



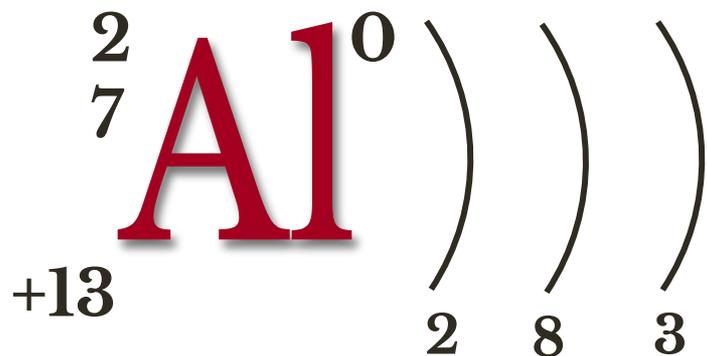
АЛЮМИНИЙ

город Омск, 2013 год

Периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева

Периоды	Ряды	Группы элементов									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	1	<div style="text-align: center;"> <p>27</p> <p>0</p> <p>A</p> <p>+13</p> <p>1</p> </div>								<h2 style="text-align: center;">Характеристика</h2>	
2	2										
3	3									1.	Впервые получен в 1825 году Гансом Эрстедом.
4	4									2.	В Периодической системе расположен в 3 периоде, IIIA-группе.
	5									3.	В природе встречается только в виде соединений.
5	6									4.	Серебристо-белый, легкий металл. Обладает высокой тепло- и электропроводностью.
	7									5.	Валентность: III. Степень окисления: +3.
6	8										
	9										
7	10										

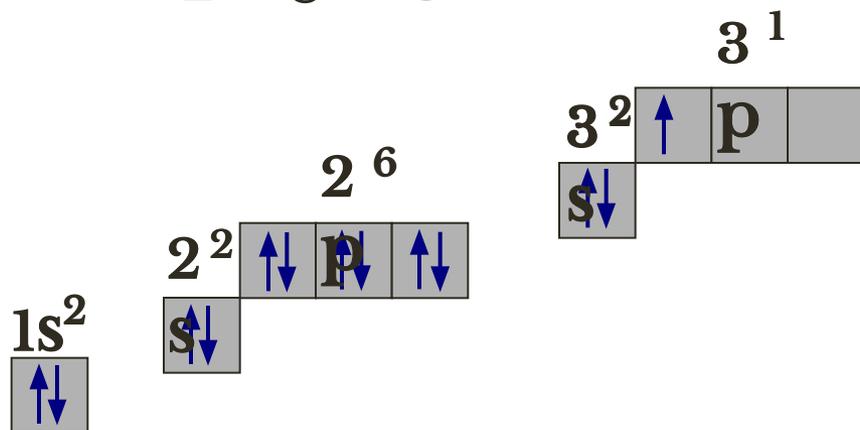
Алюминий



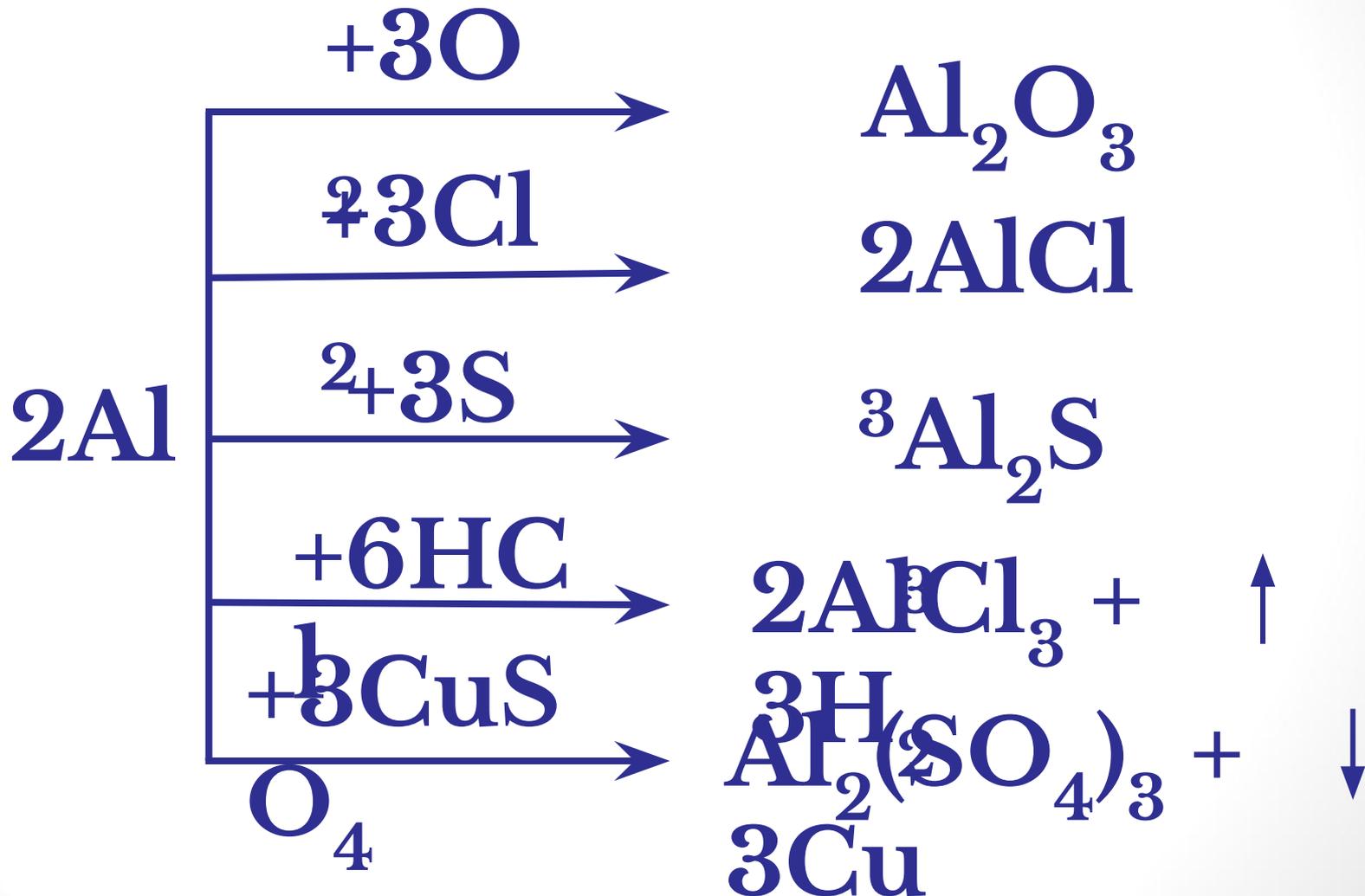
$$P = 13$$

$$\bar{e} = 13$$

$$N = 14$$

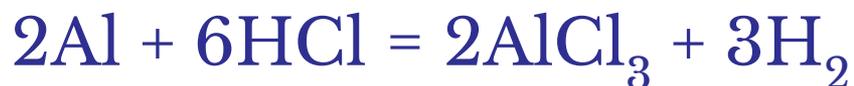


Химические свойства

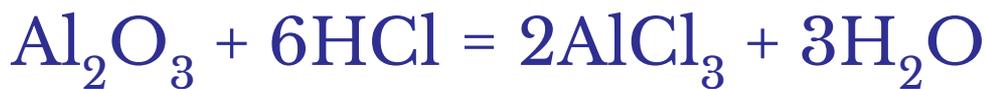


Химические свойства

Является амфотерным элементом: взаимодействует с кислотами и со щелочами.



Оксид и гидроксид алюминия также обладают амфотерными свойствами:

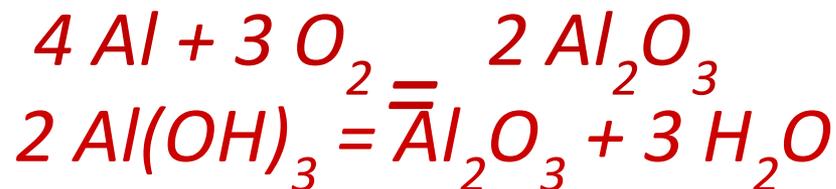


Оксид алюминия – Al_2O_3

- Солеобразующий, амфотерный
- Ковалентная полярная связь (записать схему образования связи)
- Белый цвет (минерал корунд)
- Химические свойства:

Запишите реакции оксида алюминия с оксидом натрия, гидроксидом натрия, соляной кислотой

Получение:



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

Al^{3+} - OH^-

ионная связь

- Al^{3+} - простой ион, OH^- - сложный ион
- OH^- - КПС
- Вязкая, студенистая белая масса, которая может растворяться в кислоте и растворе щелочи, нерастворим в воде, разлагается при нагревании
- $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{H}_3\text{AlO}_3$
- Химические свойства: запишите реакции гидроксида алюминия с гидроксидом калия, соляной кислотой
- Получение:
 $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{AlCl}_3 \quad \square \quad \text{Al}(\text{OH})_3$

Водородное соединение – AlH_3 гидрид алюминия

- Бесцветное нелетучее твердое вещество, полимер, термически неустойчив выше 150-200 градусов
- Сильный восстановитель
- Активно реагирует с водой с выделением водорода

Соли алюминия — алюминаты,
комплексные соединения

Открытие алюминия –



Г. Дэви



Х.К.Эрстед



Ч.М. Холл

- Около 1807 г. Дэви попытался провести электролиз глинозема, получил металл, который был назван алюмиумом (Alumium) или алюминумом (Aluminum), что в переводе с латинского - квасцы.
- Алюминий тяжело было отделить от других веществ, поэтому он был дороже золота.
- В 1886 году химиком Ч.М. Холлом был предложен способ, который позволил получать металл в больших количествах. Проводя исследования, он в расплаве криолита $AlF_3 \cdot nNaF$ растворил оксид алюминия. Полученную смесь поместил в гранитный сосуд и пропустил через расплав постоянный электрический ток. Через некоторое время на дне сосуда он обнаружил бляшки чистого алюминия. Этот способ и в настоящее время является основным для производства алюминия в промышленных масштабах. Полученный металл всем был хорош, кроме прочности, которая была необходима для промышленности. И эта проблема была решена.
- Немецкий химик Альфред Вильм сплавил алюминий с другими металлами: медью, марганцем и магнием. Получился сплав, который был значительно прочнее алюминия. В промышленных масштабах такой сплав был получен в немецком местечке Дюрене. Это произошло в 1911 году. Этот сплав был назван дюралюминием, в честь городка.

Бор

- 5B
Boron (He)
- $2s^2 2p^1$

Свойства 5В

- Атомный номер.....5
- Атомная масса.....10,811
- Плотность, кг/м³.....2340
- Температура плавления, °С.....2030
- Температура кипения, °С.....3860
- Теплоемкость, кДж/(кг·°С).....1,293
- Электроотрицательность.....2,0
- Ковалентный радиус, Å.....0,82
- 1-й ионизац. потенциал, эВ.....8,30

Физические свойства Бора

- Чрезвычайно твёрдое вещество (уступает только алмазу, нитриду бора (боразону), карбиду бора, сплаву бор-углерод-кремний, карбиду скандия-титана).
- Обладает хрупкостью и полупроводниковыми свойствами (широкозонный полупроводник).
- У бора самый высокий предел прочности на разрыв 5,7 ГПа
- В природе бор находится в виде двух изотопов ^{10}B (20 %) и ^{11}B (80 %).
- В имеет очень высокое сечение поглощения тепловых нейтронов, поэтому в составе борной кислоты применяется в атомных реакторах для регулирования реактивности.

Химические свойства

Химически бор довольно инертен и при комнатной температуре взаимодействует только со фтором:

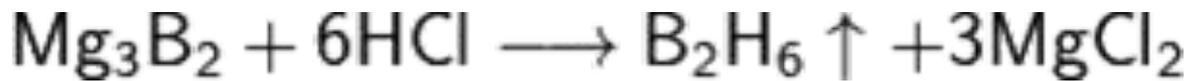


При нагревании бор реагирует с другими галогенами с образованием тригалогенидов, с азотом образует нитрид бора BN, с фосфором — фосфид BP, с углеродом — карбиды различного состава (B₄C, B₁₂C₃, B₁₃C₂). При нагревании в атмосфере кислорода или на воздухе бор сгорает с большим выделением теплоты, образуется оксид B₂O₃:



С водородом бор напрямую не взаимодействует, хотя известно довольно большое число бороводородов (боранов) различного состава, получаемых при обработке

боридов щелочных или щелочноземельных металлов кислотой:



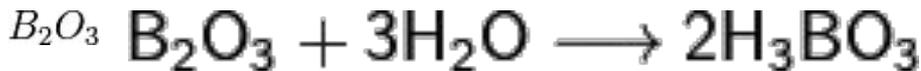
При сильном нагревании бор проявляет восстановительные свойства. Он способен, например, восстановить кремний или фосфор из их оксидов:



Данное свойство бора можно объяснить очень высокой прочностью химических связей в оксиде бора B₂O₃.

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

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



При взаимодействии борной кислоты со щелочами возникают соли не самой борной кислоты — бораты (содержащие анион BO₃³⁻), а тетрабораты, например:

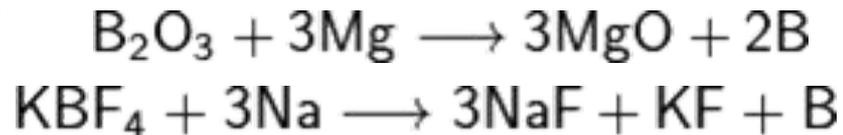


Получение

- Наиболее чистый бор получают пиролизом бороводородов. Такой бор используется для производства полупроводниковых материалов и тонких химических синтезов.



- Метод металлотермии (чаще восстановление магнием или натрием):



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



Применение бора

- Бор (в виде волокон) служит упрочняющим веществом многих композиционных материалов.
- Также бор часто используют в электронике для изменения типа проводимости кремния.
- Бор применяется в металлургии в качестве микролегирующего элемента, значительно повышающего прокаливаемость сталей.
- Бор применяется и в медицине при бор-нейтронозахватной терапии (способ избирательного поражения клеток злокачественных опухолей)[6].

Биологическая роль

- Бор — важный микроэлемент, необходимый для нормальной жизнедеятельности растений. Недостаток бора останавливает их развитие, вызывает у культурных растений различные болезни. В основе этого лежат нарушения окислительных и энергетических процессов в тканях, снижение биосинтеза необходимых веществ. При дефиците бора в почве в сельском хозяйстве применяют борные микроудобрения (борная кислота, бура и другие), повышающие урожай, улучшающие качество продукции и предотвращающие ряд заболеваний растений.
- Роль бора в животном организме не выяснена. В мышечной ткани человека содержится $(0,33—1) \cdot 10^{-4}$ % бора, в костной ткани $(1,1—3,3) \cdot 10^{-4}$ %, в крови — 0,13 мг/л. Ежедневно с пищей человек получает 1—3 мг бора. Токсичная доза — 4 г.
- Один из редких типов дистрофии роговицы связан с геном, кодирующим белок-транспортер, предположительно регулирующий внутриклеточную концентрацию бора[10].

Нахождение в природе

- Месторождения боратов в магнезиальных скарнах:
 - людвигитовые и людвигито-магнетитовые руды;
 - котоитовые руды в доломитовых мраморах и кальцифирах;
 - ашаритовые и ашарито-магнетитовые руды.
- Месторождения боросиликатов в известковых скарнах (датолитовые и данбуритовые руды);
- Месторождения боросиликатов в грейзенах, вторичных кварцитах и гидротермальных жилах (турмалиновые концентрации);
- Вулканогенно-осадочные:
 - борные руды, отложенные из продуктов вулканической деятельности;
 - переотложенные боратовые руды в озёрных осадках;
 - погребённые осадочные боратовые руды.
- Галогенно-осадочные месторождения:
 - месторождения боратов в галогенных осадках;
 - месторождения боратов в гипсовой шляпе над соляными куполами.