{\text{плav}}^{\circ} = 2^{\circ}C$, $t_{\text{кип}}^{\circ} = 114^{\circ}C$, жидкость.
 Восстановитель. Основные свойства выражены слабее, чем у NH_3 .



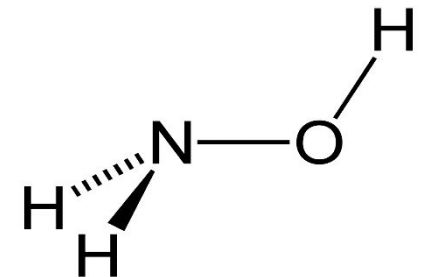
HN_3 — азотистоводородная кислота.

По силе как уксусная. $\Delta G > 0$. Нестойкая, токсичная, легкокипящая жидкость $t_{\text{кип}}^{\circ} = 36^{\circ}C$. Соли — азиды. Азиды ЩМ и ЩЗМ стабильны и плавятся не разлагаясь, хорошо растворимы в воде. Азиды d-элементов малорастворимы, при ударе взрываются: $Pb(N_3)_2 \Rightarrow Pb + 3N_2$

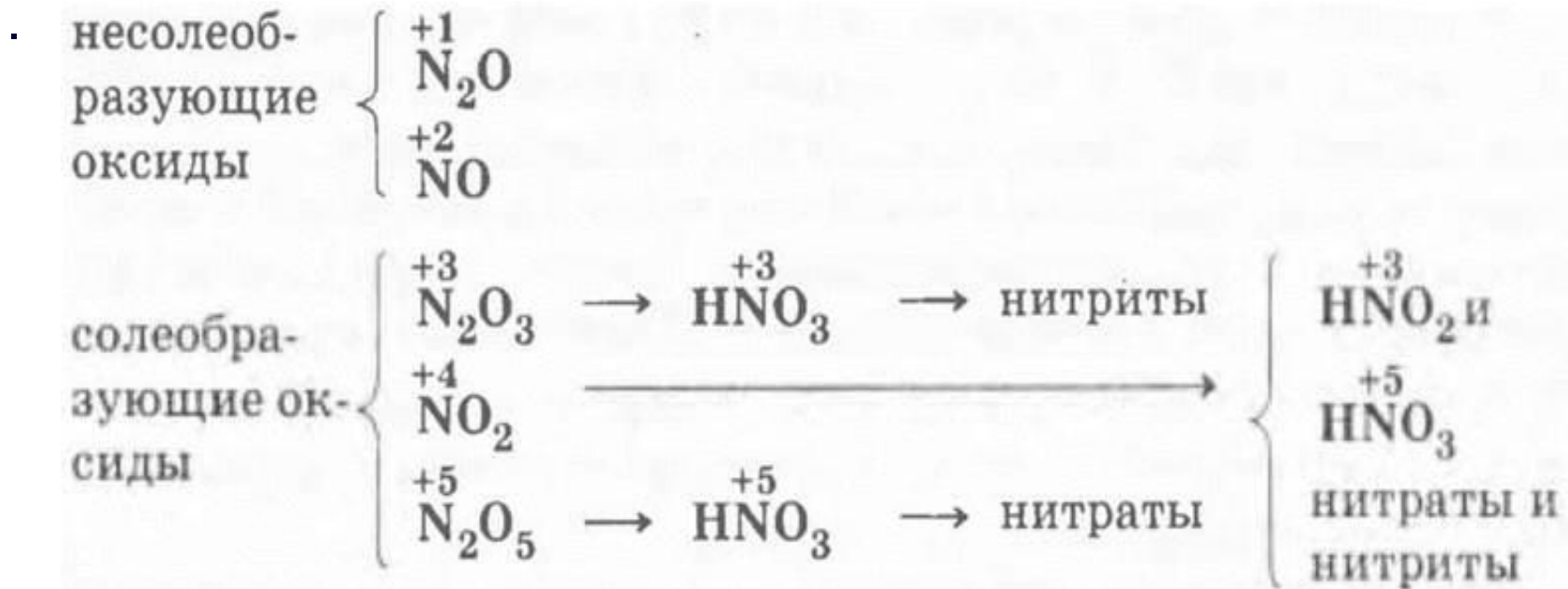


Получают азиды: $2NaNH_2 + N_2O = NaN_3 + H_2O$, $t^{\circ} = 200^{\circ}C$.
 Потом $NaN_3 + H_2SO_4 = HN_3 + NaHSO_4$

Гидроксиламин NH_2OH . Основные свойства выражены слабее, чем у NH_3 , и даже чем у N_2H_4 . Легкоразлагающиеся кристаллы. Восстановитель.



VA-группа. Азот. Кислородные соединения.



VA-группа. Азот. Азотная кислота.

HNO_3 — одна из самых сильных кислот, сильнейший окислитель.

$t^{\circ}_{\text{плав}} = -42^{\circ}\text{C}$, $t^{\circ}_{\text{кип}} = +82,6^{\circ}\text{C}$, бесцветная, дымящая жидкость.

Валентность азота IV, степень окисления +5.

Молекула плоская, валентные углы по 120° .

Значит, sp^2 -гибридизация.

При взаимодействии с металлами никогда не выделяет водород.

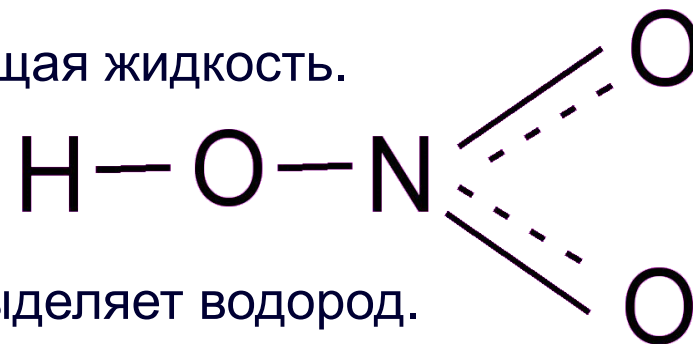
Некоторые металлы в конц виде пассивирует. Очень малоактивные металлы растворяет только в составе «царской водки»: смесь $\text{HNO}_3:\text{HCl}$ 1:3.

Соли — нитраты (селитры).

Все растворимые. Окислители.

Термически нестойкие. Термическое разложение нитратов.

Получение азотной кислоты.



VA-группа. Фосфор.

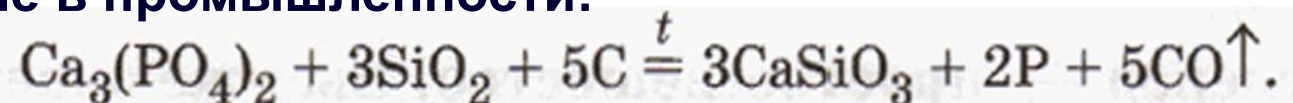
Валентность: III, IV

Степени окисления: -3, 0, +3, +5

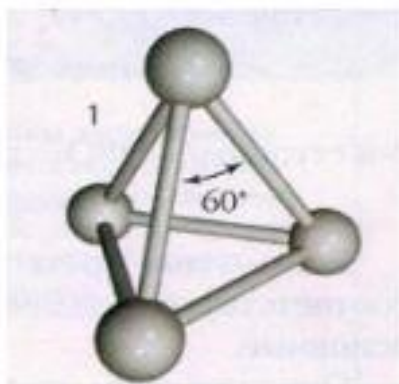
В отличие от азота sp - и sp^2 -гибридные состояния орбиталей неустойчивы. Преимущественно sp^3 - или sp^3d .

Атомы фосфора объединяются в P_2 (при $t > 1000^\circ C$), P_4 и $P_{2\infty}$ молекулы.

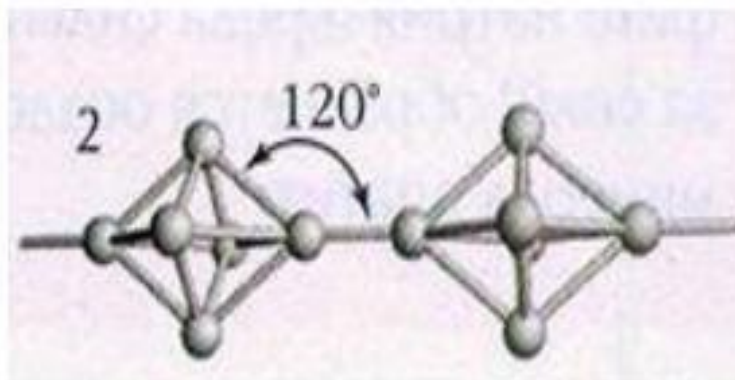
Получение в промышленности:



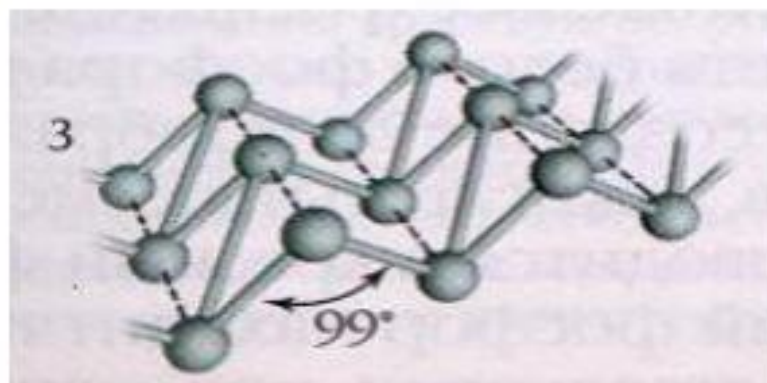
VA-группа. Фосфор. Аллотропные модификации



Молекулярная решетка
белого фосфора



Атомная кристаллическая
решетка красного фосфора



Атомная кристаллическая решетка
чёрного фосфора



Чёрный фосфор

VA-группа. Фосфор. Нахождение в природе.

Содержание фосфора в земной коре составляет 0,093%.

В природе фосфор встречается только в виде соединений, главным образом апатитов, фосфоритов.



VA-группа. Фосфор.

Фосфор-восстановитель: с кислородом, галогенами, серой.

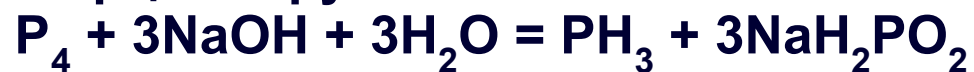
При недостатке окислителя получают соединения фосфора (III):



При избытке — соединения фосфора (V): P_2O_5, PCl_5, P_2S_5

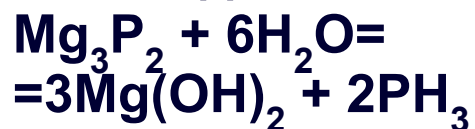
Фосфор-восстановитель: при взаимодействии с металлами.

При нагревании в воде и особенно в водных растворах щелочей фосфор диспропорционирует:



Фосфиды

S-элементов
солеподобные



ковалентный

PH_3
фосфин

d-элементов

металлоподобные
химически малоактивны

С H_2 фосфор напрямую не взаимодействует, фосфин получают косвенным путем.

VA-группа. Фосфор.

Фосфор-восстановитель: с кислородом, галогенами, серой.

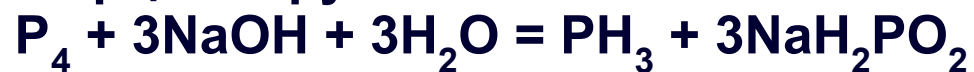
При недостатке окислителя получают соединения фосфора (III):



При избытке — соединения фосфора (V): P_2O_5, PCl_5, P_2S_5

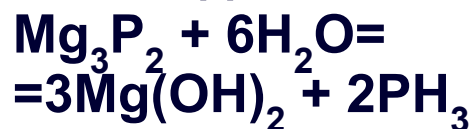
Фосфор-восстановитель: при взаимодействии с металлами.

При нагревании в воде и особенно в водных растворах щелочей фосфор диспропорционирует:



Фосфиды

S-элементов
солеподобные



ковалентный

PH_3
фосфин

d-элементов

металлоподобные
химически малоактивны

С H_2 фосфор напрямую не взаимодействует, фосфин получают косвенным путем.

VA-группа. Фосфор. Галогениды.

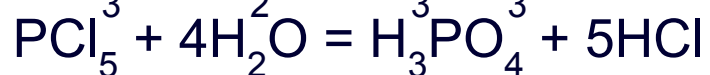
Известны два ряда галогенидов фосфора — производные трехвалентного и пятивалентного фосфора.

Получение: прямое взаимодействие при недостатке или избытке галогена.

Галогениды фосфора (III) более устойчивы, чем фосфора (V). Почему?

Самый устойчивый PF_5 .

Все являются галогенангидридами:

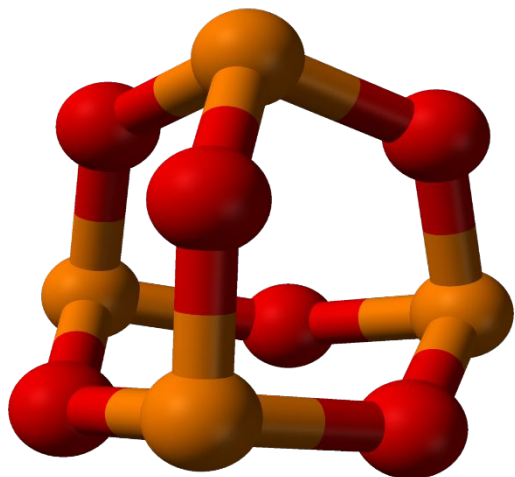


VA-группа.

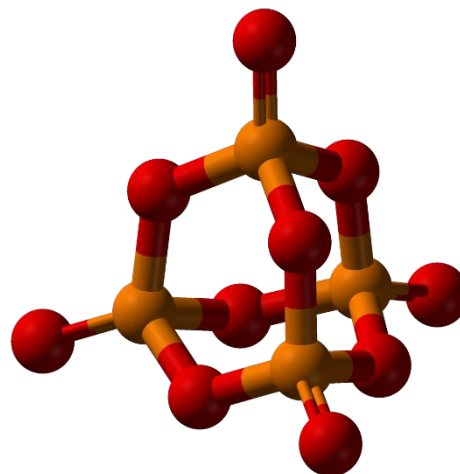
Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

Оксиды P_2O_3 и P_2O_5 являются ангидридами фосфористой H_3PO_3 и фосфорной H_3PO_4 кислот.

P_2O_3 существует в виде нескольких модификаций, построенных из пирамидальных структурных единиц PO_3 :



P_2O_5 в твердом состоянии имеет несколько модификаций, отличающихся характером расположения тетраэдров PO_4 :

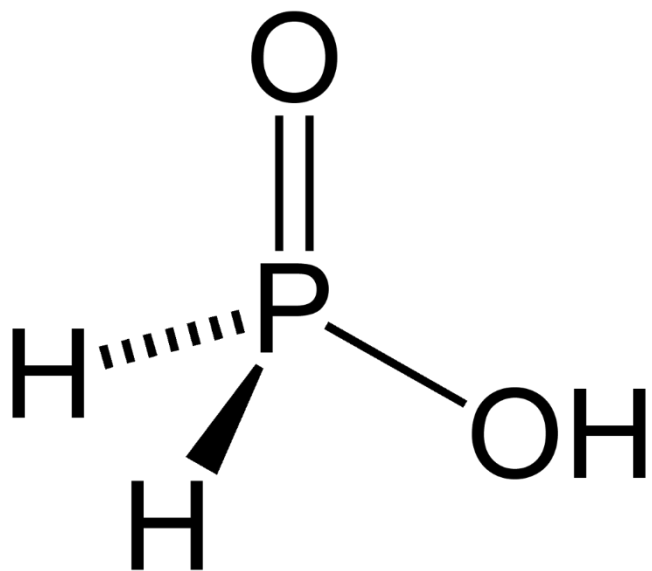


Эти оксиды очень гигроскопичны, жадно поглощают воду, образуя соответствующие кислоты.

VA-группа.

Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

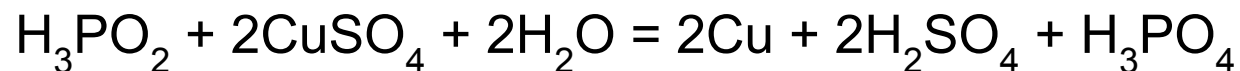
Фосфорноватисная кислота H_3PO_2 — одноосновная кислота средней силы.



Хорошо растворимые в воде белые кристаллы, $t_{\text{плав}}^{\circ} = 26,5^{\circ}\text{C}$.

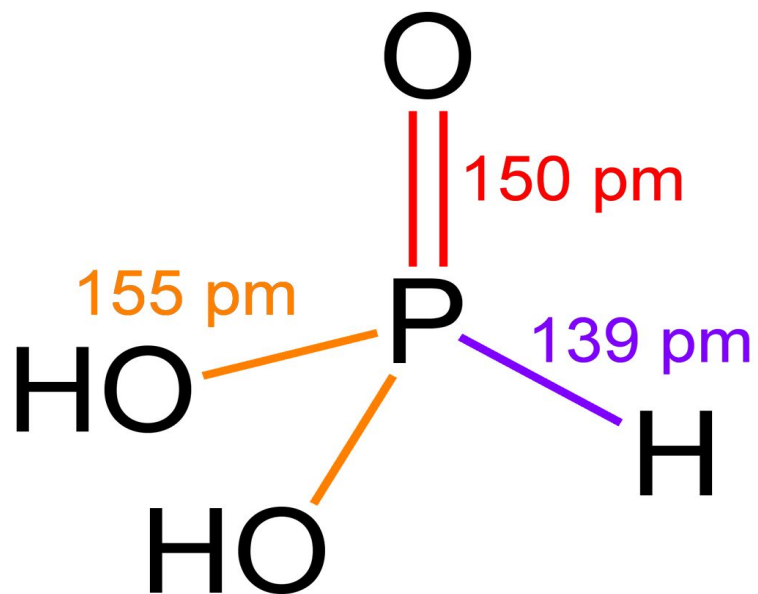
Получают в виде соли натрия или калия при обработке белого фосфора щелочами. При дальнейшем воздействии на гипофосфит серной кислотой получают свободную H_3PO_2 .

Фосфорноватистая кислота и её соли вытесняют из соответствующих солей малоактивные металлы, превращаясь при этом в фосфорную кислоту:



VA-группа.
Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

Фосфористая кислота H_3PO_3 — двухосновная кислота.

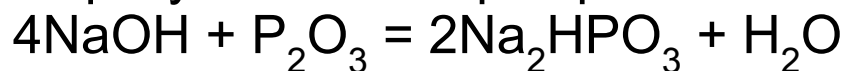


При обычных условиях — бесцветное, гигроскопичное, хорошо растворимое в воде твердое вещество.

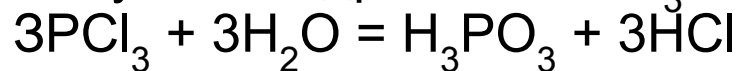
Кислота средней силы:

$$K_{d1} = 1,6 \cdot 10^{-3}, K_{d2} = 6,3 \cdot 10^{-7}$$

Образует соли — фосфиты.



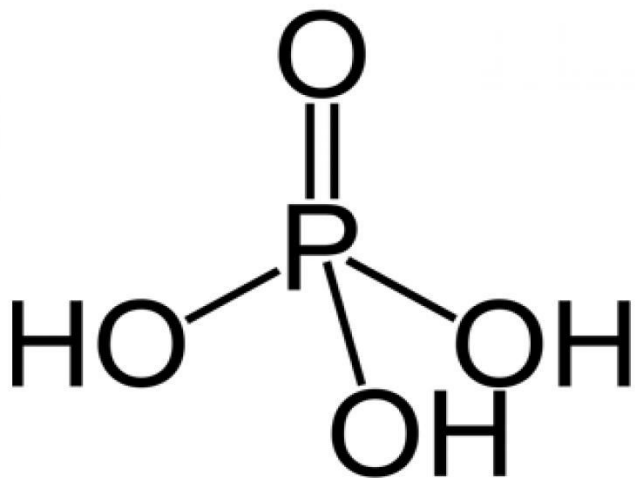
Получают гидролизом PCl_3 :



VA-группа.

Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

Фосфорная кислота H_3PO_4 — двухосновная кислота.

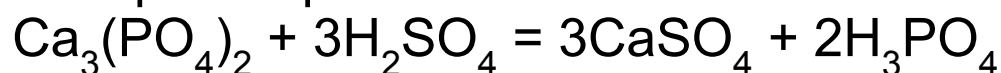


При обычных условиях — бесцветное, гигроскопичное, хорошо растворимое в воде твердое вещество, $t_{\text{плав}}^{\circ} = 42^{\circ}\text{C}$.

Кислота средней силы:

$$K_{\text{д1}} = 7,52 \cdot 10^{-3}, K_{\text{д2}} = 6,3 \cdot 10^{-8}, K_{\text{д3}} = 1,26 \cdot 10^{-12},$$

В промышленности получают в виде 85%-ного раствора:



В лаборатории: гидролизом PCl_5 , растворением P_2O_5 .

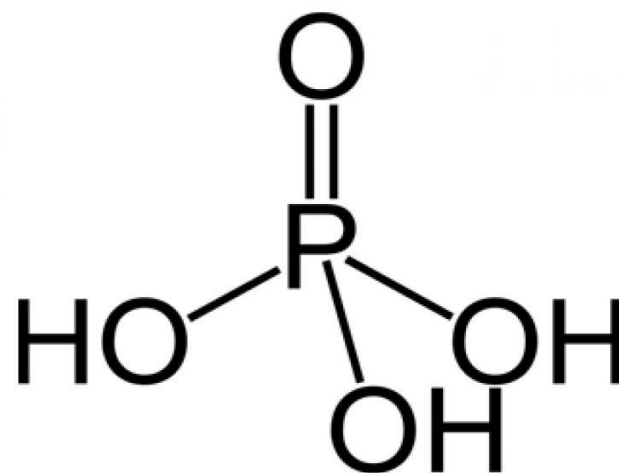
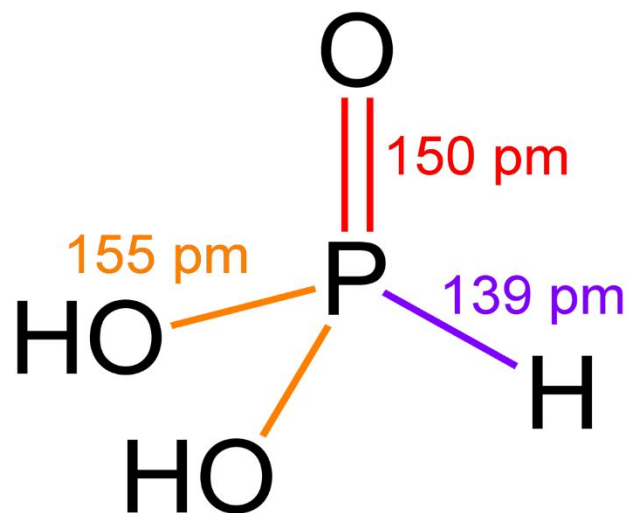
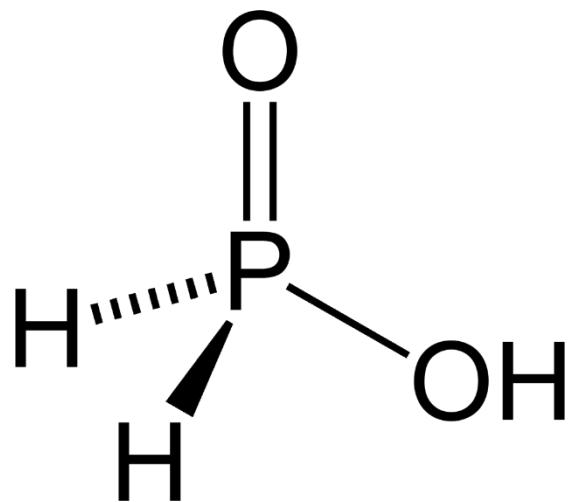
В твердом и жидком состоянии молекулы фосфорной кислоты объединяются за счет водородных связей.

Соли фосфорной кислоты — фосфаты — в отличие от нитратов, не обладают окислительной активностью.

VA-группа.

Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

Все три кислоты обладают примерно равной силой, во всех этих кислотах и их ионах общее количество атомов, связанных с атомом фосфора (координационное число фосфора), равно четырем. Валентность фосфора во всех трех случаях равна пяти.



VA-группа.
Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

Название	Эмпирическая формула	Структурная формула	Способ получения
Метафосфорная	HPO_3	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O}-\text{P} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	При растворении оксида фосфора (V) в холодной воде: $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{HPO}_3$
Ортофосфорная	H_3PO_4	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \diagup \\ \text{H}-\text{O} \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{P}=\text{O} \end{array}$	При кипячении водного раствора метафосфорной кислоты
Пирофосфорная	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\begin{array}{c} \text{H}-\text{O} \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \text{H}-\text{O}-\text{P} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{O} \quad \text{O} \\ \text{H}-\text{O} \quad \quad \text{O} \\ \quad \quad \quad \diagdown \quad \diagup \\ \text{H}-\text{O}-\text{P} \\ \quad \quad \quad \diagup \quad \diagdown \\ \quad \quad \quad \text{O} \quad \text{O} \end{array}$	При нагревании ортофосфорной кислоты несколько выше 200°C : $2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$

VA-группа. Подгруппа мышьяка.

Мышьяк As, сурьма Sb, висмут Bi.

Полные электронные аналоги с конфигурацией s^2p^3 .

В ряду N — P — As — Sb — Bi отчетливо проявляется нарастание металлических свойств.

Тенденция: для висмута характерна с.о. +3.

Мышьяк и сурьма имеют неметаллические модификации: желтый мышьяк и желтая сурьма, и металлические модификации: серый мышьяк и серая сурьма. Висмут — хрупкий металл, легко измельчается.

В обычных условиях металлические модификации устойчивы по отношению к воздуху и воде. В ряду напряжений — правее водорода, следовательно, в минеральных кислотах не растворяются.

Взаимодействуют с концентрированной HNO_3 :



Bi в концентрированной пассивируется, а в разбавленной... дает соль:



VIA-группа.

Свойства	O	S	Se	Te	Po
1. Порядковый номер	8	16	34	52	84
2. Валентные электроны	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$
3. Энергия ионизации, эВ	13,61	10,36	9,75	9,01	8,43
4. Относительная электроотрицательность	3,50	2,5	2,4	2,1	1,76
5. Степень окисления в соединениях	-1; -2; +2	-2; +2; +4; +6	-2; +4; +6	-2; +4; +6	-2; +2
6. Радиус атома, нм	0,066	0,104	0,117	0,137	0,164

В ряду O — S — Se — Te — Po уменьшаются энергии ионизации, увеличиваются размеры атомов. Неметаллические признаки ослабевают, металлические — возрастают.

VIA-группа.

Свойства	O	S	Se	Te	Po
1. Порядковый номер	8	16	34	52	84
2. Валентные электроны	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$	$6s^2 6p^4$
3. Энергия ионизации, эВ	13,61	10,36	9,75	9,01	8,43
4. Относительная электроотрицательность	3,50	2,5	2,4	2,1	1,76
5. Степень окисления в соединениях	-1; -2; +2	-2; +2; +4; +6	-2; +4; +6	-2; +4; +6	-2; +2
6. Радиус атома, нм	0,066	0,104	0,117	0,137	0,164

В ряду O — S — Se — Te — Po уменьшаются энергии ионизации, увеличиваются размеры атомов. Неметаллические признаки ослабевают, металлические — возрастают.

Свойства атомов p-элементов

1	2		13	14	15	16	17	18
H							(H)	He
Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	d-block	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr		In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba		Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra							

Всего **25** элементов-
неметаллов, из них **3**
радиоактивны

1. Число валентных e^- :
 $n=N$ группы

2. Электроотрицательность
увеличивается слева
направо и снизу вверх

3. Основные
положительные степени
окисления $n, n-2$

4. Основная отрицательная
степень окисления $-(8-n)$

Для металлов низшая
степень окисления = 0.

**Спасибо
за внимание!**