

# 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**



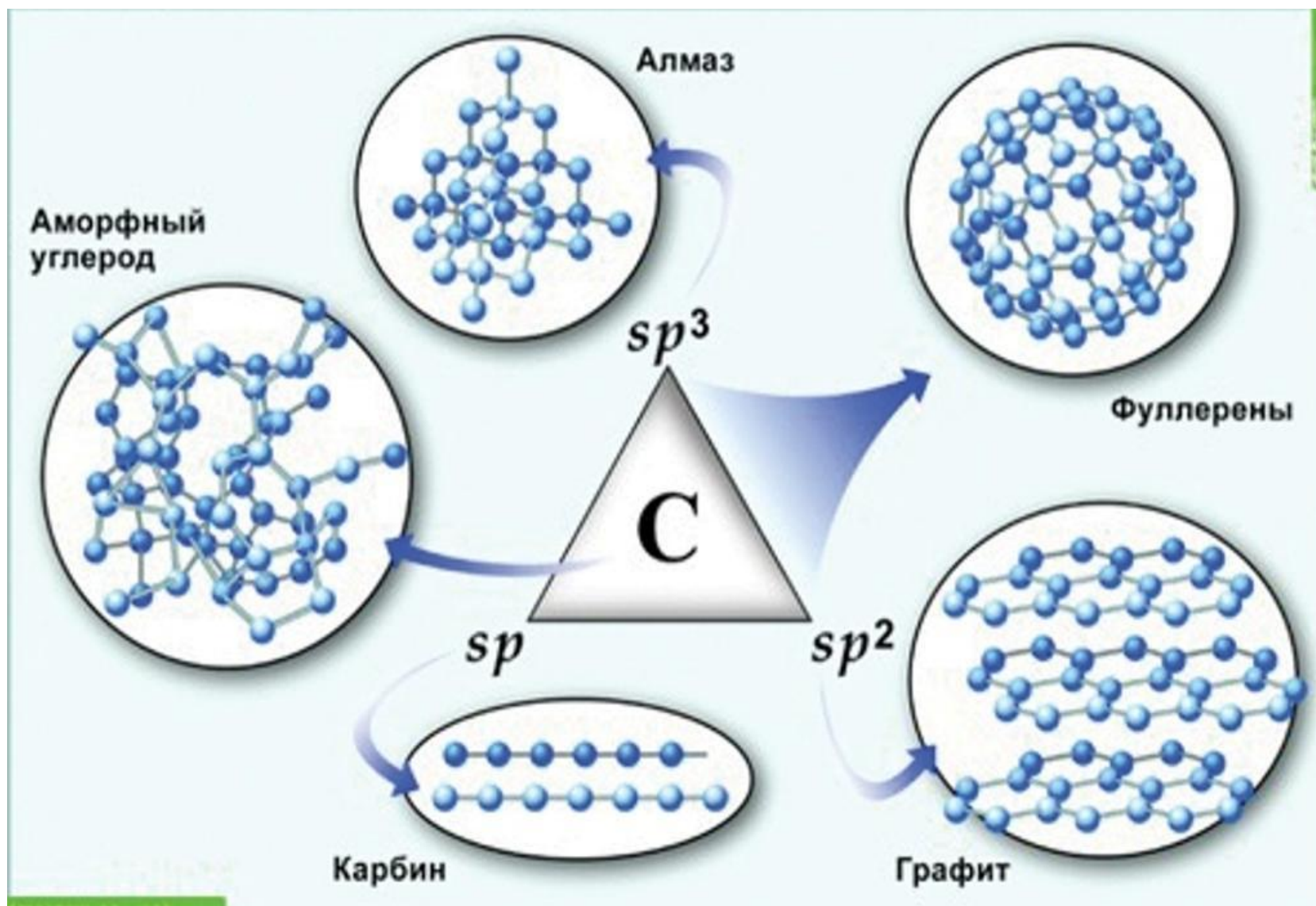
**Каменный уголь**  
**Графит**



**Нефть**  
**Газ**



# IVA-группа. Углерод. Аллотропные модификации.







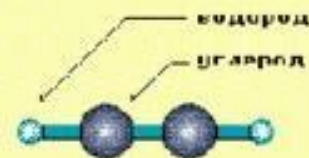
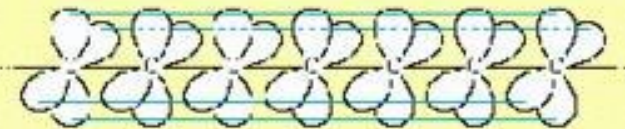
# IVA-группа. Углерод. Аллотропные модификации.

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 ≡ C — C ≡ C — ... полииновая структура

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

## IVA-группа. Углерод. Аллотропные модификации.

### Аллотропные модификации углерода

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

## IVА-группа. Углерод. $\text{CO}_2$ и $\text{H}_2\text{CO}_3$

Кислотный оксид.

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

Основная масса растворенного в воде  $\text{CO}_2$  находится в виде  $\text{CO}_2$  и лишь малая часть дает  $\text{H}_2\text{CO}_3$ :



Константа диссоциации кажущаяся из-за того, что учтено общее количество  $\text{CO}_2$ :



## IVА-группа. Углерод. Оксид углерода (II)

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



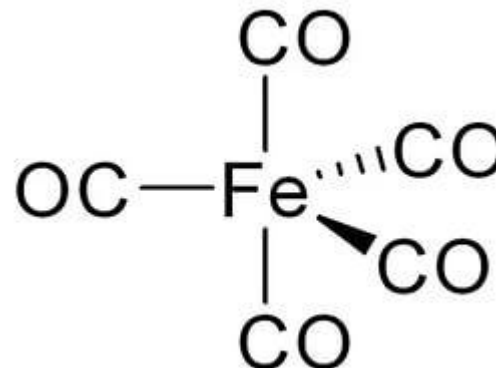
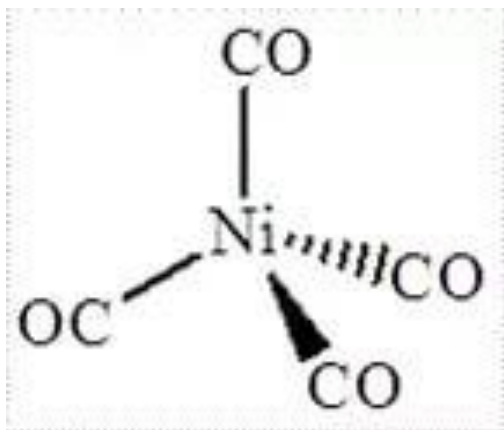
Протекание вправо определяет энтропийный фактор, влево — энтальпийный. При  $T > 1273\text{K}$  равновесие смещено вправо, при  $T < 673$  — влево.

Восстановитель.

Металлы + CO = карбонилы

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

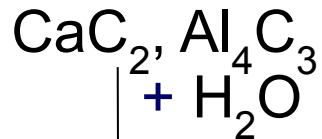
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ,  $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ . Строение карбонилов с позиций МВС и ТКП.



# 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.

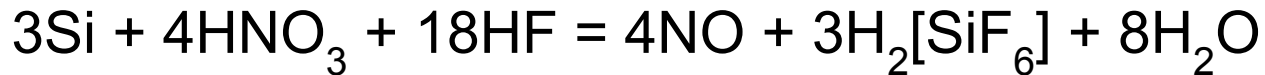
Медленно — с хлором и растворами щелочей.

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

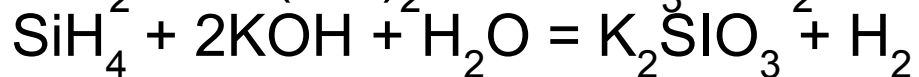
Si (IV) входит в соединения с галогенами, кислородом, серой, азотом, углеродом, водородом.

Координационное число: 4. Структурная единица  $\text{SiX}_4$ . Атомы X расположены в вершинах тетраэдра.

Мономерны только  $\text{SiHal}_4$  и  $\text{SiH}_4$ , остальные полимерны.

Полимерные ( $\text{SiO}_2$ ,  $\text{SiC}$ ) — высокие температуры плавления, химически инертны. Мономеры, наоборот, легкоплавки и химически активны.

Соединения  $\text{SiX}_4$  — кислотные.



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

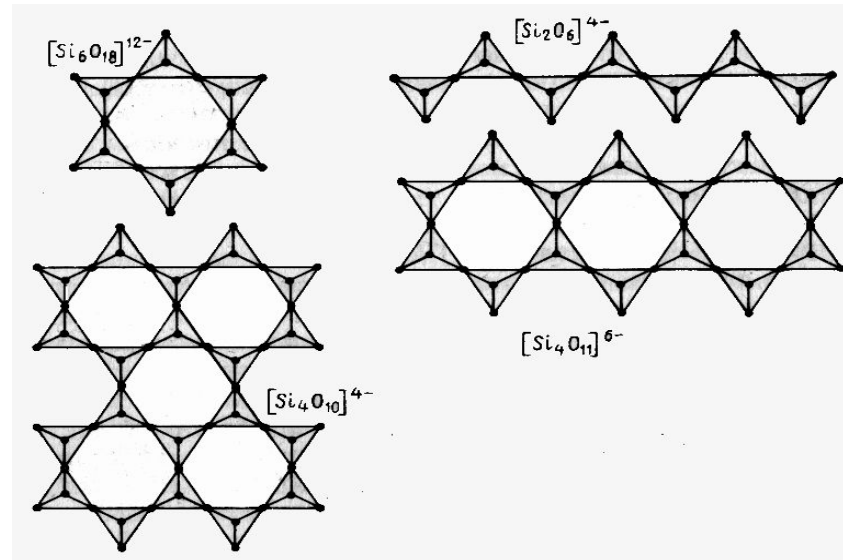
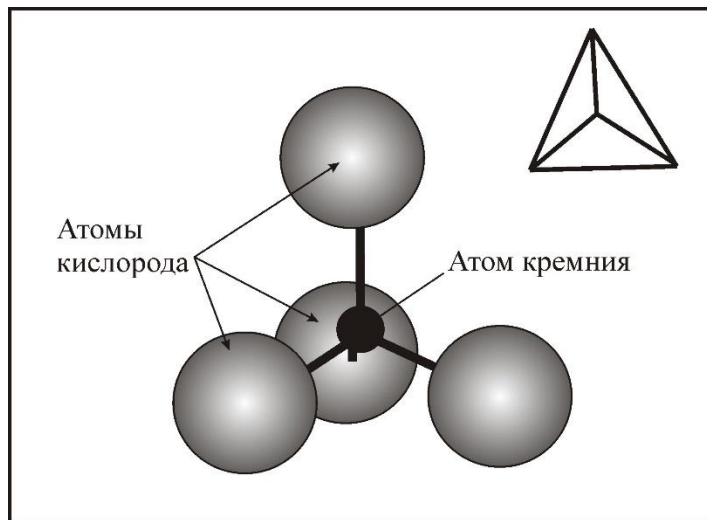
(значит, галогениды кремния являются галогенангидридами, не солями)



## IVA-группа. Кремний. $\text{SiO}_2$

$\text{SiO}_2$  существует в нескольких модификациях. При комн температуре наиболее устойчива  $\alpha$ -кварц.

Основа крист. Решетки  $\text{SiO}_2$  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  $\text{SiO}_3^{2-}$  нет! Силикаты всегда полимерны!

## IVА-группа. Кремний. SiO<sub>2</sub>

При комн температуре на SiO<sub>2</sub> действуют только HF и щелочи: H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] и силикаты.

Кремниевая кислота: полигидрат диоксида кремния SiO<sub>2</sub>·xH<sub>2</sub>O.

Привычнее: H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> или H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>.

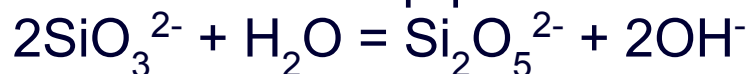


Но в растворе:



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

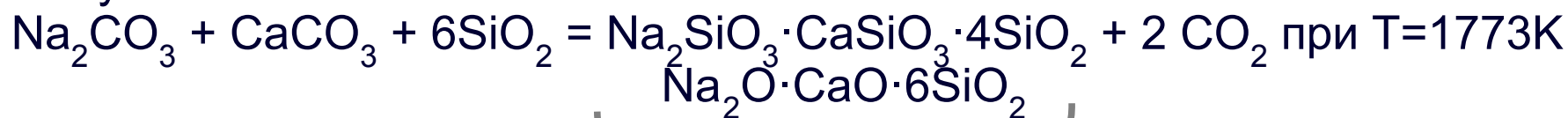
Кремниевые кислоты очень слабые (даже слабее угольной), поэтому все силикаты в р-ре сильно гидролизованы.



Не писать кислые анионы!

Важнейшие силикатные материалы: стекло и цемент.

Получение обычного стекла:

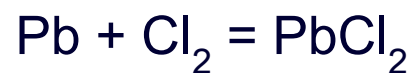
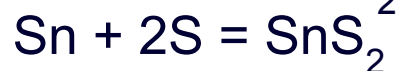
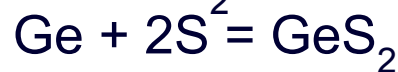
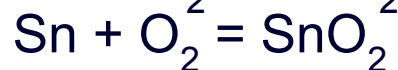
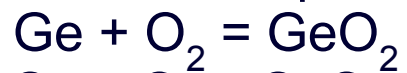


## IVA-группа. Подгруппа германия.

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  $\text{HNO}_3$  (конц):



германиевая кислота



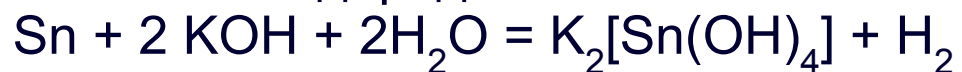
$\beta$ -оловянная кислота



Соль!

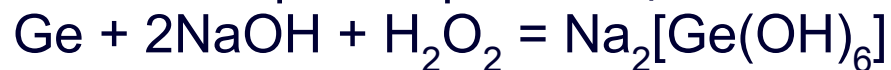
## IVA-группа. Подгруппа германия.

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



Pb реагирует аналогично.

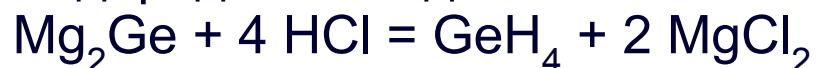
Ge можно растворить в щелочи лишь окисляя:



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

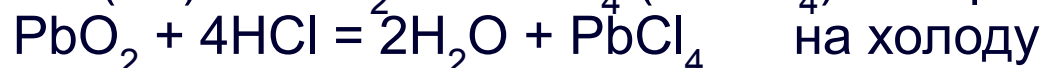
## IVA-группа. Подгруппа германия.

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



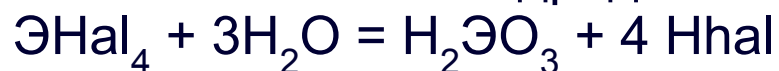
Все водородные соединения имеют  $\Delta G \gg 0$ , нестабильны, восстановители.

Получение галогенидов:



Из тетрагалогенидов у Pb только  $\text{PbCl}_4$  и  $\text{PbCl}_2$ .

Все они галогенангидриды:



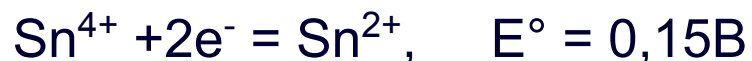
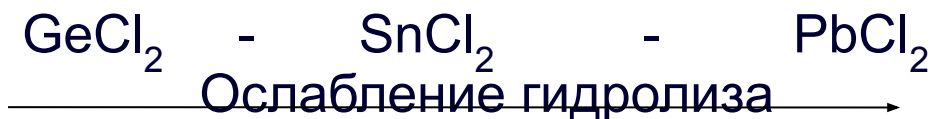
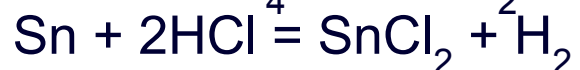
$\text{ЭHal}_4$  в случае Ge и Sn дают комплексы:  $\text{SnCl}_4 + \text{HCl} = \text{H}_2[\text{SnCl}_6]$

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



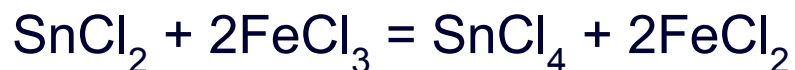
## IVA-группа. Подгруппа германия.

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 O<sub>2</sub>



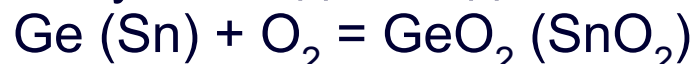
Все оксиды амфотерны:

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  $\approx 100$  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  $E_{\text{т св}}(N-N) = (945-160):2 = 392,5$  кДж/моль

Получается, что  $\pi$ -связь прочнее  $\sigma$ -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.

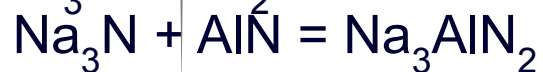
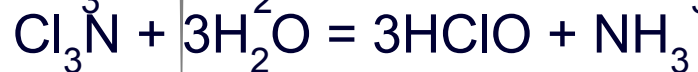
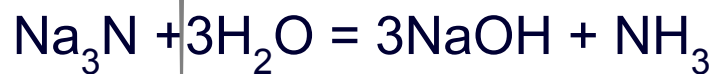
## VA-группа. Азот. Нитриды.

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:

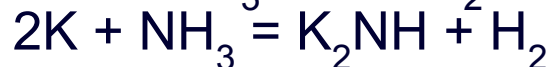
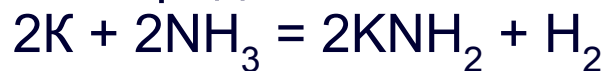


## VA-группа. Азот. Соединения с водородом.

$\text{NH}_3$  — аммиак.

N в  $sp_3$ -гибридизации. Геометрия молекулы: искаженный тетраэдр. Одну из гибридных орбиталей занимает неподеленная электронная пара  $\Rightarrow$  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  $300^\circ\text{C}$  образуются амиды, имиды и нитриды:

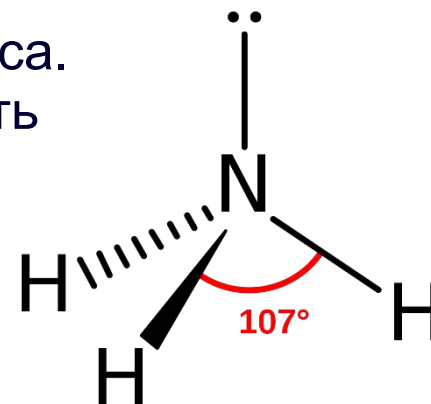


$\text{NH}_3$  — мощный восстановитель.

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.

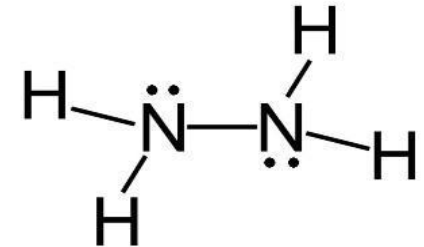
Аммиак — исходное сырье для получения  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , мочевины.

Используется как хладагент в промышленных холодильниках.



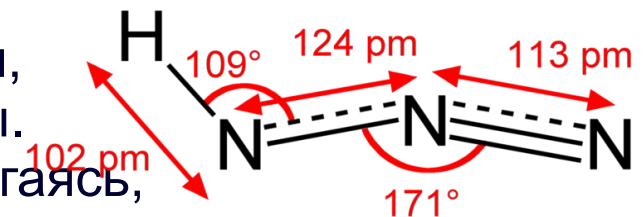
## VA-группа. Азот. Соединения с водородом.

**$N_2H_4$  — 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  $NH_3$ .



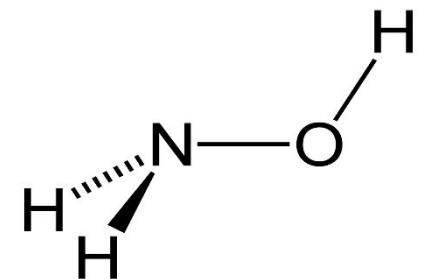
**$HN_3$  — азотистоводородная кислота.**

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:  $Pb(N_3)_2 \Rightarrow Pb + 3N_2$



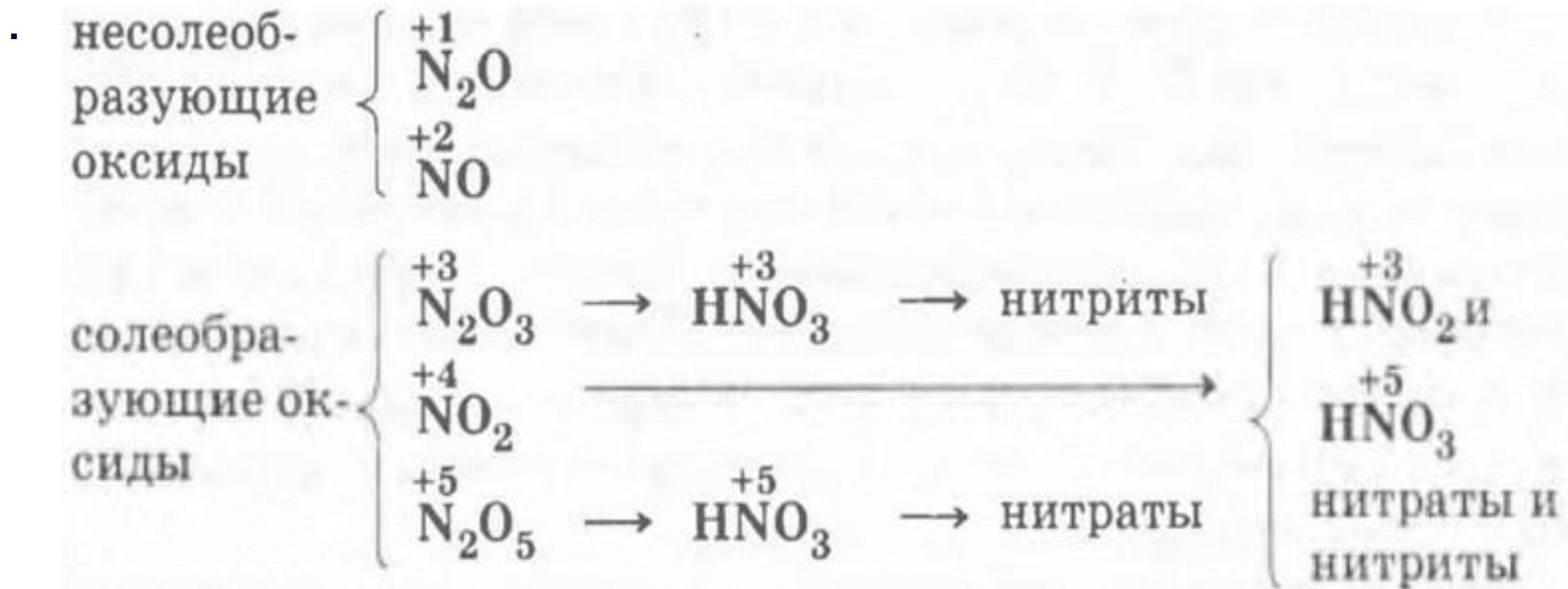
Получают азиды:  $2NaNH_2 + N_2O = NaN_3 + H_2O$ ,  $t^{\circ} = 200^{\circ}C$ .  
 Потом  $NaN_3 + H_2SO_4 = HN_3 + NaHSO_4$

**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.

**$\text{HNO}_3$  — 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  $120^\circ$ .

Значит,  $sp^2$ -гибридизация.

При взаимодействии с металлами никогда не выделяет водород.

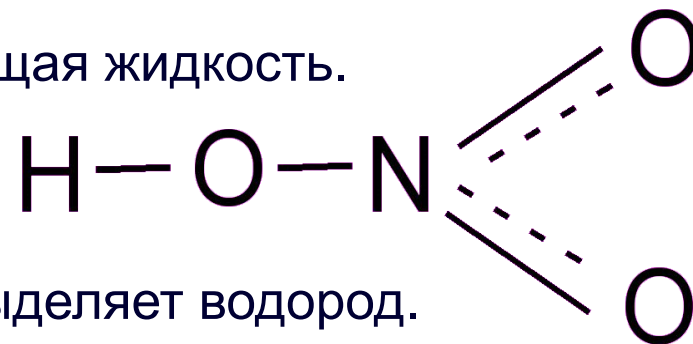
Некоторые металлы в конц виде пассивирует. Очень малоактивные металлы растворяет только в составе «царской водки»: смесь  $\text{HNO}_3:\text{HCl}$  1:3.

**Соли — нитраты (селитры).**

Все растворимые. Окислители.

Термически нестойкие. Термическое разложение нитратов.

Получение азотной кислоты.



## VA-группа. Фосфор.

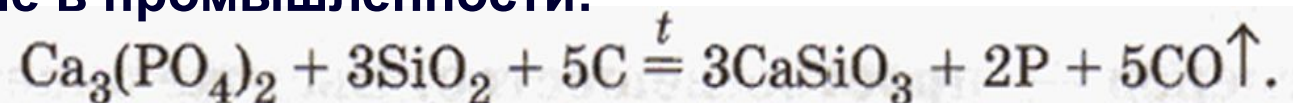
Валентность: III, IV

Степени окисления: -3, 0, +3, +5

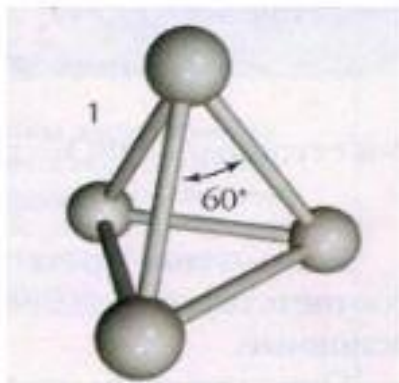
В отличие от азота  $sp$ - и  $sp^2$ -гибридные состояния орбиталей неустойчивы. Преимущественно  $sp^3$ - или  $sp^3d$ .

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

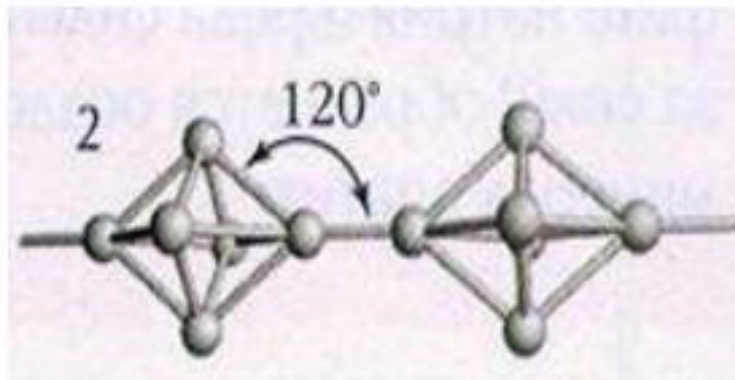
Получение в промышленности:



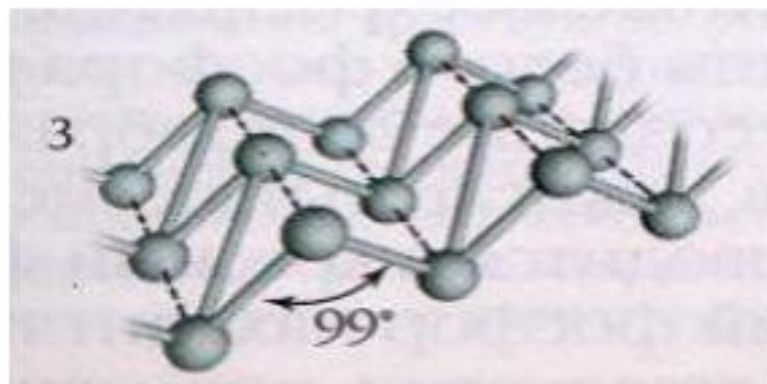
# VA-группа. Фосфор. Аллотропные модификации



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.

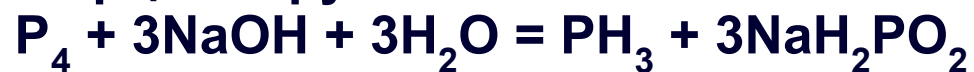
При недостатке окислителя получают соединения фосфора (III):



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

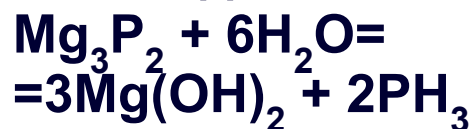
Фосфор-восстановитель: при взаимодействии с металлами.

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.

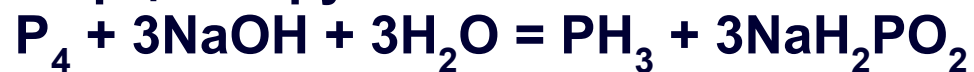
При недостатке окислителя получают соединения фосфора (III):



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

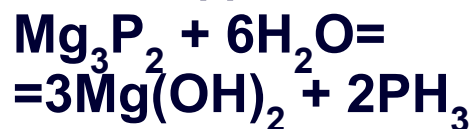
Фосфор-восстановитель: при взаимодействии с металлами.

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.

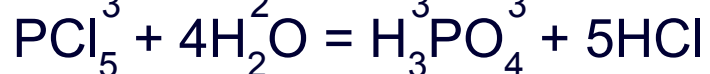
Известны два ряда галогенидов фосфора — производные трехвалентного и пятивалентного фосфора.

Получение: прямое взаимодействие при недостатке или избытке галогена.

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

Самый устойчивый  $\text{PF}_5$ .

Все являются галогенангидридами:



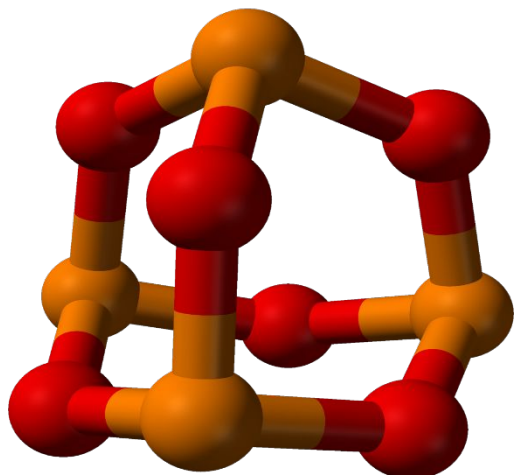


## VA-группа.

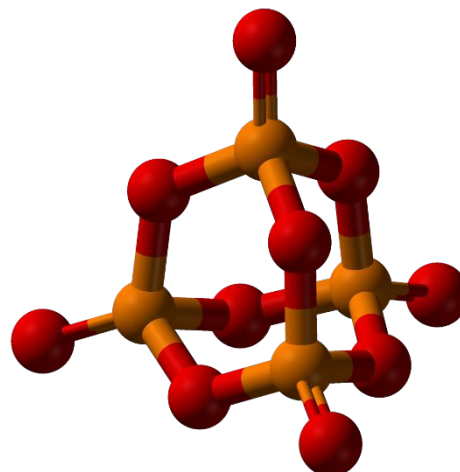
### Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

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  $PO_4$  :

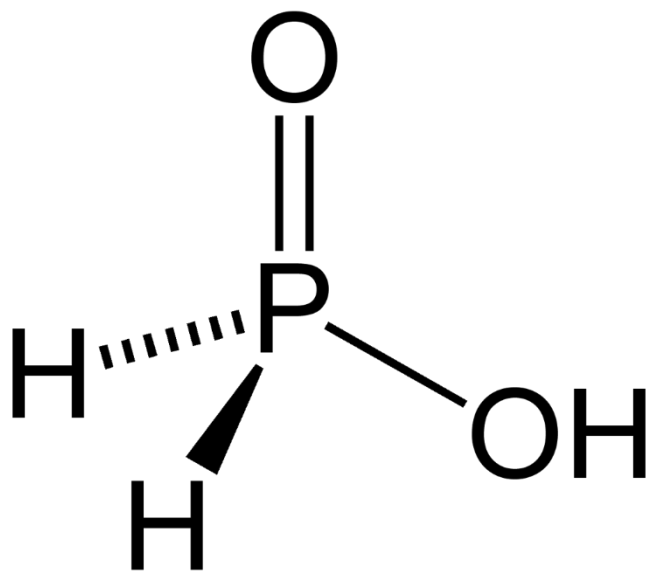


Эти оксиды очень гигроскопичны, жадно поглощают воду, образуя соответствующие кислоты.

## VA-группа.

### Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

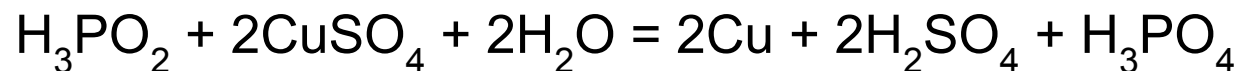
Фосфорноватисная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_2$  — одноосновная кислота средней силы.



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

Получают в виде соли натрия или калия при обработке белого фосфора щелочами. При дальнейшем воздействии на гипофосфит серной кислотой получают свободную  $\text{H}_3\text{PO}_2$ .

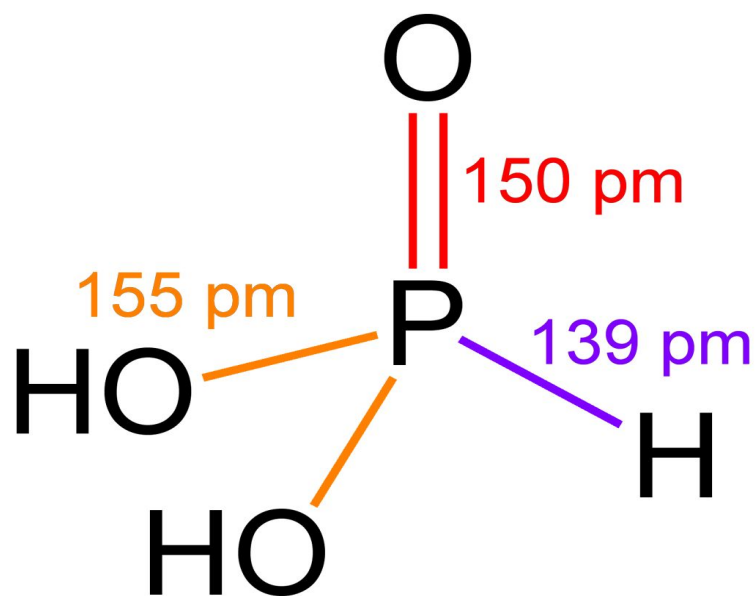
Фосфорноватистая кислота и её соли вытесняют из соответствующих солей малоактивные металлы, превращаясь при этом в фосфорную кислоту:



## VA-группа.

### Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

Фосфористая кислота  $\text{H}_3\text{PO}_3$  — двухосновная кислота.

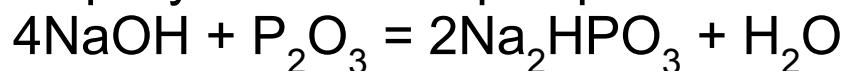


При обычных условиях — бесцветное, гигроскопичное, хорошо растворимое в воде твердое вещество.

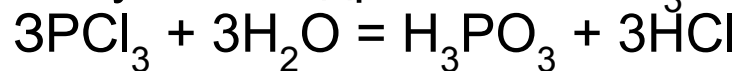
Кислота средней силы:

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

Образует соли — фосфиты.



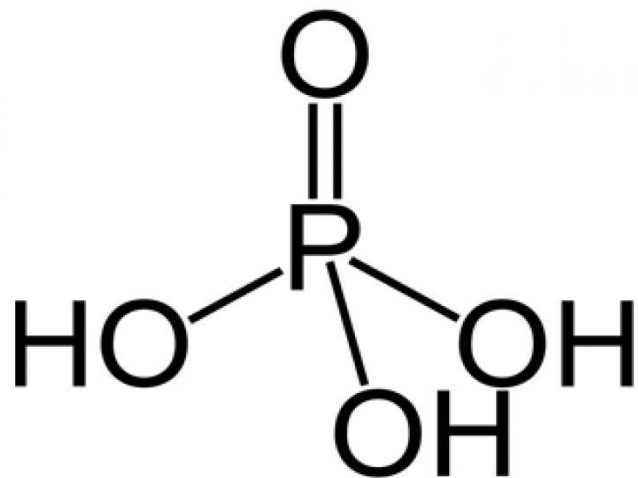
Получают гидролизом  $\text{PCl}_3$ :



## VA-группа.

### Фосфор. Кислородсодержащие соединения.

Фосфорная кислота  $\text{H}_3\text{PO}_4$  — двухосновная кислота.

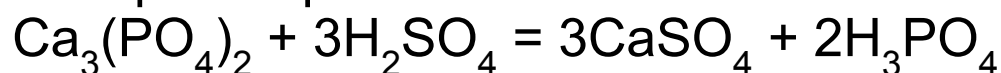


При обычных условиях — бесцветное, гигроскопичное, хорошо растворимое в воде твердое вещество,  $t_{\text{плав}}^{\circ} = 42^{\circ}\text{C}$ .

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  $\text{PCl}_5$ , растворением  $\text{P}_2\text{O}_5$ .

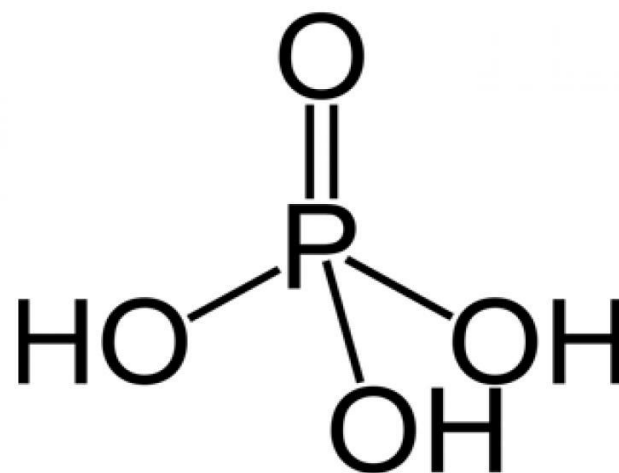
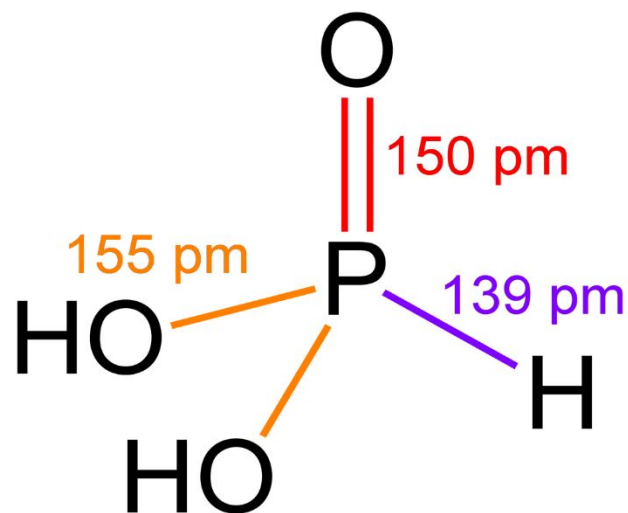
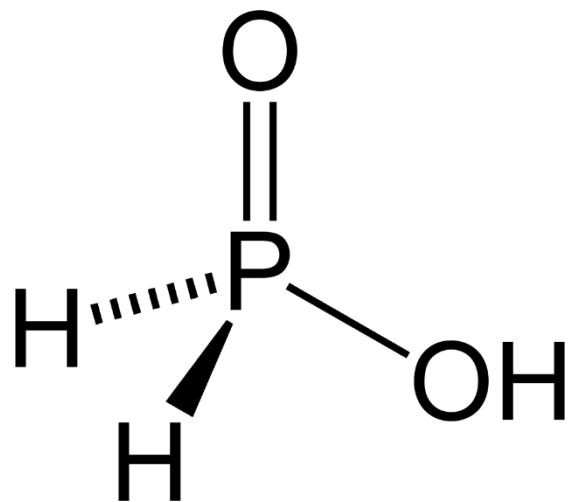
В твердом и жидком состоянии молекулы фосфорной кислоты объединяются за счет водородных связей.

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	$\text{HPO}_3$	$\text{H}-\text{O}-\text{P} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}$	При растворении оксида фосфора (V) в холодной воде: $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 3\text{HPO}_3$
Ортофосфорная	$\text{H}_3\text{PO}_4$	$\begin{array}{l} \text{H}-\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \\ \diagdown \end{array} \text{P} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}$	При кипячении водного раствора метафосфорной кислоты
Пирофосфорная	$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\begin{array}{l} \text{H}-\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \\ \text{H}-\text{O} \end{array} \begin{array}{l} \diagdown \\ \diagup \\ \diagdown \\ \diagup \end{array} \text{P} \begin{array}{l} \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \\ \diagup \text{O} \\ \diagdown \text{O} \end{array}$	При нагревании ортофосфорной кислоты несколько выше $200^\circ\text{C}$ : $2\text{H}_3\text{PO}_4 = \text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$

## 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  $\text{HNO}_3$ :



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!**