

Тема 4. Алюминий и другие элементы IIIA группы

П л а н

- 4.1. Положение в таблице Д.И. Менделеева, строение атома.
- 4.2. Происхождение названий элементов подгруппы.
- 4.3. Нахождение алюминия в природе.
- 4.4. Физические свойства алюминия.
- 4.5. Химические свойства (на примере алюминия).
- 4.6. Важнейшие соединения алюминия: оксид, гидроксид.
- 4.7. Качественный реагент на алюминий.
- 4.8. Основные методы получения алюминия.

4.1. Положение в таблице Д.И. Менделеева, строение атома

В главную подгруппу III группы периодической системы входят бор, алюминий, галлий, индий и таллий. Все эти элементы, кроме бора, проявляют металлические свойства. Бор является неметаллом, повторяя свойства кремния (правило диагонали). На внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов содержат два *s*-электрона и один *p*-электрон. При движении вниз по подгруппе радиус атома увеличивается, энергия ионизации уменьшается, способность отдавать электроны увеличивается, восстановительная способность и металлические свойства усиливаются. В реакциях атомы элементов IIIa подгруппы являются восстановителями, за исключением бора, который проявляет неметаллические свойства и окислительно-восстановительную двойственность. Высшая степень окисления этих элементов в соединениях +3. Они образуют оксиды $\text{Э}_2\text{O}_3$ и гидроксиды $\text{Э}(\text{OH})_3$, проявляющие амфотерные свойства. При движении вниз по подгруппе основные свойства оксидов и гидроксидов усиливаются, а кислотные свойства ослабляются.

4.2. Происхождение названий элементов подгруппы

Название бора произошло от латинского слова *borax* (бура, белый металл) – по белому цвету минералов, содержащих бор. Алюминий получил свое название от латинского *alumen* – так назывались алюминиевые квасцы еще за 500 лет до н.э. Галлий назван от латинского *gallia* – в честь древнего названия Франции. Индий получил свое название по цвету спектральной линии (индиго – ярко-синяя краска). Таллий также обязан своим названием зеленому цвету спектральной линии (греческое *thallos* – молодая зеленая ветка).

4.3. Нахождение алюминия в природе

Алюминий является самым распространенным металлом в п р и р о д е и третьим по распространенности среди всех элементов (после кислорода и кремния), алюмосиликаты составляют большую часть массы земной коры. Общее содержание алюминия в земной коре составляет 8,05%. В свободном

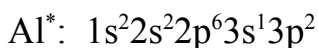
виде не встречается. Важнейшие соединения: алюмосиликаты ($\text{Na}_2\text{OF} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3\text{F} \cdot 2\text{SiO}_2$ и $\text{K}_2\text{OF} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3\text{F} \cdot 2\text{SiO}_2$), бокситы ($\text{Al}_2\text{O}_3\text{F} \cdot n\text{H}_2\text{O}$), корунд (Al_2O_3), криолит ($3\text{NaF} \cdot \text{AlF}_3$).

4.4. Физические свойства алюминия

Алюминий – серебристо-белый, легкий, пластичный металл, обладающий хорошей тепло- и электропроводностью. Температура плавления 660 °С. Природный алюминий состоит из одного изотопа.

4.5. Химические свойства (на примере алюминия)

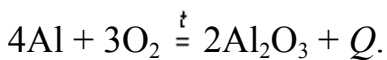
Алюминий проявляет постоянную валентность, равную III, соответствующую возбужденному состоянию атома (Al^*):



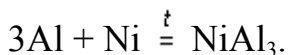
Алюминий весьма активный металл, но на воздухе он устойчив из-за тонкой, но очень прочной оксидной пленки, покрывающей поверхность. Очищенный от оксидной пленки, алюминий проявляет высокую реакционную способность.

H_2 (–) (гидрид алюминия получают косвенным путем).

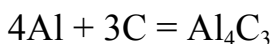
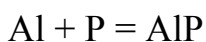
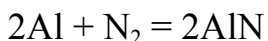
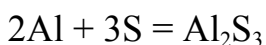
O_2 (+):



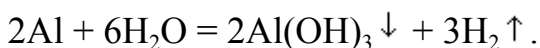
Металлы (+/–). Возможно образование интерметаллических соединений:



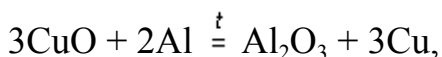
Неметаллы (+):



H_2O (+):



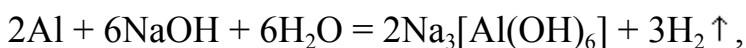
Основные оксиды (+/–):



$\text{Na}_2\text{O} + \text{Al} \neq$ нет реакции.

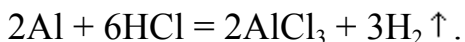
Кислотные оксиды (–).

Основания (+/–):



$\text{Al} + \text{NH}_4\text{OH} \neq$ нет реакции.

Кислоты-неокислители (+):



Кислоты-окислители (+/-):

При обычных условиях алюминий не реагирует с концентрированной серной кислотой из-за пассивации – образования плотной оксидной пленки. При нагревании реакция идет, образуются оксид серы (IV), сульфат алюминия и вода:



Алюминий не реагирует с концентрированной азотной кислотой также из-за пассивации.

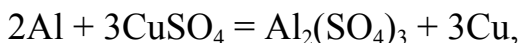
С разбавленной азотной кислотой алюминий реагирует с образованием молекулярного азота:



При взаимодействии алюминия в виде порошка с очень разбавленной азотной кислотой может образоваться нитрат аммония:



Соли (+/-):



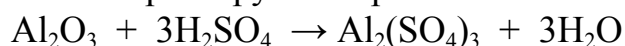
$\text{Al} + \text{CaCl}_2 \neq$ нет реакции.

4.6. Важнейшие соединения алюминия: оксид, гидроксид

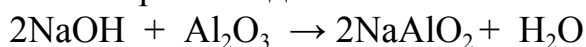
Оксид алюминия – белое тугоплавкое вещество ($t_{\text{пл}} = 2050^\circ\text{C}$). В природе встречается в виде минерала корунда (корунд с примесью хрома – рубин, с примесью титана или железа – сапфир). Оксид алюминия не растворяется в воде и разбавленных растворах кислот и щелочей. Проявляет амфотерные свойства, взаимодействуя с более концентрированными кислотами и основаниями, а также с растворами карбонатов, имеющими щелочную реакцию, и с кислыми солями; при сплавлении с основными оксидами образует метаалюминаты, например:

Оксид алюминия взаимодействует с растворимыми кислотами с образованием средних и кислых солей.

Например, оксид алюминия реагирует с серной кислотой:



Оксид алюминия взаимодействует с гидроксидом натрия в расплаве с образованием алюмината натрия и воды:

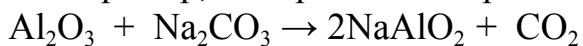


Оксид алюминия растворяется в избытке щелочи с образованием тетрагидроксоалюмината:

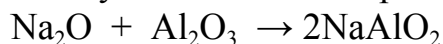


Оксид алюминия — твердый, нелетучий. А следовательно, он вытесняет более летучие оксиды (как правило, углекислый газ) из солей при сплавлении.

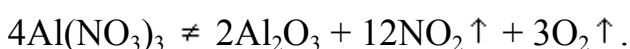
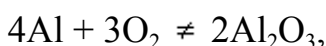
Например, из карбоната натрия:



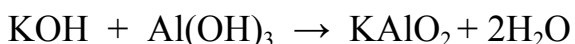
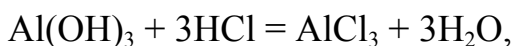
Оксид алюминия взаимодействует с оксидом натрия:



Получить оксид алюминия можно прямым окислением алюминия или термическим разложением гидроксида или нитрата алюминия:



Гидроксид алюминия – белое кристаллическое вещество, нерастворимое в воде. Проявляет амфотерные свойства, легко растворяясь как в кислотах, так и в щелочах. При высокой температуре разлагается на оксид алюминия и воду.



Гидроксид алюминия можно получить обменной реакцией солей алюминия с гидроксидом аммония (щелочи для осаждения гидроксида алюминия не применяют из-за возможного образования растворимых комплексов) или в результате необратимого гидролиза некоторых солей алюминия, например:

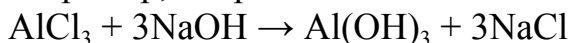


4.7. Качественный реагент на алюминий

* Аналитическим реагентом на катион алюминия является *ализарин* – органический краситель, который при взаимодействии с алюминием образует комплексное соединение ярко-красного цвета.

* Качественная реакция на ионы алюминия — взаимодействие избытка солей алюминия с щелочами. При этом образуется белый аморфный осадок гидроксида алюминия.

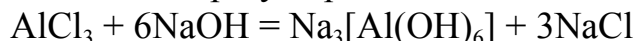
Например, хлорид алюминия взаимодействует с гидроксидом натрия:



При дальнейшем добавлении щелочи амфотерный гидроксид алюминия растворяется с образованием тетрагидроксоалюмината:

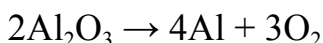


Обратите внимание, если мы поместим соль алюминия в избыток раствора щелочи, то белый осадок гидроксида алюминия не образуется, т.к. в избытке щелочи соединения алюминия сразу переходят в комплекс:

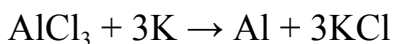
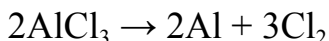


4.8. Основные методы получения алюминия

Чистый алюминий получают электролизом оксида алюминия (бокситов) в расплаве криолита (добавление криолита понижает температуру плавления бокситов). Процесс сводится к разложению оксида алюминия электрическим током:



Можно также получать алюминий электролизом расплавов его солей или сплавлением солей с металлическим натрием или калием:



Применение алюминия и его соединений в машиностроении, авиастроении, судостроении обусловлено легкостью металла и его сплавов и значительной коррозионной стойкостью. Алюминиевой посудой широко пользуются в быту.