

# **P-элементы III A группы**

# ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

www.calc.ru



Д.И. Менделеев  
1834–1907

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																Энергетический уровень	
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII			
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б		
1	1	<b>H</b> 1.008 ВОДОРОД																<b>He</b> 4.003 ГЕЛИЙ	2
2	2	<b>Li</b> 6.941 ЛИТИЙ	<b>Be</b> 9.0122 БЕРИЛЛИЙ	<b>B</b> 10.811 БОР	<b>C</b> 12.011 УГЛЕРОД	<b>N</b> 14.007 АЗОТ	<b>O</b> 15.999 КИСЛОРОД	<b>F</b> 18.998 ФТОР	<b>Ne</b> 20.179 НЕОН										10
3	3	<b>Na</b> 22.99 НАТРИЙ	<b>Mg</b> 24.312 МАГНИЙ	<b>Al</b> 26.982 АЛЮМИНИЙ	<b>Si</b> 28.086 КРЕМНИЙ	<b>P</b> 30.974 ФОСФОР	<b>S</b> 32.064 СЕРА	<b>Cl</b> 35.453 ХЛОР	<b>Ar</b> 39.948 АРГОН										18
4	4	<b>K</b> 39.102 КАЛИЙ	<b>Ca</b> 40.08 КАЛЬЦИЙ	<b>Sc</b> 44.956 СКАНДИЙ	<b>Ti</b> 47.88 ТИТАН	<b>V</b> 50.941 ВАНАДИЙ	<b>Cr</b> 51.996 ХРОМ	<b>Mn</b> 54.938 МАРГАНЕЦ	<b>Fe</b> 55.849 ЖЕЛЕЗО	<b>Co</b> 58.933 КОБАЛЬТ	<b>Ni</b> 58.7 НИКЕЛЬ								
	5	<b>Cu</b> 63.546 МЕДЬ	<b>Zn</b> 65.37 ЦИНК	<b>Ga</b> 69.72 ГАЛЛИЙ	<b>Ge</b> 72.59 ГЕРМАНИЙ	<b>As</b> 74.922 АРСЕН	<b>Se</b> 78.96 СЕЛЕН	<b>Br</b> 79.904 БРОМ	<b>Kr</b> 83.8 КРИПТОН										
5	6	<b>Rb</b> 85.468 РУБИДИЙ	<b>Sr</b> 87.62 СТРОНЦИЙ	<b>Y</b> 88.906 ИТРИЙ	<b>Zr</b> 91.22 ЦИРКОНИЙ	<b>Nb</b> 92.906 НИОБИЙ	<b>Mo</b> 95.94 МОЛИБДЕН	<b>Tc</b> 98 ТЕХНЕЦИЙ	<b>Ru</b> 101.07 РУТЕНИЙ	<b>Rh</b> 102.905 РОДИЙ	<b>Pd</b> 106.4 ПАЛЛАДИЙ								
	7	<b>Ag</b> 107.868 СЕРЕБРО	<b>Cd</b> 112.41 КАДМИЙ	<b>In</b> 114.82 ИНДИЙ	<b>Sn</b> 118.69 ОЛОВО	<b>Sb</b> 121.75 СУРЬМА	<b>Te</b> 127.6 ТЕЛЛУР	<b>I</b> 126.905 ИОД	<b>Xe</b> 131.3 КСЕНОН										
6	8	<b>Cs</b> 132.905 ЦЕЗИЙ	<b>Ba</b> 137.34 ВАРИЙ	<b>La-71</b> ЛАНТАНОИДЫ	<b>Hf</b> 178.49 ГАФНИЙ	<b>Ta</b> 180.948 ТАНТАЛ	<b>W</b> 183.85 ВОЛЬФРАМ	<b>Re</b> 186.207 РЕНИЙ	<b>Os</b> 190.2 ОСМИЙ	<b>Ir</b> 192.22 ИРИДИЙ	<b>Pt</b> 195.09 ПЛАТИНА								
	9	<b>Au</b> 196.967 ЗОЛОТО	<b>Hg</b> 200.59 РУТУТЬ	<b>Tl</b> 204.37 ТАЛЛИЙ	<b>Pb</b> 207.19 СВИНЕЦ	<b>Bi</b> 208.98 ВИСМУТ	<b>Po</b> 209 ПОЛОНИЙ	<b>At</b> 210 АСТАТ	<b>Rn</b> 222 РАДОН										
7	10	<b>Fr</b> 223 ФРАНЦИЙ	<b>Ra</b> 226 РАДИЙ	<b>Ac-103</b> АКТИНОИДЫ	<b>Rf</b> 261 РЕЗЕРФОРДИЙ	<b>Db</b> 262 ДУБИЙ	<b>Sg</b> 263 СИБОРГИЙ	<b>Bh</b> 264 БОРИЙ	<b>Hn</b> 265 ХАНИЙ	<b>Mt</b> 266 МЕЙТНЕРИЙ									
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R <sub>2</sub> O	RO	R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	RO <sub>2</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	RO <sub>3</sub>	R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	RO <sub>4</sub>										
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH <sub>4</sub>	RH <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> R	HR											

СИМВОЛ ЭЛЕМЕНТА      ПОРЯДКОВЫЙ НОМЕР



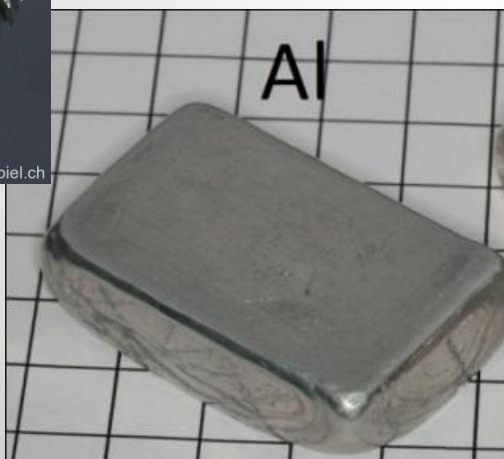
- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

## Л А Н Т А Н О И Д Ы

57 <b>La</b> ЛАНТАН 138.906	58 <b>Ce</b> ЦЕРИЙ 140.12	59 <b>Pr</b> ПРАЗЕОДИМ 140.908	60 <b>Nd</b> НЕОДИМ 144.24	61 <b>Pm</b> ПРОМЕТИЙ (145)	62 <b>Sm</b> САМАРИЙ 150.4	63 <b>Eu</b> ЕВРОПИЙ 151.96	64 <b>Gd</b> ГАДОЛИНИЙ 157.25	65 <b>Tb</b> ТЕРБИЙ 158.928	66 <b>Dy</b> ДИСПРОЗИЙ 162.5	67 <b>Ho</b> ГОЛЬМИЙ 164.93	68 <b>Er</b> ЭРБИЙ 167.26	69 <b>Tm</b> ТУЛИЙ 168.934	70 <b>Yb</b> ИТТЕРБИЙ 173.04	71 <b>Lu</b> ЛЮТЕЦИЙ 174.97
-----------------------------------	---------------------------------	--------------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------

## А К Т И Н О И Д Ы

89 <b>Ac</b> АКТИНИЙ (227)	90 <b>Th</b> ТОРИЙ 232.038	91 <b>Pa</b> ПРОТАКТИНИЙ 231	92 <b>U</b> УРАН 238.029	93 <b>Np</b> НЕПУТЦИЙ 237	94 <b>Pu</b> ПУТОНИЙ 244	95 <b>Am</b> АМЕРИЦИЙ 243	96 <b>Cm</b> КЮРИЙ 247	97 <b>Bk</b> БЕРКЛИЙ 247	98 <b>Cf</b> КАЛЬФОРНИЙ 251	99 <b>Es</b> ЭЙНШТЕЙНИЙ 254	100 <b>Fm</b> ФЕРМИЙ 257	101 <b>Md</b> МЕНДЕЛЕВИЙ 258	102 <b>No</b> НОБЕЛИЙ 259	103 <b>Lr</b> ЛОУРЕНСИЙ 260
----------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	--------------------------------	---------------------------------	------------------------------	--------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------

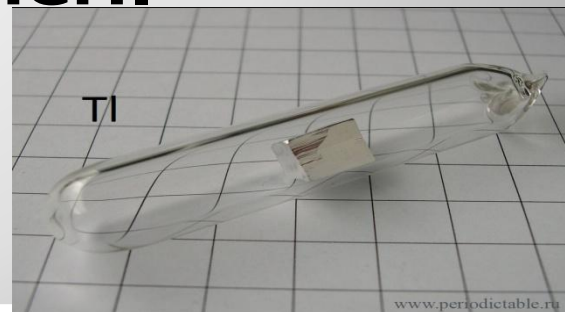


К р-элементам  
**III-A** группы  
относятся **бор B**  
**алюминий Al**  
и элементы  
семейства  
галлия –  
**галлий Ga,**  
**индий In,**  
**таллий Tl.**

- С увеличением порядкового номера энергия ионизации атомов уменьшается, а металлические свойства элементов **III-A группы**, как и в других главных подгруппах заметно усиливаются.
- Так, оксид бора имеет кислотный характер, оксиды Al, галлия и индия амфотерны, причем их основные свойства постепенно усиливаются, а **оксид таллия** имеет основной характер.



- **Бор** – неметалл, **таллий** – типичный элемент металл. Металлические свойства этих элементов выражены слабее, чем соответствующих главных подгрупп (IIA и особенно IA групп).
- Неметалличность бора отвечает его положению в периодической системе между бериллием и углеродом и по диагонали рядом с кремнием, поэтому у бора проявляются сходства не только с Al, но и с кремнием.



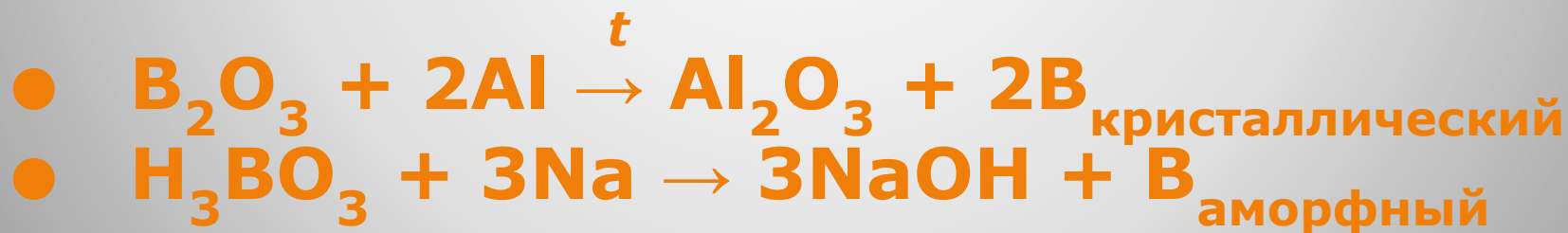
- **Степени окисления: +3, -3, +1, -1.**  
Для таллия наиболее устойчивы соединения, где степень окисления равна +1.
- **Электронные формулы В, Al, Ga, In, и Tl**
  - **В [He] –  $2s^2 2p^1$**
  - **Al [Ne] –  $3s^2 3p^1$**
  - **Ga [Ar] –  $4s^2 3d^{10} 4p^1$**
  - **In [Kr] –  $5s^2 4d^{10} 5p^1$**
  - **Tl [Xe] –  $6s^2 4f^{14} 5d^{10} 6p^1$**



## **История открытия и получения бора.**

- **Название элемента появилось за тысячу лет до его открытия, во времена алхимии так называли буру. Первое сообщение о получении бора было сделано в 1808 г. сразу двумя учеными в двух странах: Гей-Люссаком во Франции и Гемфри Дэви в Англии. Полученные продукты были так непохожи, что казались различными веществами.**

- Позже в **1856** году химики **А. Девиль** и **Ф. Велер** выяснили, что бор может существовать в двух различных модификациях: кристаллической и аморфной. И та, и другая модификации могут быть получены действием активных металлов на соединения бора:

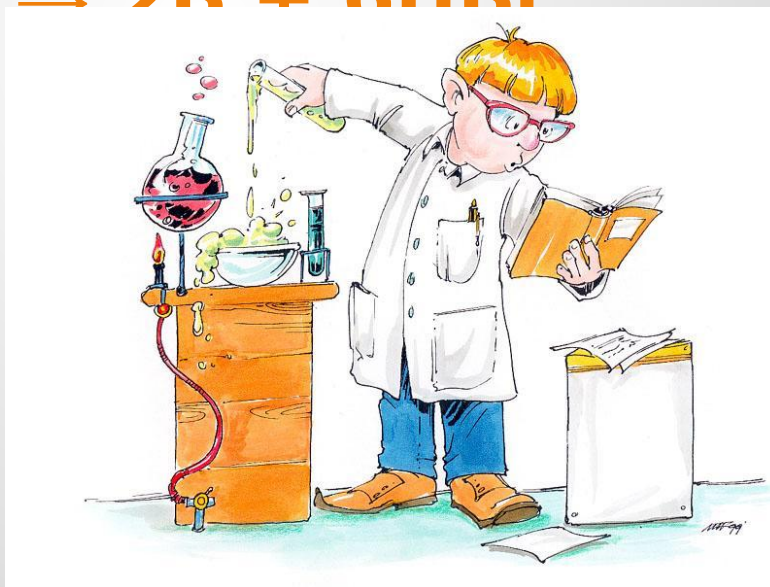




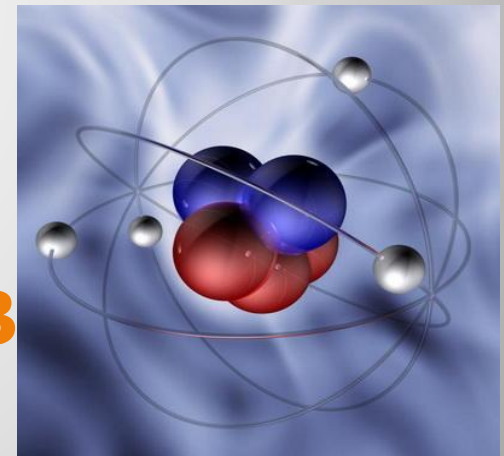
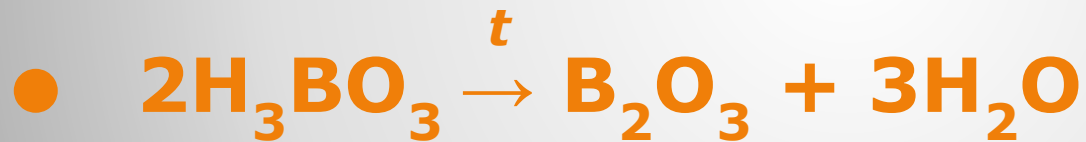
- Споры о свойствах бора в чистом состоянии не затихали примерно 100 лет после первого его выделения. В **1892 г.** французский ученый **Анри Муассон**, проверяя работы **Гей-Люссака, Деви, Велера**, установил, что полученные ими вещества содержали лишь 70% бора. Чистый бор был получен в **1908 г.** восстановлением хлорида бора в электрической дуге:



- В настоящее время **В** кристаллический получают аналогично восстановлением галогенидов водородом:



- Технический **В<sub>аморфный</sub>** получают Mg-термическим восстановлением борного ангидрида, образующегося при термическом разложении борной кислоты. Методика была предложена **А. Муассоном**:



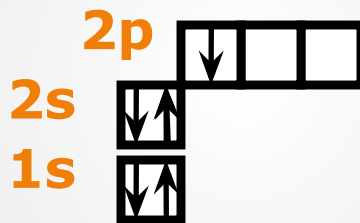
- **БОР.** Содержание в земной коре составляет  $3 \cdot 10^{-4}\%$ . В свободном состоянии не встречается.

**Основные минералы:**

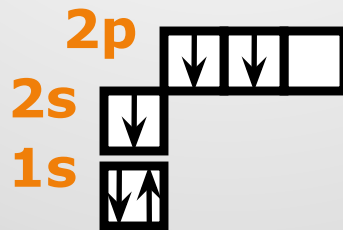
- $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  – бора
- $\text{H}_3\text{BO}_3$  – борная кислота
- Аморфная форма бора – коричневая, кристаллическая – черная. Кристаллическая решетка бора прочна, по твердости уступает только алмазу.



- **Бор** – первый p-элемент в периодической системе элементов. Строение электронной оболочки атома в невозбужденном состоянии:



**В возбужденном состоянии:**



- При комнатной температуре бор инертен и непосредственно взаимодействует со фтором, образуя  $\text{BF}_3$ , где имеет место  $sp^2$ -гибридизация, орбитали расположены под углом  $120^\circ$ .
- При нагревании ( $400-700^\circ\text{C}$ ) окисляется  $\text{O}_2$ , S, хлором и даже азотом (свыше  $1200^\circ\text{C}$ ). С водородом бор не взаимодействует.

- В кислотах, не являющихся окислителями, бор не растворяется. Он взаимодействует при нагревании с конц.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ , с царской водкой.



- $\text{B}_{\text{крист}}$  не реагирует с растворами щелочей.

- $\text{B}_{\text{аморфн}}$  взаимодействует с их конц. растворами.



При нагревании бора с галогенами  
получаются галогениды:

$\text{BF}_3$ ,  $\text{BCl}_3$ : газы

$\text{BBr}_3$ : жидкость

$\text{BI}_3$ : кристаллическое вещество

Галогениды бора активно  
взаимодействуют с водой:





**Вещества, реагирующие необратимо с водой с образованием двух кислот, одна из которых галогеноводородная, называются галогеноангидридами. Таким образом, галогениды бора – это галогеноангидриды борной кислоты. При гидролизе стеклообразного сульфида бора:**



При нагревании бор взаимодействует со многими металлами, образуя **бориды**. Это кристаллические тугоплавкие вещества. Почти все бориды d-элементов характеризуются очень большими твердостью и тугоплавкостью, химической инертностью. Бориды s-элементов ( $\text{MgB}_2$ ,  $\text{Mg}_3\text{B}_2$ ) реакционно способны:



**Большинство металлов в зависимости от условий синтеза образуют бориды различного состава.**

**При действии разбавленной HCl на борид Mg получают гидрид бора (бороводород или боран):**

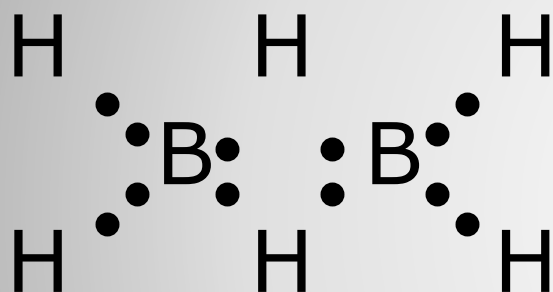


Простейшие водородные соединения бора –  $\text{BH}_3$  в обычных условиях не существует. Из выделенных в свободном состоянии гидридов бора состава  $\text{B}_n\text{H}_{n+4}$  и  $\text{B}_n\text{H}_{n+6}$  простейшими являются:

- $\text{B}_2\text{H}_6$ ,  $\text{B}_4\text{H}_{10}$  – газы
- $\text{B}_6\text{H}_{12}$  – жидкость
- $\text{B}_{10}\text{H}_{14}$  – твердое вещество

Имеют отвратительный запах и ядовиты.

**Бороводороды** –  
соединения с  
дефицитом электронов.  
Например:



в **B<sub>2</sub>H<sub>6</sub>** общее число  
валентных электронов  
равно **12**, т.е. их не  
хватает для  
образования восьми  
обычных двух  
электронных  
двухцентровых связей.

**В диборане** имеют место **двухцентровые** и **трехцентровые связи**. Две концевые  $\text{BH}_2$  лежат в одной плоскости, а атомы водорода и бора связаны **двухцентровыми двухэлектронными связями**. Два же центральных атома водорода расположены симметрично над этой плоскостью и под нею и объединены с атомами бора **трехцентровой двухэлектронной связью**.

Она возникает в результате перекрывания двух  $sp^2$ -гибридных орбиталей бора и  $1s$ -орбитали атома Н, что и обеспечивает прочность молекулы  $B_2H_6$ . Диборан  $B_2H_6$  – энергичный восстановитель, на воздухе он самовоспламеняется:



- Гидриды бора разлагаются водой, спиртами, щелочами с выделением водорода



- В среде эфира  $B_2H_6$  взаимодействует с  $LiH$ , образуя анионные комплексы



тетрагидридоборат(III) лития или боронат лития

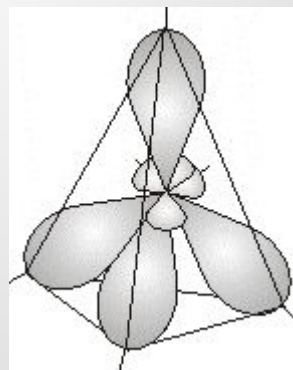


**Борогидриды лития и натрия** используют в органических синтезах как сильные восстановители. Чаще используют **Na[BH<sub>4</sub>]** – белое кристаллическое вещество, получают:

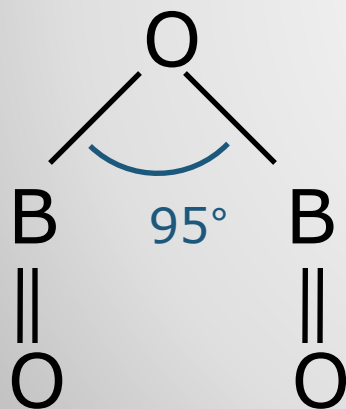
- $4\text{NaN} + \text{B}(\text{OCH}_3)_3 \rightarrow \text{Na}[\text{BH}_4] + 3\text{CH}_3\text{ONa}$
- **B(OCH<sub>3</sub>)<sub>3</sub>** – метиловый эфир ортоборной кислоты
- **Na[BH<sub>4</sub>]** – боронат натрия

**Тетрафторобораты** очень разнообразны, хорошо растворимы в воде, мало растворимы -  **$K[BF_4]$** ,  **$Rb[BF_4]$** ,  **$Cs[BF_4]$** .

Все эти комплексы соответствуют  $sp^3$ -гибридному состоянию атома бора и имеют форму тетраэдра.



С кислородом бор образует борный ангидрид  $B_2O_3$  – кристаллическое вещество. В газообразном состоянии молекула  $B_2O_3$  имеет строение:



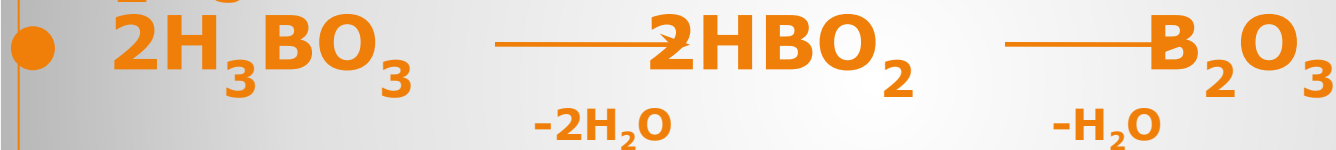
$B_2O_3$  необходимая составная часть эмалей, глазурей, а также термостойкого стекла. Борный ангидрид гигроскопичен.

При взаимодействии с водой вначале образуются метаборная кислота, а дальнейшее обводнение приводит к образованию ортоборной кислоты:

- $\text{B}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HBO}_2$  метаборная кислота
- $\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_3\text{BO}_3$  ортоборная кислота

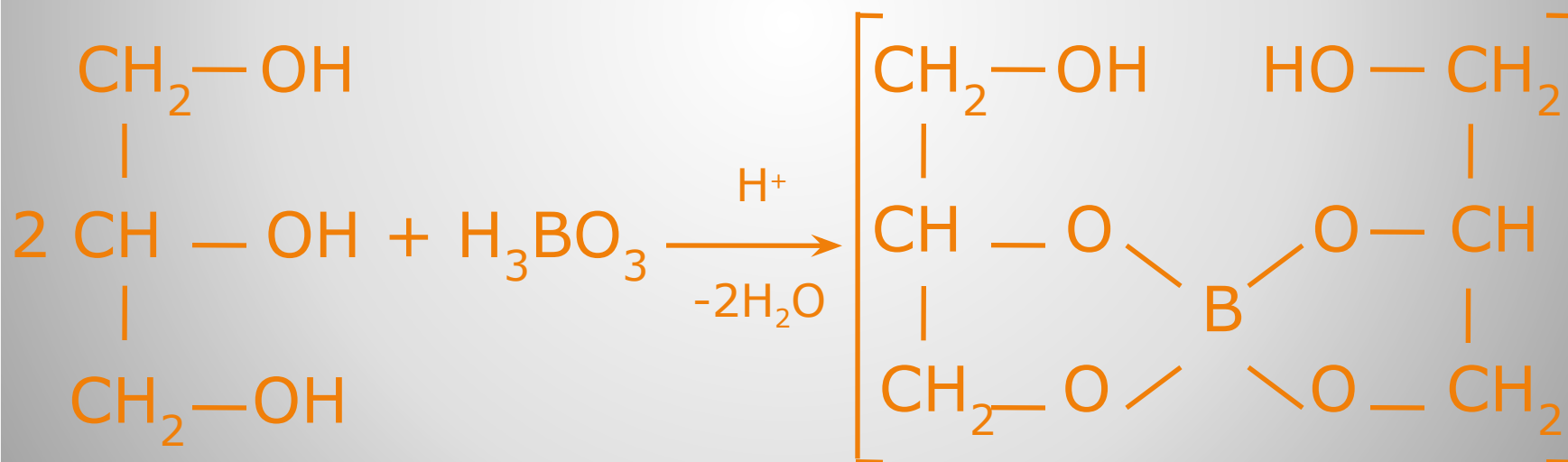
В разбавленном водном растворе существует только одна кислота  $\text{H}_3\text{BO}_3$  – кристаллическое вещество, имеет слоистую структуру, в которой молекулы прочно объединены водородными связями. Плохо растворяется в воде, хорошо – в горячей.

Ортоборная кислота или ортоборат водорода при нагревании теряет воду, переходя в полимерные метабораты водорода  $\text{HBO}_2$  и далее в

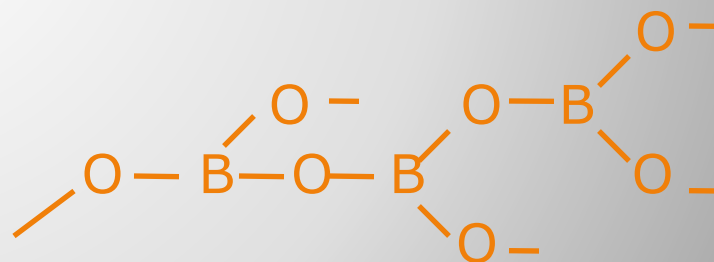
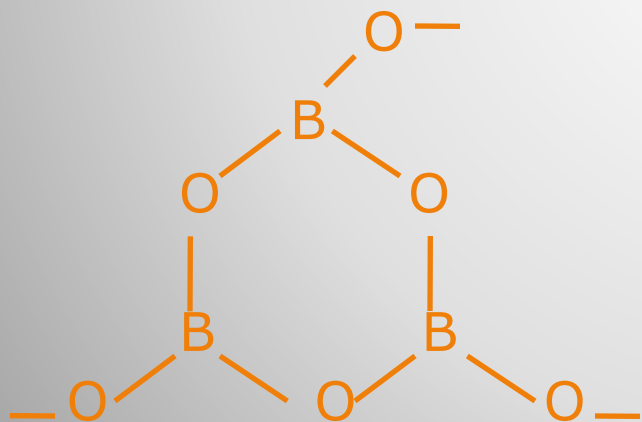


В ортоборной кислоте субъединицы  $\text{B}(\text{OH})_3$  связаны друг с другом водородными связями и образуют бесконечные слои с симметрией, близкой к гексагональной.

**$\text{H}_3\text{BO}_3$  и бораты образуют устойчивые комплексы с глицерином, при этом кислотные свойства ее усиливаются:**



Соли борных кислот в своем большинстве полимеры. Так, в кристаллах  $\text{NaBO}_2$  присутствует циклический метаборатный анион, а в  $\text{Ca}(\text{BO}_2)_2$  полиметаборатный анион, образующий бесконечные цепи в виде зигзагов:



Эти анионы состоят из плоских  
треугольных структурных единиц  $\text{VO}_3$

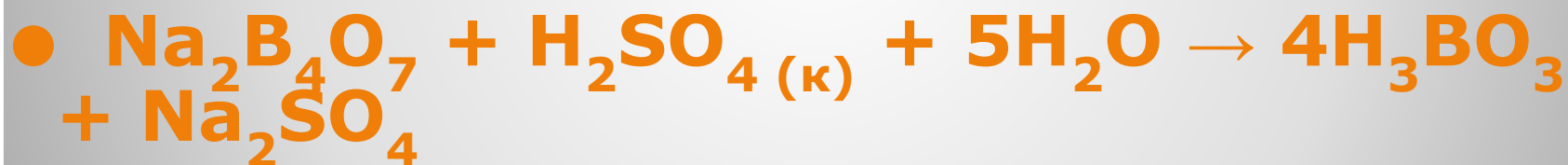


$\text{H}_3\text{VO}_3$  – слабая кислота. В отличие от  
обычных кислот ее кислотные  
свойства обязаны не отщеплению  
протона, а присоединением  $\text{OH}$ -  
ионов.





Качественной реакцией на  $\text{H}_3\text{BO}_3$  и соли борных кислот является взаимодействие с  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (к) и метанолом (этанолом) при нагревании. Образуется борнометиловый эфир, который при поджигании горит очень красивым зеленым пламенем.



При нейтрализации  $\text{H}_3\text{BO}_3$  не образуются ортобораты, содержащие ион  $\text{BO}_3^{3-}$ , а получают тетрабораты, метабораты:

- $4\text{H}_3\text{BO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O}$
- $\text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$



Невозможность получения ортоборатов объясняется малой диссоциацией  $\text{H}_3\text{BO}_3$ , приводящей к практически полному гидролизу ее солей:



Как и  $\text{B}_2\text{O}_3$ , так и бораты легко образуют стекловидные фазы, что обуславливает их полимерное строение.

**Применение в фармации.**

**Кислота борная, натрия тетраборат** применяются наружно в качестве антисептических средств.

**Алюминия гидроксид** применяется в качестве адсорбирующего и обволакивающего средства: наружно – для присыпок, внутрь – для лечения язвенной болезни, гастритов, входит в состав препарата **“Алмагель”**.

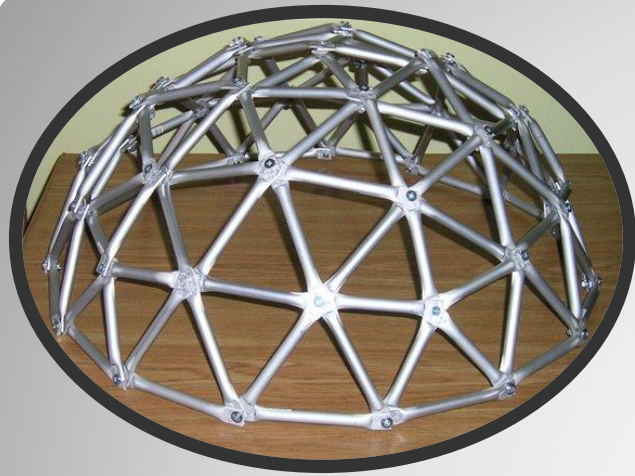
В фарманализе в методе кислотно-основного титрования применяют тетраборат натрия как установочное вещество.

# АЛЮМИНИЙ

Характерная степень окисления +3.

КЧ=6; 4.

Содержание Al в земной коре составляет 2,8%.

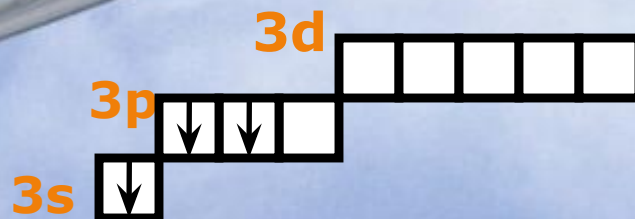


Основным сырьем для получения алюминия являются бокситы, содержащие до 60% глинозема  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Перспективным является выделение его из алюминиевой руды нефелина -  $\text{Na}_2\text{O} \bullet \text{Al}_2\text{O}_3 \bullet 2\text{SiO}_2$ . Встречается минерал криолит -  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ . Встречается чистый  $\text{Al}_2\text{O}_3$  - минерал корунд. Драгоценные камни рубин и сапфир - это кристаллы корунда, окрашенные примесью оксида хрома (рубин) и оксидов титана и железа (сапфир).



На воздухе **алюминий** покрывается тончайшей пленкой  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , отличающейся большой прочностью. Это **объясняет** его устойчивость при комнатной температуре к действию кислорода и воды. Конфигурация внешних электронных оболочек -  $3s^23p^1$ .

$\text{Al}^*$





Наличие в валентном слое незаполненных p- и d-орбиталей дает возможности для донорно-акцепторного взаимодействия. Ион  $Al^{3+}$  проявляет склонность к комплексообразованию. Как вообще для s- и p-элементов, для  $Al^{3+}$  характерно образование комплексов с  $H_2O$ ,  $OH^-$ ,  $F^-$ , менее устойчивые с  $Cl^-$ ,  $Br^-$ ,  $I^-$ .

- При комплексообразовании в химическую связь могут вносить вклад свободные d-орбитали. Поэтому существуют комплексы с КЧ=6. Например:  $[AlF_6]^{3-}$  -  $sp^3d^2$ -гибридизация. В водных растворах солей Al содержатся октаэдрические комплексы  $[Al(H_2O)_6]^{3+}$ . С ионами  $H^-$  и  $Al^{3+}$  образует тетраэдрический комплекс  $[AlH_4]^-$ .

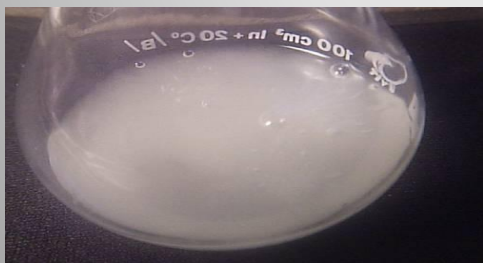
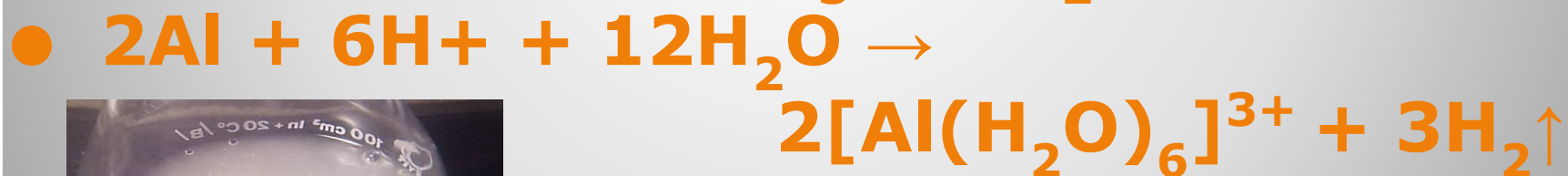
Металлический алюминий, поверхность которого покрыта защитной пленкой  $\text{Al}_2\text{O}_3$  не реагирует с водой, но если ее разрушить, то происходит бурное взаимодействие с водой с образованием  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{H}_2$ :



При нагревании **Al** энергично взаимодействует с  $O_2$ ,  $S$ ,  $N_2$ , но не реагирует с  $H_2$ .



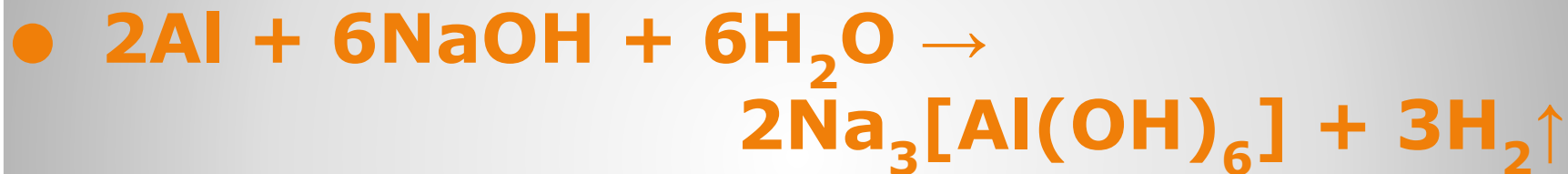
С кислотами **Al** активно взаимодействует с выделением водорода:



Однако очень разбавленные и очень концентрированные растворы  $\text{HNO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  на  $\text{Al}$  практически не действуют – происходит пассивация. В умеренной концентрации растворов этих кислот  $\text{Al}$  растворяется.



С растворами щелочей алюминий взаимодействует энергично, поскольку они растворяют оксидную защитную пленку:



гексагидроксоалюминат (III) натрия



● **Cu** – красная губчатая



**Al** не вступает в реакцию с водородом  $\text{H}_2$ . Гидрид Al (**алан**) получают косвенным путем, действуя LiH в эфирном растворе на  $\text{AlCl}_3$ :



$\text{AlH}_3$  – белый порошок, имеет полимерное строение, это соединение с дефицитом электронов.

Если взять большое количество LiH, то получается гидридоалюминат или аланат лития:



Это устойчивое соединение, сильный восстановитель.

Оксид Al -  $\text{Al}_2\text{O}_3$  – очень твердое тугоплавкое соединение, известно его 3 модификации –  $\alpha$   $\beta$   $\gamma$  .

$\text{Al}_2\text{O}_3$  – корунд, по твердости он уступает только алмазу. Обладает амфотерными свойствами, но не взаимодействует с водой, кислотами и щелочами.





# Гидроксид алюминия - $\text{Al}(\text{OH})_3$

Получают:



$\text{Al}(\text{OH})_3$  – полимерное соединение, формула условна  $\text{Al}(\text{OH})_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ . Это типичное амфотерное соединение:

- $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{OH}^- \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$

В отличие от многих гидроксидов d-элементов  $Al(OH)_3$  не растворяется в  $NH_3$

Галиды алюминия (галогениды) получают прямым взаимодействием простых веществ. Это бесцветные кристаллические вещества.



<http://ukr-play.uaprom.net/>

**$\text{AlCl}_3$**  – малорастворимое и тугоплавкое вещество, остальные хорошо растворимы, причем при растворении их в воде выделяется большое количество теплоты. Соли сильно гидролизуются:



Гидролиз необратимый, первой стадией которой является отщепление  $\text{H}^+$



Далее образуются различные полиядерные комплексы  $[\text{Al}_2(\text{OH})_2]^{4+}$ , которые остаются в растворе, поэтому не наблюдается образование осадка гидроксида, хотя протекание гидролиза можно легко заметить по изменению раствора. С фторидами щелочных металлов  $\text{AlF}_3$  образует фтороалюминаты, наиболее устойчивый из них криолит  $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ .

## Биологическая роль

- **Алюминий и бор относятся к примесным микроэлементам. Концентрируются в сыворотке крови, легких, мозге, печени, печени, почках. Избыток алюминия тормозит синтез гемоглобина, блокируя активные центры ферментов, участвующих в кроветворении.**

- Избыток **бора** вреден для организма, так как он угнетает амилазы, протеиназы, уменьшает активность адреналина, нарушает в организме обмен углеводов и белков, что приводит к кишечным заболеваниям – энтеритам.



