

Алюминий

Свойства элементов подгруппы
алюминия

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	ρ г/см ³	t° пл. °С	t° кип. °С	ЭО	ПИ эВ	Атомный радиус, нм	Степень окисления
5	Бор В	[He] 2s ² 2p ¹	2,35	2300	2550	2,0	8,3	0,095	+3
13	Алюминий Al	[Ne] 3s ² 3p ¹	2,70	660	2467	1,47	6,0	0,143	+3
31	Галлий Ga	[Ar] 3d ¹⁰ 4s ² 4p ¹	5,91	30	2227	1,6	6,0	0,122	+3
49	Индий In	[Kr] 4d ¹⁰ 5s ² 5p ¹	7,30	156	2047	1,7	5,8	0,162	+1,+2,+3
81	Таллий Tl	[Xe]4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6s ² 6p ¹	11,85	303	1457	1,8	6,1	0,167	+1,+3

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 основания, $In(OH)_3$ и $Tl(OH)_3$ - типичные основания, $TlOH$ - сильное основание).
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).

Общая характеристика. Важнейшим представителем металлов-*p*-элементов является алюминий, элемент IIIA-группы, $A_r(\text{Al}) = 27$.

Электронная конфигурация атома алюминия: $1s^2 2s^2 2p^6 \underbrace{3s^2 3p^1}_{\substack{\text{валентные} \\ \text{электроны}}}$

Физические и химические свойства. Алюминий – серебристо-белый металл (на воздухе покрывается плотной тонкой плёнкой оксида), его плотность – $2,7 \text{ г/см}^3$ (лёгкий металл), он легкоплавок ($t_{\text{пл}} = 660 \text{ }^\circ\text{C}$).

По распространённости в земной коре алюминий занимает четвертое место (после O, Si, H). Основная масса его сосредоточена в алюмосиликатах. Продуктом разрушения алюмосиликатов является глина, она состоит из каолинита $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Из других минералов наибольшее распространение имеет боксит $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

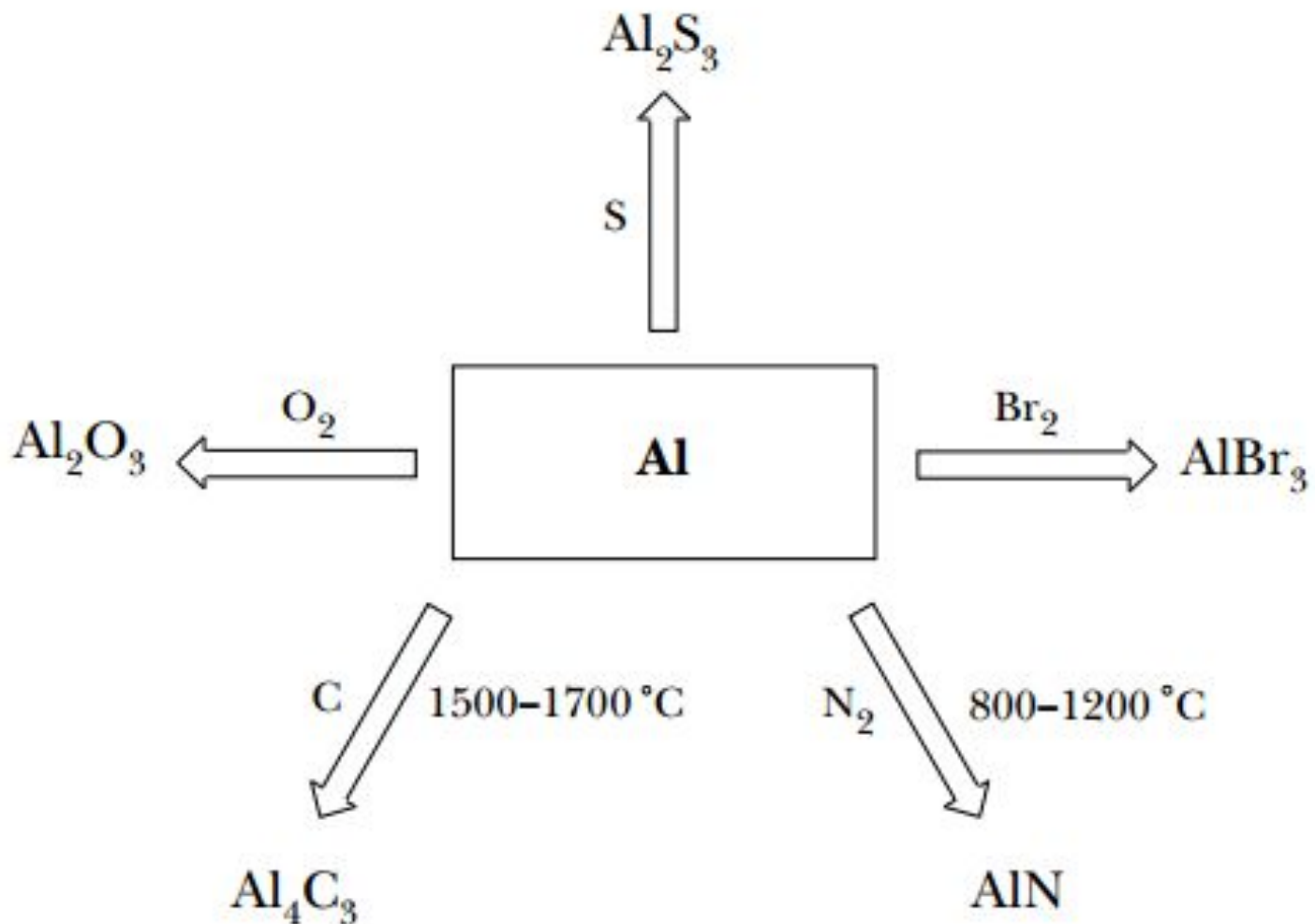
Получение алюминия и его соединений



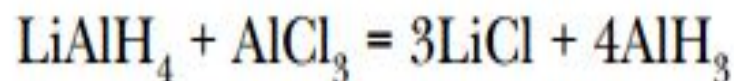
Вещества, содержащие алюминий, были известны с глубокой древности. Уже 2500 лет назад в Египте добывались квасцы (двойной сульфат калия-алюминия $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$), которые римляне потом стали называть *alumen* («горькая соль»); их использовали как протраву при крашении тканей. Само слово *alumen* происходит, вероятно, от греческого *xalme* – «соляной раствор». В 1754 г. немецкий химик А.С. Маргграф выделил из квасцов бесцветную «землю» (оксид алюминия). В 1825 г. датчанин Х.К. Эрстед впервые получил алюминий, пропуская хлор через раскалённую смесь его оксида и угля, а затем обработал полученный безводный AlCl_3 амальгамой калия.

В 1886 г. французом П. Эру и американцем М. Холлом был разработан метод получения алюминия посредством электролиза Al_2O_3 в расплавленном криолите ($\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$). В колледже города Оберлин, где работал Холл, ему был поставлен памятник из чистого алюминия, полученного по открытому им методу.

Реакции алюминия с простыми веществами



☐ Алуминий непосредственно не реагирует с водородом. Гидрид алюминия получают косвенным путём в результате взаимодействия литийалюмогидрида (LiAlH_4) с хлоридом алюминия в диэтиловом эфире:

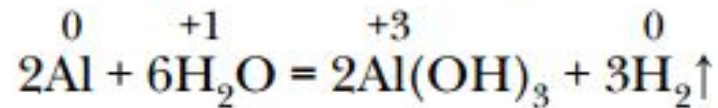


Образующийся гидрид алюминия выделяется в виде белой аморфной массы.

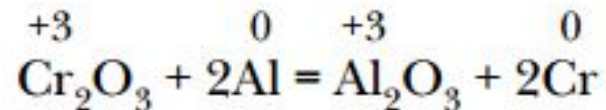
Реакции со сложными

веществами

2. *Реакции со сложными веществами.* Если удалена оксидная плёнка, алюминий энергично взаимодействует с водой:



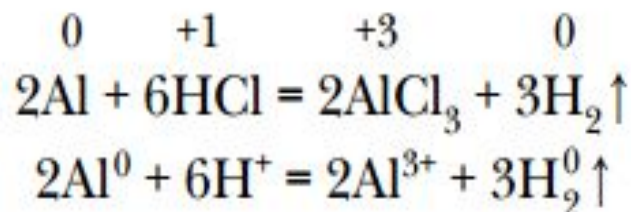
Вследствие высокого теплового эффекта реакции с кислородом алюминий активно восстанавливает многие металлы из их оксидов (*алюмотермия*):



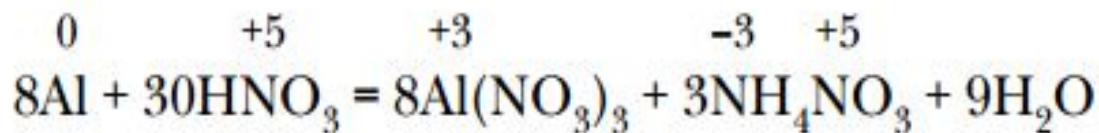
Алюмотермия была предложена Н.Н. Бекетовым в 1859 г. Этот способ применяется при получении марганца, хрома, ванадия, вольфрама, ферросплавов.

Взаимодействие с кислотами

Алюминий реагирует с разбавленной серной кислотой, галогеноводородными кислотами с образованием солей и выделением водорода, например:

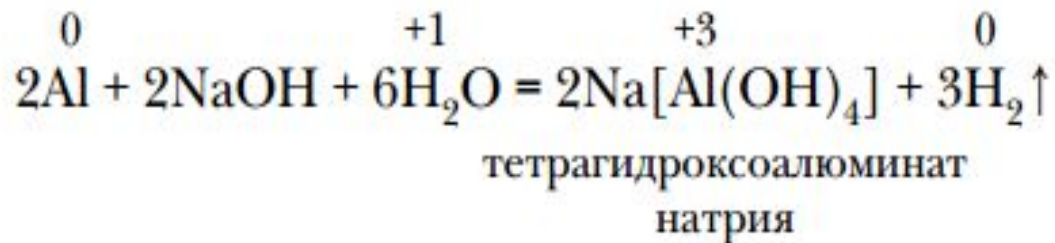


Однако он не взаимодействует с азотной и серной концентрированной кислотами в обычных условиях. На поверхности алюминия образуется защитная оксидная плёнка, т. е. алюминий пассивируется. Но с разбавленной азотной кислотой (2–3 моль/л) алюминий реагирует с образованием нитрата алюминия, нитрата аммония и воды:

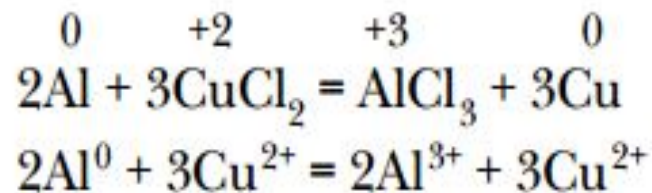


Взаимодействие со щелочами и солями

Алюминий активно взаимодействует с растворами щелочей. Щелочи растворяют оксидную плёнку на поверхности алюминия. Образуются комплексные соли, в которых алюминий находится в анионной форме, и выделяется водород:



Реагирует алюминий и с растворами солей, восстанавливая катионы менее активных металлов (металлов, расположенных в ряду напряжений правее алюминия):



Соединения алюминия

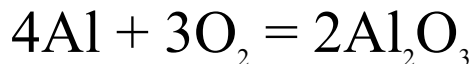
Оксид алюминия



Глинозем, корунд, окрашенный – рубин (красный), сапфир (синий). **Кристаллическая решетка атомная.**

Твердое тугоплавкое ($t^{\circ}\text{пл.}=2050^{\circ}\text{C}$) вещество; существует в нескольких кристаллических модификациях (a – Al_2O_3 , g – Al_2O_3).

Получение



Соединения алюминия

Оксид алюминия Al_2O_3 – типичный *амфотерный оксид*, гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ – типичный *амфотерный гидроксид*. Они реагируют как с кислотами, так и с щелочами:



Водородное соединение алюминия – гидрид алюминия AlH_3 (*алан*) – белый порошок.

Закрепление

◇ 8. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения веществ:

а) алюминий → оксид алюминия → сульфат алюминия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → алюминий;

б) алюминий → хлорид алюминия → гидроксид алюминия → оксид алюминия → метаалюминат натрия → нитрат алюминия → оксид алюминия → алюминий → гидроксид алюминия;

в) алюминий → сульфид алюминия → хлорид алюминия → гидроксид алюминия → тетрагидроксоалюминат натрия → нитрат алюминия → оксид алюминия → алюминий → тетрагидроксоалюминат калия.

[8] Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

А) Li

1) HCl, KOH, CaO

Б) SO₂

2) AgNO₃, Ba(OH)₂, CuSO₄

В) Zn(OH)₂

3) Br_{2(p-p)}, NaOH, O₂

Г) ZnI₂

4) NaOH, O₂, S

5) P, CH₃OH, H₂O

[32] Нитрат калия прокалили. Образовавшийся твердый остаток прореагировал с раствором иодида калия, подкисленным серной кислотой. Полученное твердое вещество прореагировало с алюминием в присутствии следовых количеств воды. Продукт реакции растворили в избытке раствора гидроксида натрия. Напишите уравнения четырех описанных реакций.

Задание № 32

- Порошок металлического алюминия смешали с твердым иодом и добавили несколько капель воды. К полученной соли добавили раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Образовавшийся осадок растворили в соляной кислоте. При последующем добавлении раствора карбоната натрия вновь наблюдали выпадение осадка.

[8] Установите соответствие между формулой вещества и реагентами, с каждым из которых это вещество может взаимодействовать: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой.

А) HCl

Б) Na_2CO_3

В) Cu

Г) Al_2O_3

1) O_2 , S , HNO_3

2) SiO_2 , HNO_3 , BaCl_2

3) HBr , CO_2 , H_2O

4) CaCO_3 , MnO_2 , NaOH

5) KOH , HNO_3 , Na_2O

[34] В 15%-ный раствор сульфата меди (II) объемом 222,2 мл ($\rho = 1,08$ г/мл) поместили 5,4 г алюминия, а затем добавили 114,4 г кристаллической соды ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Вычислите массовую долю карбоната натрия в полученном растворе.