Алюминий

Свойства элементов подгруппы алюминия

Атомный номер	Название	Электронная конфигурация	r г/см^3	t°пл. °С	t°кип. °С	ЭО	ПИ эВ	Атомный радиус, нм	Степень окисления
5	Бор B	[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 (Al) = 27.

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

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

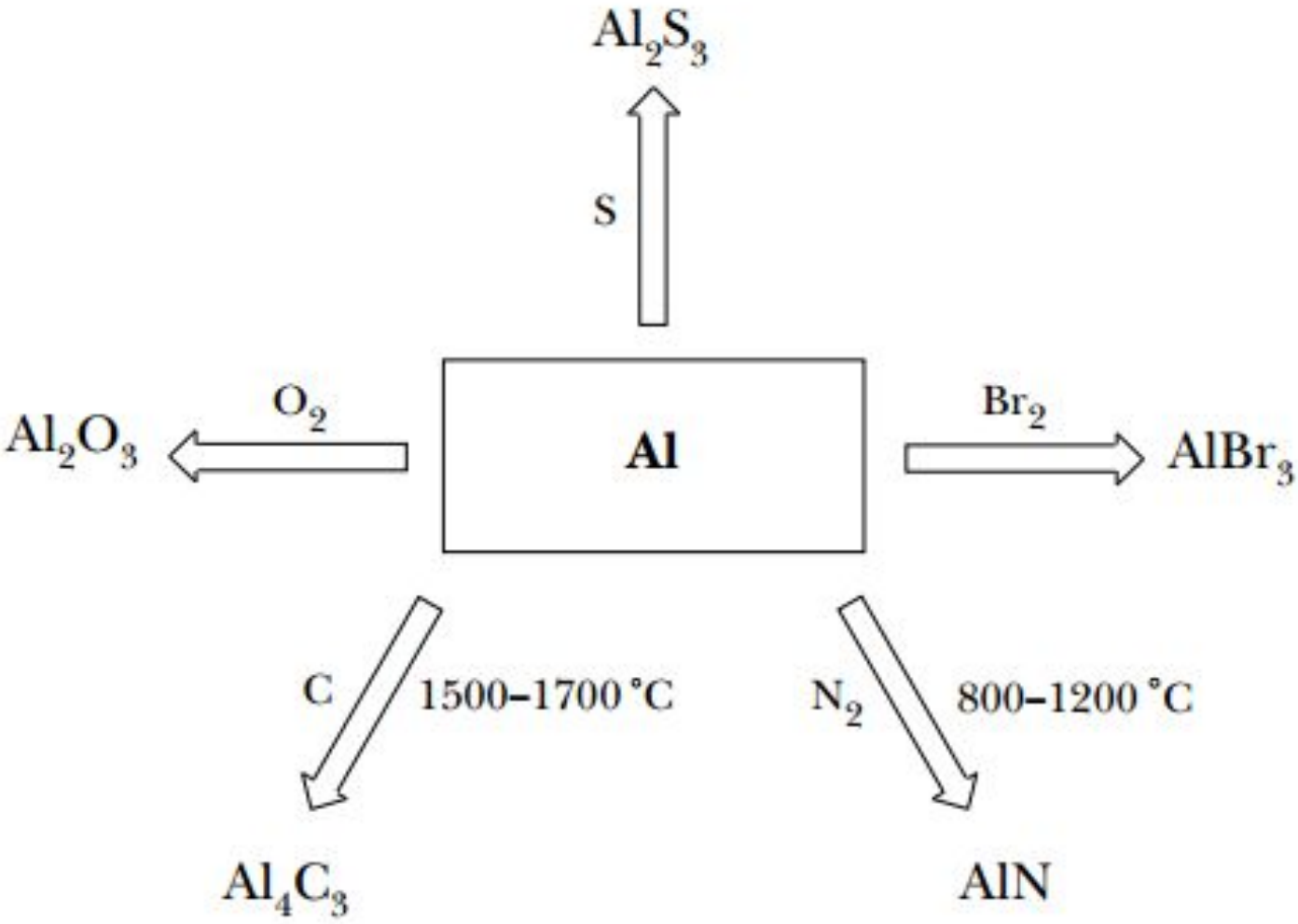
По распространённости в земной коре алюминий занимает четвёртое место (после O, Si, H). Основная масса его сосредоточена в алюмосиликатах. Продуктом разрушения алюмосиликатов является глина, она состоит из каолинита $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$. Из других минералов наибольшее распространение имеет боксит $Al_2O_3 \cdot nH_2O$.

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 $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$), 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 ($Na_3[AlF_6]$). В колледже города Оберлин, где работал Холл, ему был поставлен памятник из чистого алюминия, полученного по открытому им методу.

Реакции алюминия с простыми веществами



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

$$LiAlH_4 + AlCl_3 = 3LiCl + 4AlH_3$$

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:

$$2\overset{0}{Al} + 6\overset{+1}{H_2}O = 2\overset{+3}{Al}(OH)_3 + 3\overset{0}{H_2}\uparrow$$

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

$$\overset{+3}{Cr_2}O_3 + 2\overset{0}{Al} = \overset{+3}{Al_2}O_3 + 2\overset{0}{Cr}$$

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:

$$2\overset{0}{Al} + 6\overset{+1}{H}Cl = 2\overset{+3}{Al}Cl_3 + 3\overset{0}{H_2}\uparrow$$

$$2Al^0 + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2^0\uparrow$$

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:

$$8\overset{0}{Al} + 30\overset{+5}{H}N\overset{+5}{O_3} = 8\overset{+3}{Al}(NO_3)_3 + 3\overset{-3}{N}H_4\overset{+5}{N}O_3 + 9H_2O$$

Взаимодействие со щелочами и солями

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

$$2\overset{0}{Al} + 2NaOH + 6\overset{+1}{H_2}O = 2Na[\overset{+3}{Al}(OH)_4] + 3\overset{0}{H_2}\uparrow$$

тетрагидроксоалюминат натрия

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

$$2\overset{0}{Al} + 3\overset{+2}{Cu}Cl_2 = \overset{+3}{Al}Cl_3 + 3\overset{0}{Cu}$$

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

Соединения алюминия

Оксид алюминия

Al_2O_3 **O=Al–O–Al=O**

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

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

Получение

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

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

Соединения алюминия

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

$$Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O \qquad Al(OH)_3 + OH^- = [Al(OH)_4]^-$$

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) SO_2	2) $AgNO_3$, $Ba(OH)_2$, $CuSO_4$
В) $Zn(OH)_2$	3) $Br_{2(р-р)}$, NaOH, O_2
Г) ZnI_2	4) NaOH, O_2, S
	5) P, CH_3OH, H_2O

[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 четырёх описанных реакций.

Задание № 32

- Порошок металлического алюминия сме шали с твердым иодом и добавили не сколько капель воды. К полученной соли добавили раствор гидроксида натрия до выпадения осадка. Образовавшийся оса док растворили в соляной кислоте. При последующем добавлении раствора карбо ната 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	1) O_2, S, HNO_3
Б) Na_2CO_3	2) SiO_2, HNO_3, $BaCl_2$
В) Cu	3) HBr, CO_2, H_2O
Г) Al_2O_3	4) $CaCO_3$, MnO_2, $NaOH$
	5) KOH, HNO_3, Na_2O

[34] В 15%-ный раствор сульфата меди (II) объемом 222,2 мл (ρ = 1,08 г/мл) поместили 5,4 г алюминия, а затем добавили 114,4 г кристаллической соды ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$). Вычислите массовую долю карбоната натрия в полученном растворе.