ПОДГРУППА АЛЮМИНИЯ

ПОДГРУППА АЛЮМИНИЯ

Символ элемента	**B**	**Al**	**Ga**	**In**	**Tl**
Порядковый номер	5	13	31	49	81
Строение внешнего электронного слоя	$2s^2 2p^1$	$3s^2 3p^1$	$4s^2 4p^1$	$5s^2 5p^1$	$6s^2 6p^1$
Относительная электроотрицатель-ность	2,01	1,61	1,82	1,78	1,44
Степени окисления	+3	+3	+3	+1, +2, +3	+1,+3
Содержание в земной коре, %	7,57%	$2 \cdot 10^{-3}$ %	Редкие рассеянные элементы		

ПОДГРУППА АЛЮМИНИЯ

Простое вещество	**B**	**Al**	**Ga**	**In**	**Tl**
t°пл.(°C)	2075	660,4	29,8	156,6	303,6
t°кип.(°C)	3700	2500	2203	2024	1457
ρ, г/см^3	2,34	2,69	5,91	7,31	11,85

ПОДГРУППА АЛЮМИНИЯ

Физические свойства

1. С увеличением атомной массы усиливается металлический характер элементов (B – неметалл; остальные – металлы).
2. Бор значительно отличается по свойствам от других элементов (высокие т.пл., т.кип., твердость; инертность).

   Остальные элементы – легкоплавкие металлы, In и Tl – очень мягкие.

ПОДГРУППА АЛЮМИНИЯ

Химические свойства

1. Все элементы трехвалентны, но с повышением атомной массы приобретает значение валентность, равная единице (Tl в основном одновалентен).

2. Основность гидроксидов $R(OH)_3$ возрастает с увеличением атомной массы:

   H_3BO_3 – слабая кислота,

   $Al(OH)_3$ и $Ga(OH)_3$ - амфотерные гидроксиды,

   $In(OH)_3$ и $Tl(OH)_3$ – типичные основания,

   TlOH - сильное основание.

ПОДГРУППА АЛЮМИНИЯ

3. Металлы подгруппы алюминия (Al, Ga, In, Tl) химически достаточно активны (реагируют с кислотами, щелочами (Al, Ga), галогенами).

4. Соли элементов подгруппы алюминия в большинстве случаев подвергаются гидролизу по катиону. Устойчивы лишь соли одновалентного таллия.

5. Al и Ga защищены тонкой оксидной пленкой; Tl разрушается при действии влажного воздуха (хранят в керосине).

БОР

Впервые получен в 1808 году французскими химиками Ж. Гей-Люссаком и Л. Тенаром нагреванием борного ангидрида B_2O_3 с металлическим калием.

Через несколько месяцев бор получил Х. Дэви электролизом расплавленного B_2O_3.

Название элемента произошло от арабского слова ***бурак*** (араб. **بورق**) или персидского ***бурах*** (перс. **بوره**) которые использовались для обозначения буры:

$Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$ (декагидрат тетрабората натрия).

В природе встречается в виде боросиликатов (датолит $CaBSiO_4OH$, данбурит $CaB_2Si_2O_8$) или боратов (бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$, ашарит $MgBO_2(OH)$).

БОР

БОР

В природе бор находится в виде двух изотопов ^{10}B (19,8%) и ^{11}B (80,2 %).

Простое вещество бор имеет несколько модификаций, все они построены из соединенных разным образом группировок атомов бора, представляющих собой икосаэдр B_{12}.

Кристаллы бора серовато-черного цвета (очень чистые — бесцветны) и весьма тугоплавки. Кристаллический бор — полупроводник. По твердости бор среди простых веществ занимает второе (после алмаза) место.

БОР

Получение

1. Наиболее чистый бор получают пиролизом бороводородов:

$$B_4H_{10} = 4B + 5H_2$$

Такой бор используется для производства полупроводниковых материалов и тонких химических синтезов.

2. Метод металлотермии (чаще восстановление магнием или натрием):

$$B_2O_3 + 3Mg = 3MgO + 2B$$

БОР

3. Термическое разложение паров бромида бора на раскаленной (1000—1200 °С) вольфрамовой проволоке в присутствии водорода (метод Ван-Аркеля):

$$2BBr_3 + 3H_2 = 2B + 6HBr$$

Химические свойства

1. Химический бор довольно инертен и при комнатной температуре взаимодействует только со фтором:

$$2B + 3F_2 = 2BF_3$$

БОР

2. При нагревании бор сгорает с большим выделением теплоты, образуется прочный оксид B_2O_3:

$$4B + 3O_2 = 2B_2O_3$$

3. При нагревании бор реагирует с другими галогенами с образованием галогенидов, с азотом образует нитрид бора BN, с фосфором - фосфид BP, с углеродом - карбиды различного состава: B_4C, $B_{12}C_3$, $B_{13}C_2$.

БОР

3. С водородом бор напрямую не взаимодействует, хотя известно довольно большое число бороводородов (боранов) различного состава, получаемых при обработке боридов щелочных или щелочноземельных металлов с кислотой:

$$Mg_3B_2 + 6HCl = B_2H_6 + 3MgCl_2$$

4. При сильном нагревании бор проявляет восстановительные свойства:

$$3SiO_2 + 4B = 3Si + 2B_2O_3$$

$$3P_2O_5 + 10B = 5B_2O_3 + 6P$$

БОР

5. При отсутствии окислителей бор устойчив к действию растворов щелочей. В горячей азотной, серной кислотах и в царской водке бор растворяется с образованием борной кислоты H_3BO_3.

Оксид бора B_2O_3 — типичный кислотный оксид. Он реагирует с водой с образованием борной кислоты:

$$B_2O_3 + 3H_2O = 2H_3BO_3$$

При взаимодействии борной кислоты со щелочами возникают соли не самой борной кислоты — бораты (содержащие анион BO_3^{3-}), а тетрабораты:

$$4H_3BO_3 + 2NaOH = Na_2B_4O_7 + 7H_2O$$

БОР

Применение: бор находит применение в виде добавки при получении коррозионно-устойчивых и жаропрочных сплавов. Поверхностное насыщение стальных деталей бором (борирование) повышает их механические и антикоррозийные свойства. Карбиды бора (B_4C и $B_{13}C_2$) обладают высокой твердостью, это хорошие абразивные материалы. Ранее их широко использовали для изготовления сверл, применяемых зубными врачами (отсюда название бормашина).

Бор служит упрочняющим веществом многих композиционных материалов. Сам бор и его соединения (нитрид BN и другие) используются как полупроводниковые материалы и диэлектрики. Газообразный BF_3 используют в счетчиках тепловых нейтронов.

АЛЮМИНИЙ

Впервые алюминий был получен датским физиком Гансом Эрстедом в 1825г. действием амальгамы калия на хлорид алюминия с последующей отгонкой ртути. Название элемента образовано от лат. ***alumen*** — квасцы.

До развития промышленного электролитического способа получения алюминия этот металл был дороже золота. В 1889 году британцы, желая почтить богатым подарком великого русского химика Д. И. Менделеева, подарили ему аналитические весы, у которых чашки были изготовлены из золота и алюминия.

АЛЮМИНИЙ

Природный алюминий состоит практически полностью из единственного стабильного изотопа ^{27}Al с ничтожными следами ^{26}Al, наиболее долгоживущего радиоактивного изотопа с периодом полураспада 720 тыс. лет, образующегося в атмосфере при расщеплении ядер аргона ^{40}Ar протонами космических лучей с высокими энергиями.

АЛЮМИНИЙ

Нахождение в природе

Алюминий — самый распространенный металл в природе, и 3-й по распространенности среди всех элементов (после кислорода и кремния).

Массовая концентрация алюминия в земной коре, по данным различных исследователей, оценивается от 7,45 до 8,14 %.

АЛЮМИНИЙ

Нахождение в природе

Бокситы – $Al_2O_3 \cdot H_2O$ (с примесями SiO_2, Fe_2O_3, $CaCO_3$).

Нефелины – $KNa_3[AlSiO_4]_4$.

Алуниты - $KAl(SO_4)_2 \cdot 2Al(OH)_3$.

Глиноземы - смеси каолинов с песком SiO_2, известняком $CaCO_3$, магнезитом $MgCO_3$.

Полевые шпаты — $(K,Na)_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$, $Ca[Al_2Si_2O_8]$

Каолинит — $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$.

Берилл (изумруд, аквамарин) — $3BeO \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$

Хризоберилл (александрит) — $BeAl_2O_4$.

АЛЮМИНИЙ

Корунд Al_2O_3

Красный корунд (примесь хрома) называют рубином, синий корунд (примесь титана и железа) называют сапфиром.

АЛЮМИНИЙ

Физические свойства

Серебристо-белый металл, (ρ=2,7 г/см^3), пластичный, высокая тепло- и электропроводность, t°пл.= 660°С.

Алюминий образует сплавы почти со всеми металлами. Наиболее известны сплавы с медью и магнием (дюралюминий) и кремнием (силумин).

АЛЮМИНИЙ

Получение

Современный метод получения, **процесс Холла — Эру**, был разработан независимо американцем Чарльзом Холлом и французом Полем Эру в 1886г. Он заключается в растворении оксида алюминия Al_2O_3 в расплаве криолита Na_3AlF_6 с последующим электролизом с использованием расходуемых коксовых или графитовых анодных электродов. Такой метод получения требует очень больших затрат электроэнергии и поэтому получил промышленное применение только в XX веке:

$$2Al_2O_3 \rightarrow_{Na3AlF6} 4Al + 3O_2$$

АЛЮМИНИЙ

Получение

На **катоде** происходит **восстановление ионов алюминия**:

Катод: $Al^{3+} + 3e \rightarrow Al^{0}$

На **аноде** происходит окисление **алюминат-ионов**:

Анод: $4AlO_3^{3-} — 12e \rightarrow 2Al_2O_3 + 3O_2$

Суммарное уравнение электролиза расплава оксида алюминия:

$$2Al_2O_3 \rightarrow 4Al + 3O_2$$

АЛЮМИНИЙ

Химические свойства

Al – покрыт тонкой и прочной оксидной пленкой (не реагирует с $H_2O(t°)$; O_2, HNO_3 (без нагревания)).

Благодаря этому Al практически не подвержен коррозии и потому широко востребован современной промышленностью. Однако при разрушении оксидной плёнки (например, при контакте с растворами солей аммония NH_4^+, горячими щелочами или в результате амальгамирования), Al выступает как активный металл-восстановитель. Не допустить образования оксидной плёнки можно, добавляя к алюминию такие металлы, как галлий, индий или олово.

АЛЮМИНИЙ

Легко реагирует ***с простыми веществами***.

1. С кислородом:

$$4Al^{0} + 3O_{2} = 2Al^{+3}{}_{2}O_{3}$$

2. С галогенами:

$$2Al^{0} + 3Br_{2}{}^{0} = 2Al^{+3}Br_{3}$$

3. С другими неметаллами (серой, азотом, углеродом) реагирует при нагревании:

$$2Al^{0} + 3S\ (t°) = Al_{2}{}^{+3}S_{3}\text{(сульфид алюминия)}$$

$$2Al^{0} + N_{2}\ (t°) = 2Al^{+3}N\text{(нитрид алюминия)}$$

$$4Al^{0} + 3C = Al_{4}{}^{+3}C_{3}\text{(карбид алюминия)}$$

АЛЮМИНИЙ

Сульфид и карбид алюминия полностью гидролизуются:

$$Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$$
$$Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3\downarrow + 3CH_4\uparrow$$

Со сложными веществами:

4. С водой (после удаления защитной оксидной пленки):

$$2Al^0 + 6H_2O = 2Al^{+3}(OH)_3 + 3H_2\uparrow$$

АЛЮМИНИЙ

5. Со щелочами:

$$2Al^0 + 2NaOH + 6H_2O = 2Na[Al^{+3}(OH)_4] + 3H_2\uparrow$$

(тетрагидроксоалюминат натрия)

6. Легко растворяется в соляной и разбавленной серной кислотах:

$$2Al + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$$

$$2Al + 3H_2SO_4(разб) = Al_2(SO_4)_3 + 3H_2\uparrow$$

При нагревании растворяется в кислотах - окислителях:

$$2Al + 6H_2SO_4(конц) = Al_2(SO_4)_3 + 3SO_2\uparrow + 6H_2O$$

$$Al + 6HNO_3(конц) = Al(NO_3)_3 + 3NO_2\uparrow + 3H_2O$$

АЛЮМИНИЙ

7. Восстанавливает металлы из их оксидов (алюминотермия):

$$8Al^0 + 3Fe_3O_4 = 4Al_2O_3 + 9Fe$$

$$2Al + Cr_2O_3 = Al_2O_3 + 2Cr$$

8. Восстановительные свойства алюминия также проявляются при взаимодействии его с сильными окислителями: пероксидом натрия, нитратами и нитритами в щелочной среде, перманганатами, соединениями хрома (VI):

$$4Al + K_2Cr_2O_7 = 2Cr + 2KAlO_2 + Al_2O_3$$

АЛЮМИНИЙ

$$2Al + 3Na_2O_2 = 2NaAlO_2 + 2Na_2O$$

$$\mathbf{Al + KNO_3 + KOH + H_2O \rightarrow K[Al(OH)_4] + NH_3}$$

$$\mathbf{Al + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O}$$

$$2Al + NaNO_2 + NaOH + 5H_2O = 2Na[Al(OH)_4] + NH_3$$

$$Al + 3KMnO_4 + 4KOH = 3K_2MnO_4 + K[Al(OH)_4]$$

АЛЮМИНИЙ

Применение

Еще Д.И.Менделеев писал, что «металлический алюминий, обладая большою легкостью и прочностью и малою изменчивостью на воздухе, очень пригоден для некоторых изделий». Алюминий – один из самых распространенных и дешевых металлов. Без него трудно представить себе современную жизнь. Недаром алюминий называют металлом 20 века. Он хорошо поддается обработке: ковке, штамповке, прокату, волочению, прессованию.

АЛЮМИНИЙ

Применение

Чистый алюминий – довольно мягкий металл; из него делают электрические провода, детали конструкций, фольгу для пищевых продуктов, кухонную утварь и «серебряную» краску.

Основа легких и прочных сплавов. Используется для получения ряда металлов алюминотермией.

Этот красивый и легкий металл широко используют в строительстве и авиационной технике.

Алюминий очень хорошо отражает свет. Поэтому его используют для изготовления зеркал – методом напыления металла в вакууме.

АЛЮМИНИЙ

В авиа- и машиностроении, при изготовлении строительных конструкций, используют значительно более твердые сплавы алюминия. Один из самых известных – сплав алюминия с медью и магнием (дуралюмин, или просто «дюраль»; название происходит от немецкого города Дюрена). Этот сплав после закалки приобретает особую твёрдость и становится примерно в 7 раз прочнее чистого алюминия. В то же время он почти втрое легче железа. Его получают, сплавляя алюминий с небольшими добавками меди, магния, марганца, кремния и железа. Широко распространены силумины – литейные сплавы алюминия с кремнием. Производятся также высокопрочные, криогенные (устойчивые к морозам) и жаропрочные сплавы. На изделия из алюминиевых сплавов легко наносятся защитные и декоративные покрытия.

АЛЮМИНИЙ

В настоящее время четвертая часть всего алюминия идет на нужды строительства, столько же потребляет транспортное машиностроение, примерно 17% часть расходуется на упаковочные материалы и консервные банки, 10% – в электротехнике.

Алюминий нашел также практическое применение в качестве ракетного топлива. Для полного сжигания 1 кг алюминия требуется почти вчетверо меньше кислорода, чем для 1 кг керосина. Кроме того, алюминий может окисляться не только свободным кислородом, но и связанным, входящим в состав воды или углекислого газа.

АЛЮМИНИЙ

Широкое применение находят и соединения алюминия.

Сульфат алюминия применяют для очистки воды; реагируя с содержащимся в ней гидрокарбонатом кальция:

$$\mathbf{Al_2(SO_4)_3 + 3Ca(HCO_3)_2 = 2AlO(OH) + 3CaSO_4 + 6CO_2 + 2H_2O,}$$

он образует хлопья оксида-гидроксида, которые, оседая, захватывают, а также сорбируют на поверхности находящиеся в воде взвешенные примеси и даже микроорганизмы.

Кроме того, сульфат алюминия применяют как протраву при крашении тканей, для дубления кожи, консервирования древесины, проклеивания бумаги.

ОКСИД АЛЮМИНИЯ

$$Al_2O_3$$

$$O=Al–O–Al=O$$

Глинозем, корунд, окрашенный – рубин (красный), сапфир (синий).

Твердое тугоплавкое (t°пл.=2050°C) вещество; существует в нескольких кристаллических модификациях (α – Al_2O_3, γ – Al_2O_3).

ОКСИД АЛЮМИНИЯ

Получение

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$$

$$2Al(OH)_3 = Al_2O_3 + 3H_2O$$

Амфотерный оксид с преобладанием основных свойств; с водой не реагирует.

1. Реагирует с кислотами и растворами щелочей:

Как основной оксид:

$$Al_2O_3 + 6HCl = 2AlCl_3 + 3H_2O$$

Как кислотный оксид:

$$Al_2O_3 + 2NaOH + 3H_2O = 2Na[Al(OH)_4]$$

ОКСИД АЛЮМИНИЯ

2. Сплавляется со щелочами или карбонатами щелочных металлов:

$$Al_2O_3 + Na_2CO_3 = 2NaAlO_2 + CO_2\uparrow$$

(алюминат натрия)

$$Al_2O_3 + 2NaOH = 2NaAlO_2 + H_2O\uparrow$$

ГИДРОКСИД АЛЮМИНИЯ

$Al(OH)_3$

Получение

1. Осаждением из растворов солей щелочами или гидроксидом аммония:

$$AlCl_3 + 3NaOH = Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$$

$$Al_2(SO_4)_3 + 6NH_4OH = 2Al(OH)_3\downarrow + 3(NH_4)_2SO_4$$

$$Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3\downarrow$$

ГИДРОКСИД АЛЮМИНИЯ

2. Слабым подкислением растворов алюминатов:

$$Na[Al(OH)_4] + CO_2 = Al(OH)_3\downarrow + NaHCO_3$$

Амфотерный гидроксид:

Как основание:

$$Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$$

Как кислота:

$$Al(OH)_3 + NaOH = Na[Al(OH)_4]$$