

Б.В. Некрасов

Основы общей химии

Том 2

**Москва
«Книга по Требованию»**

УДК 54
ББК 24
Б11

Б11 **Б.В. Некрасов**
Основы общей химии: Том 2 / Б.В. Некрасов – М.: Книга по Требованию, 2023. – 696 с.

ISBN 978-5-458-42411-0

Книга является вторым томом двухтомной монографии, суммирующей основные особенности химии всех химических элементов. (Предыдущее издание выходило в трех томах — в 1969—1970 гг.) Во втором томе рассматривается химия элементов III, II, I групп периодической системы (включая лантаниды и актиниды) и триады элементов середин больших периодов (семейство железа и платиновые металлы). Из общих вопросов химии в этом томе описаны принципы физико-химического анализа, кристаллы, поляризация ионов, комплексные соединения, периодический закон как основа химической систематики. В большей или меньшей степени затронуты и многие вопросы, смежные с другими науками (лазеры, сверхпроводимость и т. п.). Заключительный раздел посвящен ядерной химии.

ISBN 978-5-458-42411-0

© Издание на русском языке, оформление
«YOYO Media», 2023
© Издание на русском языке, оцифровка,
«Книга по Требованию», 2023

Эта книга является репринтом оригинала, который мы создали специально для Вас, используя запатентованные технологии производства репринтных книг и печати по требованию.

Сначала мы отсканировали каждую страницу оригинала этой редкой книги на профессиональном оборудовании. Затем с помощью специально разработанных программ мы произвели очистку изображения от пятен, клякс, перегибов и попытались отбелить и выровнять каждую страницу книги. К сожалению, некоторые страницы нельзя вернуть в изначальное состояние, и если их было трудно читать в оригинале, то даже при цифровой реставрации их невозможно улучшить.

Разумеется, автоматизированная программная обработка репринтных книг – не самое лучшее решение для восстановления текста в его первоизданном виде, однако, наша цель – вернуть читателю точную копию книги, которой может быть несколько веков.

Поэтому мы предупреждаем о возможных погрешностях восстановленного репринтного издания. В издании могут отсутствовать одна или несколько страниц текста, могут встретиться невыводимые пятна и кляксы, надписи на полях или подчеркивания в тексте, нечитаемые фрагменты текста или загибы страниц. Покупать или не покупать подобные издания – решать Вам, мы же делаем все возможное, чтобы редкие и ценные книги, еще недавно утраченные и несправедливо забытые, вновь стали доступными для всех читателей.

Б·В·НЕКРАСОВ

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ

2

*ТРЕТЬЕ, ИСПРАВЛЕННОЕ
И ДОПОЛНЕННОЕ ИЗДАНИЕ*



МОСКВА · ХИМИЯ · 1973

Содержание

XI. Третья группа периодической системы	5—111
§ 1. Бор	5
§ 2. Алюминий	32
§ 3. Физико-химический анализ	51
§ 4. Подгруппа галлия	59
§ 5. Подгруппа скандия	71
§ 6. Семейство лантанидов	78
§ 7. Семейство актинидов	91
XII. Вторая группа периодической системы	112—209
§ 1. Бериллий и магний	112
§ 2. Кристаллы	126
§ 3. Щелочноземельные металлы	159
§ 4. Подгруппа цинка	182
XIII. Первая группа периодической системы	210—317
§ 1. Щелочные металлы	210
§ 2. Подгруппа меди	244
§ 3. Поляризация ионов	279
XIV. Элементы триад	318—462
§ 1. Семейство железа	318
§ 2. Платиновые металлы	377
§ 3. Комплексные соединения	414
XV. Периодический закон как основа химической систематики	463—522
§ 1. Элементы	464
§ 2. Водородные соединения	482
§ 3. Галогидные соединения	501
§ 4. Окислы и их гидраты	509
§ 5. Соли кислородных кислот	516
XVI. Атомное ядро	523—589
§ 1. Естественная радиоактивность	523
§ 2. Изотопы	534
§ 3. Состав атомных ядер	545
§ 4. Превращение элементов	558
§ 5. Искусственная радиоактивность	566
§ 6. Деление ядер	575
§ 7. Термоядерные процессы	586
<i>Приложение 1. Основы систематической номенклатуры неорганических соединений</i>	<i>590</i>
<i>Приложение 2. Расчет молекул предельных углеводов</i>	<i>600</i>
<i>Именной указатель</i>	<i>603</i>
<i>Предметный указатель к 1-му и 2-му томам</i>	<i>605</i>

Грунты

[illegible]

Третья группа периодической системы

5		
B		3
10,81		2
13		
Al		3
26,98154		8
		2
21		
2	Sc	
9		
8		
2	44,9559	
	31	
	Ga	3
		18
	69,72	8
		2
2	39	
9	Y	
18		
8		
2	88,9059	
	49	
	In	3
		18
		18
	114,82	8
		2
2	57	
9	La	
18		
18		
8	138,9055	
2		
	81	
	Tl	3
		18
		32
	204,37	18
		8
		2
2	89	
9	Ac	
18		
32		
18		
8		
2	[227]	
	и акти- ниды	

Атомы элементов данной группы содержат во внешнем слое максимально по три электрона. Поэтому тенденция к дальнейшему присоединению электронов (с дополнением внешнего слоя до октета) не может быть для них характерна. Напротив, металлические свойства бора и его аналогов должны быть выражены сильнее, чем у соответствующих элементов четвертой группы.

По аналогии с подгруппой титана можно ожидать, что элементы подгруппы скандия будут иметь тенденцию к отдаче не только двух электронов внешнего, но и лишнего против октета электрона следующего слоя, т. е. будут функционировать преимущественно как трехвалентные металлы. С другой стороны, по аналогии с подгруппой германия можно ожидать, что Ga, In и Tl будут способны проявлять в соединениях и более низкую валентность.

К своему ближайшему аналогу — алюминию — бор относится приблизительно так же, как углерод к кремнию. Сходство между обоими элементами ограничивается преимущественно их одинаковой валентностью и непосредственно обусловленными ею свойствами. По многим характеристикам бор существенно отличается от алюминия, и в целом его химия похожа скорее на химию кремния.

§ 1. Бор. Этот элемент принадлежит к числу довольно распространенных: содержание его в земной коре составляет около $5 \cdot 10^{-4}\%$. Скопления бора встречаются в виде кислородных соединений — борной кислоты (H_3BO_3), бург ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$), ашарита ($MgHBO_3$) и ряда более сложных минералов. Ежегодная мировая добыча соединений бора исчисляется сотнями тысяч тонн.¹⁻³

В свободном состоянии бор может быть получен из борной кислоты. Нагреванием ее пере-

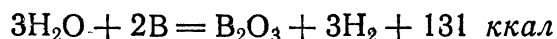
водят в борный ангидрид (B_2O_3), который затем накаливают с металлическим магнием. Реакция идет по уравнению



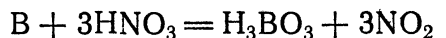
После обработки продуктов реакции соляной кислотой (для удаления MgO) остается элементарный бор в виде темно-бурого порошка. Очень чистый бор бесцветен. Он имеет плотность $2,3 \text{ г/см}^3$, плавится при 2075 и кипит при 3700°C .^{4,5}

В обычных условиях бор весьма инертен и взаимодействует лишь с фтором. Напротив, при высоких температурах он соединяется не только с кислородом, хлором и бромом, но и с серой, азотом и углеродом. При очень сильном накаливании бор вытесняет соответствующие свободные элементы даже из таких устойчивых окислов, как P_2O_5 , CO_2 и SiO_2 , а также из окислов многих металлов. В результате сплавления бора с некоторыми металлами образуются их *бориды*, например MgB_2 .

По отношению к воздуху и воде бор вполне устойчив. Взаимодействие его с водяным паром по схеме

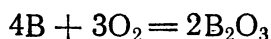


идет лишь при температуре красного каления. В кислотах, не являющихся окислителями, бор не растворяется. Концентрированная HNO_3 постепенно окисляет его до борной кислоты:



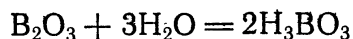
По отношению к обычно применяемым растворам щелочей бор устойчив. В своих соединениях он, как правило, *трехвалентен*.⁶⁻⁸

Наиболее характерны для бора *кислородные* соединения. При нагревании на воздухе до 700°C он сгорает красноватым пламенем с образованием борного ангидрида по схеме:



Практически B_2O_3 удобнее получать прокаливанием H_3BO_3 . Борный ангидрид представляет собой бесцветную стекловидную массу.⁹⁻¹²

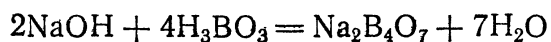
На воздухе B_2O_3 притягивает влагу, а в воде растворяется с образованием *борной кислоты* по схеме



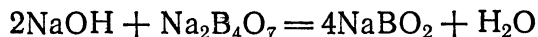
Борная (точнее, ортоборная) кислота представляет собой бесцветные кристаллы, сравнительно малорастворимые в воде. При нагревании она теряет воду и переходит сначала в метaborную кислоту (HBO_2), а затем в борный ангидрид. Растворение этих веществ в воде сопровождается их обратным переходом в H_3BO_3 .¹³⁻¹⁸

Диссоциация гидроокиси $B(OH)_3$ идет по кислотному типу. Однако борная кислота очень слаба и поэтому из растворов своих солей легко выделяется большинством других кислот. Соли ее (борнокислые или бораты) производятся обычно от различных *полиборных* кислот общей формулы $nB_2O_3 \cdot mH_2O$, чаще всего — тетраборной ($n = 2$, $m = 1$). Последняя является кислотой значительно более сильной, чем ортоборная.

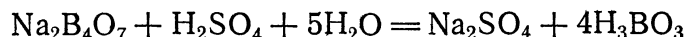
Соли $H_2B_4O_7$ образуются при нейтрализации H_3BO_3 щелочами, например, по схеме



Избытком щелочи они могут быть переведены в метабораты:



С другой стороны, при действии на тетрабораты (или метабораты) сильных кислот выделяется свободная ортоборная кислота:

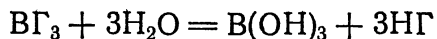


В воде из боратов растворимы только соли наиболее активных одновалентных металлов. Вследствие гидролиза растворы их показывают сильнокислотную реакцию.

Важнейшим для практики боратом является натриевая соль тетраборной кислоты — *бура*. Она выделяется из раствора в виде бесцветных кристаллов состава $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, выветривающихся на воздухе и при обычных условиях малорастворимых в воде.

Так как безводные бораты чрезвычайно устойчивы по отношению к нагреванию, при высоких температурах борная кислота выделяет большинство других кислот из их солей. В этом отношении (как и по своей слабости) она похожа на кремневую кислоту.^{19–36}

Галогидные соединения бора общей формулы BG_3 могут быть получены взаимодействием элементов при нагревании. Они представляют собой бесцветные вещества, дымящие во влажном воздухе. Фторид (BF_3) и хлорид (BCl_3) при обычных условиях газообразны, BBr_3 — жидкость и BI_3 — твердое тело. Водой галиды бора (кроме BF_3) разлагаются по схеме



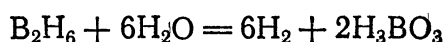
В отличие от своих аналогов BF_3 гидролизуется незначительно.^{37–61}

Для галогенидов бора весьма характерны реакции присоединения к ним молекул различных других веществ, в частности многих органических соединений. Наибольшее значение из таких производных имеет продукт присоединения HF к BF_3 — комплексная *фтороборная* кислота $\text{H}[\text{BF}_4]$. Сама она устойчива только в растворе, причем ее кислотные свойства выражены гораздо сильнее, чем у HF . Большинство солей HBF_4 (фтороборатов) бесцветно и хорошо растворимо в воде.^{62–71}

С водородом бор практически не соединяется, однако при действии кислот на сплавы бора с магнием, помимо свободного водорода, выделяются небольшие количества смеси различных *бороводородов* (иначе, *боранов*), среди которых преобладает отвечающий формуле B_4H_{10} . Последний легко распадается на B_2H_6 и ряд других боранов, более бедных водородом. Простейшие бораны бесцветны и очень ядовиты. По физическим свойствам они похожи на углеводороды и силаны аналогичного состава, как это видно из приводимого ниже сопоставления точек плавления и кипения ($^{\circ}\text{C}$):

C_2H_6	B_2H_6	Si_2H_6		C_4H_{10}	B_4H_{10}	Si_4H_{10}
—172	—165	—132	Точка плавления	—138	—120	—84
—88	—93	—14	Точка кипения	0	+16	+107

По химическим свойствам простейшие бораны похожи на силаны. Так же как последние (и в еще большей степени), они при обычных условиях неустойчивы. В частности, водой бораны постепенно разлагаются с выделением водорода по реакции, например



а получаемая при разложении кислотами сплавов бора с магнием газовая смесь на воздухе самовоспламеняется. Горение боранов сопровождается выделением огромного количества тепла (например, 485 ккал/моль B_2H_6 против 341 ккал/моль C_2H_6), что создает возможность их эффективного использования как реактивного топлива.⁷²⁻⁹⁸

Из производных диборана (B_2H_6) наиболее важны аналогичные фтороборатам по строению соли типа $M[BH_4]$ (боргидриды, или боранаты), известные для ряда металлов. Примером может служить бесцветный кристаллический $NaBH_4$, устойчивый при обычных условиях и хорошо растворимый в воде. Водород в анионе $[BH_4]^-$ отрицателен и играет роль атома галоида. Все боранаты являются сильными восстановителями.⁹⁹⁻¹³⁰

Дополнения

1) Бора была известна алхимикам и упоминается еще в сочинениях Гебера. Элементарный бор впервые получен в 1808 г. Природный элемент состоит из двух изотопов, относительное содержание которых подвержено небольшим колебаниям: ^{10}B (19,6—19,8%) и ^{11}B (80,4—80,2%). Поэтому атомный вес его дается с точностью до $\pm 0,003$. По бору имеется монография*.

2) В основном состоянии атом бора имеет внешнюю электронную оболочку $2s^2 2p$ и одновалентен. Возбуждение его до трехвалентного состояния ($2s 2p^2$) требует затраты 82 ккал/г-атом. Последовательные энергии ионизации атома бора равны 8,30; 25,15 и 37,92 эв, а его сродство к электрону оценивается в 8 ккал/г-атом.

3) Небольшие количества бора входят в состав буровых вод нефтяных месторождений и золы многих каменных углей. Наземные растения содержат 0,0001—0,01 вес.% бора от сухого вещества (причем в злаках его меньше, а в корнеплодах больше). Животные организмы гораздо беднее бором. Внесение в почву соединений бора часто ведет к существенному повышению урожайности культурных растений (в частности, льна и сахарной свеклы). Особенно сильно сказывается это влияние бора на подзолистых почвах.

4) Весьма чистый (99,999%) элементарный бор был получен восстановлением BCl_3 водородом при 1200 °C. Он может быть получен также термическим разложением паров VBH_3 на нагреваемой электрическим током до 1500 °C танталовой проволоке. Образующиеся очень мелкие кристаллы бора по твердости лишь немногим уступают алмазу. Они известны в четырех различных кристаллических формах (имеющих сложное внутреннее строение), обладают металлическим блеском и при обычных условиях довольно плохо проводят электрический ток, но нагревание до 800 °C вызывает повышение электропроводности приблизительно в миллион раз (причем электронный характер низкотемпературной проводимости меняется при высоких температурах на дырочный). Теплота плавления бора оценивается в 5,4, теплота испарения — в 129, а теплота атомизации (при 25 °C) — в 134 ккал/г-атом. Помимо отдельных атомов пары бора частично содержат молекулы B_2 , энергия диссоциации которых оценивается в 66 ккал/моль.

5) Термическим разложением BI_3 при 900 °C была получена аллотропическая форма бора, имеющая красный цвет (вероятно, от следов иода) и более простое строение кристаллической решетки. Выше 1500 °C она переходит в обычную форму.

6) Атомный радиус бора равен 0,97, а радиус иона B^{3+} оценивается в 0,20 Å. Переходу $B^{+3} + 3e = B$ отвечают нормальные потенциалы —0,87 (кислая среда) и —1,79 в (щелочная среда).

7) Химическая активность бора сильно зависит от степени его дробления. В явно кристаллическом состоянии он гораздо более инертен, чем в обычно получаемом мелко

* Самсонов Г. В., Марковский Л. Я., Жигач А. Ф., Валяшко М. Г. Бор, его соединения и сплавы. Киев, Изд-во АН УССР, 1960, 590 с.

раздробленном («аморфном»). Например, кристаллический бор устойчив по отношению к крепким растворам щелочей даже при кипячении, тогда как аморфный медленно реагирует с ними (по схеме, например, $2B + 2NaOH + 2H_2O = 2NaBO_2 + 3H_2$). Даже расплавленные щелочи более или менее быстро взаимодействуют с кристаллическим бором лишь в присутствии окислителей.

8) Подобно нитридам, карбидам и силицидам, некоторые из боридов по своему составу формально отвечают валентностям, известным для соответствующих элементов. Таковы, например, MnB , MnB_2 , CrB , CrB_2 , MoB_2 , WB_2 , VB , TiB . В других случаях это не соблюдается: примерами могут служить бориды общей формулы $ЭB_2$, где $Э$ — Mg , V , Nb , Ta , Ti , Zr , Hf . Как правило, бориды образуются из элементов с выделением тепла (например, 77 ккал/моль для ZrB_2), обладают большой твердостью и хорошей электропроводностью. Многие из них отличаются очень высокими точками плавления. Например, для ZrB_2 и HfB_2 они лежат соответственно при 3040 и 3250 °C. Кермет из бориды циркония с металлическим хромом (как связкой) находит использование в ракетной технике. Устойчивость большинства боридов по отношению к кислотам довольно высока. Для типа $ЭB_2$ она возрастает по ряду $MgB_2 \ll VB_2 < CrB_2 < ZrB_2 < TiB_2 < NbB_2 < TaB_2$, причем MgB_2 разлагается не только любыми кислотами, но и водой, а на TaB_2 (т.пл. 3200 °C) не действует даже кипящая царская водка. По боридам имеется обзорная статья*. Интересным смешанным производным является оксоборид пентавалентного ниобия — $ONbB$.

9) Теплота образования кристаллической формы B_2O_3 из элементов равна 305, а обычной стеклообразной — 300 ккал/моль. Последняя обладает высокой твердостью, но начинает размягчаться уже выше 200 °C и не имеет четкой температуры плавления. Кристаллическая форма плавится при 450 (теплота плавления 5,9 ккал/моль) и кипит при 2200 °C. Пар борного ангидрида состоит из термически устойчивых молекул B_2O_3 , строение которых выражается формулой $O=B-O-B=O$ с плоской угловой структурой и следующими параметрами: $d(B=O) = 1,20$, $d(B-O) = 1,36$ Å, $\angle BOB = 95^\circ$. Энергии связей $B-O$ и $B=O$ оцениваются соответственно в 123 и 207 ккал/моль.

10) Расплавленный B_2O_3 при высоких температурах хорошо растворяет окислы многих элементов. Хуже других растворяются в нем BeO (0,2 вес.%), TiO_2 (0,6), SnO_2 (0,8) и Al_2O_3 (1).

11) При нагревании смеси B_2O_3 с элементарным бором выше 1000 °C в парах преобладают термически устойчивые линейные молекулы $O=B-B=O$. Прочность связи $B-B$ в них превышает 100 ккал/моль, и диссоциация по схеме $B_2O_2 = 2BO$ практически не наблюдается. Охлаждение паров сопровождается дисмутацией закиси бора по схеме $3B_2O_2 = 2B_2O_3 + 2B$ с образованием коричневой смеси обоих продуктов распада.

Однако «замораживанием» системы путем ее быстрого охлаждения ниже 300 °C может быть получен белый твердый полимер $(B_2O_2)_x$. Он не имеет определенной точки плавления, рентгеноаморфен и весьма реакционноспособен, а при нагревании выше 300 °C дисмутирует по приведенному выше уравнению.

12) Под давлением около 60 тыс. ат и при температуре порядка 1500 °C взаимодействие B_2O_3 с элементарным бором идет по схеме $B_2O_3 + 4B = 3B_2O$. Этот низший окисел бора имеет слоистую структуру типа графита. Сообщалось также о получении оксидов состава B_6O и B_7O .

13) Пространственная структура иона BO_3^{3-} отвечает плоскому равностороннему треугольнику [$d(BO) = 1,36$ Å]. Имеющие вид блестящих чешуек пластинчатые кристаллы H_3BO_3 строятся сочетанием таких ионов друг с другом посредством водородных связей [$d(OHO) = 0,88 + 1,84 = 2,72$ Å], причем образуются слагающиеся из правильных шестиугольников плоскости (рис. XI-1) с расстоянием 3,18 Å между ними. Так как эти плоскости лишь слабо связаны друг с другом (за счет межмолекулярных сил), кристаллы легко делятся на отдельные слои.

* Самсонов Г. В., Марковский Л. Я., Успехи химии, 1956, № 2, 190.

14) Борная кислота ($K_1 = 6 \cdot 10^{-10}$, $K_2 = 5 \cdot 10^{-13}$, $K_3 = 4 \cdot 10^{-14}$) окрашивает пламя в характерный зеленый цвет (обусловленный, по-видимому, электронными переходами в молекуле B_2O_3). Она несколько летуча с водяным паром и содержится в воде некоторых горячих источников. Ее насыщенный водный раствор содержит около 4,5% H_3BO_3 при обычных условиях и около 28% при 100 °С. Весьма вероятно, что в водном растворе молекула борной кислоты образует донорно-акцепторную связь с одной молекулой воды и ее первичная диссоциация идет по схеме: $H_2OB(OH)_3 \rightleftharpoons H^+ + [B(OH)_4]^-$.

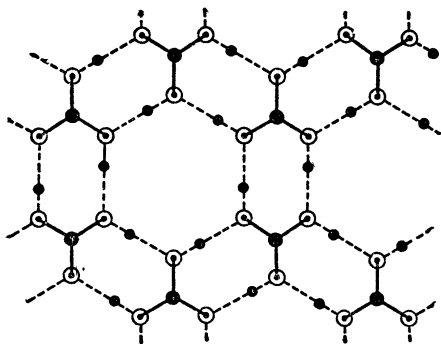


Рис. XI-1. Схема структуры слоя в кристалле H_3BO_3 .

Это подтверждается, в частности, рентгеновским анализом соли состава $NaBO_2 \cdot 4H_2O$, структура которой оказалась отвечающей формуле $Na[B(OH)_4] \cdot 2H_2O$ с тетраэдрическим окружением атома бора гидроксильными группами [$d(BO) = 1,48 \text{ \AA}$]. Энергия связи $B-O$ при тетракоординированном боре оценивается в 96 ккал/моль.

15) Помимо воды, борная кислота хорошо растворима в спирте (90 г/л), хуже растворима она в ацетоне (5 г/л) и почти нерастворима в эфире (0,08 г/л). Взаимодействие с глицерином усиливает кислотные свойства H_3BO_3 . Они возрастают также по мере повышения концентрации самой кислоты. Так, при

переходе от 0,03 к 0,75 М водному раствору рН изменяется от 5,3 до 3,7, что связано, по-видимому, с частичным образованием полиборных кислот (предположительно, три- и гексаборной).

16) Борная кислота непосредственно используется при эмалировании железных сосудов (вводится в состав эмалей) и в медицине (как дезинфицирующее средство), а также служит обычным исходным продуктом для получения остальных соединений бора. Кислота эта является хорошим дезинфицирующим и консервирующим средством, однако применение ее в пищевой промышленности недопустимо, так как она вызывает расстройство пищеварения.

17) Переход H_3BO_3 в HBO_2 начинается около 100 °С. Метаборная кислота известна в трех различных кристаллических формах с температурами плавления 176, 201 и 236 °С. Наиболее тугоплавкая форма растворяется в воде (с переходом в H_3BO_3) значительно медленнее двух других. Средство к электрону радикала BO_2 оценивается в 94 ккал/моль.

18) При взаимодействии борной кислоты со спиртами в присутствии концентрированной H_2SO_4 (для связывания воды) легко идет образование эфиров по схеме, например: $3CH_3OH + H_3BO_3 = 3H_2O + B(ONCH_3)_3$. Пары образующегося борнометилового эфира (т. пл. —29, т. кип. 69 °С) при поджигании горят бледно-зеленым пламенем, чем пользуются как качественной реакцией на бораты. На том же принципе может быть основано количественное выделение борной кислоты (с одновременным переводом боратов в сульфаты).

19) Метабораты щелочных металлов — $LiBO_2$ (т. пл. 833 °С), $NaBO_2$ (т. пл. 966) и KBO_2 (т. пл. 947) — весьма термически устойчивы и при достаточном нагревании испаряются без разложения. Для молекул $LiBO_2$ и $NaBO_2$ в парах (где они мономерны) были определены следующие структурные параметры: $d(LiO) = 1,82$, $d(NaO) = 2,14$, $d(B-O) = 1,36$, $d(B=O) = 1,20 \text{ \AA}$, $\angle MOB \sim 100^\circ$. В твердом состоянии соли эти тримерны, причем анион $B_3O_6^{3-}$ имеет показанное на рис. XI-2 плоское циклическое строение с $d(BO)$ внутренним 1,40 и внешним 1,32 Å. При такой же тройной координации атомов бора кристалл $Ca(BO_2)_2$ содержит полимерные цепные анионы (рис. XI-3). Катионы M^+ или Ca^{2+} располагаются в пустотах кристаллической решетки. Сходное с метаборатом кальция строение имеет, вероятно, и $Pb(BO_2)_2$ (т. пл.

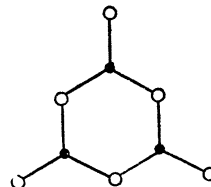


Рис. XI-2. Строение иона $B_3O_6^{3-}$.