

*Р.А. Лидин
В.А. Молочко
Л.Л. Андреева*

Химические свойства неорганических веществ

*Под редакцией проф. Р.А. Лидина
Издание третье, исправленное*

*Рекомендовано Министерством образования
Российской Федерации в качестве учебного пособия
для студентов высших учебных заведений,
обучающихся по направлению "Химия"
и специальности "Неорганическая химия"*

Книга оцифрована Мартьяновым Владимиром
Дата последней компиляции - 22.09.2004

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	3
Структура пособия.....	4
Список сокращений и условных обозначений.....	5
ЧАСТЬ I. ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ	7
Водород	7
Элементы IA-группы	11
Литий(11). Натрий(17). Калий(28). Рубидий(39). Цезий. Франций(44)	
Элементы IIA-группы	50
Бериллий(50). Магний(55). Кальций(59).Стронций(64). Барий. Радий(67)	
ЧАСТЬ II. ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ	74
Элементы IIIA-группы	74
Бор(74). Алюминий(82). Галлий(88). Индий(91). Таллий(94)	
Элементы IVA-группы	100
Углерод(100). Кремний(110). Германий(120). Олово(124). Свинец(131)	
Элементы VA-группы	138
Азот(138). Фосфор(). Мышьяк(). Сурьма(). Висмут()	
Элементы VIA-группы	
Кислород(). Сера(). Селен(). Теллур(). Полоний()	
Элементы VIIA-группы	
Фтор(). Хлор(). Бром(). Йод(). Астат()	
ЧАСТЬ III. ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ	
Элементы IB-группы	
Медь(). Серебро(). Золото()	
Элементы IIB-группы	
Цинк(). Кадмий(). Ртуть()	
Элементы IIIB-группы	
Скандий(). Итрий(). Лантаноиды(). Actиноиды()	
Элементы IVB-группы	
Титан(). Цирконий(). Гафний(). Резерфордий()	
Элементы VB-группы	
Ванадий(). Ниобий(). Тантал(). Дубний()	
Элементы VIB-группы	
Хром(). Молибден(). Вольфрам().	
Элементы VIIB-группы	
Марганец(). Технеций(). Рений().	
Элементы VIIIB-группы	
Железо(). Кобальт(). Никель(). Рутений(). Родий(). Палладий(). Осмий(). Иридий(). Платина()	
Библиографический список.....	
Формульный указатель.....	
Предметный указатель.....	

ПРЕДИСЛОВИЕ

Современная высшая школа в большой мере ориентирована на индивидуальную работу студентов. Обрести самостоятельность важно сразу же, на I курсе, в частности при изучении общей и неорганической химии.

Индивидуальная работа заключается в домашней проработке конспекта лекций, подготовке лабораторного журнала, решении задач и ответах на контрольные вопросы. И тут незаменимым будет данное пособие как связующее звено между лекционным курсом и лабораторным практикумом.

Настоящее пособие носит информационно-справочный характер, не имеет аналогов в отечественной и зарубежной химической литературе, охватывает все разделы неорганической химии, изучаемые в химических вузах.

В книге представлены физические и химические свойства (уравнения реакций) важнейших соединений элементов от водорода до нильсбория. Детально описаны около 1000 неорганических веществ, составляющих необходимый «химический багаж» инженера-химика. Отбор веществ производился по их промышленной важности (исходные вещества для химических процессов, минеральное сырье), широте распространенности в инженерно-технической и учебно-лабораторной практике (модельные растворители и реактивы, реагенты качественного анализа) и применению в новейших отраслях химической технологии.

Порядок расположения и алгоритм поиска подробно описаны в разделе «Структура пособия».

При создании этого учебного пособия авторы опирались на свой многолетний научно-педагогический опыт работы в Московской государственной академии тонкой химической технологии им. М.В. Ломоносова на кафедре неорганической химии. Авторский коллектив выражает признательность академику РАН Н.Т. Кузнецову и проф. Б.Д. Степину за консультации и внимание к работе, благодарит доц. Л.Ю. Аликберову и Н.С. Рукк, старшего преподавателя Г.П. Логинову и других коллег за поддержку и ряд важных замечаний, а также рецензентов — коллектив кафедры общей и неорганической химии МИСиС (зав. кафедрой проф. Г.М. Курдюмов) и заведующего кафедрой общей и физической химии МИХМ проф. В.С. Первова, взявших на себя нелегкий труд внимательного прочтения рукописи и внесших конструктивные предложения, учет которых заметно улучшил пособие.

Авторы ожидают, что книга окажется полезной преподавателям и студентам кафедр общей и неорганической химии в качестве учебного пособия и справочно-информационной базы данных.

Все замечания и предложения читателей будут приняты с признательностью.

СТРУКТУРА ПОСОБИЯ

Описаны химические свойства неорганических веществ элементов, расположенных **по группам Периодической системы**, последовательно представлены свойства элементов А-групп (*s*- и *p*-элементов), В-групп (*d*-элементов) и относящихся к ШБ-группе семейств лантаноидов и актиноидов (*f*-элементов). Внутри каждой группы элементы расположены по мере увеличения порядкового номера; так, свойства элементов IА-группы даны в следующем порядке: свойства лития, натрия, калия, рубидия, цезия и франция. Свойства водорода, как первого элемента Периодической системы, не относящегося ни к какой группе, представлены отдельно.

Свойства каждого элемента охарактеризованы свойствами веществ, в состав которых входит этот элемент. Многоэлементные вещества отнесены к разделу того элемента, который определяет главные химические свойства всего вещества. Например, химические свойства веществ $K_2Cr_2O_7$ и $KMnO_4$ представлены в разделах, посвященных соединениям хрома и марганца (а не в разделе соединений калия), поскольку в большинстве реакций этих веществ катионы калия K^+ участия не принимают, а просто переходят из реагентов в продукты, тогда как дихромат-ион $Cr_2O_7^{2-}$ и перманганат-ион MnO_4^- определяют главное для этих веществ — их сильные окислительные свойства.

Разделы, посвященные химии того или иного элемента, включают ряд пронумерованных рубрик, каждая из которых отвечает одному веществу. Для удобства пользования справочным материалом в пособии сделана сквозная нумерация рубрик.

Порядок расположения рубрик внутри раздела следующий:

- простое вещество (всегда первая рубрика раздела);
- водородные соединения;
- оксиды;
- гидроксиды (основания, кислоты, амфотерные гидроксиды);
- соли металлов (наиболее распространенные — карбонаты, нитраты, сульфаты, хлориды и др.);
- бинарные соединения;
- комплексные соединения.

Соли менее известных и малорастворимых кислот находятся в разделах кислотообразующих элементов вслед за соответствующими кислотами. Для нахождения рубрик таких солей следует пользоваться формульным указателем в конце пособия.

Описание вещества начинается с краткой словесной характеристики, включающей цвет, (обычно для агрегатного состояния при комнатной температуре), некоторые качественные физические свойства (твердость, хрупкость, термическая устойчивость, фазовые переходы), особенности строения, устойчивость на воздухе, растворимость в воде, наличие или отсутствие взаимодействия с распространенными простыми и сложными веществами, указание на способы получения в лаборатории и в промышленности, встречающие-

ся в литературе технические, тривиальные и минералогические термины. В конце словесной характеристики приведены основные константы вещества — относительная молекулярная масса M_r , плотность (d или ρ), температура плавления ($t_{пл}$), температура кипения ($t_{кип}$), коэффициент растворимости в воде (k_s или ν_s).

Способы получения веществ указаны ссылками на другие рубрики, где данное вещество фигурирует в качестве продукта одной или нескольких реакций (в ссылке приводится номер рубрики и, верхним индексом, номер уравнения реакции).

Далее следует пронумерованный набор уравнений химических реакций, отражающих главные химические свойства данного вещества. **Порядок расположения уравнений** реакций в общем случае следующий:

- термическое разложение вещества;
- поведение кристаллогидратов, их обезвоживание или разложение;
- отношение к воде, а именно: электролитическая диссоциация, гидролиз, обратимый или необратимый гидролиз, другие взаимодействия с холодной и горячей водой.

- взаимодействие с распространенными кислотами — хлороводородной, серной и азотной (при однотипности реакций с кислотами приведено уравнение реакции только с хлороводородной кислотой);

- взаимодействие со щелочами (как правило, приведено уравнение реакции только с гидроксидом натрия);

- взаимодействие с водородом, кислородом, другими неметаллами, металлами;

- обменные взаимодействия со сложными веществами;

- окислительно-восстановительные взаимодействия;

- комплексообразование;

- электролиз.

В уравнениях химических реакций указаны **условия проведения и протекания реакций**, когда это важно для понимания химизма и степени обратимости. К таким условиям относятся:

- агрегатное состояние реагентов и продуктов, цвет;

- состояние раствора (разбавленный, концентрированный, насыщенный, конкретный состав);

- продолжительность реакции;

- интервал температур, давление, катализатор;

- образование осадка или газа;

- растворитель.

В формульном указателе представлены вещества рубрик, т. е. основного текста пособия.

СПИСОК СОКРАЩЕНИЙ И УСЛОВНЫХ ОБОЗНАЧЕНИЙ

аморфн. — аморфный	K_b — ионное произведение воды
безводн. — безводный	K_k — константа кислотности (при 25°C), $pK_k = -\lg(K_k)$
бел. — белый	K_n — ступенчатая константа нестойкости комплекса (при 25°C), $pK_n = -\lg(K_n)$
бур. — бурый	K_o — константа основности (при 25°C), $pK_o = -\lg(K_o)$
бц. — бесцветный	K_y — ступенчатая константа устойчивости (при 25°C)
вак. — в вакууме	K_c — константа равновесия, выраженная через молярные концентрации (при комнатной температуре), $pK_c = -\lg(K_c)$
влажн. — влажный	K_s — ионное произведение растворителя (верхний индекс — температура), $pK_s = -\lg(K_s)$
(г) — газообразное состояние	k_s — массовый коэффициент растворимости (верхний индекс — температура), г/100г воды
гол. — голубой	M_r — относительная молекулярная масса
гор. — горячий	p — избыточное давление
дымящ. — дымящий	pH — водородный показатель, $pH = -\lg[H_3O^+]$
(ж) — жидкое состояние	$t_{\text{кип}}$ — температура кипения
желт. — желтый	$t_{\text{пл}}$ — температура плавления
жидк. — жидкий	$t_{\text{субл}}$ — температура сублимации (возгонки)
зел. — зеленый	$t(\alpha \rightarrow \beta)$ — температура полиморфного перехода
кат. — катализатор	ν_s — объемный коэффициент растворимости газа (верхний индекс — температура), мл (н.у.)/100 г воды
кип. — кипящий, при кипячении	β_n — общая константа нестойкости комплекса (при 25°C), $p\beta_n = -\lg(\beta_n)$
комн. — при комнатной температуре	ρ — плотность газообразного состояния
конц. — концентрированный	τ — медленное протекание реакции
кор. — коричневый	
красн. — красный	
насыщ. — насыщенный	
н. у. — нормальные условия	
оранж. — оранжевый	
оч. разб. — очень разбавленный	
(р) — в растворе	
разб. — разбавленный	
роз. — розовый	
св. — светло-	
сер. — серый	
син. — синий	
(т) — твердое состояние	
т. — темно-	
телесн. — телесный	
фиол. — фиолетовый	
хол. — холодный	
черн. — черный	
электрич. — электрический	
ПР — произведение растворимости (верхний индекс — температура), $pPR = -\lg(PR)$	
d — относительная плотность для твердого и жидкого состояния (верхний индекс — t , отсутствие индекса — при $18-25^\circ \text{C}$) по воде (1 г/см^3 , 4°C)	

ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ

ВОДОРОД

1. H₂ — ДИВОДОРОД

Легкий водород, дипротий. природный водород содержит изотоп ¹H (протий) с примесью стабильного изотопа ²H (дейтерий D, преобладает) и радиоактивного изотопа ³H (тритий T, следы). Неметалл. Бесцветный трудносжимаемый газ. Очень мало растворяется в воде, лучше — в органических растворителях. Хемосорбируется металлами (Fe, Ni, Pt, Pd). Сильный восстановитель при повышенных температурах, реагирует с металлами, неметаллами, оксидами металлов. Особенно высока восстановительная способность у атомного водорода H⁰, образующегося при термическом разложении молекулярного водорода H₂ или в результате реакций непосредственно в зоне проведения восстановительного процесса. Получение см. 5^{12, 14, 15, 17, 21, 36}¹¹, 424¹³, 484⁸*

$$M_r = 2,016; \quad d_{(г)} = 0,08667^{(-260)}; \quad d_{(ж)} = 0,07108^{(-253)};$$

$$\rho = 0,08988 \text{ г/л (н. у.);} \quad t_{пл} = -259,19^\circ \text{ C;} \quad t_{кип} = -252,87^\circ \text{ C;} \\ \nu_s = 2,15^{(0)}, 1,82^{(20)}, 1,60^{(60)}.$$

1. H₂ ⇌ 2H⁰ (2000–3500° C).
2. H₂ + F₂ = 2HF (от –250° C до комн.),
H₂ + Cl₂ = 2HCl (сжигание, комн. — на свету)
Элементарные акты: Cl₂ = 2Cl⁰, Cl⁰ + H₂ = HCl + H⁰, H⁰ + Cl₂ = HCl + Cl⁰.
H₂ + E₂ = 2HE (E = Br, I; 350–500° C, кат. Pt).
3. 2H – 2 + O₂ = 2H₂O (550° C, сгорание на воздухе)
Элементарные акты: H₂ + O₂ = 2OH⁰, OH⁰ + H₂ = H₂O + H⁰, H⁰ + O₂ = OH⁰ + O⁰, O⁰ + H₂ = OH⁰ + H⁰.
4. H₂ + S = H₂S (150–200° C),
3H₂ + N₂ = 2NH₃ (500° C, p, кат. Fe).
5. 2H₂ + C(кокс) = CH₄ (600° C, p, кат. Pt),
H₂ + 2C(кокс) = C₂H₂ (1500–2000° C).
6. H₂ + 2Na = 2NaH (300° C),
H₂ + Ca = CaH₂ (500–700° C).
7. 4H₂ + (Fe^{II}Fe^{III})O₄ = 3Fe + 4H₂O (выше 570° C).
8. H₂ + Ag₂SO₄ = 2Ag + H₂SO₄ (выше 200° C),
4H₂ + Na₂SO₄ = Na₂S + 4H₂O (550–600° C, кат. Fe₂O₃).

*Здесь и далее цифра в строке — номер рубрики, верхний индекс — номер уравнения реакции в этой рубрике.

9. $3\text{H}_2 + 2\text{BCl}_3 = 3\text{B} + 6\text{HCl}$ (800–1200° С),
 $\text{H}_2 + 2\text{EuCl}_3 = 2\text{EuCl}_2 + 2\text{HCl}$ (270° С).
10. $4\text{H}_2 + \text{CO}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (200° С, кат. Cu_2O).
11. $\text{H}_2 + \text{CaC}_2 = \text{Ca} + \text{C}_2\text{H}_2$ (выше 2200° С).
12. $\text{H}_2 + 2\text{C}(\text{кокс}) + \text{N}_2 = 2\text{HCN}$ (выше 1800° С).
13. $\text{H}_2 + \text{BaH}_2 = \text{Ba}(\text{H}_2^-)_2$ (до 0° С, *p*).
14. $2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) + \text{KNO}_3 = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $8\text{H}^0(\text{Al, конц. KOH}) + \text{KNO}_3 = \text{NH}_3\uparrow + \text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
15. $2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) + 2\text{EuCl}_3 = 2\text{EuCl}_2 + 2\text{HCl}$,*
 $2\text{H}^0(\text{Al}) + \text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{Ag}_2\text{S} = 2\text{Ag}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaHS}$.
16. $2\text{H}^0(\text{Zn, разб. H}_2\text{SO}_4) + \text{C}_2\text{N}_2 = 2\text{HCN}$.

2. D₂ — ДИДЕЙТЕРИЙ

Тяжелый водород. Бесцветный трудносжимаемый газ. Природный водород содержит 0,012–0,016% (масс.) D₂ (остальное — ¹H₂ и следы T₂). В газовой смеси D₂ с ¹H₂ изотопный обмен происходит при высоких температурах. Очень мало растворяется в обычной и тяжелой воде. Изотопный обмен с обычной водой происходит слабо. По химическим свойствам аналогичен H₂, но менее реакционноспособный. Получение см. 6³, 4, 17.

$$M_r = 4,028; \quad d_{(ж)} = 0,17^{(-253)}; \quad t_{пл} = -254,5^\circ \text{C}; \quad t_{кип} = -249,49^\circ \text{C}.$$

3. T₂ — ДИТРИТИЙ

Сверхтяжелый водород. Бесцветный газ. Радиоактивен (β -излучатель), период полураспада 12,34 года. По химическим свойствам аналогичен H₂. Образуется в атмосфере при бомбардировке ядер ¹⁴N нейтронами космического излучения, следы его содержатся в природных водах. Получение — бомбардировка лития медленными нейтронами в ядерном реакторе.

$$M_r = 6,032; \quad t_{пл} = -252,52^\circ \text{C}; \quad t_{кип} = -248,12^\circ \text{C}.$$

4. HD — ДЕЙТЕРИОВОДОРОД

Бесцветный газ. Практически не растворяется в обычной и тяжелой воде. По химическим свойствам аналогичен H₂. Получение см. 6¹⁶.

$$M_r = 3,022; \quad d_{(г)} = 0,146^{(-257)}; \quad \rho = 0,135 \text{ г/л(н. у.);}$$

$$t_{пл} = -256,5^\circ \text{C}; \quad t_{кип} = -251,02^\circ \text{C}.$$

5. H₂O — ВОДА

Бесцветная жидкость (в толстом слое — голубовато-зеленая, летучая; твердая вода (лед) легко возгоняется. По изотопному составу кислорода природная вода — в основном H₂¹⁶O с примесями H₂¹⁸O и H₂¹⁷O, по изотопному

*Здесь в книге опечатка. Исправлено при оцифровке.

составу водорода — в основном $^1\text{H}_2\text{O}$ с примесью HDO. Жидкая вода подвергается автопротолизу (продукты H_3O^+ и OH^-); катион оксония H_3O^+ — самая сильная кислота и гидроксид-ион OH^- — самое сильное основание в водном растворе, а сама вода — самый слабый сопряженный протолит (в протонной теории кислот и оснований). Образует кристаллогидраты со многими веществами. Химически активна; реагирует с металлами, неметаллами, оксидами, гидролизует многие бинарные соединения и соли. Почти универсальный жидкий растворитель неорганических соединений. Для химических целей природную воду обычно подвергают очистке методом перегонки (дистиллированная вода). Специальными методами получают сверхчистую воду. См. также 1³.

$$M_r = 18,02; \quad d_{\text{лед}} = 0,917^{(0)}; \quad d_{(\text{ж})} = 0,999841^{(0)},$$

$$0,998203^{(20)}, \quad 0,997044^{(25)}, \quad 0,97180^{(80)}, \quad 0,95835^{(100)};$$

$$d(\text{H}_2^{18}\text{O}) = 1,11^{(20)}; \quad \rho = 0,8652 \text{ г/л (н. у.)}, \quad 0,5977 \text{ г/л } (\rho_0, 100^\circ\text{C});$$

$$t_{\text{пл}} = 0,00^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 100,00^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}}(\text{H}_2^{18}\text{O}) = 100,13^\circ \text{ C}; \quad K_{\text{в}}^{25} = 1,008 \cdot 10^{-14}.$$

1. $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$ (выше 1000° C).
 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}^0, \text{H}_2, \text{O}^0, \text{O}_2, \text{OH}^0, \text{H}_2\text{O}_2, \text{HO}_2^0$ (радиолиз).
- 2.
3. $\text{H}_2\text{O} + \text{HClO}_4 = \text{ClO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+, \text{H}_2\text{O} + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{CN}^- + \text{H}_3\text{O}^+.$
4. $4\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{OH}^-, \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-.$
5. $4\text{H}_2\text{O} + \text{NaClO}_4 = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ \text{ClO}_4^-.$
6. $4\text{H}_2\text{O} + \text{Zn}(\text{ClO}_4)_2 = [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 2\text{ClO}_4^-,$
 $\text{H}_2\text{O} + [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+.$
7. $4\text{H}_2\text{O} + \text{NaCN} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{CN}^-, \text{H}_2\text{O} + \text{CN}^- \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-.$
8. $6\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{S}_3 = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow, 2\text{H}_2\text{O} + \text{SiCl}_4 = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{HCl},$
 $6\text{H}_2\text{O}(\text{кип.}) + \text{Mg}_3\text{N}_2 = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow,$
 $2\text{H}_2\text{O} + \text{CaC}_2 = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow.$
9. $\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{O} = 2\text{NaOH}, \text{H}_2\text{O} + \text{CaO} = \text{Ca}(\text{OH})_2, 3\text{H}_2\text{O} + \text{La}_2\text{O}_3 = 2\text{La}(\text{OH})_3.$
10. $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\text{O}_7 = 2\text{HClO}_4, \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3 = \text{H}_2\text{SO}_4, 6\text{H}_2\text{O} + \text{P}_4\text{O}_{10} = 4\text{H}_3\text{PO}_4.$
11. $n\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{Cl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}, \text{Cl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCl} + \text{HClO} + (n-1)\text{H}_2\text{O}.$
12. $2\text{H}_2\text{O} + \text{CaH}_2 = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\uparrow.$
13. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{M} = 2\text{MOH} + \text{H}_2\uparrow$ (M = Li, Na, K, Rb, Cs).
 $2\text{H}_2\text{O} + \text{M} = 2\text{M}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ (M = Ca, Sr, Ba, Ra).
14. $4\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + 3\text{Fe} = (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ (до 570° C).
15. $6\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 2\text{Al} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow.$
16. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{CrSO}_4 \xrightarrow{\tau} \text{H}_2\uparrow + 2\text{Cr}(\text{SO}_4)\text{OH}.$
17. $\text{H}_2\text{O} + \text{C}(\text{кокс}) \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2$ (800–1000° C).
 $\text{H}_2\text{O} + \text{CO} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ (выше 230° C , кат. Fe_2O_3).

18. $\text{H}_2\text{O} + \text{F}_2 = 2\text{HF} + \text{O}^0$ (комн., примесь O_2).
 $\text{H}_2\text{O} + \text{O}^0 = \text{H}_2\text{O}_2, \text{H}_2\text{O} + \text{O}_3 = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$ (УФ-облучение).
19. $2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{XeF}_2 \xrightarrow{\tau} \text{O}_2\uparrow + 2\text{Xe}\uparrow + 4\text{HF}$.
20. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Co}_2(\text{SO}_4)_3 = 4\text{CoSO}_4 + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$.
 $2\text{H}_2\text{O} + 4\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\tau} 4\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{O}_2\uparrow + 4\text{KOH}$.
21. $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод})$.
 В нейтральном растворе (электролит Na_2SO_4):
 (на катоде) $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$,
 (на аноде) $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+(\text{точнее, } \text{H}_3\text{O}^+)$,
 (в растворе) $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$.
 В кислом растворе (электролит H_2SO_4):
 (на катоде) $2\text{H}^+(\text{точнее, } \text{H}_3\text{O}^+) + 2e^- = \text{H}_2\uparrow$,
 (на аноде) $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+(\text{точнее, } \text{H}_3\text{O}^+)$.
 В щелочном растворе (электролит KOH):
 (на катоде) $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$,
 (на аноде) $4\text{OH}^- - 4e^- = \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

6. D_2O — ОКСИД ДЕЙТЕРИЯ

Тяжелая вода. Бесцветная гигроскопичная жидкость; более вязкая, чем обычная вода H_2O . Автоионизирование протекает в меньшей степени, чем у H_2O . Неограниченно смешивается с обычной водой, изотопный обмен приводит к образованию полутяжелой воды HDO . Растворяющая способность ниже, чем у обычной воды. Химические свойства их одинаковы, но все реакции с участием D_2O и в D_2O как растворителе протекают медленнее, чем для H_2O . Содержится в природных водах (массовое отношение $\text{D}_2\text{O} : \text{H}_2\text{O} = 1 : 5500$). Получают при многократном электролизе природной воды (тяжелая вода накапливается в остатке электролита).

$$M_r = 20,03; \quad d_{(\text{ж})} = 1,1071^{(11,6)}, \quad 1,1042^{(25)},$$

$$t_{\text{пл}} = 3,813^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 101,43^\circ \text{C}.$$

- $2\text{D}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{D}_3\text{O}^+ + \text{OD}^-$; $pK_s = 14,70$.
- $\text{D}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HDO}$.
- $2\text{D}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOD} + \text{D}_2\uparrow$ (комн.).
- $\text{D}_2\text{O}(\text{пар}) + \text{Mg} = \text{MgO} + \text{D}_2$ (выше 480°C).
- $\text{D}_2\text{O} + 2\text{C}_6\text{H}_5\text{C}(\text{O})\text{E} = (\text{C}_6\text{H}_5\text{CO})_2\text{O} + 2\text{DE}$ ($80\text{--}120^\circ \text{C}$, $\text{E} = \text{F}, \text{Cl}$).
- $\text{D}_2\text{O} + \text{HSO}_3\text{F} = \text{HDSO}_4 + \text{DF}$ ($50\text{--}70^\circ \text{C}$).
- $2\text{D}_2\text{O} + \text{SiCl}_4 = \text{SiO}_2 + 4\text{DCl}$ (комн.).
- $\text{D}_2\text{O} + \text{PCl}_5 = \text{PCl}_3\text{O} + 2\text{DCl}, 4\text{D}_2\text{O} + \text{PCl}_5 = \text{D}_3\text{PO}_4 + 5\text{DCl}$.
- $12\text{D}_2\text{O} + 4\text{PBr}_3 = 12\text{DBr} + 3\text{D}_3\text{PO}_4 + \text{PD}_3\uparrow$ (кип.).
- $4\text{D}_2\text{O} + 4\text{Br}_2 + \text{S} = \text{D}_2\text{SO}_4 + 6\text{DBr}$.
- $8\text{D}_2\text{O} + 2\text{P}(\text{красн.}) + 5\text{I}_2 = 10\text{DI} + 2\text{D}_3\text{PO}_4$ (кип.).
- $6\text{D}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{S}_3 = 2\text{Al}(\text{OD})_3\downarrow + 3\text{D}_2\text{S}\uparrow$ (комн.).
- $\text{D}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{SO}_3 = \text{D}_2\text{SO}_4, 2\text{D}_2\text{O} + \text{SCl}_2\text{O}_2 = \text{D}_2\text{SO}_4 + 2\text{DCl}$.

14. $6D_2O + Mg_3N_2 = 3Mg(OD)_2\downarrow + 2ND_3\uparrow$ (кип.).
 15. $6D_2O + P_4O_{10} = 4D_3PO_4$ (95–100° С).
 16. $4D_2O + Li[AlH_4] = LiOD + Al(OD)_3\downarrow + 4HD\uparrow$ (в эфире).
 17. $2D_2O_{(ж)} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2D_2\uparrow(\text{катод}) + O_2\uparrow(\text{анод})$ [см. также 5²¹].

7. T₂O — ОКСИД ТРИТИЯ

Сверхтяжелая вода. Бесцветная жидкость, более вязкая, чем D₂O и H₂O. Неограниченно смешивается с обычной и тяжелой водой. Изотопный обмен с H₂O и D₂O приводит к образованию НТО и ДТО. Растворяющая способность меньше, чем у D₂O и H₂O. По химическим свойствам не отличается от H₂O и D₂O, но все реакции протекают медленнее. Следы T₂O содержатся в природных водах и атмосферной влаге. Получение — Пропускание T₂ над раскаленным CuO.

$$M_r = 22,03; \quad t_{пл} = 4,5^\circ \text{ С.}$$

ЭЛЕМЕНТЫ IА-ГРУППЫ

ЛИТИЙ

8. Li — ЛИТИЙ

Щелочной металл. Серебристо-белый. Самый легкий из металлов, мягкий, низкоплавкий. Реакционноспособный; на воздухе покрывается оксидно-нитридной пленкой. Воспламеняется при умеренном нагревании; окрашивает пламя газовой горелки в темно-красный цвет. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, неметаллами, аммиаком. Получение см. 9^{1, 15}, 10^{4–6}, 18^{10, 12}, 20¹.

$$M_r = 6,941; \quad d = 0,534; \quad t_{пл} = 180,5^\circ \text{ С}; \quad t_{кип} = 1336,6^\circ \text{ С.}$$

1. $2Li + 2H_2O = 2LiOH + H_2\uparrow$.
2. $2Li + 2HCl(\text{разб.}) = 2LiCl + H_2\uparrow$.
3. $2Li + 3H_2SO_4(\text{конц.}) = 2LiHSO_4 + SO_2\uparrow + 2H_2O$.
4. $3Li + 4HNO_3(\text{разб.}) = 3LiNO_3 + NO\uparrow + 2H_2O$.
5. $2Li + H_2 = 2LiH$ (500–700° С).
6. $2Li + E_2 = 2LiE$ (комн., E = F, Cl, Br; выше 200° С, E = I).
7. $4Li + O_2 = 2Li_2O$ (выше 200° С, примесь Li₂O₂).
8. $2Li + S = Li_2S$ (выше 130° С).
9. $6Li + N_2(\text{влажн.}) = 2Li_3N$ (комн.),
 $6Li + N_2 = 2Li_3N$ (200–250° С, p).
10. $2Li + 2C = Li_2C_2$ (выше 200° С, вак.).
11. $4Li + Si = Li_4Si$ (600–700° С, примесь Li₂Si).

12. $2\text{Li} + 2\text{NH}_3 = 2\text{LiNH}_3 + \text{H}_2$ (220° С),
 $2\text{Li} + \text{NH}_3 = \text{Li}_2\text{NH} + \text{H}_2$ (400° С).
 13. $\text{Li} + 4\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Li}(\text{NH}_3)_4]^0$ (син.) [-40° С],
 $[\text{Li}(\text{NH}_3)_4]^0 + n\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons [\text{Li}(\text{NH}_3)_4]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3$.

9. LiH — ГИДРИД ЛИТИЯ

Белый, легкий, плавится без разложения, разлагается при дальнейшем нагревании. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, неметаллами, оксидами неметаллов. Получение см. 8⁵, 20⁴.

$$M_r = 7,95; \quad d = 0,82; \quad t_{\text{пл}} = 680^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{LiH} = 2\text{Li} + \text{H}_2$ (850° С или вак., 450° С).
 2. $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} = \text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow$.
 3. $\text{LiH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{H}_2\uparrow$ (комн.).
 4. $2\text{LiH} + \text{O}_2 = 2\text{LiOH}$ (выше 500° С).
 5. $\text{LiH} + \text{Cl}_2 = \text{LiCl} + \text{HCl}$ (400–450° С).
 6. $2\text{LiH} + 2\text{S} = \text{Li}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ (300–350° С).
 7. $3\text{LiH} + \text{N}_2 = \text{Li}_3\text{N} + \text{NH}_3$ (500–600° С).
 8. $2\text{LiH} + 4\text{C}(\text{графит}) = \text{Li}_2\text{C}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ (400° С).
 9. $2\text{LiH} + 2\text{SO}_2 = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ (200° С).
 10. $\text{LiH} + \text{CO}_2 = \text{Li}(\text{HCOO})$ [до 250° С, p].
 11. $4\text{LiH} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{Li}_2\text{SiO}_3 + \text{Si} + 2\text{H}_2$ (500° С).
 12. $\text{LiH} + \text{NH}_3 = \text{LiNH}_2 + \text{H}_2$ (350° С).
 13. $\text{LiH} + \text{NH}_3(\text{ж}) = \text{LiNH}_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (-40° С).
 14. $4\text{LiH} + \text{AlCl}_3 = \text{Li}[\text{AlH}_4] + 3\text{LiCl}\downarrow$ (в эфире).
 15. $2\text{LiH}(\text{ж}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Li}(\text{катод}) + \text{H}_2\uparrow$ (анод).

10. Li₂O — ОКСИД ЛИТИЯ

Белый, гигроскопичный, тугоплавкий, при нагревании не разлагается. Проявляет свойства основных оксидов, энергично реагирует с водой (образуется щелочной раствор), кислотами, металлами, кислотными оксидами, поглощает CO₂ из воздуха. Получение см. 8⁷, 12¹, 13¹, 3, 14¹.

$$M_r = 29,88; \quad d = 2,013; \quad t_{\text{пл}} = 1453^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 2600^\circ \text{ C}.$$

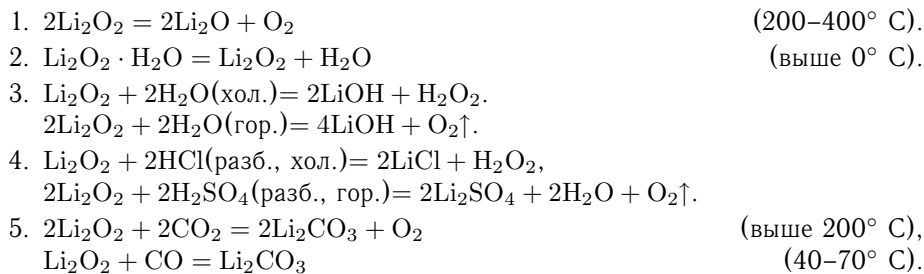
1. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$.
 2. $\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$.
 3. $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = \text{Li}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$ (900–1000° С).
 4. $\text{Li}_2\text{O} + \text{Si} = 4\text{Li} + \text{SiO}_2$ (1000° С).
 5. $\text{Li}_2\text{O} + \text{Mg} = 2\text{Li} + \text{MgO}$ (выше 800° С).
 6. $3\text{Li}_2\text{O} + 2\text{Al} = 6\text{Li} + \text{Al}_2\text{O}_3$ (выше 1000° С).
 7. $\text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Li}_2\text{CO}_3$ (500–600° С).



11. Li_2O_2 — ПЕРОКСИД ЛИТИЯ

Белый, при нагревании разлагается без плавления. Полностью гидролизуется водой, реагирует с кислотами. Энергично поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 12⁸.

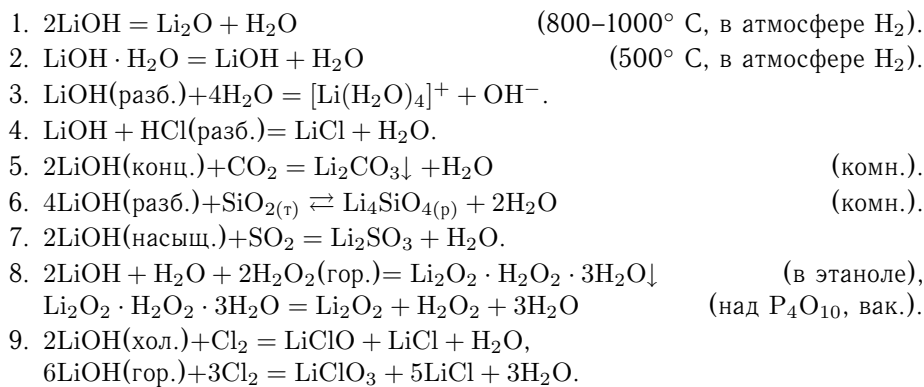
$$M_r = 45,88; \quad d = 2,363.$$



12. LiOH — ГИДРОКСИД ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается в атмосфере H_2 . Хорошо растворяется в воде. Проявляет свойства основных гидроксидов (щелочь), реагирует с кислотами, кислотными оксидами, поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 8¹, 9², 4, 10¹, 13⁹, 16⁶, 18¹¹.

$$M_r = 23,95; \quad d = 1,46; \quad t_{\text{пл}} = 471^\circ \text{ C}; \quad k_s = 12,8^{(20)}, 15,3^{(80)}.$$



13. Li_2CO_3 — КАРБОНАТ ЛИТИЯ

Белый, при прокаливании разлагается выше температуры плавления. Умеренно растворяется в холодной воде, меньше — в горячей. Кристаллогидратов не образует. Реагирует с кислотами, металлами и неметаллами, их оксидами. Получение см. 10⁷, 12⁵, 16⁴.

$$M_r = 73,89; \quad d = 2,11; \quad t_{\text{пл}} = 618^\circ \text{ C}; \quad k_s = 1,27^{(25)}, 0,85^{(75)}.$$

1. $\text{Li}_2\text{CO}_3 = \text{Li}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (730–1270° C).
2. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{LiCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{Li}_2\text{O} + 2\text{CO}$ (800° C).
4. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{Mg} = 2\text{Li} + \text{MgO} + \text{CO}_2$ (500° C).
5. $\text{Li}_2\text{CO}_3(\text{т}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{хол.}} 2\text{LiHCO}_3(\text{р})$
6. $2\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{Li}_4\text{SiO}_4 + 2\text{CO}_2$ (800–1000° C).
7. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + 4\text{B}(\text{OH})_3 = \text{Li}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (600° C).
8. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{LiAlO}_2 + \text{CO}_2$ (800–900° C).
9. $\text{Li}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{LiOH} + \text{CaCO}_3$ (до 600° C).
10. $4\text{Li}_2\text{CO}_3 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2 = 4\text{Li}_2\text{CrO}_4 + 4\text{CO}_2$ (600–700° C).

14. LiNO_3 — НИТРАТ ЛИТИЯ

Белый, весьма гигроскопичный, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 8⁴, 17³, 19⁴.

$$M_r = 68,95; \quad d = 2,38; \quad t_{\text{пл}} = 253,0^\circ \text{ C}; \quad k_s = 74,5^{(20)}, 194,1^{(70)}.$$

1. $4\text{LiNO}_3 = 2\text{Li}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (475–650° C).
2. $\text{LiNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O} = \text{LiNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (200° C, вак.).
3. $\text{LiNO}_3(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{NO}_3^-$ (рН 7).
4. $\text{LiNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{LiNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{LiNO}_3 + \text{Pb} = \text{LiNO}_2 + \text{PbO}$ (400° C).

15. Li_3PO_4 — ОРТОФОСФАТ ЛИТИЯ

Литиофосфат. Белый, плавится без разложения. Плохо растворяется в воде, растворимость возрастает в присутствии гидрата аммиака. Разлагается кислотами. Получение см. 18⁷, 8.

$$M_r = 115,79; \quad d = 2,537; \quad t_{\text{пл}} = 837^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0,03^{(20)}.$$

1. $\text{Li}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O} = \text{Li}_3\text{PO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ (120° C, вак.).
2. $\text{Li}_3\text{PO}_4 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{LiH}_2\text{PO}_4 + 2\text{LiCl}$.
3. $2\text{Li}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = 2\text{Li}_2\text{HPO}_4 + \text{Li}_2\text{SO}_4$,
 $\text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 3\text{LiHSO}_4 + \text{H}_3\text{PO}_4$.
4. $2\text{Li}_3\text{PO}_4 + 3\text{CaCl}_2(\text{конц.}) = 6\text{LiCl} + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$.

16. Li_2SO_4 — СУЛЬФАТ ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Вступает в реакции обмена. Получение см. 9⁹, 19⁶.

$$M_r = 109,94; \quad d = 2,221; \quad t_{\text{пл}} = 859^\circ \text{ C}; \quad k_s = 34,7^{(20)}, 31,9^{(75)}.$$

1. $\text{Li}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (130–500° С).
2. $\text{Li}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
3. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{LiHSO}_4$.
4. $\text{Li}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Li}_2\text{CO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (кип.).
5. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{LiCl}$
6. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{LiOH}$
7. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{N}_3)_2 = 2\text{LiN}_3 + \text{BaSO}_4\downarrow$.
8. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + 4\text{C}(\text{кокс}) = \text{Li}_2\text{S} + 4\text{CO}$ (800–900° С).
9. $\text{Li}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{Li}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (600–700° С).

17. LiF — ФТОРИД ЛИТИЯ

Белый, плавится и кипит без разложения. Плохо растворяется в холодной воде; растворимость еще более понижается в горячей воде или в присутствии гидрата аммиака или фторида аммония. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, реагирует с гидроксидами и оксидами щелочноземельных металлов. Получение см. 8⁶, 18⁵.

$$M_r = 25, 94; \quad d = 2, 635; \quad t_{\text{пл}} = 845, 1^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1676^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0, 27^{(18)}, 0, 135^{(35)}.$$

1. $\text{LiF}_{(\text{т})} + \text{HF}(\text{конц.}) = \text{Li}(\text{HF}_2)_{(\text{р})}$.
2. $\text{LiF} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{LiHSO}_4 + \text{HF}\uparrow$.
3. $\text{LiF} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{LiNO}_3 + \text{HF}\uparrow$.
4. $2\text{LiF} + \text{CaO} = \text{Li}_2\text{O} + \text{CaF}$ (600–700° С).
5. $2\text{LiF} + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ., гор.}) = 2\text{LiOH} + \text{CaF}_2\downarrow$.

18. LiCl — ХЛОРИД ЛИТИЯ

Белый, расплывается на воздухе. Плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Разлагается концентрированными кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 8^{2, 6}, 9^{3, 5}, 10², 12⁴, 13², 16⁵.

$$M_r = 42, 39; \quad d = 2, 068; \quad t_{\text{пл}} = 610^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1380^\circ \text{ C}; \quad k_s = 84, 5^{(25)}, 112, 3^{(80)}.$$

1. $\text{LiCl} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$ (выше 98° С).
2. $\text{LiCl}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{Cl}^-$ (рН 7).
3. $2\text{LiCl}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}\uparrow$ (кип.).
4. $\text{LiCl} + \text{LiHSO}_4 = \text{Li}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (450–500° С).
5. $\text{LiCl}(\text{конц.}) + \text{NH}_4\text{F}(\text{конц.}) = \text{LiF}\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$.
6. $\text{LiCl}(\text{хол.}) + \text{AgNO}_2(\text{насыщ.}) = \text{LiNO}_2 + \text{AgCl}\downarrow$.
7. $3\text{LiCl}(\text{конц.}) + \text{K}_3\text{PO}_4 = \text{Li}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{KCl}$.
8. $3\text{LiCl}(\text{конц.}) + \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} = \text{Li}_3\text{PO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 3\text{NaCl}$.
9. $\text{LiCl}(\text{конц.}) + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = [\text{Li}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}] + 4\text{H}_2\text{O}$.

10. $2\text{LiCl}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Li}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.
11. $2\text{LiCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{LiOH} + \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2(\text{анод})$.
12. $2\text{LiCl}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Li}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

19. Li_2S — СУЛЬФИД ЛИТИЯ

Светло-желтый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Восстановитель; во влажном состоянии окисляется O_2 воздуха. Реагирует с кислотами, неметаллами. Получение см. 8⁸, 9⁶, 10³, 16⁸, 9.

$$M_r = 45,95; \quad d = 1,66; \quad t_{\text{пл}} = 950^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Li}_2\text{S}(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Li}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{S}^{2-}$,
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 1,09$.
2. $\text{Li}_2\text{S} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
3. $\text{Li}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{LiHSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Li}_2\text{S} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{LiNO}_3 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Li}_2\text{S}(\text{хол.}) + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{LiHS}$.
6. $\text{Li}_2\text{S} + 2\text{O}_2 = \text{Li}_2\text{SO}_4$ (выше 300°C).
7. $2\text{Li}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{O}_2 = \text{S}\downarrow + 4\text{LiOH}$.

20. Li_3N — НИТРИД ТРИЛИТИЯ

Темно-красный, плавится под избыточным давлением, разлагается при нагревании. Полностью гидролизуется в воде, разлагается кислотами. Получение см. 8⁹, 9⁷.

$$M_r = 34,83; \quad d = 1,28; \quad t_{\text{пл}} = 813^\circ \text{C} (p).$$

1. $2\text{Li}_3\text{N} = 6\text{Li} + \text{N}_2$ (300–500° C, вак.).
2. $\text{Li}_3\text{N} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 3\text{LiOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{Li}_3\text{N} + 4\text{HCl}(\text{разб.}) = 3\text{LiCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$.
4. $\text{Li}_3\text{N} + 3\text{H}_2 = 3\text{LiH} + \text{NH}_3$ (300° C, примесь Li_2NH).

21. LiNH_2 — АМИД ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения, разлагается при дальнейшем нагревании. Полностью гидролизуется водой. Реагирует с кислотами. Получение см. 8¹², 9¹², 13.

$$M_r = 22,96; \quad d = 1,178; \quad t_{\text{пл}} = 374^\circ \text{C}.$$

1. $2\text{LiNH}_2 = \text{Li}_2\text{NH} + \text{NH}_3$ (400–500° C).
2. $\text{LiNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{LiOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{LiNH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$.

22. Li₂NH — ИМИД ЛИТИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Полностью гидролизуется в воде. Реагирует с кислотами, водородом. Получение см. 8¹², 21¹.

$$M_r = 28,90; \quad d = 1,48.$$

1. $3\text{Li}_2\text{NH} = 2\text{Li}_3\text{N} + \text{NH}_3$ (выше 500° C).
2. $\text{Li}_2\text{NH} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 2\text{LiOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{Li}_2\text{NH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$.
4. $\text{Li}_2\text{NH} + \text{H}_2 = \text{LiNH}_2 + \text{LiH}$ (250–350° C).

НАТРИЙ

23. Na — НАТРИЙ

Щелочной металл. Серебристо-белый (в тонком слое — с фиолетовым оттенком), легкий, очень мягкий, низкоплавкий. Темно-красный пар натрия состоит из атомов Na (преобладают) и молекул Na₂. В особых условиях образуется фиолетово-синий коллоидный раствор натрия в эфире. Химически растворяется в жидком NH₃ (синий раствор), расплаве NaOH. Весьма реакционноспособный; на воздухе покрывается оксидной пленкой (тускнеет), воспламеняется при умеренном нагревании. Устойчив в атмосфере аргона и азота. Сильный восстановитель; энергично реагирует с водой, кислотами, неметаллами. С азотом реагирует только при нагревании (в отличие от Li). С ртутью образует амальгаму; амальгама — сильный восстановитель, но (в отличие от чистого натрия) реакция с водой протекает спокойно. Не реагирует с эфиром, хорошо сохраняется под слоем бензина или керосина, легко суспендируется в кипящих инертных растворителях (толуол, ксилол, гептан, октан и др.). В инертной атмосфере расплавленный натрий быстро распределяется по поверхности некоторых твердых веществ (NaCl, Na₂CO₃, уголь, железо, Al₂O₃, SiC, ZrO₂), образуя серо-черные моноатомные покрытия. Окрашивает пламя газовой горелки в желтый цвет. Наиболее распространенный металл в морской воде. Получение см. 28³², 29¹¹, 36^{10, 11}.

$$M_r = 22,990; \quad d_{(т)} = 0,968; \quad d_{(ж)} = 0,927^{(98)};$$

$$t_{пл} = 97,83^\circ \text{C}; \quad t_{кип} = 886^\circ \text{C}.$$

1. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$.
2. $2\text{Na} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $2\text{Na} + 2\text{NaOH} = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$ (600° C).
4. $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$ (250–400° C, p).
5. $2\text{Na} + \text{O}_2(\text{воздух}) = \text{Na}_2\text{O}_2$ (сжигание, примесь Na₂O),
 $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$ (250–400° C).
6. $4\text{Na} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaOH}$.

7. $2\text{Na} + \text{E}_2 = 2\text{NaE}$ (комн., E = F, Cl; 150–200° С, E = Br, I).
8. $2\text{Na} + \text{E} = \text{Na}_2\text{E}$ (выше 130° С, E = S, Se, Te),
 $2\text{Na} + n\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_n)$ [-40° С, в жидк. NH_3 , $n = 1, 2, 4, 5$].
9. $6\text{Na} + \text{N}_2 = 2\text{Na}_3\text{N}$ (100° С, электрич. разряд),
 $3\text{Na} + \text{P}(\text{красн.}) = \text{Na}_3\text{P}(\text{зел.})$ [200° С, в атмосфере Ar].
10. $2\text{Na} + 2\text{C}(\text{графит}) = \text{Na}_2\text{C}_2$ (150–200° С).
11. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{NaHS}\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (в бензоле).
12. $\text{Na} + 4\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Na}(\text{NH}_3)_4](\text{син.})$ [-40° С],
 $[\text{Na}(\text{NH}_3)_4] + n\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3$.
13. $2\text{Na} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ (350° С).
14. $2\text{Na} + \text{B}_2\text{O}_3 + 7\text{H}_2 = 2\text{Na}[\text{BH}_4] + 3\text{H}_2\text{O}$ (250–300° С).

24. NaH — ГИДРИД НАТРИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением H_2 плавится без разложения. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом. Получение см. 23⁴, 820¹.

$$M_r = 24,00; \quad d = 1,364; \quad t_{\text{пл}} = 638^\circ \text{C} (p).$$

1. $2\text{NaH} = 2\text{Na} + \text{H}_2$ (430–500° С, вак.).
2. $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{NaH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{H}_2\uparrow$.
4. $2\text{NaH} + \text{O}_2 = 2\text{NaOH}$ (выше 230° С).
5. $\text{NaH} + \text{Cl}_2 = \text{NaCl} + \text{HCl}$ (450–500° С),
 $2\text{NaH} + 2\text{S} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ (350–400° С).
6. $2\text{NaH} + 4\text{C}(\text{графит}) = \text{Na}_2\text{C}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ (350° С).
7. $\text{NaH} + \text{CO}_2 = \text{Na}(\text{HCOO})$ [до 200° С, p].
8. $2\text{NaH} + 2\text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ (200–250° С).
9. $4\text{NaH} + \text{AlCl}_3 = \text{Na}[\text{AlH}_4] + 3\text{NaCl}$ (в эфире).
10. $2\text{NaH} + (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 = 4\text{NaOH} + 3\text{Fe}$ (350–420° С).
11. $2\text{NaH} + \text{TiCl}_4 = \text{Ti} + 2\text{NaCl} + 2\text{HCl}$.
12. $\text{NaH} + \text{NH}_3(\text{г}) = \text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ (350° С).

25. Na₂O — ОКСИД НАТРИЯ

Белый, термически устойчивый, тугоплавкий. Проявляет сильные основные свойства; энергично взаимодействует с водой (образуется щелочной раствор), кислотами, кислотными и амфотерными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 23^{3, 5}, 26^{1, 10}, 28¹⁵, 29¹, 294⁸, 303⁹.

$$M_r = 61,98; \quad d = 2,36; \quad t_{\text{пл}} = 1132^\circ \text{C} (p).$$

1. $2\text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na}$ (выше 700° С).
2. $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$.

3. $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ (450–550° C).
5. $\text{Na}_2\text{O} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{NaNO}_2$ (250° C).
6. $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2$ (1200° C).
7. $2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}_2$ (250–350° C, *p*).
8. $\text{Na}_2\text{O} + \text{NH}_3(\text{ж}) \xrightarrow{\tau} \text{NaNH}_2 + \text{NaOH}$ (–50° C).

26. Na_2O_2 — ПЕРОКСИД НАТРИЯ

Белый (иногда желтоватый из-за примеси NaO_2). При нагревании на воздухе желтеет и разлагается, плавится под избыточным давлением O_2 . Имеет ионное строение $(\text{Na}^+)_2(\text{O}_2^{2-})$. Поглощает CO_2 из воздуха. Полностью разлагается водой, кислотами. Энергично реагирует с кислородом, серой, натрием, моно и диоксидом углерода. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 23⁵, 25^{1, 7}, 28³¹.

$$M_r = 77, 98; \quad d = 2, 60; \quad t_{\text{пл}} = 596^\circ \text{C} (p).$$

1. $2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2$ (400–675° C, вак.).
2. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{O}(\text{влага}) = \text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ (0° C).
3. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{NaOH}$,
 $2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{O}_2\uparrow + 4\text{NaOH}$.
4. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}_2$.
5. $2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., гор.}) = 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$.
6. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NaO}_2$ (450–500° C, *p*).
7. $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{S} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$ (100° C),
 $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{C}(\text{графит}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$ (100° C),
 $3\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Al}(\text{порошок}) = 2\text{NaAlO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}$ (70–120° C).
8. $2\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$, $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{Na}_2\text{CO}_3$ (комн.).
9. $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{MnO}_2 = \text{Na}_2\text{MnO}_4$ (400–500° C).
10. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$ (130–200° C, в атмосфере Ar).
11. $5\text{Na}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$.
12. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{NaI} = \text{I}_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
13. $3\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6](\text{гор.}) = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 8\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O}$.
14. $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) = 2\text{FeO}(\text{OH})\downarrow + 2\text{NaOH}$.

27. NaO_2 — НАДПЕРОКСИД НАТРИЯ

Оранжево-желтый, при нагревании разлагается без плавления. Имеет ионное строение $(\text{Na}^+)(\text{O}_2^-)$. Реагирует с водой, кислотами, моно- и диоксидом углерода. Сильный окислитель. Получение см. 26⁶, 406⁹.

$$M_r = 54, 998; \quad d = 2, 21.$$

1. $\text{NaO}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{100-270^\circ \text{ C}} \text{Na}_2\text{O}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{400-675^\circ \text{ C, вак.}} \text{Na}_2\text{O}$.
2. $2\text{NaO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{NaOH} + \text{NaHO}_2(\text{p}) + \text{O}_2\uparrow$,
 $2\text{NaHO}_2(\text{p}) \xrightarrow{\tau} 2\text{NaOH} + \text{O}_2\uparrow$ (комн.).
3. $4\text{NaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{NaOH} + 3\text{O}_2\uparrow$.
4. $2\text{NaO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$.
5. $4\text{NaO}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2$ (комн.).
6. $2\text{NaO}_2 + \text{CO} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (100° C).
7. $4\text{NaO}_2 + 3\text{C}(\text{графит}) = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$ (100° C).
8. $\text{NaO}_2 + \text{Al}(\text{порошок}) = \text{NaAlO}_2$ (100° C).

28. NaOH — ГИДРОКСИД НАТРИЯ

Едкий натр, каустическая сода, каустик. Белый, гигроскопичный, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (с высоким экзотермическим эффектом), создает в растворе сильнощелочную среду. Сильно снижает растворимость многих солей натрия в воде. Не растворяется в жидком аммиаке. Проявляет свойства основных гидроксидов (относится к щелочам); нейтрализуется кислотами, реагирует с кислотными оксидами. Поглощает CO_2 из воздуха. Реагирует с неметаллами, металлами, амфотерными оксидами и гидроксидами. Получение см. 23¹, 6, 25², 29⁸, 36¹¹.

$$M_r = 40,00; \quad d = 2,130; \quad t_{\text{пл}} = 321^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1390^\circ \text{ C}; \quad k_s = 108,7^{(20)}, 314^{(80)}.$$

1. $\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ ($100-400^\circ \text{ C, вак.}$).
2. $\text{NaOH}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{OH}^-$.
3. $\text{NaOH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{NaOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $3\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{NaOH} + \text{HF}(\text{разб.}) = \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{NaOH} + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{Na}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{HCN} = \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}$.
9. $6\text{NaOH}(\text{разб.}) + 4\text{F}_2 = \text{OF}_2\uparrow + 6\text{NaF} + \text{O}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
10. $2\text{NaOH}(\text{конц., хол.}) + \text{E}_2 = \text{NaEO} + \text{NaE} + \text{H}_2\text{O}$ ($\text{E} = \text{Cl, Br, I}$),
 $6\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 3\text{E}_2 = \text{NaEO}_3 + 5\text{NaE} + 3\text{H}_2\text{O}$.
11. $12\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{NaBrO}_3 + 10\text{NaCl} + 6\text{H}_2\text{O}$.
12. $20\text{NaOH}(\text{разб., гор.}) + 7\text{Cl}_2 + \text{I}_2 = 2\text{Na}_3\text{H}_2\text{IO}_6\downarrow + 14\text{NaCl} + 8\text{H}_2\text{O}$,
 $24\text{NaOH}(\text{конц., хол.}) + 7\text{Cl}_2 + \text{I}_2 = 2\text{Na}_5\text{IO}_6\downarrow + 14\text{NaCl} + 12\text{H}_2\text{O}$.
13. $6\text{NaOH} + 3\text{Br}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \xrightarrow{\tau} 6\text{NaBr} + \text{N}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$ (комн.).

14. $2\text{NaOH}(\text{гор.}) + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{NaI} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{NaOH}(\text{хол.}) + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} = 2\text{NaI} + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
15. $2\text{NaOH} + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2$ (600° C).
16. $4\text{NaOH} + 3\text{Ca} = 3\text{CaO} + \text{Na}_2\text{O} + 2\text{Na} + 2\text{H}_2$ (600° C).
17. $2(\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}) + 2\text{Al} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$ (400–500° C),
 $2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{Al} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$.
18. $2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Zn} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow$.
19. $\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{EO}_2 = \text{NaHEO}_3$ (E = C, S),
 $2\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{EO}_2 = \text{Na}_2\text{EO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
20. $4\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{SiO}_2 \xrightarrow{\tau} \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C).
21. $4\text{NaOH} + 6\text{NO} = 4\text{NaNO}_2 + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).
22. $2\text{NaOH}(\text{хол.}) + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{NaOH}(\text{гор.}) + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 = 4\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
23. $2\text{NaOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1100° C),
 $\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (1000° C).
24. $2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
 $\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
25. $2\text{NaOH}(60\% \text{-й}) + \text{H}_2\text{O} + \text{ZnO} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (90° C),
 $2\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ (комн.).
26. $\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц.}) = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
27. $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{FeI}_2 = 2\text{NaI} + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ (в атмосфере N₂),
 $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$.
28. $3\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$,
 $4\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{AlCl}_3 = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$.
29. $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{ZnCl}_2 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$,
 $4\text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{ZnCl}_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$.
30. $2\text{NaOH}(\text{разб., хол.}) + \text{Zn} + 2\text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 + \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow$.
31. $2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}\downarrow$ (0° C),
 $\text{Na}_2\text{O}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (комн., над конц. H₂SO₄).
32. $4\text{NaOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Na}(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{H}_2\text{O}$.

29. Na₂CO₃ — КАРБОНАТ НАТРИЯ

Сода (гидрат), сода кальцинированная, или стиральная (безводный). Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Реагирует с кислотами, неметаллами и их оксидами. Восстанавливается углеродом. Получение см. 26⁸, 28¹⁹, 30^{1, 4}, 32⁷.

$$M_r = 105,99; \quad d = 2,539; \quad 1,446(10\text{-гидрат});$$

$$t_{\text{пл}} = 851^\circ \text{ C}; \quad k_s = 21,8^{(20)}45,1^{(80)}.$$

1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (выше 1000°C).
2. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ ($100\text{--}120^\circ \text{C}$, вак.).
3. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 3,67$.
4. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NaHCO}_3\downarrow$ ($30\text{--}40^\circ \text{C}$).
6. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HF}(\text{разб.}) = 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$,
 $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = 2\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
7. $3\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
8. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{M}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{MCO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$ (M = Ca, Sr, Ba).
9. $3\text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{AlCl}_3 = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{NaCl}$.
10. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц., гор.}) + 3\text{E}_2 = 5\text{NaE} + \text{NaEO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow$ (E = Cl, Br, I).
11. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C}(\text{кокс}) = 2\text{Na} + 3\text{CO}$ ($900\text{--}1000^\circ \text{C}$).
12. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) + \text{CaCN}_2 = 2\text{NaCN} + \text{CaCO}_3$ ($600\text{--}700^\circ \text{C}$).
13. $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.

30. NaHCO_3 — ГИДРОКАРБОНАТ НАТРИЯ

Питьевая сода, соль Бўльриха, нахколит. Белый, при слабом нагревании разлагается. Во влажном состоянии начинает разлагаться при комнатной температуре. Умеренно растворяется в воде (слабый гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается кислотами, нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 28¹⁹, 29⁵, 36⁸.

$$M_r = 84,01; \quad d = 2,24; \quad k_s = 9,59^{(20)}20,2^{(80)}.$$

1. $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ($250\text{--}300^\circ \text{C}$).
2. $\text{NaHCO}_3(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HCO}_3^-$,
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7,63$.
3. $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $6\text{NaHCO}_3(\text{конц.}) + 3\text{Cl}_2 = \text{NaClO}_3 + 5\text{NaCl} + 6\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
6. $\text{NaHCO}_3 + \text{SO}_2(\text{r}) = \text{NaHSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.
7. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaH}_2\text{PO}_4 = \text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
8. $4\text{NaHCO}_3 + 2\text{CuSO}_4 = \text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).

31. NaNO_3 — НИТРАТ НАТРИЯ

Натронная (чилийская) селитра, нитратин. Белый, гигроскопичный. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде с высоким эндо-эффектом (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Практически не растворяется в концентрированной азотной кислоте. Сильный окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 28^{5, 22}, 298^{5, 15}, 303¹⁴.

$$M_r = 84,99; \quad d = 2,266; \quad t_{\text{пл}} = 306,5^\circ \text{C}; \quad k_s = 87,6^{(20)}, 149^{(80)}.$$

- $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$ (380–500° С, примеси Na_2O , NO_2).
- $\text{NaNO}_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{NO}_3^-$ (рН 7).
- $\text{NaNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{NaNO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$ (кип.).
- $2\text{NaNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$ (230–300° С).
- $8\text{NaNO}_3 + 10\text{Na} = \text{N}_2 + \text{Na}_3\text{NO}_4$ (250° С, вак.),
 $\text{NaNO}_3 + \text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_3\text{NO}_4$ (310–320° С).
- $\text{NaNO}_3 + \text{Pb} = \text{PbO} + \text{NaNO}_2$ (выше 350° С).
- $3\text{NaNO}_3 + 4\text{NaOH} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 3\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (350–400° С).

32. Na_2SO_4 — СУЛЬФАТ НАТРИЯ

Тенардит; глауберова соль, или мирабилит (гидрат). Белый. Плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Вступает в реакции обмена. Восстанавливается водородом, углеродом. Получение см. 28⁴, 33⁵, 36³, 39⁶, 11.

$$M_r = 142,04; \quad d = 2,66; \quad t_{\text{пл}} = 884^\circ \text{C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1430^\circ \text{C}; \quad k_s = 19,2^{(20)}, 43,3^{(80)}.$$

- $2(\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O})_{(\text{ж})} = \text{Na}_2\text{SO}_4\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{насыщ.}) + 20\text{H}_2\text{O}$ (32,384° С).
- $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
- $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{NaHSO}_4(\text{р})$.
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7$.
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (550–600° С, кат. Fe_2O_3).
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{F}_2 = 2\text{NaF} + \text{SO}_2\text{F}_2 + \text{O}_2$ (100–150° С).
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C}(\text{кокс}) + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS} + \text{CO}_2$ (1000° С).
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaX}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaX}$ ($\text{X} = \text{Cl}^-, \text{OH}^-$).

33. NaHSO_4 — ГИДРОСУЛЬФАТ НАТРИЯ

Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, создает кислотную среду за счет полного протолита иона HSO_4^- . Кристаллогидрат $\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ имеет строение $\text{Na}^+\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$. Нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 28⁴, 32³, 36³, 424⁵, 8, 9.

$$M_r = 120,06; \quad d = 2,742, \quad 2,103(\text{кр.}); \quad t_{\text{пл}} = 186^\circ \text{C};$$

$$k_s = 28,6^{(0)}, 50^{(100)}.$$

- $2\text{NaHSO}_4 = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (250–320° С, вак.).
- $\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (до 120° С, вак.),
 $2(\text{NaHSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7 + 3\text{H}_2\text{O}$ (250° С).
- $\text{NaHSO}_4(\text{конц.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HSO}_4^-$,
 $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ (разбавление).

4. $\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
 5. $\text{NaHSO}_4 + \text{NaCl} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (450–800° С).

34. NaF — ФТОРИД НАТРИЯ

Виллиомит. Белый, плавится без разложения. Умеренно растворяется в воде (гидролиз по аниону), растворимость мало зависит от температуры. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 23⁷, 28⁷, 26, 237³, 5.

$$M_r = 41,99; \quad d = 2,558; \quad t_{\text{пл}} = 997^\circ \text{ C};$$

$$k_s = 4,28^{(20)}, 4,69^{(80)}.$$

1. $\text{NaF}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{F}^-$,
 $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$; $pK_o = 10,82$.
2. $\text{NaF} + \text{HF}(\text{конц.}) = \text{Na}(\text{HF}_2)$,
 $\text{NaF} + n\text{HF}_{(\text{ж})} = \text{NaF} \cdot n\text{HF} \downarrow$, точнее $\text{Na}[\text{F}(\text{HF})_n]$ (n = 1 ÷ 4).
3. $2\text{NaF} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HF} \uparrow$ (кип.).
4. $\text{NaF} + \text{LiOH}(\text{насыщ.}) = \text{NaOH} + \text{LiF} \downarrow$.
5. $2\text{NaF}(\text{конц.}) + \text{H}_2[\text{SiF}_6] = \text{Na}_2[\text{SiF}_6] \downarrow + 2\text{HF}$.
6. $3\text{NaF}(\text{конц.}) + \text{AlF}_3 = \text{Na}_3[\text{AlF}_6] \downarrow$.
7. $\text{NaF}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Na} \downarrow (\text{катод}) + \text{F}_2 \uparrow (\text{анод})$.

35. Na(HF₂) — ГИДРОДИФТОРИД НАТРИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Устойчив в сухом воздухе. Умеренно растворяется в воде, анион частично разлагается и за счет протолиза HF создает кислотную среду. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, нейтрализуется щелочами. Получение см. 28⁷, 29⁶, 34².

$$M_r = 61,99; \quad d = 2,08; \quad k_s = 3,25^{(20)}, 7,5^{(90)}.$$

1. $\text{Na}(\text{HF}_2) = \text{NaF} + \text{HF}$ (270–400° С).
2. $\text{Na}(\text{HF}_2)(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HF}_2^-$,
 $\text{HF}_2^- \rightleftharpoons \text{HF} + \text{F}^-$, $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_k = 3,18$.
3. $2\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{HF} \uparrow$ (кип.).
4. $\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{NaOH}(\text{конц.}) = 2\text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{CaF}_2 \downarrow$.

36. NaCl — ХЛОРИД НАТРИЯ

Поваренная соль, галит. Белый, слабогигроскопичный, гигроскопичность резко повышается в присутствии естественных примесей, например солей магния. Плавится и кипит без разложения. Умеренно растворяется в воде (гидролиза нет); растворимость мало зависит от температуры, но сильно снижается

в присутствии HCl, NaOH, хлоридов металлов. Растворяется в жидком аммиаке. Слабый восстановитель. Вступает в реакции обмена. Главная составная часть природных залежей каменной соли, сильвинита, рапы соляных озер. Получение см. 23², 7, 28³, 26, 26⁴, 32⁸.

$$M_r = 58,44; \quad d = 2,165; \quad t_{пл} = 800,8^\circ \text{ C};$$

$$t_{кип} = 1465^\circ \text{ C}; \quad k_s = 35,9^{(20)}, 38,1^{(80)}.$$

1. $\text{NaCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{NaCl}(\text{насыщ.}) + 2\text{H}_2\text{O}$ (до $+0,15^\circ \text{ C}$),
 $\text{NaCl} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн., в сухом воздухе).
2. $\text{NaCl}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{Cl}^-$ (рН 7).
3. $\text{NaCl}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ (до 50° C),
 $2\text{NaCl}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$ (кип.).
4. $\text{NaCl} + \text{NaHSO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ ($450\text{--}800^\circ \text{ C}$).
5. $2\text{NaCl}_{(т)} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{PbO}_2 = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
(комн.),
 $2\text{NaCl}_{(т)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
(100° C).
6. $10\text{NaCl}_{(т)} + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 2\text{KMnO}_{4(т)} = 5\text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{MnSO}_4 +$
 $+ 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{NaCl}(\text{насыщ.}) + \text{AgNO}_2(\text{насыщ.}) = \text{NaNO}_2 + \text{AgCl} \downarrow$,
 $\text{NaCl}(\text{разб.}) + \text{AgNO}_3 = \text{NaNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow$.
8. $\text{NaCl}(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3 \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$.
9. $\text{NaCl} + \text{AlCl}_3 = \text{Na}[\text{AlCl}_4]$ (до 300° C).
10. $2\text{NaCl}_{(ж)} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Na}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow(\text{анод})$.
11. $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2 \uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow(\text{анод}) + 2\text{NaOH}$,
 $2\text{NaCl} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Na}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow(\text{анод})$.

37. NaBr — БРОМИД НАТРИЯ

Белый. Плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Восстановитель. Получение см. 23⁷, 28¹³, 38⁶.

$$M_r = 102,89; \quad d = 3,211; \quad t_{пл} = 755^\circ \text{ C}; \quad k_s = 90,8^{(20)}, 118,3^{(80)}.$$

1. $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 51° C , вак.).
2. $\text{NaBr}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{Br}^-$ (рН 7).
3. $2\text{NaBr}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4(10\text{--}50\%, \text{ хол.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$,
 $2\text{NaBr}_{(т)} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(> 50\text{-я, гор.}) = 2\text{NaHSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{NaBr}(\text{гор.}) + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2 \uparrow$.
5. $5\text{NaBr} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{NaBrO}_3 = 3\text{Br}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{Br}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
6. $\text{NaBr} + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 3\text{H}_2 \uparrow(\text{катод}) + \text{NaBrO}_3(\text{анод})$.

38. NaI — ИОДИД НАТРИЯ

Белый, при хранении на свету желтеет из-за окисления. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Типичный восстановитель. Получение см. 23⁷, 28¹⁴, 27, 524⁷.

$$M_r = 149,90; \quad d = 3,667; \quad t_{пл} = 661^\circ \text{ C}; \quad k_s = 179,3^{(20)}, 296^{(80)}.$$

1. $2\text{NaI} = 2\text{Na} + \text{I}_2$ (выше 1400° C).
2. $\text{NaI} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaI} + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше $68,9^\circ \text{ C}$, вак.).
3. $\text{NaI}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{I}^-$ (рН 7).
4. $8\text{NaI}_{(т)} + 9\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{NaHSO}_4$ ($30-50^\circ \text{ C}$),
 $2\text{NaI}_{(т)} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$ (кип., примесь HIO_3).
5. $6\text{NaI} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 4\text{NaOH} + 2\text{Na}[\text{I}(\text{I}_2)]$ (комн. на свету),
 $4\text{NaI} + 4\text{HCl}(\text{разб.}) + \text{O}_2 = 2\text{I}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн. на свету).
6. $2\text{NaI}(\text{хол.}) + \text{E}_2 = 2\text{NaE} + \text{I}_2\downarrow$ (E = Cl, Br).
 $\text{NaI}(\text{гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2 = \text{NaIO}_3 + 6\text{HCl}$.
7. $\text{NaI} + 4\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]\text{I} \rightleftharpoons [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^+ + \text{I}^-$.
8. $2\text{NaI} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = 2\text{NaHSO}_4 + \text{I}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{NaI} + 4\text{NaOH} + 4\text{NaNO}_3 = \text{Na}_5\text{IO}_6 + 4\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ($300-330^\circ \text{ C}$).
10. $\text{NaI} + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 3\text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{NaIO}_3(\text{анод})$.

39. Na₂S — СУЛЬФИД НАТРИЯ

Белый, плавится без разложения, термически устойчивый. Безводный порошкообразный Na₂S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноактивный; во влажном состоянии окисляется O₂ воздуха, присоединяет серу. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 23⁸, 32⁵, 413⁶.

$$M_r = 78,05; \quad d = 1,86; \quad t_{пл} = 1180^\circ \text{ C}; \quad k_s = 18,6^{(20)}, 49,2^{(80)}.$$

1. $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$ ($15-35^\circ \text{ C}$, над конц. H_2SO_4 , P_4O_{10}).
2. $\text{Na}_2\text{S}(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{H}_2\text{O}]_4^+ + \text{S}^{2-}$,
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 1,09$.
3. $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
4. $\text{Na}_2\text{S} + 3\text{H} + 2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{NaHSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{NaNO}_3 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}_2\text{S}_{(р)} \xrightarrow[\text{-NaOH}]{\text{O}_2(\text{воздух}), \tau} \text{S}(\text{коллоид}), \text{Na}_2(\text{S}_n), \text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$.
6. $\text{Na}_2\text{S}_{(т)} + 2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4$ (выше 400° C).
7. $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{NaHS}$.

8. $\text{Na}_2\text{S}_{(p)} + (n - 1)\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_n)$ [кип.],
 $\text{Na}_2\text{S} + \text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_2)$ (600° С),
 $\text{Na}_2\text{S} + 3\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_4)$ (400° С),
 $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_5)$ (200° С).
 9. $\text{Na}_2\text{S} + \text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS}$ (1200° С).
 10. $\text{Na}_2\text{S}(\text{разб.}) + \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{разб.}) + \text{I}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3\text{S} + \text{NaI}$.
 11. $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.

40. NaHS — ГИДРОСУЛЬФИД НАТРИЯ

Белый, в жидком состоянии — черный. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по аниону). Разлагается в кипящем растворе. Нейтрализуется щелочами (в отличие от NH_4HS). Присоединяет серу. Типичный восстановитель, окисляется кислородом воздуха. Получение см. 23¹¹, 39⁷, 413^{6, 12, 22}.

$$M_r = 56,06; \quad d = 1,79; \quad t_{\text{пл}} = 350^\circ \text{ С}; \quad k_s = 75,5^{(20)}.$$

1. $\text{NaHS} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ (450–500° С).
 2. $\text{NaHS} \cdot n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NaHS}(\text{насыщ.}) + n\text{H}_2\text{O}$ (комн., $n \geq 3$).
 3. $\text{NaHS}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{HS}^-$,
 $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$; $pK_o = 7,02$.
 4. $2\text{NaHS}_{(p)} = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.).
 5. $\text{NaHS} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$,
 $\text{NaHS} + 3\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
 6. $\text{NaHS} + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$.
 7. $2n\text{NaHS}_{(r)} + (n - 1)\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + (2n - 4)\text{NaOH} + 2\text{Na}_2(\text{S}_n)$ [100–250° С].
 8. $\text{NaHS}(\text{насыщ., гор.}) + \text{NaOH} + (n - 1)\text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_n) + \text{H}_2\text{O}$.

41. $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ — ПОЛИСУЛЬФИДЫ(2–) НАТРИЯ

Смесь $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ [$n = 2, 4, 5$] имеет желто-бурую окраску, $\text{Na}_2(\text{S}_2)$ — желтого цвета. Все $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ — весьма твердые, плавятся без разложения, расплавы — коричневые подвижные жидкости. Термическая устойчивость понижается при возрастании n . Хорошо растворяются в воде, гидролизуются (по аниону) значительно слабее, чем Na_2S . Водный раствор имеет желтую окраску. Окисляются на воздухе. Реагируют с кислотами, сильными восстановителями. Получение смеси $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ см. 23⁸, 39⁸, индивидуальных $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ — 39⁸.

$$\begin{array}{lll} \text{Na}_2(\text{S}_2): & M_r = 110,11; & t_{\text{пл}} = 490^\circ \text{ С}. \\ \text{Na}_2(\text{S}_4): & M_r = 174,24; & d = 2,08; \quad t_{\text{пл}} = 286^\circ \text{ С}. \\ \text{Na}_2(\text{S}_5): & M_r = 206,31; & d = 2,08; \quad t_{\text{пл}} = 253^\circ \text{ С}. \end{array}$$

1. $\text{Na}_2(\text{S}_n) = \text{Na}_2\text{S} + (n - 1)\text{S}$ (выше 600° С).

2. $\text{Na}_2(\text{S}_n)[\text{разб.}] + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{S}_n^{2-}$,
 $\text{S}_n^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}_n^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7,70$ ($n=4$); 8,30 ($n=5$).
3. $\text{Na}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n-1)\text{S}\downarrow$ (комн.),
 $\text{Na}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}_n$ (-15°C).
4. $2\text{Na}_2(\text{S}_n) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{O}_2 = n\text{S}(\text{коллоид}) + 4\text{NaOH}$ (на свету),
 $2\text{Na}_2(\text{S}_n)(\text{насыщ. гор.}) + 3\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S} + (2n-4)\text{S}\downarrow$.
5. $\text{Na}_2(\text{S}_n) + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_3\text{S} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n-2)\text{S}\downarrow$ (комн.).
6. $\text{Na}_2(\text{S}_n) + \text{SnS}_2 = \text{Na}_2[\text{SnS}_3] + (n-1)\text{S}\downarrow$,
 $3\text{Na}_2(\text{S}_n) + \text{As}_2\text{S}_3 = 2\text{Na}_3[\text{AsS}_4] + (3n-5)\text{S}\downarrow$.
7. $\text{Na}_2(\text{S}_n) + (n-1)\text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + 3(n-1)\text{NaOH} = n\text{Na}_2\text{S} + (n-1)\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$.

42. NaNH_2 — АМИД НАТРИЯ

Белый. Плавится без разложения, легко возгоняется, при дальнейшем нагревании разлагается. На воздухе окисляется и желтеет (продукты неизвестны). Плохо растворяется в жидком аммиаке. Полностью гидролизуется в воде, реагирует с кислотами. Получение см. 23¹³, 24¹², 294⁵.

$$M_r = 39,01; \quad d = 1,39; \quad t_{\text{пл}} = 210^\circ\text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 400^\circ\text{C}.$$

1. $6\text{NaNH}_2 = 6\text{Na} + 4\text{NH}_3 + \text{N}_2$ (500–600° C).
2. $\text{NaNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{NaOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{NaNH}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{NaPH} + \text{NH}_3\uparrow$.
3. $\text{NaNH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$.
4. $2\text{NaNH}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{NaN}_3 + \text{NaNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $\text{NaNH}_2 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{NaCN} + \text{H}_2$ (500–600° C).
6. $\text{NaNH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} = 2\text{NH}_3 + \text{NaCl}$ (-40°C , в жидк. NH_3).

КАЛИЙ

43. К — КАЛИЙ

Щелочной металл. Серебристо-белый (в тонком слое с фиолетовым оттенком), мягкий, низкоплавкий. Сине-зеленый пар калия состоит из атомов К (преобладают) и молекул K_2 . Химически растворяется в жидком аммиаке (темно-синий раствор), расплаве гидроксида калия. Чрезвычайно реакционноспособный, сильнейший восстановитель; реагирует с O_2 воздуха, водой (идет воспламенение выделяющегося H_2), разбавленными кислотами, неметаллами, аммиаком, сероводородом. Практически не реагирует с азотом (в отличие от Li и Na). Хорошо сохраняется под слоем бензина или керосина. С ртутью образует амальгаму. Не сплавляется с Li, Mg, Zn, Cd, Al и Ga. Образует интерметаллиды с Na, Tl, Sn, Pb и Bi. Окрашивает пламя газовой горелки в фиолетовый цвет. Пятый по распространенности в природе металл. Получение см. 44¹, 49²⁵, 57^{6, 7}, 760¹³, 761²².

$$M_r = 39,098; \quad d_{(r)} = 0,8629; \quad d_{(ж)} = 0,83^{(64)};$$

$$t_{пл} = 63,51^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 760^\circ \text{ C}.$$

1. $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2\uparrow$.
2. $2K + 2HCl(\text{разб.}) = 2KCl + H_2\uparrow$.
3. $8K + 6H_2SO_4(\text{разб.}) = 4K_2SO_4 + SO_2 + S\downarrow + 6H_2O$ (примесь H_2S),
 $21K + 26HNO_3(\text{разб.}) = 21KNO_3 + NO\uparrow + N_2O\uparrow + N_2\uparrow + 13H_2O$.
4. $2K + 2KOH = 2K_2O + H_2$ (450° C).
5. $2K + H_2 = 2KH$ (200–350° C).
6. $K + O_2(\text{воздух}) = KO_2$ (сгорание, примесь K_2O_2),
 $K \xrightarrow{O_2} K_2O_2\downarrow \xrightarrow{O_2, \tau} KO_2\downarrow$ (–50° C, в жидк. NH_3).
7. $4K + O_2 + 2H_2O = 4KOH$.
8. $2K + E_2 = 2KE$ (комн., E = F, Cl, Br, I).
9. $2K + E = K_2E$ (100–200° C; E = S, Se, Te).
10. $3K + P(\text{красн.}) = K_3P(\text{зел.})$ [200° C, в атмосфере Ar].
11. $2K + 2H_2S(\text{насыщ.}) = 2KHS\downarrow + H_2\uparrow$ (в бензоле).
12. $2K + 2NH_{3(r)} = 2KNH_2 + H_2$ (65–105° C).
13. $K + 6NH_{3(ж)} = [K(NH_3)_6](\text{т.-син.})$ [–50° C],
 $[K(NH_3)_6] + nNH_{3(ж)} \rightleftharpoons [K(NH_3)_6] + e^- \cdot nNH_3$.

44. KH — ГИДРИД КАЛИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением H_2 плавится без разложения. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом, хлором. Получение см. 43⁵.

$$M_r = 40,11; \quad d = 1,43; \quad t_{пл} \approx 400^\circ \text{ C} (p).$$

1. $2KH = 2K + H_2$ (400° C, вак.).
2. $KH + H_2O = KOH + H_2\uparrow$.
3. $KH + HCl(\text{разб.}) = KCl + H_2\uparrow$.
4. $2KH + O_2 = 2KOH$ (выше 200° C).
5. $KH + Cl_2 = KCl + HCl$ (400–450° C).
6. $KH + CO_2 = K(HCOO)$ [до 150° C, p].
7. $4KH + 3SiO_2 = 2K_2SiO_3 + Si + 2H_2$ (500° C).
8. $KH + NH_{3(r)} = KNH_2 + H_2$ (300° C).

45. K₂O — ОКСИД КАЛИЯ

Белый, термически устойчивый. Проявляет основные свойства, энергично реагирует с водой (образуется сильнощелочной раствор), кислотами, кислотными и амфотерными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 43⁴, 47¹, 12, 49¹¹, 50¹.

$$M_r = 94,20; \quad d = 2,33; \quad t_{пл} = 740^\circ \text{ C} (p).$$

- $2\text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{K}$ (350–430° С).
- $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH}$.
- $\text{K}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3$ (400° С).
- $\text{K}_2 + 2\text{NO}_2 = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3$ (150–200° С).
- $\text{K}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{KAlO}_2$ (1000° С).
- $\text{K}_2\text{O} + \text{NH}_3(\text{ж}) \xrightarrow{\tau} \text{KNH}_2\downarrow + \text{KOH}$ (–50° С).

46. K_2O_2 — ПЕРОКСИД КАЛИЯ

Белый (с примесью KO_2 — светло-желтый). При нагревании на воздухе желтеет и разлагается, плавится под избыточным давлением O_2 . Имеет ионное строение $(\text{K}^+)_2(\text{O}_2^{2-})$. Чувствителен к CO_2 воздуха. Полностью разлагается водой, кислотами, реагирует с металлами и неметаллами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 43⁶, 47¹, 49²⁴.

$$M_r = 110, 19; \quad d = 2, 40; \quad t_{\text{пл}} = 545^\circ \text{C} (p).$$

- $2\text{K}_2\text{O}_2 = 2\text{K}_2\text{O} + \text{O}_2$ (выше 500° С).
- $\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2$,
 $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{KOH} + \text{O}_2$.
- $\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2$.
- $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., гор.}) = 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$.
- $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{O}_2(\text{воздух}) = 2\text{KO}_2$ (комн.).
- $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$, $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{K}_2\text{CO}_3$ (комн.).
- $2\text{K}_2\text{O}_2 + \text{C}(\text{графит}) = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{K}_2\text{O}$ (100° С).
- $5\text{K}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.

47. KO_2 — НАДПЕРОКСИД КАЛИЯ

Оранжево-желтый, при нагревании разлагается, плавится под избыточным давлением. Имеет ионное строение $(\text{K}^+)(\text{O}_2^-)$. Реагирует с водой, кислотами, моно- и диоксидом углерода, озоном, калием, аммиаком. Очень сильный окислитель. Получение см. 43⁶.

$$M_r = 71, 10; \quad d = 2, 158; \quad t_{\text{пл}} = 535^\circ \text{C} (p).$$

- $\text{KO}_2 \xrightarrow[\text{-O}_2]{290^\circ \text{C, вак.}} \text{K}_2\text{O}_2 \xrightarrow[\text{-O}_2]{530^\circ \text{C}} \text{K}_2\text{O}$.
- $2\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{KHO}_2(\text{p}) + \text{O}_2\uparrow$ (0° С),
 $2\text{KHO}_2(\text{p}) \xrightarrow{\tau} 2\text{KOH} + \text{O}_2\uparrow$ (комн.).
- $4\text{KO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{KOH} + 3\text{O}_2\uparrow$.
- $2\text{KO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$.
- $2\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
- $\text{KO}_2 + \text{O}_3 = \text{KO}_3 + \text{O}_2$ (до 0° С, в жидк. CCl_2F_2).

7. $2\text{K}_2\text{O} + \text{S} = \text{K}_2\text{SO}_4$ (130–140° С),
 $2\text{K}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2$ (100° С).
8. $4\text{K}_2\text{O} + 3\text{C}(\text{графит}) = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$ (30° С).
9. $4\text{K}_2\text{O} + 2\text{CO}_2(\text{влажн.}) = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2$ (комн.).
10. $2\text{K}_2\text{O} + \text{CO} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (50° С).
11. $2\text{K}_2\text{O} + 2\text{NO}_2 = 2\text{KNO}_3 + \text{O}_2$ (70° С).
12. $\text{K}_2\text{O} + 3\text{K} = 2\text{K}_2\text{O}$ (700° С, *p*).
13. $2\text{K}_2\text{O} + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{\tau} 2\text{KOH} + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.).

48. K_2O_3 — ОЗОНИД КАЛИЯ

Оранжево-красный. Устойчив на холоду, разлагается при слабом нагревании. Имеет ионное строение $(\text{K}^+)(\text{O}_3^-)$. Хорошо растворяется в жидком аммиаке, частично реагирует с ним. Энергично реагирует с водой, кислотами, серой. Очень сильный окислитель. Получение см. 47⁶, 49¹⁰.

$$M_r = 87, 10; \quad d = 1, 99.$$

1. $2\text{K}_2\text{O}_3 = 2\text{K}_2\text{O} + \text{O}_2$ (20–60° С).
2. $4\text{K}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{KOH} + 5\text{O}_2\uparrow$ (примесь радикалов OH^0).
3. $4\text{K}_2\text{O}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 4\text{KCl} + 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{K}_2\text{O}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., гор.}) = 2\text{KCl} + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{K}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{влага}) + 3\text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{KHCO}_3 + 5\text{O}_2$ (комн.).
5. $6\text{K}_2\text{O}_3 + 5\text{S} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (50° С).
6. $\text{K}_2\text{O}_3 + \text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{O}_3 + \text{KNH}_2$ (–50° С).

49. KOH — ГИДРОКСИД КАЛИЯ

Едкое кали. Белый, весьма гигроскопичный, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде с сильным экзо-эффектом, создает сильнощелочную среду. Проявляет свойства основных гидроксидов (относится к щелочам), нейтрализуется кислотами, реагирует с оксидами неметаллов, амфотерными оксидами и гидроксидами. Энергично поглощает из воздуха влагу и CO_2 . Реагирует с неметаллами, металлами. Получение см. 43¹, 7, 50¹⁰, 57⁷.

$$M_r = 56, 11; \quad d = 2, 044; \quad t_{\text{пл}} = 404^\circ \text{C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1324^\circ \text{C}; \quad k_s = 112, 4^{(20)}, 162, 5^{(80)}.$$

1. $\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{KOH} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ (33–40° С, вак.),
 $\text{KOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ (500° С, вак.).
2. $\text{KOH}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{OH}^-$.
3. $\text{KOH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{KOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = \text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.

5. $\text{KOH(разб.)} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{KOH(разб.)} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{K}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
 $3\text{KOH(разб.)} + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{KOH(разб.)} + \text{HF(разб.)} = \text{KF} + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{KOH(конц.)} + 2\text{HF(конц.)} = \text{K}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{KOH(конц.)} + \text{HCN} = \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$.
8. $2\text{KOH(конц., хол.)} + \text{E}_2 = \text{KEO} + \text{KE} + \text{H}_2\text{O}$ (E = Cl, Br, I),
 $6\text{KOH(конц., гор.)} + 3\text{E}_2 = \text{KEO}_3 + 5\text{KE} + 3\text{H}_2\text{O}$.
9. $12\text{KOH(конц., гор.)} + 5\text{Cl}_2 + \text{Br}_2 = 2\text{KBrO}_3 + 10\text{KCl} + 6\text{H}_2\text{O}$.
10. $4\text{KOH} + 4\text{O}_3 = 4\text{KO}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (до 20° C).
11. $2\text{KOH} + 2\text{K} = 2\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2$ (400–450° C).
12. $2(\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) + 2\text{Al} = 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (400–500° C),
 $2\text{KOH(конц.)} + 6\text{H}_2\text{O(гор.)} + 2\text{Al} = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$.
13. $2\text{KOH(конц.)} + \text{EO}_2 = \text{K}_2\text{EO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (E = C, S),
 $\text{KOH} + \text{EO}_2 = \text{KHEO}_3\downarrow$ (в этаноле).
14. $6\text{KOH(конц.)} + 5\text{SiO}_2 = \text{K}_4\text{SiO}_4(\text{p}) + \text{K}_2\text{Si}_4\text{O}_9\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
15. $4\text{KOH} + 6\text{NO} = 4\text{KNO}_2 + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (400° C).
16. $2\text{KOH(разб.)} + 2\text{NO}_2 = \text{KNO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
17. $2\text{KOH(хол.)} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{KOH(гор.)} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 = 4\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
18. $2\text{KOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1100° C),
 $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (1000° C).
19. $2\text{KOH(конц., гор.)} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
 $\text{KOH(конц.)} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$.
20. $\text{KOH(конц.)} + \text{NH}_4\text{Cl(конц.)} = \text{KCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
21. $2\text{KOH} + \text{FeI}_2 = 2\text{KI} + \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$ (в атмосфере N₂),
 $2\text{KOH(разб.)} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$.
22. $3\text{KOH(разб.)} + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KCl}$,
 $4\text{KOH(конц.)} + \text{AlCl}_3 = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{KCl}$.
23. $6\text{KOH(конц.)} + 2\text{H}_2\text{S} + 4\text{SO}_2 = 3\text{K}_2\text{SO}_3\text{S} + 5\text{H}_2\text{O}$.
24. $\text{KOH} + (2-4)\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) \xrightarrow{\tau} \text{K}_2\text{O}_2 \cdot (2-4)\text{H}_2\text{O}_2\downarrow$ (0° C),
 $\text{K}_2\text{O}_2 \cdot (2-4)\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{\tau} \text{K}_2\text{O}_2 + (2-4)\text{H}_2\text{O}_2$ (над конц. H₂SO₄).
25. $4\text{KOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{K}(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{H}_2\text{O}$.

50. K₂CO₃ — КАРБОНАТ КАЛИЯ

Поташ. Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Очень хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Реагирует с кислотами, неметаллами, оксидами неметаллов. Вступает в реакции обмена. Получение см. 47⁸, 10, 14, 49¹³, 51^{1, 4}, 53⁸.

$$M_r = 138, 20; \quad d = 2, 428; \quad t_{\text{пл}} = 891^\circ \text{ C};$$

$$k_s = 111, 0^{(20)}, 139, 2^{(80)}.$$

1. $\text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (выше 1200° С).
2. $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{CO}_3 + 1,5\text{H}_2\text{O}$ (100–150° С, вак.).
3. $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 3,67$.
4. $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) + 2\text{HClO}_4(\text{конц., хол.}) = 2\text{KClO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.
6. $3\text{K}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = 2\text{K}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_2\uparrow$.
7. $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HF}(\text{разб.}) = 2\text{KF} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$,
 $\text{K}_2\text{CO}_3 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = 2\text{K}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.
8. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{KHCO}_3$ (30–40° С).
9. $\text{K}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{SO}_2 = 2\text{KHSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.
10. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{KOH}$.
11. $3\text{K}_2\text{CO}_3(\text{конц., гор.}) + 3\text{E}_2 = 5\text{KE} + \text{KEO}_3 + 3\text{CO}_2\uparrow$ (E = Cl, Br, I).
12. $3\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + 2\text{AlCl}_3 = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow + 6\text{KCl}$.
13. $3\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{FeBr}_3 = 6\text{KBr} + 2\text{FeO}(\text{OH})\downarrow + 3\text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
14. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{BaS}_2\text{O}_6 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 + \text{BaCO}_3\downarrow$.
15. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) + \text{CaCN}_2 = 2\text{KCN} + \text{CaCO}_3$ (900° С).
16. $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} = 2\text{KOCN} + 2\text{H}_2\text{O}$ (40° С).

51. KHCO_3 — ГИДРОКАРБОНАТ КАЛИЯ

Кальцинит. Белый, при умеренном нагревании разлагается без плавления. Устойчив на воздухе. Имеет строение $(\text{K}^+)_2(\text{HCO}_3)_2^{2-}$. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается кислотами, нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 49¹³, 50⁸.

$$M_r = 100, 11; \quad d = 2, 17; \quad k_s = 33, 3^{(20)}, 68, 3^{(70)}.$$

1. $2\text{KHCO}_3 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (100–400° С).
2. $\text{KHCO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{HCO}_3^-$,
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7, 63$.
3. $\text{KHCO}_3 + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{KHCO}_3 + \text{KOH}(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $6\text{KHCO}_3(\text{конц.}) + 3\text{Cl}_2 = \text{KClO}_3 + 5\text{KCl}\downarrow + 6\text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{KHCO}_3 + \text{SO}_2 = \text{KHSO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$.
7. $4\text{KHCO}_3 + 2\text{CuSO}_4 = \text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).

52. KNO_3 — НИТРАТ КАЛИЯ

Калийная (индийская) селитра. Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Устойчив на воздухе. Хорошо растворяется в воде с высоким эндо-эффектом (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Сильный окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 47¹¹, 49^{3, 17}, 304^{7, 8}.

$$M_r = 101, 10; \quad d = 2, 109; \quad t_{\text{пл}} = 334, 5^\circ \text{C}; \quad k_s = 31, 6^{(20)}, 168, 8^{(80)}.$$

1. $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ (400–520° С).
2. $\text{KNO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NO}_3^-$ (рН 7).
3. $\text{KNO}_3(\text{насыщ.}) + (1-2)\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{KNO}_3 \cdot (1-2)\text{HNO}_3\downarrow$ (комн.).
4. $\text{KNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{KNO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Al, конц. KOH}) = \text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{KOH}$ (кип.).
5. $2\text{KNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (230–300° С).
6. $\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{HNO}_3\uparrow + \text{KHSO}_4$ (вак.).
7. $2\text{KNO}_3 + 3\text{C}(\text{графит}) + \text{S} = \text{N}_2 + 3\text{CO}_2 + \text{K}_2\text{S}$ (сгорание «черного пороха»).
8. $6\text{KNO}_3 + 10\text{Al} = 6\text{KAlO}_2 + 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{N}_2$ (400° С).
9. $\text{KNO}_3 + \text{Pb} = \text{KNO}_2 + \text{PbO}$ (350–400° С),
 $\text{KNO}_3(\text{конц.}) + \text{Pb}(\text{губка}) + \text{H}_2\text{O} = \text{KNO}_2 + \text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow$.
10. $3\text{KNO}_3 + 2\text{KOH} + \text{Fe} = \text{K}_2\text{FeO}_4 + 3\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (400–420° С).

53. K_2SO_4 — СУЛЬФАТ КАЛИЯ

Арканит. Белый, термически устойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Восстанавливается водородом, углеродом. Получение см. 47⁷, 49⁴, 54^{1, 3, 4}, 57², 60⁶, 427¹.

$$M_r = 174, 26; \quad d = 2, 662; \quad t_{\text{пл}} = 1074^\circ \text{ С};$$

$$t_{\text{кип}} > 2000^\circ \text{ С}; \quad k_s = 11, 1^{(20)}, 21, 4^{(80)}.$$

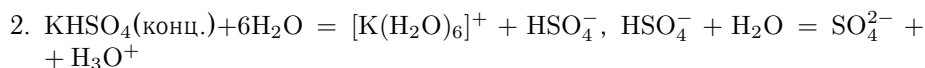
1. $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
2. $\text{K}_2\text{SO}_4(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{KHSO}_4$.
3. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$.
4. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaX}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{KX}$ (X = Cl⁻, OH⁻).
5. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{BaS}_2\text{O}_6 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 + \text{BaSO}_4\downarrow$.
6. $\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{K}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (600° С, кат. Fe₂O₃).
7. $\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{C}(\text{кокс}) = \text{K}_2\text{S} + 4\text{CO}$ (900° С).
8. $\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{CO} = \text{K}(\text{HCOO}) + \text{CaSO}_4$ (200° С, p),
 $2\text{K}(\text{HCOO}) + \text{O}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (700° С).

54. KHSO_4 — ГИДРОСУЛЬФАТ КАЛИЯ

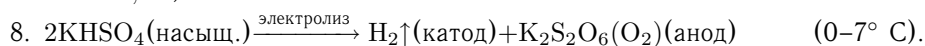
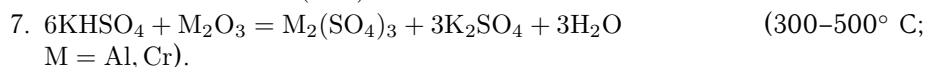
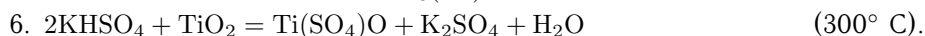
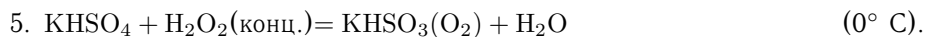
Меркалит. Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, создает кислотную среду за счет полного протолиза иона HSO₄⁻. Кристаллогидратов не образует. Нейтрализуется щелочами. Реагирует с пероксидом водорода. Получение см. 49⁴, 53², 57².

$$M_r = 136, 17; \quad d = 2, 322; \quad t_{\text{пл}} = 218, 6^\circ \text{ С}; \quad k_s = 51, 4^{(20)}, 121, 6^{(80)}.$$

1. $2\text{KHSO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (240° С),
 $2\text{KHSO}_4 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (320–340° С).



(разбавление водой).

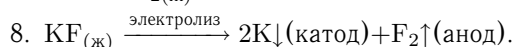
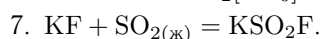
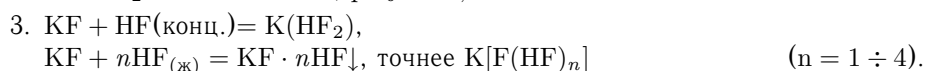
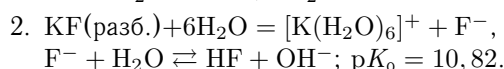


55. KF — ФТОРИД КАЛИЯ

Кароббиит. Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону). Разлагается кислотами. Получение см. 43⁸, 49⁶, 50⁷, 56^{1, 7}.

$$M_r = 58, 10; \quad d = 2, 48; \quad t_{\text{пл}} = 857^\circ \text{C};$$

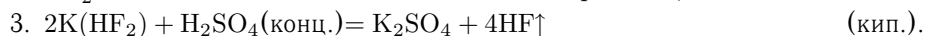
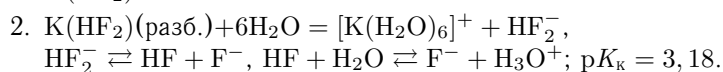
$$k_s = 94, 2^{(20)}, 150, 1^{(80)}.$$



56. K(HF₂) — ГИДРОДИФТОРИД КАЛИЯ

Белый, устойчив в сухом воздухе и в вакууме. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, анион частично разлагается и за счет протолиза HF создает кислотную среду. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, нейтрализуется щелочами. Получение см. 49⁶, 50⁷, 55³.

$$M_r = 78, 10; \quad d = 2, 37; \quad t_{\text{пл}} = 238, 7^\circ \text{C}; \quad k_s = 39, 2^{(20)}, 114^{(80)}.$$



4. $\text{K}(\text{HF}_2) + \text{KOH}(\text{конц.}) = 2\text{KF} + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{K}(\text{HF}_2) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} + \text{CaF}_2\downarrow$.
6. $\text{K}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{SO}_3 = 2\text{HSO}_3\text{F} + \text{KHSO}_4$ (комн., в олеуме).
7. $\text{K}(\text{HF}_2)_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{F}_2\uparrow(\text{анод}) + \text{KF}$.

57. KCl — ХЛОРИД КАЛИЯ

Сильвин. Белый, плавится и кипит без разложения. Умеренно растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Плохо растворяется в концентрированной хлороводородной кислоте, жидком аммиаке. Слабый восстановитель. Вступает в реакции обмена. Главная составляющая часть (наравне с NaCl) природных залежей сильвинита. Получение см. 43², 8, 49³, 20, 50⁴, 53⁴.

$$M_r = 74,55; \quad d = 1,984; \quad t_{\text{пл}} = 770^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1430^\circ \text{ C}; \quad k_s = 34,4^{(20)}, 51,1^{(80)}.$$

1. $\text{KCl}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{Cl}^-$ (рН 7).
2. $2\text{KCl}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
3. $\text{KCl} + \text{KHSO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (450–700° C).
4. $10\text{KCl}_{(\text{т})} + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 2\text{KMnO}_{4(\text{т})} = 5\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{KCl}(\text{конц.}) + \text{NaClO}_4(\text{насыщ.}) = \text{KClO}_4\downarrow + \text{NaCl}$ (10° C).
6. $2\text{KCl}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{K}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.
7. $2\text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{KOH}$,
 $2\text{KCl}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{K}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.
8. $\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 3\text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{KClO}_3(\text{анод})$ [40–60° C].

58. KBr — БРОМИД КАЛИЯ

Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Не растворяется в концентрированной бромоводородной кислоте. Восстановитель. Получение см. 43⁸, 59⁴, 512¹.

$$M_r = 119,00; \quad d = 2,75; \quad t_{\text{пл}} = 734^\circ \text{ C}; \quad k_s = 65,2^{(20)}, 94,6^{(80)}.$$

1. $\text{KBr}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{Br}^-$ (рН 7).
2. $2\text{KBr}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(10\text{--}50\%\text{-я, хол.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}$,
 $2\text{KBr}_{(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(> 50\%\text{-я, гор.}) = 2\text{KHSO}_4 + \text{Br}_2\uparrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
3. $2\text{KBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{KCl} + \text{Br}_2\uparrow$ (кип.).
4. $5\text{KBr} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{KBrO}_3 = 3\text{Br}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{KBr} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $\text{KBr} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 3\text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{KBrO}_3(\text{анод})$.

59. KI — ИОДИД КАЛИЯ

Белый, при хранении на свету желтеет. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Типичный восстановитель. Водный раствор KI химически растворяет иод за счет комплексообразования. Получение см. 43⁸, 49²¹, 525⁴, 5.

$$M_r = 166,00; \quad d = 3,115; \quad t_{пл} = 681^\circ \text{ C}; \quad k_s = 144,5^{(20)}, 190,7^{(80)}.$$

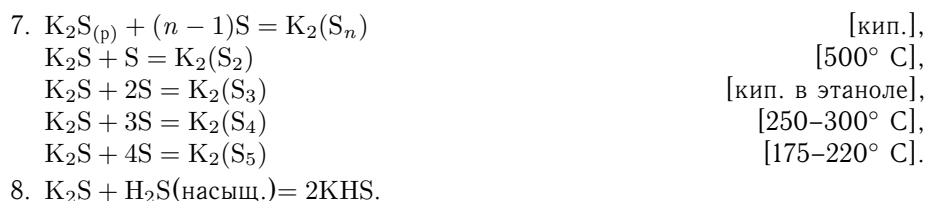
1. $KI(\text{разб.}) + 6H_2O = [K(H_2O)_6]^+ + I^-$ (рН 7).
2. $8KI_{(т)} + 9H_2SO_4(\text{конц.}) = 4I_2\downarrow + H_2S\uparrow + 4H_2O + 8KHSO_4$ (30–50° C).
3. $KI + 2H_2O + O_2 \xrightarrow{\tau} 4KOH + I_2\downarrow + K[I(I_2)]$ (комн., на свету),
 $4KI + 4HCl(\text{разб.}) + O_2 = 2I_2\downarrow + 4KCl + 2H_2O$ (комн., на свету).
4. $2KI + E_2 = 2KE + I_2\downarrow$ (E = Cl, Br).
5. $KI + 3H_2O + 3Cl_{2(г)} = HIO_3 + KCl + 5HCl$,
 $KI(\text{конц.}) + 6KOH(\text{конц.}) + 3Cl_{2(г)} = KIO_3\downarrow + 6KCl + 3H_2O$.
6. $KI_{(р)} + I_2 = K[I(I_2)]_{(р)}$ (желт.).
7. $10KI + 8H_2SO_4(\text{разб.}) + 2KMnO_4 = 5I_2\downarrow + 2MnSO_4 + 8H_2O + 6K_2SO_4$,
 $6KI + 7H_2SO_4(\text{разб.}) + K_2Cr_2O_7 = Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2\downarrow + 7H_2O + 4K_2SO_4$.
8. $2KI + H_2SO_4(\text{разб.}) + H_2O_2 = I_2\downarrow + K_2SO_4 + 2H_2O$,
 $2KI + 2H_2SO_4(\text{разб.}) + 2KNO_2 = 2K_2SO_4 + I_2\downarrow + NO\uparrow + 2H_2O$.
9. $2KI + Fe_2(SO_4)_3 = I_2\downarrow + 2FeSO_4 + K_2SO_4$ (в разб. H_2SO_4).
10. $2KI + 2CuSO_4 + K_2SO_3 + H_2O = 2CuI\downarrow + 2K_2SO_4 + H_2SO_4$ (в темноте).
11. $KI + 3H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 3H_2\uparrow(\text{катод}) + KIO_3(\text{анод})$.

60. K₂S — СУЛЬФИД КАЛИЯ

Белый, плавится без разложения. Термически устойчивый. Безводный порошокобразный K₂S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноспособный; во влажном состоянии окисляется кислородом воздуха, присоединяет серу. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 43⁹, 63⁶, 7.

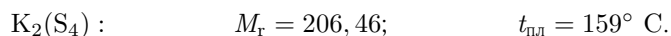
$$M_r = 110,26; \quad d = 1,74; \quad t_{пл} = 912^\circ \text{ C}.$$

1. $K_2S \cdot 5H_2O = K_2S + 5H_2O$ (150° C).
2. $K_2S(\text{разб.}) + 12H_2O = 2[K(H_2O)_6] + S^{2-}$,
 $S^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS^- + OH^-$; $pK_0 = 1,09$.
3. $K_2S + 2HCl(\text{разб.}) = 2KCl + H_2S\uparrow$.
4. $K_2S + 3H_2SO_4(\text{конц.}) = 2KHSO_4 + SO_2\uparrow + S\downarrow + 2H_2O$.
5. $K_2S_{(р)} \xrightarrow[\text{-KOH}]{O_2(\text{воздух}), \tau} S$ (коллоид), $K_2(S_n)$, K_2SO_3S .
6. $K_2S_{(т)} + 2O_2 = K_2SO_4$ (выше 500° C).



61. $\text{K}_2(\text{S}_n)$ — ПОЛИСУЛЬФИДЫ(2-) КАЛИЯ

Смесь $\text{K}_2(\text{S}_n)$, ($n = 2 \div 6$) имеет желто-бурую окраску. Все $\text{K}_2(\text{S}_n)$ — весьма твердые, при плавлении образуют темно-коричневые подвижные жидкости. Термическая устойчивость понижается при возрастании n . Хорошо растворяются в воде, гидролизуются (по аниону) значительно слабее, чем K_2S ; раствор имеет желтую окраску. Окисляются на воздухе, разлагаются кислотами. Обладают окислительным действием. Получение смеси $\text{K}_2(\text{S}_n)$ см. $60^5, 7$, индивидуальных $\text{K}_2(\text{S}_n)$ ($n = 2 \div 5$) — 60^7 , $\text{K}_2(\text{S}_6)$ — 61^7 .



- $\text{K}_2(\text{S}_n) = \text{K}_2\text{S} + (n-1)\text{S}$ (выше 600°C).
- $\text{K}_2(\text{S}_n)[\text{разб.}] + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{S}_n^{2-}$,
 $\text{S}_n^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}_n^- + \text{OH}^-$; $pK_o = 7,70$ ($n = 4$), $8,30$ ($n = 5$).
- $\text{K}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n-1)\text{S}\downarrow$ (комн.),
 $\text{K}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{S}_n$ (-15°C).
- $2\text{K}_2(\text{S}_n) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{O}_2 = n\text{S}(\text{коллоид}) + 4\text{KOH}$ (на свету),
 $2\text{K}_2(\text{S}_n)[\text{насыщ., гор.}] + 3\text{O}_2 = 2\text{K}_2\text{SO}_3\text{S} + (2n-4)\text{S}\downarrow$.
- $\text{K}_2(\text{S}_n) + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{K}_2\text{SO}_3\text{S} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n-2)\text{S}\downarrow$ (комн.).
- $\text{K}_2(\text{S}_n) + \text{SnS}_2 = \text{K}_2[\text{SnS}_3] + (n-1)\text{S}\downarrow$,
 $3\text{K}_2(\text{S}_n) + \text{As}_2\text{S}_3 = 2\text{K}_3[\text{AsS}_4] + (3n-5)\text{S}\downarrow$.
- $\text{K}_2(\text{S}_5) + \text{S} = \text{K}_2(\text{S}_6)$ [$120-180^\circ \text{C}$].

62. KNH_2 — АМИД КАЛИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. На воздухе окисляется и желтеет (продукты неизвестны). Мало растворяется в жидком аммиаке. Гидролизует водой, реагирует с кислотами. Получение см. 43^{12} , 44^8 , 45^7 .



- $6\text{KNH}_2 = 6\text{K} + 4\text{NH}_3 + \text{N}_2$ ($600-700^\circ \text{C}$).

2. $\text{KNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{KOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{KNH}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{KOH} + \text{NH}_3\uparrow$.
3. $\text{KNH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{NH}_4\text{Cl}$.
4. $2\text{KNH}_2 + 2\text{HNO}_3 = \text{KN}_3 + \text{KNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $\text{KNH}_2 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{KCN} + \text{H}_2$ (500–600° С).
6. $\text{KNH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} = 2\text{NH}_3 + \text{KCl}$ (–40° С, в жидк. NH_3).

РУБИДИЙ

63. Rb — РУБИДИЙ

Щелочной металл. Белый, мягкий, весьма низкоплавкий. Пар рубидия окрашен в зеленовато-синий цвет. Химически растворяется в жидком NH_3 (темно-синий раствор), расплаве RbOH . Чрезвычайно реакционноспособный; сильнейший восстановитель. Энергично реагирует с O_2 воздуха, водой (идет воспламенение металла и выделяющегося водорода), разбавленными кислотами, неметаллами, аммиаком, сероводородом. Не реагирует с азотом. Хорошо сохраняется лишь под слоем парафинового или вазелинового масла. С ртутью образует амальгаму. Окрашивает пламя газовой горелки в фиолетовый цвет. Получение см. 64¹, 65¹, 69⁶, 73⁷, 8.

$M_r = 85,468$; $d_{(т)} = 1,532$; $d_{(ж)} = 1,472^{(40)}$; $t_{пл} = 39,3^\circ \text{C}$; $t_{кип} = 696^\circ \text{C}$.

1. $2\text{Rb} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{RbOH} + \text{H}_2\uparrow$.
2. $2\text{Rb} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{RbCl} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $8\text{Rb} + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., хол.}) = 4\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{S}\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$ (примесь H_2S).
4. $21\text{Rb} + 26\text{HNO}_3(\text{разб., хол.}) = 21\text{RbNO}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{N}_2\uparrow + 13\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{Rb} + 2\text{RbOH} = 2\text{Rb}_2\text{O} + \text{H}_2$ (400° С).
6. $2\text{Rb} + \text{H}_2 = 2\text{RbH}$ (300–350° С, p).
7. $\text{Rb} + \text{O}_2(\text{воздух}) = \text{RbO}_2$ (сгорание).
8. $4\text{Rb} + \text{O}_2 = 2\text{Rb}_2\text{O}$ (на холоду),
 $\text{Rb} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{Rb}_2\text{O}_2\downarrow \xrightarrow{\text{O}_2, \tau} \text{RbO}_2\downarrow$ (–50° С, в жидк. NH_3).
9. $4\text{Rb} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{RbOH}$ (комн.).
10. $2\text{Rb} + \text{E}_2 = 2\text{RbE}$ (комн., E = F, Cl, Br, I).
11. $2\text{Rb} + \text{S} = \text{Rb}_2\text{S}$ (100–130° С).
12. $2\text{Rb} + 2\text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{RbHS}\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (в бензоле).
13. $2\text{Rb} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = 2\text{RbNH}_2 + \text{H}_2$ (40–60° С).
14. $\text{Rb} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Rb}(\text{NH}_3)_6]$ (т.-син.) [–40° С],
 $[\text{Rb}(\text{NH}_3)_6] + n\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons [\text{Rb}(\text{NH}_3)_6]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3$.
15. $4\text{Rb} + 3\text{SiO}_2 = \text{Rb}_2\text{SiO}_3 + \text{Si}$ (выше 300° С).

64. RbH — ГИДРИД РУБИДИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением H_2 плавится без разложения. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом, хлором. Получение см. 63⁶.

$$M_r = 86, 48; \quad d = 2, 59; \quad t_{пл} \approx 400^\circ C(p).$$

1. $2RbH = 2Rb + H_2$ (выше $200^\circ C$).
2. $RbH + H_2O = RbOH + H_2\uparrow$.
3. $RbH + HCl(разб.) = RbCl + H_2\uparrow$.
4. $2RbH + O_2 = 2RbOH$ (выше $200^\circ C$).
5. $RbH + Cl_2 = RbCl + HCl$ ($400^\circ C$),
 $2RbH + 2S = Rb_2S + H_2S$ ($300-350^\circ C$).
6. $RbH + NH_{3(г)} = RbNH_2 + H_2$ ($300^\circ C$).

65. Rb₂O — ОКСИД РУБИДИЯ

Желтовато-белый, при нагревании становится ярко-желтым. Летуч в вакууме. Чувствителен к свету (темнеет и разлагается). Устойчив в сухом чистом воздухе. Проявляет основные свойства, энергично реагирует с водой (образуется сильнощелочной раствор), кислотами, кислотными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 63^{5, 8}, 67¹, 70¹.

$$M_r = 186, 94; \quad d = 3, 72; \quad t_{пл} = 505^\circ C(p).$$

1. $2Rb_2O = Rb_2O_2 + 2Rb$ ($400-550^\circ C$).
2. $Rb_2O + H_2O = 2RbOH$.
3. $Rb_2O + 2HCl(разб.) = 2RbCl + H_2O$.
4. $Rb_2O + CO_2(влажн.) = Rb_2CO_3$, $Rb_2O + H_2O + CO_2 = 2RbHCO_3$ (комн.).
5. $Rb_2O + NH_{3(ж)} \xrightarrow{\tau} RbNH_2\downarrow + RbOH$ ($-50^\circ C$).

66. Rb₂O₂ — ПЕРОКСИД РУБИДИЯ

Белый (с примесью RbO₂ — желтый). Термически устойчивый, плавится без разложения. Чрезвычайно чувствителен к O₂ и CO₂ воздуха. Имеет ионное строение (Rb⁺)₂(O₂²⁻). Полностью разлагается водой, кислотами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 63⁸, 67¹.

$$M_r = 202, 93; \quad d = 3, 80; \quad t_{пл} = 570^\circ C; \quad t_{кип} = 1010^\circ C(разл.).$$

1. $2Rb_2O_2 = 2Rb_2O + O_2$ (выше $1010^\circ C$).
2. $Rb_2O + 2H_2O = 2RbOH + H_2O_2$ ($0^\circ C$),
 $2Rb_2O_2 + 2H_2O(гор.) = 4RbOH + O_2\uparrow$.
3. $Rb_2O_2 + 2HCl(разб., хол.) = 2RbCl + H_2O_2$,
 $2Rb_2O_2 + 2H_2SO_4(разб., гор.) = 2Rb_2SO_4 + 2H_2O + O_2\uparrow$.
4. $Rb_2O_2 + O_2(воздух) = 2RbO_2$ (комн.).

5. $2\text{Rb}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$, $\text{Rb}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{Rb}_2\text{CO}_3$ (комн.).
 6. $5\text{Rb}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{RbMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{Rb}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.

67. RbO_2 — НАДПЕРОКСИД РУБИДИЯ

Оранжево-желтый. При нагревании разлагается, плавится под избыточным давлением O_2 . Имеет ионное строение $(\text{Rb}^+)(\text{O}_2^-)$. Энергично реагирует с водой, кислотами, озоном, моно- и диоксидом углерода, аммиаком. Очень сильный окислитель. Получение см. 63⁷, 8, 69⁴.

$$M_r = 117, 47; \quad d = 3, 06; \quad t_{\text{пл}} = 540^\circ \text{C} (p);$$

- $\text{RbO}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{400-800^\circ \text{C}} \text{Rb}_2\text{O}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{\text{выше } 1010^\circ \text{C}} \text{Rb}_2\text{O}$,
 $2\text{RbO}_2 = \text{Rb}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$ (290° C, вак.).
- $2\text{RbO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{RbOH} + \text{RbHO}_2(\text{p}) + \text{O}_2\uparrow$ (0° C),
 $2\text{RbHO}_2(\text{p}) \xrightarrow{\tau} 2\text{RbOH} + \text{O}_2\uparrow$ (комн.).
- $4\text{RbO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{RbOH} + 3\text{O}_2\uparrow$.
- $2\text{RbO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{RbCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$.
- $2\text{RbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) = 2\text{RbHSO}_4 + \text{O}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
- $4\text{RbO}_2 + 2\text{CO}_2(\text{влажн.}) = 2\text{Rb}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2$ (комн.),
 $2\text{RbO}_2 + \text{CO} = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (30–40° C).
- $\text{RbO}_2 + \text{O}_3 = \text{RbO}_3 + \text{O}_2$ (комн.).
- $2\text{RbO}_2 + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{\tau} 2\text{RbOH} + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.).

68. RbO_3 — ОЗОНИД РУБИДИЯ

Оранжево-красный. Более устойчивый, чем KO_3 , разлагается при нагревании. Имеет ионное строение $(\text{Rb}^+)(\text{O}_3^-)$. Энергично реагирует с водой, кислотами, серой. Очень сильный окислитель. Получение см. 67⁷, 69⁴.

$$M_r = 133, 47; \quad d = 2, 75;$$

- $2\text{RbO}_3 = 2\text{RbO}_2 + \text{O}_2$ (60–90° C).
- $4\text{RbO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{RbOH} + 5\text{O}_2\uparrow$ (примесь радикалов OH^0).
- $4\text{RbO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 4\text{RbCl} + 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{RbO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., гор.}) = 2\text{RbCl} + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $4\text{RbO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{влага}) + 3\text{CO}_2 = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + 2\text{RbHCO}_3 + 5\text{O}_2$ (комн.).
- $6\text{RbO}_3 + 5\text{S} = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + 2\text{Rb}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (40–50° C).
- $\text{RbO}_3 + \text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{O}_3 + \text{RbNH}_2$ (–50° C).

69. RbOH — ГИДРОКСИД РУБИДИЯ

Белый, термически устойчивый, плавится без разложения, летучий при сильном нагревании. Хорошо растворяется в воде с высоким экзо-эффектом, создает сильнощелочную среду. Проявляет свойства основных гидроксидов (относится к щелочам); нейтрализуется кислотами, реагирует с кислотными оксидами, кислородом, озоном. Получение см. 63¹, 9, 67², 3, 70⁷, 72³.

$$M_r = 102, 48; \quad d = 3, 203; \quad t_{пл} = 382^\circ \text{ C}; \quad k_s = 179^{(15)}, 282^{(47)}.$$

1. $\text{RbOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{RbOH} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ (47–54° C),
 $\text{RbOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{RbOH} + \text{H}_2\text{O}$ (300° C, в токе H_2).
2. $\text{RbOH}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{OH}^-$.
3. $\text{RbOH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{RbCl} + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{RbOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}^*$,
 $\text{RbOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{RbNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{RbOH}_{(\text{ж})} + 3\text{O}_2 = 4\text{RbO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (450° C),
 $4\text{RbOH} + 4\text{O}_3 = 4\text{RbO}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (20° C).
5. $2\text{RbOH}(\text{конц.}) + \text{CO}_2 = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{RbOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Rb}(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + \text{H}_2\text{O}$.

70. Rb_2CO_3 — КАРБОНАТ РУБИДИЯ

Белый, при прокаливании разлагается, плавится только под избыточным давлением CO_2 . Чувствителен к влаге и CO_2 воздуха. Очень хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Разлагается кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 67⁶, 9, 69³.

$$M_r = 230, 94; \quad t_{пл} = 873^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 223^{(20)}, 301, 1^{(50)}.$$

1. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 = \text{Rb}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (выше 900° C, вак.).
2. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 \cdot 1, 5\text{H}_2\text{O} = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + 1, 5\text{H}_2\text{O}$ (выше 190° C).
3. $\text{Rb}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$, $pK_o = 3, 67$.
4. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{RbCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{HClO}_4(\text{конц., хол.}) = 2\text{RbClO}_4\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[170-180^\circ \text{ C}]{20^\circ \text{ C}} 2\text{RbHCO}_3$.
7. $\text{Rb}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = 2\text{RbOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$.

71. RbNO_3 — НИТРАТ РУБИДИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде с высоким эндо-эффектом (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Сильный окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 63⁴, 69³.

$$M_r = 147, 47; \quad d = 3, 11; \quad t_{пл} = 313^\circ \text{ C}; \quad k_s = 53, 5^{(20)}, 309^{(80)}.$$

1. $2\text{RbNO}_3 = 2\text{RbNO}_2 + \text{O}_2$ (540–880° C).
2. $\text{RbNO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NO}_3^-$ (pH 7).
3. $\text{RbNO}_3(\text{насыщ.}) + (1 - 2)\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{RbNO}_3 \cdot (1 - 2)\text{HNO}_3\downarrow$ (комн.).

*Здесь в книге опечатка.

4. $\text{RbNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{RbNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{RbNO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{RbOH}$ (кип.).
5. $2\text{RbNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + 2\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$ (300–350° С).
6. $\text{RbNO}_3 + \text{Pb} = \text{RbNO}_2 + \text{PbO}$ (400° С).

72. Rb_2SO_4 — СУЛЬФАТ РУБИДИЯ

Белый, летучий, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Получение см. 63³, 73², 3, 74⁶.

$$M_r = 267,00; d = 3,613; t_{\text{пл}} = 1066^\circ \text{C}; t_{\text{пл}} \approx 1700^\circ \text{C}; k_s = 48,2^{(20)}, 75,0^{(80)}.$$

1. $\text{Rb}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
2. $\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{RbHSO}_4$.
3. $\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{BaX}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{RbX}$ (X = Cl⁻, OH⁻).
4. $\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 24\text{H}_2\text{O} = 2\{\text{RbAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}\}\downarrow$ (квасцы).

73. RbCl — ХЛОРИД РУБИДИЯ

Белый, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет) и в концентрированной хлороводородной кислоте. Кристаллогидратов не образует. Слабый восстановитель. Вступает в реакции обмена. Получение см. 63², 10, 69³, 70⁴, 72³.

$$M_r = 120,92; d = 2,76; t_{\text{пл}} = 718^\circ \text{C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1395^\circ \text{C}; k_s = 91,1^{(20)}, 127,2^{(80)}.$$

1. $\text{RbCl}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{Cl}^-$ (рН 7).
2. $2\text{RbCl}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
3. $\text{RbCl} + \text{RbHSO}_4 = \text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (500–600° С).
4. $10\text{RbCl}_{(\text{т})} + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 2\text{KMnO}_{4(\text{т})} = 5\text{Cl}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Rb}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{RbCl} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6] = \text{Rb}_2[\text{SnCl}_6]\downarrow + 2\text{HCl}$ (в этаноле).
6. $2\text{RbCl} + \text{H}_2[\text{PtCl}_6] = \text{Rb}_2[\text{PtCl}_6]\downarrow + 2\text{HCl}$ (в разб. HCl).
7. $2\text{RbCl}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Rb}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.
8. $2\text{RbCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{RbOH}$,
 $2\text{RbCl}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Rb}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

74. Rb_2S — СУЛЬФИД РУБИДИЯ

Белый, плавится без разложения. Термически устойчивый. Безводный порошок-кообразный Rb_2S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноспособный, во влажном воздухе окисляется. Разлагается сильными кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 63¹¹, 64⁵.

$$M_r = 203,00; d = 2,912; t_{\text{пл}} = 530^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Rb}_2\text{S} \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Rb}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (200° С, вак.).
2. $\text{Rb}_2\text{S}(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Rb}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ \text{S}^{2-}$,
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 1,09$.
3. $\text{Rb}_2\text{S} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{RbCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
4. $\text{Rb}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{RbHSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Rb}_2\text{S}_{(p)} \xrightarrow[\text{-RbOH}]{\text{O}_2(\text{воздух}), \tau} \text{S}(\text{коллоид}), \text{Rb}_2(\text{S}_n), \text{Rb}_2\text{SO}_3\text{S}$.
6. $\text{Rb}_2\text{S}_{(т)} + 2\text{O}_2 = \text{Rb}_2\text{SO}_4$ (выше 500° С).
7. $\text{Rb}_2\text{S}_{(p)} + (n-1)\text{S} = \text{Rb}_2(\text{S}_n)$ (кип., $n = 2, 3, 5$).
8. $\text{Rb}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{RbHS}$.

ЦЕЗИЙ. ФРАНЦИЙ

75. Cs — ЦЕЗИЙ

Щелочной металл. Белый (на срезе — светло-желтый), мягкий, весьма низкоплавкий. Пар цезия окрашен в зеленовато-синий цвет. Химически растворяется в жидком аммиаке (темно-синий раствор), расплаве CsOH. Чрезвычайно реакционноспособный, сильнейший восстановитель, реагирует с кислородом воздуха, водой (идет воспламенение металла и выделяющегося водорода), разбавленными кислотами, неметаллами, аммиаком, сероводородом.

Не реагирует с азотом. Хорошо сохраняется только под слоем парафинового или вазелинового масла. С ртутью образует амальгаму. Окрашивает пламя газовой горелки в синий цвет. Получение см. 77¹, 81⁶, 85⁹.

$$M_r = 132,905; \quad d_{(т)} = 1,873; \quad d_{(ж)} = 1,841^{(29)};$$

$$t_{пл} = 28,7^\circ \text{C}; \quad t_{кип} = 667,6^\circ \text{C}.$$

1. $2\text{Cs} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{CsOH} + \text{H}_2\uparrow$.
2. $2\text{Cs} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\uparrow$.
3. $8\text{Cs} + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., хол.}) = 4\text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 + \text{S}\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$ (примесь H_2S),
 $21\text{Cs} + 26\text{HNO}_3(\text{разб., хол.}) = 21\text{CsNO}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{N}_2\uparrow + 13\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{Cs} + 2\text{CsOH} = 2\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\uparrow$ (300–350° С).
5. $2\text{Cs} + \text{H}_2 = 2\text{CsH}$ (300–350° С, p).
6. $\text{Cs} + \text{O}_2(\text{воздух}) = \text{CsO}_2$ (сгорание).
7. $4\text{Cs} + \text{O}_2 = 2\text{Cs}_2\text{O}$ (на холоду),
 $\text{Cs} \xrightarrow{\text{O}_2} \text{Cs}_2\text{O}_2 \downarrow \xrightarrow{\text{O}_2, \tau} \text{CsO}_2 \downarrow$ (–50° С, в жидк. NH_3).
8. $4\text{Cs} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{CsOH}$.
9. $2\text{Cs} + \text{E}_2 = 2\text{CsE}$ (комн.; $\text{E} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$).
10. $2\text{Cs} + \text{S} = \text{Cs}_2\text{S}$ (100–130° С).
11. $2\text{Cs} + 2\text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = 2\text{CsHS}\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (в бензоле).
12. $2\text{Cs} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = 2\text{CsNH}_2 + \text{H}_2$ (30–45° С).

13. $\text{Cs} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Cs}(\text{NH}_3)_6](\text{т.-син.})$ [-40°C],
 $[\text{Cs}(\text{NH}_3)_6] + n\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons [\text{Cs}(\text{NH}_3)_6]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3.$
 14. $4\text{Cs} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{Cs}_2\text{SiO}_3 + \text{Si}$ (выше 300°C).

76. CsH — ГИДРИД ЦЕЗИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением H_2 плавится без разложения. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом, хлором. Получение см. 75⁵.

$$M_r = 133,91; \quad d = 3,41; \quad t_{\text{пл}} \approx 400^\circ \text{C}(p).$$

1. $2\text{CsH} = 2\text{Cs} + \text{H}_2$ (выше 200°C).
2. $\text{Cs} + \text{H} + \text{H}_2\text{O} = \text{CsOH} + \text{H}_2\uparrow.$
3. $\text{CsH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CsCl} + \text{H}_2\uparrow.$
4. $2\text{CsH} + \text{O}_2 = 2\text{CsOH}$ (выше 200°C).
5. $\text{CsH} + \text{Cl}_2 = \text{CsCl} + \text{HCl}$ (400°C),
 $2\text{CsH} + 2\text{S} = \text{Cs}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S}$ ($300\text{--}350^\circ \text{C}$).
6. $\text{CsH} + \text{NH}_3(\text{г}) = \text{CsNH}_2 + \text{H}_2$ (350°C).

77. Cs₂O — ОКСИД ЦЕЗИЯ

Оранжево-красный, при нагревании становится вначале темно-красным, затем черным. Летуч в вакууме. Чувствителен к свету (темнеет и разлагается). Устойчив в сухом чистом воздухе. Проявляет основные свойства, энергично реагирует с водой (образуется сильнощелочной раствор), кислотами, кислотными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 75⁷, 79¹.

$$M_r = 281,81; \quad d = 4,68; \quad t_{\text{пл}} \approx 490^\circ \text{C}(p).$$

1. $2\text{Cs}_2\text{O} = \text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{Cs}$ ($300\text{--}500^\circ \text{C}$).
2. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{CsOH}.$
3. $\text{Cs}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}.$
4. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{CO}_2(\text{влажн.}) = \text{Cs}_2\text{CO}_3, \text{Cs}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{CsHCO}_3$ (комн.).
5. $\text{Cs}_2\text{O} + \text{NH}_3(\text{ж}) \xrightarrow{\tau} \text{CsNH}_2\downarrow + \text{CsOH}$ (-50°C).

78. Cs₂O₂ — ПЕРОКСИД ЦЕЗИЯ

Белый (с примесью CsO_2 — желтый). Термически устойчивый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Чрезвычайно чувствителен к O_2 воздуха, поглощает влагу и CO_2 . Полностью разлагается водой, кислотами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 75⁷, 79¹.

$$M_r = 297,81; \quad d = 4,74; \quad t_{\text{пл}} = 594^\circ \text{C}.$$

1. $2\text{Cs}_2\text{O}_2 = 2\text{Cs}_2\text{O} + \text{O}_2$ ($640\text{--}980^\circ \text{C}$).
2. $\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{CsOH} + \text{H}_2\text{O}_2$ (0°C).
 $2\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{CsOH} + \text{O}_2\uparrow.$

3. $\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}_2$.
4. $2\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., гор.}) = 2\text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$.
5. $\text{Cs}_2\text{O}_2 + \text{O}_2(\text{воздух}) = 2\text{CsO}_2$ (комн.).
6. $2\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 = 2\text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$, $\text{Cs}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{Cs}_2\text{CO}_3$ (комн.).
7. $5\text{Cs}_2\text{O}_2 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{CsMnO}_4 = 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + 6\text{Cs}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.

79. CsO_2 — НАДПЕРОКСИД ЦЕЗИЯ

Оранжево-желтый, при нагревании разлагается без плавления, плавится под избыточным давлением O_2 . Имеет ионное строение $(\text{Cs}^+)(\text{O}_2^-)$. Энергично реагирует с водой, кислотами, озоном, моно- и диоксидом углерода, аммиаком. Очень сильный окислитель. Получение см. 75⁷, 81⁴.

$$M_r = 164, 90; \quad d = 3, 80; \quad t_{\text{пл}} = 515^\circ \text{C} (p).$$

1. $\text{CsO}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{400-600^\circ \text{C}} \text{Cs}_2\text{O}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{640-980^\circ \text{C}} \text{Cs}_2\text{O}$
2. $2\text{CsO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CsOH} + \text{CsHO}_{2(p)} + \text{O}_2\uparrow$ (0° C),
 $2\text{CsHO}_{2(p)} \xrightarrow{\tau} 2\text{CsOH} + \text{O}_2\uparrow$ (комн.).
3. $4\text{CsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 4\text{CsOH} + 3\text{O}_2\uparrow$.
4. $2\text{CsO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$.
5. $2\text{CsO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) = 2\text{CsHSO}_4 + \text{O}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
6. $\text{CsO}_2 + \text{O}_3 = \text{CsO}_3 + \text{O}_2$ (комн.).
7. $2\text{CsO}_2 + 2\text{NH}_3 \xrightarrow{\tau} 2\text{CsOH} + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.).
8. $4\text{CsO}_2 + 2\text{CO}_2(\text{влажн.}) = 2\text{Cs}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2$ (комн.),
 $2\text{CsO}_2 + \text{CO} = \text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (30–40° C).

80. CsO_3 — ОЗОНИД ЦЕЗИЯ

Оранжево-красный. Более устойчив, чем KO_3 и RbO_3 , разлагается при умеренном нагревании. Имеет ионное строение $(\text{Cs}^+)(\text{O}_3^-)$. Энергично реагирует с водой, кислотами, серой. Очень сильный окислитель. Получение см. 79⁶, 81⁴.

$$M_r = 180, 90; \quad d = 3, 19.$$

1. $2\text{CsO}_3 = 2\text{CsO}_2 + \text{O}_2$ (70–100° C).
2. $4\text{CsO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{CsOH} + 5\text{O}_2\uparrow$ (следы радикалов OH^0).
3. $4\text{CsO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 4\text{CsCl} + 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{CsO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., гор.}) = 2\text{CsCl} + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{CsO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{влага}) + 3\text{CO}_2 = \text{Cs}_2\text{CO}_3 + 2\text{CsHCO}_3 + 5\text{O}_2$ (комн.).
5. $6\text{CsO}_3 + 5\text{S} = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{Cs}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (30–40° C).
6. $\text{CsO}_3 + 2\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{O}_3 + \text{CsNH}_2$ (–50° C).

81. CsOH — ГИДРОКСИД ЦЕЗИЯ

Белый, плавится без разложения, летучий. Хорошо растворим в воде с сильным экзо-эффектом, создает сильнощелочную среду. Проявляет основные свойства (относится к щелочам), нейтрализуется кислотами, реагирует с кислотными оксидами, кислородом, озоном. Получение см. 75^{1, 8}, 77², 82⁷, 84³, 85⁹.

$$M_r = 149,91; \quad d = 3,675(\text{кр.}); \quad t_{\text{пл}} = 346^\circ \text{ C.}$$

$$k_s = 385,6^{(15)}, 303^{(30)}.$$

1. $\text{CsOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{CsOH} + \text{H}_2\text{O}$ (300° C, в токе H₂).
2. $\text{CsOH}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{OH}^-$.
3. $\text{CsOH} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{CsOH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{CsOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{CsNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{CsOH}_{(\text{ж})} + 3\text{O}_2 = 4\text{CsO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (400° C),
 $4\text{CsOH} + 4\text{O}_3 = 4\text{CsO}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (20° C).
5. $2\text{CsOH}(\text{конц.}) + \text{CO}_2 = \text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
6. $4\text{CsOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Cs}(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{H}_2\text{O}$.

82. Cs₂CO₃ — КАРБОНАТ ЦЕЗИЯ

Белый, при прокаливании разлагается, плавится под избыточным давлением CO₂. Чувствителен к влаге и CO₂ воздуха. Очень хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Разлагается кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 77⁴, 81⁵.

$$M_r = 325,82; \quad t_{\text{пл}} = 793^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 308,3^{(20)}, 347^{(40)}.$$

1. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 = \text{Cs}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (620–1000° C, вак.).
2. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 \cdot 3,5\text{H}_2\text{O} = \text{Cs}_2\text{O}_3 + 3,5\text{H}_2\text{O}$ (150–160° C).
3. $\text{Cs}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 3,67$.
4. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{CsCl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Cs}_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) + 2\text{HClO}_4(\text{конц., хол.}) = 2\text{CsClO}_4\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[170-180^\circ \text{ C}]{20^\circ \text{ C}} 2\text{CsHCO}_3$.
7. $\text{Cs}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = 2\text{CsOH} + \text{CaCO}_3\downarrow$.

83. CsNO₃ — НИТРАТ ЦЕЗИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде с эндо-эффектом (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Сильный окислитель при спекании. В растворе восстанавливается только атомным водородом. Получение см. 75³, 81³.

$$M_r = 194,91; \quad d = 3,685; \quad t_{\text{пл}} = 414^\circ \text{ C}; \quad k_s = 23,0^{(20)}, 134^{(80)}.$$

- $2\text{CsNO}_3 = 2\text{CsNO}_2 + \text{O}_2$ (585–850° С).
- $\text{CsNO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NO}_3^-$ (рН 7).
- $\text{CsNO}_3(\text{насыщ.}) + (1 - 2)\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{CsNO}_3 \cdot (1 - 2)\text{HNO}_3 \downarrow$ (комн.).
- $\text{CsNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{CsNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{CsNO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CsOH}$ (кип.).
- $2\text{CsNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$ (350° С).
- $\text{CsNO}_3 + \text{Pb} = \text{CsNO}_2 + \text{PbO}$ (400° С).

84. Cs_2SO_4 — СУЛЬФАТ ЦЕЗИЯ

Белый, летучий, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Получение см. 75³, 81³, 86⁶.

$$M_r = 361,87; \quad d = 4,243; \quad t_{\text{пл}} = 1019^\circ \text{ С};$$

$$k_s = 178,7^{(20)}, 210,3^{(80)}.$$

- $\text{Cs}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
- $\text{Cs}_2\text{SO}_{4(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{CsHSO}_4$.
- $\text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{BaX}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{CsX}$ (X = Cl⁻, OH⁻).
- $\text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 24\text{H}_2\text{O} = 2\{\text{CsAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}\} \downarrow$ (квасцы).

85. CsCl — ХЛОРИД ЦЕЗИЯ

Белый, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Растворяется в концентрированной хлороводородной кислоте. Слабый восстановитель. Вступает в реакции обмена. Получение см. 75^{2, 9}, 81³, 82⁴, 84³.

$$M_r = 168,36; \quad d = 3,988; \quad t_{\text{пл}} = 645^\circ \text{ С};$$

$$t_{\text{кип}} = 1302^\circ \text{ С}; \quad k_s = 186,5^{(20)}, 250^{(80)}.$$

- $\text{CsCl}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{Cl}^-$ (рН 7).
- $2\text{CsCl}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$ (кип.).
- $\text{CsCl} + \text{CsHSO}_4 = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ (550–700° С).
- $10\text{CsCl}_{(\text{т})} + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 2\text{KMnO}_{4(\text{т})} = 5\text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Cs}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.
- $2\text{CsCl} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6] = \text{Cs}_2[\text{SnCl}_6] \downarrow + 2\text{HCl}$ (в конц. HCl).
- $3\text{CsCl} + 3\text{H}[\text{SbCl}_4] = \text{Cs}_3[\text{SbCl}_9] \downarrow + 2\text{HCl}$ (в конц. HCl).
- $2\text{CsCl} + \text{H}_2[\text{PtCl}_6] = \text{Cs}_2[\text{PtCl}_6] \downarrow + 2\text{HCl}$ (в разб. HCl).
- $2\text{CsCl}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Cs}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow (\text{анод})$.
- $2\text{CsCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2 \uparrow (\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow (\text{анод}) + 2\text{CsOH}$,
 $2\text{CsCl}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Cs}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow (\text{анод})$.

86. Cs₂S — СУЛЬФИД ЦЕЗИЯ

Белый, термически устойчивый. Безводный порошкообразный Cs₂S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноспособный, во влажном состоянии окисляется O₂ воздуха, присоединяет серу. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 75¹⁰, 76⁵.

$$M_r = 297,88;$$

1. Cs₂S · 4H₂O = Cs₂S + 4H₂O (150° С, вак.).
2. Cs₂S(разб.) + 12H₂O = 2[Cs(H₂O)₆]⁺ + S₂²⁻,
S₂²⁻ + H₂O ⇌ HS⁻ + OH⁻; pK₀ = 1,09.
3. Cs₂S + 2HCl(разб.) = 2CsCl + H₂S↑.
4. Cs₂S + 3H₂SO₄(конц.) = 2CsHSO₄ + S↓ + SO₂↑ + 2H₂O.
5. Cs₂S(p) $\xrightarrow[-CsOH]{O_2(\text{воздух}), \tau}$ S(коллоид), Cs₂(S_n), Cs₂SO₃S.

87. Cs₂(S_n) — ПОЛИСУЛЬФИДЫ (2-) ЦЕЗИЯ

Смесь Cs₂(S_n) (n = 2, 3, 5, 6) имеет желто-бурую окраску. Все Cs₂(S_n) — весьма твердые, плавятся без разложения, расплавы — темно-коричневые подвижные жидкости. Термическая устойчивость понижается при возрастании n. Хорошо растворяются в воде, в меньшей степени (по сравнению с Cs₂S) гидролизуются по аниону, раствор окрашен в темно-желтый цвет. Окисляются на воздухе, разлагаются кислотами. Обладают окислительным действием. Получение см. 86⁵, 7.

Cs ₂ (S ₂) :	M _r = 329,94;	t _{пл} = 460° С.
Cs ₂ (S ₃) :	M _r = 362,01;	t _{пл} = 217° С.
Cs ₂ (S ₅) :	M _r = 426,14;	t _{пл} = 210° С.
Cs ₂ (S ₆) :	M _r = 458,21;	t _{пл} = 185° С.

1. Cs₂(S_n) = Cs₂S + (n - 1)S (выше 600° С).
2. Cs₂(S_n)[разб.] + 12H₂O = 2[Cs(H₂O)₆]⁺ + S_n²⁻,
S_n²⁻ + H₂O ⇌ HS_n⁻ + OH⁻; pK₀ = 8,30 (n = 5).
3. Cs₂(S_n) + 2HCl(разб.) = 2CsCl + H₂S↑ + (n - 1)S↓ (комн.),
Cs₂(S_n) + 2HCl(конц.) = 2CsCl + H₂S_n (-15° С).
4. Cs₂(S_n) + 2H₂O(хол.) + O₂ = 2nS(коллоид) + 4CsOH (на свету).

88. Fr — ФРАНЦИЙ

Щелочной металл. Белый, весьма легкоплавкий. Радиоактивен, наиболее долгоживущий изотоп ²²³Fr (период полураспада 22 мин.). Самый реакционноспособный из всех металлов, по химическому поведению аналогичен цезию. На воздухе покрывается оксидной пленкой. Сильный восстановитель,

энергично реагирует с водой и кислотами, выделяя H_2 . Катион Fr^+ в водном растворе бесцветен. В литосфере земли образуется при радиоактивном распаде урана и актиния. Синтезирован бомбардировкой ядер урана протонами или ядер радия нейтронами. Выделены соединения $FrClO_4$ и $Fr_2[PtCl_6]$ методом соосаждения с соответствующими малорастворимыми солями Rb и Cs.

$$M_r = 223,020; \quad d = 2,3 \div 2,5; \quad t_{пл} = 21^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 660^\circ \text{ C}.$$

ЭЛЕМЕНТЫ IIА-ГРУППЫ

БЕРИЛЛИЙ

89. Be — БЕРИЛЛИЙ

Светло-серый, легкий, достаточно твердый, хрупкий металл. На воздухе покрывается оксидной пленкой. Пассивируется в холодной воде, концентрированных серной и азотной кислотах. Восстановитель, реагирует с кипящей водой, разбавленными кислотами, концентрированными щелочами, неметаллами, аммиаком, оксидами металлов. Получение см. 90¹², 95⁹, 10, 96⁹.

$$M_r = 9,012; \quad d = 1,85; \quad t_{пл} = 1287^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 2507^\circ \text{ C}.$$

1. $2Be + 3H_2O = BeO \downarrow + Be(OH)_2 \downarrow + 2H_2 \uparrow$ (кип.).
2. $Be + 2HCl(\text{разб.}) = BeCl_2 + H_2 \uparrow$,
 $3Be + 8HNO_3(\text{разб., гор.}) = 3Be(NO_3)_2 + 2NO \uparrow + 4H_2O$.
3. $Be + 2NaOH(\text{конц.}) + 2H_2O = Na_2[Be(OH)_4] + H_2 \uparrow$,
 $Be + 2NaOH = Na_2BeO_2 + H_2$ (400–500° C).
4. $2Be + O_2 = 2BeO$ (900° C, сгорание на воздухе).
5. $Be + E_2 = BeE_2$ (комн., E = F; 250° C, E = Cl; 480° C, E = Br, I).
6. $Be + S = BeS$ (1150° C),
 $3Be + N_2 = Be_3N_2^*$ (700–900° C),
 $2Be + C(\text{графит}) = Be_2C$ (1700–1900° C, вак.).
7. $Be + 4HF(\text{конц.}) = H_2[BeF_4] + H_2 \uparrow$.
8. $3Be + 2NH_3 = Be_3N_2 + 3H_2$ (500–700° C).
9. $Be + C_2H_2 = BeC_2 + H_2$ (400–450° C).
10. $Be + MgO = BeO + Mg$ (1075° C).

90. BeO — ОКСИД БЕРИЛЛИЯ

Бромеллит. Белый, тугоплавкий, термически устойчивый, летучий в токе O_2 и водяного пара. В прокаленном виде малореакционноспособный. Активно адсорбирует влагу воздуха. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с

*Здесь в книге опечатка.

концентрированными кислотами и щелочами, кислотными и основными оксидами. Легко фторируется, восстанавливается магнием и углеродом. Получение см. 91¹, 92¹, 93¹, 94¹.

$$M_r = 25,01; \quad d = 3,015; \quad t_{пл} = 2580^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 4260^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{BeO} + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{BeO} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{BeSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
2. $\text{BeO} + 2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$,
 $\text{BeO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad (250-300^\circ \text{ C})$.
3. $\text{BeO} + 2\text{Na}_2\text{O} = \text{Na}_4\text{BeO}_3 \quad (500^\circ \text{ C})$.
4. $\text{BeO} + 2\text{HF}(\text{г}) = \text{BeF}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad (220^\circ \text{ C})$,
 $\text{BeO} + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{BeF}_4] + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{BeO} + 2\text{NH}_4(\text{HF}_2) = (\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] + \text{H}_2\text{O} \quad (100-200^\circ \text{ C})$.
6. $2\text{BeO} + 2\text{F}_2 = 2\text{BeF}_2 + \text{O}_2 \quad (\text{выше } 400^\circ \text{ C})$.
7. $2\text{Be} + 3\text{C}(\text{графит}) = \text{Be}_2\text{C} + 2\text{CO} \quad (1800-1930^\circ \text{ C})$.
8. $\text{BeO} + \text{C}(\text{графит}) + \text{Cl}_2 = \text{BeCl}_2 + \text{CO} \quad (700-900^\circ \text{ C})$.
9. $2\text{BeO} + \text{CS}_2 = 2\text{BeS} + \text{CO}_2 \quad (650-700^\circ \text{ C})$.
10. $2\text{BeO} + \text{SiO}_2 = \text{Be}_2\text{SiO}_4 \quad (1500-1600^\circ \text{ C})$,
 фенакит
11. $\text{BeO} + \text{Al}_2\text{O}_3 = (\text{BeAl}_2)\text{O}_4 \quad (1400^\circ \text{ C})$,
 хризоберилл
12. $\text{BeO} + \text{Mg} = \text{MgO} + \text{Be} \quad (700-800^\circ \text{ C})$.

91. $\text{Be}(\text{OH})_2$ — ГИДРОКСИД БЕРИЛЛИЯ

Бехоит. Белый, аморфный или кристаллический, при нагревании разлагается. В кристаллическом виде малореакционноспособный. Не растворяется в воде. Не реагирует с гидратом аммиака. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с разбавленными кислотами, щелочами, в растворе и при сплавлении. Легко образует фторо- и карбонатокомплексы. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 89¹, 94^{5, 6}, 96^{4, 5}.

$$M_r = 43,03; \quad d = 1,92.$$

1. $\text{Be}(\text{OH})_2 = \text{BeO} + \text{H}_2\text{O} \quad (200-800^\circ \text{ C})$.
2. $\text{Be}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 2\text{OH}^-$; $\text{pPP}^{25} = 21, 10$.
 $\text{Be}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}^+$; $\text{pPP}^{25} = 29, 68$.
3. $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4]$,
 $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{BeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (200-300^\circ \text{ C})$.
5. $2\text{Be}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = \text{Be}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{HF}(\text{разб.}) = \text{BeF}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Be}(\text{OH})_2 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{BeF}_4] + 2\text{H}_2\text{O}$.

92. BeCO₃ — КАРБОНАТ БЕРИЛЛИЯ

Белый, при слабом нагревании разлагается без плавления. Не растворяется в холодной воде. Не переводится в раствор действием CO₂. Разлагается горячей водой, кислотами, концентрированными щелочами, растворами карбонатов щелочных металлов и аммония. Получение см. 95⁸.

$$M_r = 69,02.$$

1. BeCO₃ = BeO + CO₂ (выше 180° С).
2. BeCO₃ · 4H₂O = BeCO₃ + 4H₂O (100° С, вак.).
3. 2BeCO₃ + H₂O(гор.) = Be₂CO₃(OH)₂↓ + CO₂↑.
4. BeCO₃ + 2HCl(разб.) = BeCl₂ + CO₂↑ + H₂O.
5. BeCO₃ + 4HF(конц.) = H₂[BeF₄] + CO₂↑ + H₂O.
6. BeCO₃ + 4NaOH(конц., гор.) = Na₂[Be(OH)₄] + Na₂CO₃.
7. BeCO_{3(т)} + (NH₄)₂CO₃(конц.) = (NH₄)₂[Be(CO₃)₂]_(р).

93. Be(NO₃)₂ — НИТРАТ БЕРИЛЛИЯ

Белый, при нагревании разлагается. В чистой воде гидролизуется с образованием осадка основных солей, в подкисленной воде хорошо растворяется (гидролиз по катиону). Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 89², 94⁷.

$$M_r = 133,02; \quad k_s = 106,6^{(20)}, 177,8^{(60)}.$$

1. 8Be(NO₃)₂ = 2[Be₄(NO₃)₆O] + 4NO + O₂ (125° С, вак.),
2Be(NO₃)₂ = 2BeO + 4NO₂ + O₂ (выше 1000° С).
2. 24[Be(NO₃)₂ · 4H₂O] = 6[Be₄(NO₃)₆O] + 8HNO₃ + 4NO + 3O₂ + 92H₂O (100° С).
3. Be(NO₃)₂(разб.) + 4H₂O(хол.) = [Be(H₂O)₄]²⁺ + 2NO₃⁻ (в разб. HNO₃),
[Be(H₂O)₄]²⁺ + H₂O ⇌ [Be(H₂O)₃(OH)]⁺ + H₃O⁺; pK_к = 5, 70,
3[Be(H₂O)₃(OH)]⁺ ⇌ [Be₃(H₂O)₆(OH)₃]³⁺ + 3H₂O.
4. Be(NO₃)₂ + H₂O(хол.) = Be(NO₃)OH↓ + HNO₃.
5. Be(NO₃)₂ + 2NaOH(разб.) = Be(OH)₂↓ + 2NaNO₃,
Be(NO₃)₂ + 4NaOH(конц.) = Na₂[Be(OH)₄] + 2NaNO₃.
6. Be(NO₃)₂ + 2(NH₃ · H₂O)[конц.] = Be(OH)₂↓ + 2NH₄NO₃.
7. 3Be(NO₃)₂ + 2Na₂HPO₄(гор.) = Be₃(PO₄)₂↓ + 4NaNO₃ + 2HNO₃.
8. Be(NO₃)₂ + NH₄NO₃ + Na₃PO₄ = Be(NH₄)PO₄↓ + 2NaNO₃.

94. BeSO₄ — СУЛЬФАТ БЕРИЛЛИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в подкисленной воде (гидролиз по катиону), не растворяется в концентрированной серной кислоте. Реагирует с кипящей водой, щелочами, гидратом аммиака. Получение см. 90¹, 95⁴.

$$M_r = 105,07; \quad d = 2,443; \quad t_{пл} = 540° С; \quad k_s = 39,1^{(20)}, 67,2^{(60)}.$$

1. $\text{BeSO}_4 = \text{BeO} + \text{SO}_3$ (547–600° С).
2. $\text{BeSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{BeSO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ (220–400° С).
3. $\text{BeSO}_4(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (в разб. H_2SO_4),
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 5, 70$,
 $3[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ \rightleftharpoons [\text{Be}_3(\text{H}_2\text{O})_6(\text{OH})_3]^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{BeSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Be}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ (кип.).
5. $\text{BeSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$,
 $\text{BeSO}_4 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
6. $\text{BeSO}_4 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
7. $\text{BeSO}_4 + \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Be}(\text{NO}_3)_2 + \text{BaSO}_4\downarrow$.

95. BeF_2 — ФТОРИД БЕРИЛЛИЯ

Белый, тугоплавкий, заметно летучий, термически устойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Разлагается в кипящей воде и концентрированной серной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака, фторидами щелочных металлов и аммония. Восстанавливается магнием и электролитически. Получение см. 89⁵, 90^{4, 6}, 98¹.

$$M_r = 47,01; \quad d = 1,986; \quad t_{\text{пл}} = 803^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1175^\circ \text{C}; \quad k_s = 84,6^{(25)}.$$

1. $\text{BeF}_2 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{BeF}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (140–160° С, в токе HF).
2. $\text{BeF}_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 2\text{F}^-$,
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 5, 70$,
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{F}^- \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3\text{F}]^+ + \text{H}_2\text{O}$; $\lg K_y = 6, 00$.
3. $\text{BeF}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{HF}\uparrow$ (кип.).
4. $\text{BeF}_2(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{BeSO}_4\downarrow + 2\text{HF}\uparrow$.
5. $\text{BeF}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Be}(\text{OH})_2 + 2\text{NaF}$,
 $\text{BeF}_2 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + 2\text{NaF}$.
6. $\text{BeF}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{F}$.
7. $\text{BeF}_2 + 2\text{MF}(\text{конц.}) = \text{M}_2[\text{BeF}_4]$ (M = H⁺, K⁺, NH₄⁺),
 $\text{BeF}_2 + 2\text{NaF}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{BeF}_4]\downarrow$.
8. $\text{BeF}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{BeCO}_3\downarrow + 2\text{NaF}$ (комн. насыщение CO₂).
9. $\text{BeF}_2 + \text{Mg} = \text{Be} + \text{MgF}_2$ (700–750° С).
10. $\text{BeF}_2(\text{ж}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Be}\downarrow(\text{катод}) + \text{F}_2\uparrow(\text{анод})$.

96. BeCl_2 — ХЛОРИД БЕРИЛЛИЯ

Белый с зеленоватым оттенком, легкоплавкий, низкикопийщий. Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по катиону). В горячей воде образует осадок основной соли. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Восстанавливается электролитически. Получение см. 89⁵, 90⁸.

$$M_r = 79,92; \quad d = 1,90; \quad t_{\text{пл}} = 415^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 550^\circ \text{C}; \quad k_s = 72,8^{(20)}, 77,0^{(30)}.$$

1. $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{BeCl}(\text{OH}) + \text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ (выше 176° С).

2. $\text{BeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{BeCl}(\text{OH})\downarrow + \text{HCl}$,
 $3\text{BeCl}_2(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}]^+ + [\text{BeCl}_4]^{2-}$ (в конц. HCl).
3. $\text{BeCl}_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + 4\text{Cl}^-$ (в разб. HCl),
 $[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 5, 70$,
 $3[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{OH})]^+ \rightleftharpoons [\text{Be}_3(\text{H}_2\text{O})_6(\text{OH})_3]^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{BeCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$,
 $\text{BeCl}_2 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$.
5. $\text{BeCl}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
6. $\text{BeCl}_2 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{BeF}_4] + 2\text{HCl}$.
7. $\text{BeCl}_2 + 4\text{NaF}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{BeF}_4]\downarrow + 2\text{NaCl}$.
8. $\text{BeCl}_2 + 2\text{Li} = \text{BeH}_2\downarrow + 2\text{LiCl}$ (в эфире).
9. $\text{BeCl}_2(\text{ж}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Be}\downarrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

97. Be_2C — КАРБИД ДИБЕРИЛЛИЯ

Желтовато-красный, очень твердый, при плавлении разлагается. Медленно гидролизуется во влажном воздухе, быстро — в горячей воде. Реагирует с разбавленными кислотами, концентрированными щелочами. Окисляется на воздухе, восстанавливается водородом, легко галогенируется. Получение см. 89⁶, 90⁷.

$$M_r = 30,04; \quad d = 1,90; \quad t_{\text{пл}} = 2150^\circ \text{C} (\text{разл.})$$

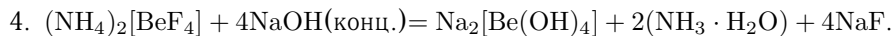
1. $\text{Be}_2\text{C} = 2\text{Be} + \text{C}(\text{графит})$ [выше 2150° C].
2. $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 2\text{Be}(\text{OH})_2\downarrow + \text{CH}_4\uparrow$.
3. $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{BeCl}_2 + \text{CH}_4\uparrow$.
4. $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] + \text{CH}_4\uparrow$.
5. $\text{Be}_2\text{C} + 2\text{H}_2 = 2\text{Be} + \text{CH}_4$ (2000° C).
6. $\text{Be}_2\text{C} + 2\text{O}_2 = 2\text{BeO} + \text{CO}_2$ (600–700° C).
7. $\text{Be}_2\text{C} + 4\text{Cl}_2 = 2\text{BeCl}_2 + \text{CCl}_4$ (выше 300° C).

98. $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4]$ — ТЕТРАФТОРОБЕРИЛЛАТ(II) АММОНИЯ

Белый, при умеренном нагревании плавится и разлагается. Хорошо растворяется в воде с частичной акваатацией аниона. Кристаллогидратов не образует. Не реагирует с гидратом аммиака. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Получение см. 90⁵, 95⁷.

$$M_r = 121,08; \quad t_{\text{пл}} = 280^\circ \text{C} (\text{разл.}) \quad k_s = 47,5^{(25)},$$

1. $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] = \text{NH}_4[\text{BeF}_3] + \text{NH}_4\text{F}$ (280–320° C),
 $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] = 2\text{NH}_4\text{F} + \text{BeF}_2$ (800–1100° C).
2. $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4](\text{разб.}) = 2\text{NH}_4^+ + [\text{BeF}_4]^{2-}$,
 $[\text{BeF}_4]^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Be}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3]^- + \text{F}^-$; $pK_H = 2, 26$.
3. $(\text{NH}_4)_2[\text{BeF}_4] + 4\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{BeCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl} + 4\text{HF}\uparrow$ (кип.).



МАГНИЙ

99. Mg — МАГНИЙ

Серебристо-белый, относительно мягкий, пластичный, ковкий металл. На воздухе покрыт оксидной пленкой. Пассивируется в холодной воде, концентрированных серной и фтороводородной кислотах. Не реагирует со щелочами. Сильный восстановитель; реагирует с горячей водой, разбавленными кислотами, неметаллами. Переводится в раствор солями аммония. Получение см. 100⁴, 105¹¹, 106¹.

$$M_r = 24,305; \quad d = 1,737 \quad t_{\text{пл}} = 648^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1095^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Mg} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow.$
2. $\text{Mg} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow.$
3. $4\text{Mg} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}.$
4. $\text{Mg} + 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц., гор.}) = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\uparrow.$
5. $\text{Mg} + \text{H}_2 = \text{MgH}_2 \quad (175^\circ \text{C}, p, \text{кат. MgI}_2).$
6. $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} \quad (600\text{--}650^\circ \text{C}, \text{сгорание на воздухе}),$
 $3\text{Mg} + \text{N}_2 = \text{Mg}_3\text{N}_2 \quad (780\text{--}800^\circ \text{C}, \text{сгорание на воздухе}).$
7. $\text{Mg} + \text{Cl}_2(\text{влажн.}) = \text{MgCl}_2 \quad (\text{комн.}).$
8. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{S} = \text{MgS} + \text{H}_2 \quad (500^\circ \text{C}).$
9. $3\text{Mg} + 2\text{NH}_3 = \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \quad (600\text{--}850^\circ \text{C}).$
10. $\text{Mg} + 2\text{N}_2\text{O}_4 = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2\downarrow + 2\text{NO} \quad (150^\circ \text{C}, \text{вак. в этилацетате}).$
11. $4\text{Mg} + \text{SiO}_2 = \text{Mg}_2\text{Si} + \text{MgO} \quad (\text{ниже } 800^\circ \text{C}, \text{в атмосфере H}_2),$
 $2\text{Mg} + \text{SiO}_2 = \text{Si} + 2\text{MgO} \quad (1000^\circ \text{C}).$

100. MgO — ОКСИД МАГНИЯ

Жженая магнезия, периклаз. Белый, тугоплавкий, термически устойчивый. В прокаленном виде малореакционноспособный, не реагирует с водой. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Восстанавливается углеродом, кремнием и кальцием. Поглощает влагу и CO_2 из воздуха. Получение см. 99⁶, 101¹, 102¹, 103^{1, 2}, 104¹.

$$M_r = 40,30; \quad d = 3,62 \quad t_{\text{пл}} = 2825^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 3600^\circ \text{C}.$$

1. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Mg}(\text{OH})_2 \quad (100\text{--}125^\circ \text{C}).$
2. $\text{MgO} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}.$
3. $2\text{MgO} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2.$
4. $\text{MgO} + \text{C}(\text{кокс}) = \text{Mg} + \text{CO} \quad (\text{выше } 2000^\circ \text{C}),$
 $\text{MgO} + \text{Ca} = \text{CaO} + \text{Mg} \quad (1300^\circ \text{C}).$

5. $\text{MgO} + \text{C(кокс)} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2 + \text{CO}$ (800–1000° С).
6. $\text{MgO} + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{MgO}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (до 20° С).
7. $2\text{MgO} + \text{CS}_2 = 2\text{MgS} + \text{CO}_2$ (600–700° С).
8. $\text{MgO} + \text{M}_2\text{O}_3 = (\text{MgM}_2)\text{O}_4$ (1200–1400° С, М = Al, Cr, Fe).
шпинели

101. $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — ГИДРОКСИД МАГНИЯ

Брусит. Белый, при нагревании разлагается. Не растворяется в воде. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами, кислотными оксидами. В жестких условиях образует гидросококомплексы. Поглощает CO_2 из воздуха. Переводится в раствор солями аммония. Получение см. 99¹, 103⁴, 104⁵, 105⁴.

$$M_r = 58,32; \quad d = 2,39 \quad \text{pPP}^{25} = 11,17.$$

1. $\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{MgO} + \text{H}_2\text{O}$ (350–480° С).
2. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{MgCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
3. $2\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{т})} + \text{CO}_2 = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{Mg}(\text{OH})_{2(\text{суспензия})} + 2\text{CO}_2 = \text{Mg}(\text{HCO}_3)_{2(\text{р})}$ (комн.).
4. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{насыщ.}) = \text{Na}_2[\text{Mg}(\text{OH})_4]\downarrow$ (100–110° С).
5. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц., гор.}) = \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

102. MgCO_3 — КАРБОНАТ МАГНИЯ

Магнезит. Белый, при умеренном нагревании разлагается. Мало растворяется в холодной воде. Разлагается в горячей воде, разбавленных сильных кислотах, концентрированной фтороводородной кислоте. Реагирует с CO_2 в растворе, образуется гидрокарбонат $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ (известный только в растворе), который определяет временную жесткость природных вод. Переводится в раствор действием карбоната аммония. Получение см. 104⁸.

$$M_r = 84,31; \quad d = 3,037; \quad k_s = 0,18^{(20)}, \quad \text{pPP}^{25} = 5,10.$$

1. $\text{MgCO}_3 = \text{MgO} + \text{CO}_2$ (350–650° С).
2. $2(\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 + 9\text{H}_2\text{O}$ (60–80° С).
3. $2\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + \text{CO}_2\uparrow,$
 $\text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 = 2\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (180–220° С).
4. $\text{MgCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{MgCO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{MgSO}_4 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $\text{MgCO}_3 + 2\text{HF}(\text{конц., гор.}) = \text{MgF}_2\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{MgCO}_{3(\text{т})} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Mg}(\text{HCO}_3)_{2(\text{р})}$.

103. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ МАГНИЯ

Магнезиевая селитра, нитромагнезит (гидрат). Белый, рентгеноаморфный. При нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз

по катиону), концентрированной азотной кислоте, жидком аммиаке. Реагирует со щелочами. Получение см. 99³, 10.

$$M_r = 148,31; \quad d = 1,636 \text{ (кр.)}; \quad k_s = 73,3^{(20)}, 110,1^{(80)}.$$

1. $2\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{MgO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (выше 300° С).
2. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{Mg}(\text{NO}_3)\text{OH} + \text{HNO}_3 + 5\text{H}_2\text{O}$ (выше 130° С).
3. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$
 $[\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^+ + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_k = 11,42$.
4. $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$.

104. MgSO_4 — СУЛЬФАТ МАГНИЯ

Эпсомит, или английская (горькая) соль (гидрат). Белый, разлагается выше температуры плавления. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз по катиону). Реагирует с концентрированной серной кислотой, щелочами. Вступает в реакции обмена. Обуславливает постоянную жесткость природных вод. Получение см. 94¹¹, 102⁴.

$$M_r = 120,37; \quad d = 2,66; \quad t_{\text{пл}} = 1137^\circ \text{ С}; \quad k_s = 35,1^{(20)}, 54,8^{(80)}.$$

1. $2\text{MgSO}_4 = 2\text{MgO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1200° С).
 2. $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = \text{MgSO}_4 + 7\text{H}_2\text{O}$ (200–330° С).
 3. $\text{MgSO}_4(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (рН < 7, см. 103³).
 4. $\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = \text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$.
 5. $\text{MgSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
 6. $\text{MgSO}_4 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
 7. $\text{MgSO}_4 + \text{M}(\text{ClO}_4)_2 = \text{MSO}_4 + \text{Mg}(\text{ClO}_4)_2$ (M = Ca, Sr, Ba).
 8. $\text{MgSO}_4 + 2\text{KHCO}_3 = \text{MgCO}_3\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
 $2\text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Mg}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
 9. $\text{MgSO}_4(\text{насыщ.}) + \text{CaCrO}_4(\text{насыщ.}) = \text{MgCrO}_4 + \text{CaSO}_4\downarrow$.
 10. $\text{MgSO}_4(\text{насыщ.}) + \text{M}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} = \text{M}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}\downarrow$ (M = K⁺, NH₄⁺).
- шёниты

105. MgCl_2 — ХЛОРИД МАГНИЯ

Хлоромagnesит, бишофит (гидрат). Белый, плавится без разложения, перегоняется в токе H₂. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз по катиону), концентрированной хлороводородной кислоте. Реагирует со щелочами, аммиаком. Восстанавливается при электролизе расплава. Вступает в реакции обмена. Получение см. 99², 4, 7, 100², 5, 101², 5, 102⁴.

$$M_r = 95,21; \quad d = 2,32; \quad t_{\text{пл}} = 714^\circ \text{ С}; \quad t_{\text{кип}} = 1370^\circ \text{ С}; \quad k_s = 54,8^{(20)}, 65,8^{(80)}.$$

1. $\text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{MgCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (100–200° С, в токе HCl).
2. $\text{MgCl}_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Mg}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (рН < 7, см. 103³).
3. $\text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{MgO} + 2\text{HCl}$ (500° С).

4. $\text{MgCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$.
5. $\text{MgCl}_2(\text{насыщ.}) + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., гор}] = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
6. $\text{MgCl}_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{MgO} = 2\text{MgCl}(\text{OH})\downarrow$.
7. $\text{MgCl}_2 + \text{CaCl}_2 + 4\text{KHCO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{CaMg}(\text{CO}_3)_2\downarrow + 4\text{KCl} + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) + \text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{Mg}(\text{NH}_4)\text{EO}_4\downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
(E = P, As).
9. $\text{MgCl}_2(\text{насыщ.}) + \text{KCl}(\text{насыщ.}) + 6\text{H}_2\text{O} = \text{KMgCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}\downarrow(\text{карналлит})$.
10. $\text{MgCl}_2 + 6\text{NH}_3(\text{г}) = [\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$.
11. $\text{MgCl}_2(\text{ж}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Mg}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

106. Mg_3N_2 — ДИНИТРИД ТРИМАГНИЯ

Желто-зеленый. При нагревании разлагается. Реагирует с водой, кислотами. Окисляется O_2 воздуха при высоких температурах. Получение см. 99^{6, 9}.

$$M_r = 100, 93; \quad d = 2, 71.$$

1. $\text{Mg}_3\text{N}_2 = 3\text{Mg} + \text{N}_2$ (700–1500° С).
2. $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow$ (кип.).
3. $\text{Mg}_3\text{N}_2 + 8\text{HCl}(\text{разб.}) = 3\text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
4. $2\text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{O}_2 = 6\text{MgO} + 2\text{N}_2$ (500–800° С).

107. Mg_2Si — СИЛИЦИД ДИМАГНИЯ

Темно-голубой, термически устойчивый. Не реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Гидролизуется водой (легче горячей), разлагается кислотами, галогенами. Получение см. 99¹¹.

$$M_r = 76, 70; \quad d = 1, 94; \quad t_{\text{пл}} = 1085^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{SiH}_4\uparrow$ (примеси $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$, $n > 1$).
2. $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{HCl}(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{MgCl}_2 + \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$ (примесь SiH_4),
 $2\text{Mg}_2\text{Si} + 8\text{HCl} = 4\text{MgCl}_2 + \text{Si}\downarrow + 2\text{H}_2\uparrow + \text{SiH}_4\uparrow$ (комн. в эфире).
3. $\text{Mg}_2\text{Si} \xrightarrow[\text{-Mg}_3(\text{PO}_4)_2]{\text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.})} \text{SiH}_4, \text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ (50–60° С, $n > 1$, примесь H_2).
4. $\text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = 2\text{MgCl}_2 + \text{Si}\downarrow$ (30–40° С, в жидк. CCl_4).
5. $\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{NH}_4\text{Br} = \text{SiH}_4\uparrow + 2\text{MgBr}_2 + 4\text{NH}_3$ (в жидк. NH_3).

КАЛЬЦИЙ

108. Ca — КАЛЬЦИЙ

Щелочноземельный металл, серебристо-белый, пластичный, достаточно твердый. Во влажном воздухе покрывается оксидно-гидроксидной пленкой. Окрашивает пламя газовой горелки в коричнево-красный цвет. Реакционноспособный, реагирует с кислородом, азотом, водородом, галогенами и другими неметаллами при нагревании. Сильный восстановитель, реагирует с водой, разбавленными кислотами, аммиаком. Получение см. 109¹, 110¹⁰, 117¹⁰, 11¹.

$$M_r = 40,078; \quad d = 1,54; \quad t_{пл} = 842^\circ \text{C}; \quad t_{кип} = 1495^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (комн.),
 $2\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CaO} + \text{CaH}_2$ (200–300° C).
2. $\text{Ca} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
3. $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Ca}(\text{MO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3(\text{оч., разб.}) = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$ (500–700° C).
5. $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ (выше 300° C, сжигание на воздухе).
6. $\text{Ca} + \text{E}_2 = \text{CaE}_2$ (комн., E = F; 200–400° C, E = Cl, Br, I).
7. $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$ (150° C).
8. $3\text{Ca} + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2$ (200–450° C, сжигание на воздухе),
 $3\text{Ca} + 2\text{P}(\text{красн.}) = \text{Ca}_3\text{P}_2$ (350–450° C).
9. $\text{Ca} + 2\text{C}(\text{графит}) = \text{CaC}_2$ (550° C).
10. $\text{Ca} + 6\text{NH}_3(\text{г}) = [\text{Ca}(\text{NH}_3)_6](e^-)_{2(\text{г})}$ (желт.) [комн.],
 $6\text{Ca} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{Ca}_3\text{N}_2 + 3\text{CaH}_2$ (600–650° C).
11. $\text{Ca} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Ca}(\text{NH}_3)_6]$ (син.) [–40° C, в атмосфере Ar],
 $\text{Ca} + 2\text{NH}_3(\text{ж}) = \text{Ca}(\text{NH}_2)_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (кат. Pt).

109. CaH₂ — ГИДРИД КАЛЬЦИЯ

Белый, плавится без разложения в атмосфере H₂, при дальнейшем нагревании разлагается. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами. Окисляется на воздухе. Получение см. 108⁴, 117⁹.

$$M_r = 42,09; \quad d = 1,90; \quad t_{пл} \approx 1000^\circ \text{C}.$$

1. $\text{CaH}_2 = \text{Ca} + \text{H}_2$ (выше 1000° C).
2. $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{CaH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{CaH}_2 + \text{O}_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ (300–400° C).
5. $3\text{CaH}_2 + \text{N}_2 = \text{Ca}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ (выше 1000° C).
6. $2\text{CaH}_2 + \text{TiO}_2 = 2\text{CaO} + \text{Ti} + \text{H}_2$ (750° C).
7. $3\text{CaH}_2 + 2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{CaO} + 3\text{H}_2\text{O}$ (450–550° C).



110. CaO — ОКСИД КАЛЬЦИЯ

Негашеная (жженая) известь. Белый, гигроскопичный. Тугоплавкий, термически устойчивый, летучий при очень высоких температурах. Энергично реагирует с водой (образуется щелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 108⁵, 109⁴, 113¹.

$$M_r = 56,08; \quad d = 3,35; \quad t_{\text{пл}} \approx 2614^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 2850^\circ \text{C}.$$

1. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ (комн.).
2. $\text{CaO} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{CaO} + 2\text{HF}(\text{разб.}) = \text{CaF}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $3\text{CaO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$ (комн.).
6. $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$ (1100–1200° C).
воластонит
7. $\text{CaO} + \text{TiO}_2 = (\text{CaTi})\text{O}_3$ (900–1100° C).
перовскит
8. $4\text{CaO} + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2 = 4\text{CaCrO}_4$ (600–700° C).
хроматит
9. $2\text{CaO} + 2\text{Cl}_2 = 2\text{CaCl}_2 + \text{O}_2$ (700° C),
 $\text{CaO} + 3\text{C}(\text{кокс}) = \text{CaC}_2 + \text{CO}$ (1900–1950° C).
10. $4\text{CaO} + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + (\text{CaAl}_2)\text{O}_4$ (1200° C).
11. $\text{CaO} + 2\text{HCN} = \text{CaCN}_2 + \text{CO} + \text{H}_2$ (700° C).

111. CaO₂ — ПЕРОКСИД КАЛЬЦИЯ

Белый, при нагревании разлагается без плавления. Не реагирует с холодной водой. Полностью разлагается кипящей водой, сильными кислотами. Сильный окислитель в реакциях при спекании. Получение см. 112¹³.

$$M_r = 72,08; \quad d = 2,92.$$

1. $2\text{CaO}_2 = 2\text{CaO} + \text{O}_2$ (250–380° C).
2. $\text{CaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = \text{CaO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ (130° C, вак.).
3. $\text{CaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}_2$ (50–60° C),
 $2\text{CaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{O}_2\uparrow$ (кип.).
4. $\text{CaO}_2 + 2\text{HCl}(\text{конц., хол.}) = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$.
5. $4\text{CaO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 = 4\text{CaCrO}_4$ (500° C).

112. Ca(OH)₂ — ГИДРОКСИД КАЛЬЦИЯ

Гашеная известь, портландит. Белый, при нагревании разлагается без плавления. Плохо растворяется в воде (образуется разбавленный щелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 108¹, 109², 110¹.

$$M_r = 74,09; \quad d = 2,08; \quad k_s = 0,160^{(20)}, 0,092^{(80)}.$$

1. $\text{Ca(OH)}_2 = \text{CaO} + \text{H}_2\text{O}$ (520–580° С).
2. $\text{Ca(OH)}_2 \cdot (0,5 - 1)\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{Ca(OH)}_{2(\tau)} + (0,5 - 1)\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$ (100° С, *p*).
3. $\text{Ca(OH)}_2(\text{оч. разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{OH}^-$.
4. $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $3\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{CaHPO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{EO}_2 = \text{CaEO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (E = C, S),
 $\text{Ca(OH)}_2(\text{суспензия}) + 2\text{EO}_2 = \text{Ca}(\text{HEO}_2)_2(\text{p})$.
7. $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = \text{Ca}(\text{HS})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{Ca(OH)}_2 + 2\text{B}(\text{OH})_3 = \text{Ca}(\text{BO}_2)_2 \downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
9. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO} = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2$ (400° С).
10. $2\text{Ca(OH)}_2(\text{суспензия, хол.}) + 2\text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ca(OH)}_2(\text{суспензия, гор.}) + 6\text{Cl}_2 = \text{Ca}(\text{ClO}_3)_2 + 5\text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
11. $\text{Ca(OH)}_2(\text{суспензия}) + 2\text{NaClO}(\text{хол.}) = \text{Ca}(\text{ClO})_2 \downarrow + 2\text{NaOH}$.
12. $3\text{Ca(OH)}_2 + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{P}_4(\text{бел.}) = 3\text{Ca}(\text{PH}_2\text{O}_2)_2 + 2\text{PH}_3 \uparrow$ (40–50° С).
13. $\text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{CaO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (40–50° С).

113. CaCO_3 — КАРБОНАТ КАЛЬЦИЯ

Кальцит (тригональный), арагонит (ромбический). Белый, при прокаливании разлагается, плавится без разложения под избыточным давлением CO_2 . Практически не растворяется в воде, не реагирует со щелочами. Разлагается кислотами, хлоридом аммония в растворе. Переводится в раствор избытком CO_2 , образуется гидрокарбонат $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (известный только в растворе), который определяет временную жесткость природных вод. Получение см. 110⁵, 112⁶, 117⁶.

$$M_r = 100,09; \quad d = 2,93; \quad t_{\text{пл}} = 1242^\circ \text{C} (p); \quad \text{pPP}^{25} = 8,36.$$

1. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ (900–1200° С).
2. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HF}(\text{разб.}) = \text{CaF}_2 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{CaCO}_{3(\tau)} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{p})$
5. $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2$ (800° С).
6. $\text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_3 = \text{CaCN}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ (700–900° С).
7. $\text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц.}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (кип.).

8. $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{CaS} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (900° C).
 9. $\text{CaCO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{CaO} + 2\text{CO}$ (800–850° C).

114. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ КАЛЬЦИЯ

Известковая (норвежская) селитра, нитрокальцит (гидрат). Белый, при плавлении разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Растворяется в азотной кислоте. В кислом растворе восстанавливается только атомным водородом. Вступает в реакции обмена. Получение см. 108³, 118³.

$$M_r = 164,09; \quad d = 2,36; \quad t_{\text{пл}} = 561^\circ \text{ C (разл.)} \quad k_s = 129,3^{(20)}, 358,7^{(80)}.$$

- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$ (450–500° C),
 $2\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{CaO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (выше 561° C).
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (60–100° C).
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}[(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ (рН 7).
- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $3\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 4\text{NaNO}_3 + 2\text{HNO}_3$ (кип.).
- $5\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 3(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{разб.}] = \text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH} \downarrow + 10\text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).

115. CaSO_4 — СУЛЬФАТ КАЛЬЦИЯ

Ангидрит, гипс (дигидрат), бассанит, или жженный гипс (гемигидрат). Белый. Весьма гигроскопичный. При плавлении разлагается. Мало растворяется в воде; растворимость повышается в присутствии NaCl, MgCl₂, хлороводородной и азотной кислот. Реагирует с концентрированной серной кислотой. Восстанавливается углеродом при спекании. Определяет постоянную жесткость природных вод. Получение см. 104⁷, 112⁴, 117⁸.

$$M_r = 136,14; \quad d = 2,96; \quad t_{\text{пл}} = 1450^\circ \text{ C (разл.);} \quad k_s = 0,206^{(20)}, 0,102^{(80)}.$$

- $2\text{CaSO}_4 = 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1450° C).
- $2\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[20^\circ \text{ C}]{100-128^\circ \text{ C}} \text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O},$
 $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 + 0,5\text{H}_2\text{O}$ (163–200° C).
- $\text{CaSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$.
- $\text{CaSO}_4 + 3\text{C}(\text{кокс}) = \text{CaS} + 2\text{CO} + \text{CO}_2$ (900° C).
- $\text{CaSO}_4 + 4\text{CO} = \text{CaS} + 4\text{CO}_2$ (600–800° C).
- $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = \text{CaCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

116. CaF_2 — ФТОРИД КАЛЬЦИЯ

Флюорит. Белый. Плавится без разложения. Не растворяется в воде (растворимость повышается в присутствии солей аммония), кристаллогидратов не образует. Химически пассивный, не реагирует с разбавленными кислотами,

щелочами. Разлагается концентрированной серной кислотой. Получение см. 108⁶, 110³, 113³, 117⁷.

$$M_r = 78,07; \quad d = 3,18; \quad t_{пл} = 1419^\circ \text{ C}; \quad \rho_{\text{ПР}}^{25} = 10,40.$$

1. $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CaO} + 2\text{HF}$ (выше 800° C),
 $\text{CaF}_2(\text{ж}) + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3 + 2\text{HF}$ (1450° C).
2. $\text{CaF}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц}) = \text{CaSO}_4 + 2\text{HF}\uparrow$ (130–200° C).
3. $\text{CaF}_2(\text{т}) + 2\text{HF}(\text{конц}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{Ca}(\text{HF}_2)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}\downarrow$.

117. CaCl_2 — ХЛОРИД КАЛЬЦИЯ

Гидрофилит, антарктицит (гексагидрат). Белый, плавится без разложения. Расплавляется на воздухе из-за энергичного поглощения влаги. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Разлагается концентрированной серной кислотой. Вступает в реакции обмена. Получение см. 110⁹, 113².

$$M_r = 110,98; \quad d = 2,51; \quad t_{пл} = 782^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 1960^\circ \text{ C}; \quad k_s = 74,5^{(20)}, 147,0^{(80)}.$$

1. $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (200–260° C).
2. $\text{CaCl}_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (рН 7).
3. $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$ (выше 425° C).
4. $\text{CaCl}_2(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
5. $\text{CaCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$.
6. $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$.
7. $\text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_4\text{F} = \text{CaF}_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
8. $\text{CaCl}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + 2\text{KCl}$ (800° C).
9. $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2 = \text{CaH}_2 + 2\text{HCl}$ (600–700° C; кат. Pt, Fe, Ni).
10. $3\text{CaCl}_2 + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + 2\text{AlCl}_3$ (600–700° C).
11. $\text{CaCl}_2(\text{ж}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Ca}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

118. CaS — СУЛЬФИД КАЛЬЦИЯ

Ольдгамит. Белый, при плавлении разлагается. Мало растворяется в холодной воде, кристаллогидратов не образует. Разлагается в кипящей воде, сильных кислотах. Восстановитель. Получение см. 108⁷, 109⁸, 113⁸, 115⁴, 5.

$$M_r = 72,14; \quad d = 2,59; \quad t_{пл} \approx 2450^\circ \text{ C} (\text{разл.}); \quad k_s = 0,02^{(20)}.$$

1. $\text{CaS} = \text{Ca} + \text{S}$ (выше 2450° C).
2. $\text{CaS} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.).
3. $\text{CaS} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$,
 $\text{CaS} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{CaS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
5. $\text{CaS}(\text{т}) + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{Ca}(\text{HS})_2(\text{р})$ (комн.).



119. Ca_3P_2 — ДИФОСФИД ТРИКАЛЬЦИЯ

Красно-коричневый, плавится под избыточным давлением фосфора. Медленно разлагается во влажном воздухе, быстро при прокаливании. Гидролизует водой, разлагается разбавленными кислотами. Окисляется фтором, кислородом. Получение см. 108⁸, 337⁴.

$$M_r = 182, 18; \quad d = 2, 51; \quad t_{\text{пл}} \approx 1600^\circ \text{C}(p).$$

1. $2\text{Ca}_3\text{P}_2 = 6\text{Ca} + 2\text{P}_2$ (выше 1250°C).
2. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{PH}_3\uparrow$ (примеси $\text{P}_2\text{H}_4, \text{H}_2$).
3. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{HCl}(\text{разб.}) = 3\text{CaCl}_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$.
4. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{PH}_3\uparrow$.
5. $\text{Ca}_3\text{P}_2 + 4\text{O}_2 = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ (150°C).

120. CaC_2 — АЦЕТИЛЕНИД КАЛЬЦИЯ

Белый (технический продукт — карбид кальция — буро-черный из-за примеси угля). Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Полностью гидролизует водой с выделением ацетилена, реагирует с кислотами. Восстановитель. Получение см. 108⁹, 110⁹, 214¹.

$$M_r = 64, 10; \quad d = 2, 22; \quad t_{\text{пл}} = 2160^\circ \text{C}.$$

1. $\text{CaC}_2 = \text{Ca} + 2\text{C}(\text{графит})$ [выше 2200°C].
2. $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{CaC}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{CaC}_2 + \text{H}_2 = \text{Ca} + \text{C}_2\text{H}_2$ (выше 2200°C).
5. $2\text{CaC}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{CaO} + 4\text{CO}_2$ ($700\text{--}900^\circ \text{C}$, примесь CaCO_3).
6. $\text{CaC}_2 + 5\text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{CCl}_4$ (выше 250°C).
7. $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 = \text{Ca}(\text{CN})_2$ ($300\text{--}350^\circ \text{C}$),
 $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 = \text{CaCN}_2 + \text{C}(\text{графит})$ [$1100\text{--}1150^\circ \text{C}$].
8. $2\text{CaC}_2 + \text{N}_2 + 2\text{NH}_3 = 2\text{CaCN}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2$ ($800\text{--}900^\circ \text{C}$).

СТРОНЦИЙ

121. Sr — СТРОНЦИЙ

Щелочноземельный металл. Светло-желтый, ковкий. На воздухе покрывается оксидно-нитридной пленкой. Окрашивает пламя газовой горелки в ярко-красный цвет. Реакционноспособный; реагирует с кислородом, азотом, водородом, галогенами при нагревании. Сильный восстановитель; окисляется водой, разбавленными кислотами, аммиаком. Получение см. 122⁷, 127^{6, 7}, 128¹.

$$M_r = 87, 62; \quad d = 2, 630; \quad t_{\text{пл}} = 768^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1390^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Sr} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (комн.),
 $2\text{Sr} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар.}) = \text{SrO} + \text{SrH}_2$ (200–300° С).
2. $\text{Sr} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + \text{H}_2$.
3. $4\text{Sr} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{Sr} + 10\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) = 4\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Sr} + \text{H}_2 = \text{SrH}_2$ (200–500° С).
5. $\text{Sr} + \text{O}_2 = 2\text{SrO}$ (выше 250° С, сжигание на воздухе).
6. $\text{Sr} + \text{Cl}_2 = \text{SrCl}_2$ (200–400° С).
7. $3\text{Sr} + \text{N}_2 = \text{Sr}_3\text{N}_2$ (450–500° С, сжигание на воздухе).
8. $\text{Sr} + 2\text{C}(\text{графит}) = \text{SrC}_2$ (500° С).
9. $6\text{Sr} + \text{NH}_3(\text{г}) = \text{Sr}_3\text{N}_2 + 3\text{SrH}_2$ (600–650° С).
10. $\text{Sr} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Sr}(\text{MH}_3)_6](\text{син.})$ [-40° С, в атмосфере Ar],
 $\text{Sr} + 2\text{NH}_3(\text{ж}) = \text{Sr}(\text{NH}_2)_2\downarrow + \text{H}_2$ (кат. Pt).

122. SrO — ОКСИД СТРОНЦИЯ

Белый, тугоплавкий, термически устойчивый, летучий при высоких температурах. Реагирует с водой (образует щелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 121⁵, 123¹, 124¹, 7, 126¹.

$$M_r = 103,62; \quad d = 5,02; \quad t_{\text{пл}} = 2650^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 3000^\circ \text{C}.$$

1. $\text{SrO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2$ (комн.).
2. $\text{SrO} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{SrO} + 2\text{HF}(\text{разб.}) = \text{SrF}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
4. $3\text{SrO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{SrO} + \text{CO}_2 = \text{SrCO}_3$ (комн.).
6. $2\text{SrO} + \text{O}_2 = 2\text{SrO}_2$ (400° С, p).
7. $4\text{SrO} + 2\text{Al} = 3\text{Sr} + (\text{SrAl}_2)\text{O}_4$ (1200° С).

123. Sr(OH)₂ — ГИДРОКСИД СТРОНЦИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Умеренно растворяется в воде, образует разбавленный щелочной раствор. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 121¹, 122¹, 125, 4.

$$M_r = 121,63; \quad d = 3,625; \quad t_{\text{пл}} = 460^\circ \text{C}; \quad k_s = 0,81^{(20)}, 8,3^{(80)}.$$

1. $\text{Sr}(\text{OH})_2 = \text{SrO} + \text{H}_2\text{O}$ (500–850° С).
2. $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ (100° С, вак.).
3. $\text{Sr}(\text{OH})_2(\text{оч. разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+} + 2\text{OH}^-$ ($n = 6 \div 8$).
4. $\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{SrSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

6. $3\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Sr}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{Sr}(\text{OH})_2 + \text{EO}_2 = \text{SrEO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (E = C, S),
 $\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{EO}_2 = \text{Sr}(\text{HEO}_3)_2(\text{p})$.
8. $\text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{SrF}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{Sr}(\text{OH})_2(\text{насыщ., хол.}) + \text{H}_2\text{S}(\text{r}) = \text{SrS}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

124. SrCO_3 — КАРБОНАТ СТРОНЦИЯ

Стронцианит. Белый, при прокаливании на воздухе разлагается, плавится при избыточном давлении CO_2 . Не растворяется в воде, не реагирует со щелочами. Разлагается кислотами, хлоридом аммония в растворе. Переводится в раствор избытком CO_2 . Получение см. 123⁷, 126⁴.

$$M_r = 147,63; \quad d = 3,70; \quad t_{\text{пл}} = 1497^\circ \text{C} (p); \quad \text{pPP}^{25} = 9,28.$$

1. $\text{SrCO}_3 = \text{SrO} + \text{CO}_2$ (1100–1200° C).
2. $\text{SrCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{SrCO}_3 + 2\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.
4. $\text{SrCO}_3(\text{r}) + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Sr}(\text{HCO}_3)_2(\text{p})$.
5. $\text{SrCO}_3(\text{r}) + 2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц.}) = \text{SrCl}_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
6. $\text{SrCO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{SrS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C, в токе H_2).
7. $\text{SrCO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{SrO} + 2\text{CO}$ (800–850° C).

125. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ СТРОНЦИЯ

Белый, при плавлении разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), концентрированных хлороводородной и азотной кислотам. В кислом растворе восстанавливается только атомным водородом. Вступает в реакции обмена. Получение см. 121³, 124³, 128⁷.

$$M_r = 211,63; \quad d = 2,99; \quad t_{\text{пл}} = 570^\circ \text{C} (\text{разл.}); \quad k_s = 70,4^{(20)}, 98^{(80)}.$$

1. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 = \text{Sr}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$ (450–500° C),
 $2\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{SrO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (выше 570° C).
2. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (100° C).
3. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ ($n = 6 \div 8$, pH 7).
4. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2(\text{насыщ.}) + 2\text{NaOH}(\text{насыщ.}) = \text{Sr}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ (комн.).
5. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{Sr}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$.

126. SrSO_4 — СУЛЬФАТ СТРОНЦИЯ

Целестин. Белый, при нагревании разлагается, плавится при избыточном давлении. Очень мало растворяется в воде (растворимость повышается в присутствии SrCl_2). Малореакционноспособный; не реагирует с кислотами

(кроме концентрированной серной кислоты), щелочами. Восстанавливается углеродом при спекании. Получение см. 123⁵, 127⁴, 128⁶.

$$M_r = 183,68; \quad d = 3,96; \quad t_{\text{пл}} = 1500^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 0,013^{(20)}, 0,011^{(95)}.$$

1. $2\text{SrSO}_4 = 2\text{SrO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1300° C).
2. $\text{SrSO}_4(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Sr}(\text{HSO}_4)_2(\text{р})$.
3. $\text{SrSO}_4 + 3\text{C}(\text{кокс}) = \text{SrS} + 2\text{CO} + \text{CO}_2$ ($800\text{--}1100^\circ \text{ C}$).
4. $\text{SrSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = \text{SrCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.

127. SrCl_2 — ХЛОРИД СТРОНЦИЯ

Белый, плавится без разложения. Расплавляется на воздухе. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), концентрированной хлороводородной кислоте. Разлагается концентрированной серной кислотой. Вступает в реакции обмена. Получение см. 121², 6, 123⁴, 124².

$$M_r = 158,53; \quad d = 3,052; \quad t_{\text{пл}} = 873^\circ \text{ C}; \quad k_s = 53,1^{(20)}, 93,1^{(80)}.$$

1. $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{SrCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ ($100\text{--}250^\circ \text{ C}$).
2. $\text{SrCl}_2(\text{разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Sr}(\text{H}_2\text{O})_n]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ($n = 6 \div 8$, pH 7).
3. $\text{SrCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Sr}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$ (до 500° C).
4. $\text{SrCl}_2(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{SrSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
5. $\text{SrCl}_2(\text{насыщ.}) + 2\text{NaOH}(\text{насыщ.}) = \text{Sr}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ (комн.).
6. $3\text{SrCl}_2 + 2\text{Al} = 3\text{Sr} + 2\text{AlCl}_3$ ($600\text{--}700^\circ \text{ C}$).
7. $\text{SrCl}_2(\text{ж}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Sr}(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

128. SrS — СУЛЬФИД СТРОНЦИЯ

Белый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Мало растворяется в холодной воде, кристаллогидратов не образует. Разлагается кипящей водой, кислотами. Восстановитель. Поглощает CO_2 и влагу из воздуха. Получение см. 123⁹, 124⁶, 126³.

$$M_r = 119,69; \quad d = 3,65; \quad t_{\text{пл}} \approx 2000^\circ \text{ C } (\text{разл.}).$$

1. $\text{SrS} = \text{Sr} + \text{S}$ (выше 2000° C).
2. $\text{SrS} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sr}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.).
3. $\text{SrS} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SrCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$,
 $\text{SrS} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Sr}(\text{NO}_3)_2 + \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{SrS}(\text{т}) + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ., хол.}) = \text{Sr}(\text{HS})_2(\text{р})$.
5. $\text{SrS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{SrCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
6. $\text{SrS} + 2\text{O}_2 = \text{SrSO}_4$ ($700\text{--}800^\circ \text{ C}$).

БАРИЙ. РАДИЙ

129. Ва — БАРИЙ

Щелочноземельный металл. Серебристо-белый, ковкий, пластичный. На воздухе покрывается темной оксидно-нитридной пленкой. Окрашивает пламя газовой горелки в желто-зеленый цвет. Реакционноспособный; реагирует с кислородом, азотом, водородом, галогенами и другими неметаллами. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, сероводородом, аммиаком. Получение см. 130¹, 131⁵.

$$M_r = 137,327; \quad d = 3,60; \quad t_{\text{пл}} = 727^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 1860^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{Ba} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$ (комн.).
2. $\text{Ba} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
3. $4\text{Ba} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{Ba} + 10\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) = 4\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Ba} + \text{H}_2 = \text{BaH}_2$ (150–300° C).
5. $3\text{Ba} + 2\text{O}_2 = 2\text{BaO} + \text{BaO}_2$ (до 500° C, сгорание на воздухе),
 $2\text{Ba} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}$ (выше 800° C).
6. $\text{Ba} + \text{E}_2 = \text{BaE}_2$ (100–150° C; E = F, Cl, Br, I).
7. $\text{Ba} + \text{S} = \text{BaS}$ (150° C).
8. $3\text{Ba} + \text{N}_2 = \text{Ba}_3\text{N}_2$ (200–460° C, сгорание на воздухе).
9. $\text{Ba} + 2\text{C}(\text{графит}) = \text{BaC}_2$ (500° C).
10. $\text{Ba} + \text{H}_2\text{S} = \text{BaS} + \text{H}_2$ (выше 350° C).
11. $6\text{Ba} + 2\text{NH}_3(\text{г}) = \text{Ba}_3\text{N}_2 + 3\text{BaH}_2$ (600–650° C).
12. $\text{Ba} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Ba}(\text{NH}_3)_6](\text{син.})$ [–40° C, в атмосфере Ar],
 $\text{Ba} + 2\text{NH}_3(\text{ж}) = \text{Ba}(\text{NH}_2)_2 + \text{H}_2$ (кат. Pt).
13. $2\text{Ba} + 3\text{CO}_2 = 2\text{BaCO}_3 + \text{C}(\text{графит})$ [комн.].

130. ВаН₂ — ГИДРИД БАРИЯ

Белый, при нагревании плавится и разлагается. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами. Окисляется на воздухе. Получение см. 129⁴.

$$M_r = 139,34; \quad d = 4,15; \quad t_{\text{пл}} = 675^\circ \text{ C} (\text{разл.}).$$

1. $\text{BaH}_2 = \text{Ba} + \text{H}_2$ (выше 675° C).
2. $\text{BaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{BaH}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{BaH}_2 + \text{O}_2 = \text{BaO} + \text{H}_2\text{O}$ (150–200° C).
5. $3\text{BaH}_2 + \text{N}_2 = \text{Ba}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ (400–450° C).
6. $3\text{BaH}_2 + 2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{BaO} + 3\text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).

131. ВаО — ОКСИД БАРИЯ

Белый, тугоплавкий, термически устойчивый, летучий при высоких температурах. Энергично реагирует с водой (образуется щелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Поглощает CO_2 из воздуха. Получение см. 129⁵, 132¹, 134^{1, 5}, 135¹.

$$M_r = 153, 33; \quad d = 5, 72; \quad t_{\text{пл}} \approx 2020^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{BaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2$.
2. $\text{BaO} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
3. $2\text{BaO} + \text{O}_2 = 2\text{BaO}_2$ (до 500° C).
4. $\text{BaO} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3$ (комн.).
5. $3\text{BaO} + \text{Si} = \text{BaSiO}_3 + 2\text{Ba}$ (1200° C),
 $3\text{BaO} + 2\text{Al} = 2\text{Ba} + (\text{BaAl}_2)\text{O}_4$ ($1100\text{--}1200^\circ \text{ C}$).

132. BaO_2 — ПЕРОКСИД БАРИЯ

Белый, при сильном нагревании разлагается. Плохо растворяется в холодной воде. Полностью гидролизуется теплой водой, разлагается кипящей водой, кислотами. В растворе проявляет окислительно-восстановительные свойства. Сильный окислитель в реакциях при сплавлении. Получение см. 129⁵, 131³, 133⁸.

$$M_r = 169, 33; \quad d = 4, 96; \quad t_{\text{пл}} = 450^\circ \text{ C} (p); \quad k_s = 0, 168^{(20)}.$$

1. $2\text{BaO}_2 = 2\text{BaO} + \text{O}_2$ (выше 790° C).
2. $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = \text{BaO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ (100° C , вак.).
3. $\text{BaO}_{2(\text{т})} + 9\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{HO}_2^- + \text{OH}^-$,
 $\text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2$ ($50\text{--}60^\circ \text{ C}$),
 $2\text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{O}_2\uparrow$ (кип.).
4. $\text{BaO}_2 + 2\text{HCl}(\text{конц., хол.}) = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}_2$.
5. $\text{BaO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{FeSO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{BaO}_2 + \text{Hg}(\text{NO}_3)_{2(\text{р})} = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}_{(\text{ж})}\downarrow + \text{O}_2\uparrow$.
7. $\text{BaO}_2 + 2\text{KOH} + 2\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{O}_2\uparrow$.
8. $4\text{BaO}_2 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{O}_2 = 4\text{BaCrO}_4$ ($700\text{--}900^\circ \text{ C}$).
9. $\text{BaO}_2 + \text{O}_2 = \text{Ba}(\text{O}_2^-)_2$ (до 100° C , p).
10. $\text{BaO}_2 + 2\text{O}_3 = \text{Ba}(\text{O}_3^-)_2 + \text{O}_2$ (-80° C , в жидк. CCl_2F_2).

133. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ — ГИДРОКСИД БАРИЯ

Едкий барит. Белый, плавится без разложения. При дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, образует сильнощелочной раствор. Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 129¹, 131¹, 138³.

$$M_r = 171, 34; \quad d = 4, 5; \quad t_{\text{пл}} = 408^\circ \text{ C}; \quad k_s = 3, 89^{(20)}, 101, 4^{(80)}.$$

1. $\text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaO} + \text{H}_2\text{O}$ ($780\text{--}800^\circ \text{ C}$).

2. $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 8\text{H}_2\text{O}$ (125–130° С, вак.).
3. $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]^{2+} + 2\text{OH}^-$.
4. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{BaF}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $3\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{BaHPO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{EO}_2 = \text{BaEO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (E = C, S),
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{EO}_2 = \text{Ba}(\text{HEO}_3)_2$.
8. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{BaO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (0° С).
9. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{Ba}(\text{HS})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S}(\text{разб.}) = \text{BaS} + 2\text{H}_2\text{O}$.
10. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{BaCrO}_4\downarrow + 2\text{KOH}$.
11. $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{MnS}_2\text{O}_6 = \text{BaS}_2\text{O}_6 + \text{Mn}(\text{OH})_2\downarrow$ (40–70° С).
12. $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) + 2\text{NH}_4\text{ClO}_3(\text{конц.}) = \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2 + 2\text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).

134. BaCO_3 — КАРБОНАТ БАРИЯ

Витерит. Белый, при нагревании на воздухе разлагается, плавится под избыточным давлением CO_2 . Не растворяется в воде. Частично переводится в раствор избытком CO_2 . Разлагается разбавленными кислотами. Получение см. 131⁴, 133⁷, 137⁵, 138¹¹.

$$M_r = 197,34; \quad d = 4,43; \quad t_{\text{пл}} = 1555^\circ \text{C} (p); \quad p_{\text{ПР}}^{25} = 8,31.$$

1. $\text{BaCO}_3 = \text{BaO} + \text{CO}_2$ (1000–1450° С).
2. $\text{BaCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{BaCO}_3(\text{т}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2(\text{р})$.
4. $\text{BaCO}_3 + 2\text{HF} = \text{BaF}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1100° С),
 $\text{BaCO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{BaS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (1000° С, в токе H_2).
5. $\text{BaCO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{BaO} + \text{CO}$ (выше 1000° С).

135. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ БАРИЯ

Баритовая селитра, нитробарит. Белый, при нагревании плавится и разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), мало растворяется в насыщенных растворах хлорида и нитрата кальция, не растворяется в концентрированной азотной кислоте. В кислом растворе восстанавливается атомным водородом. Вступает в реакции обмена. Получение см. 129³, 138⁷.

$$M_r = 261,34; \quad d = 3,23; \quad t_{\text{пл}} = 594^\circ \text{C} (\text{разл.});$$

$$k_s = 9,05^{(20)}, 26,64^{(80)}.$$

1. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$ (594–620° С),
 $2\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{BaO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (620–670° С).

2. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$ (рН 7).
3. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{Ba}(\text{NO}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$.
5. $3\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Na}_2\text{HPO}_4 = \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 4\text{NaNO}_3 + 2\text{HNO}_3$ (кип.).

136. BaSO_4 — СУЛЬФАТ БАРИЯ

Барит. Белый, тяжелый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Не растворяется в воде. Кристаллогидратов не образует. Малореакционно-способный, не реагирует с кислотами (кроме концентрированной серной). Восстанавливается углеродом при спекании. Получение см. 133⁴, 137⁵.

$$M_r = 233,39; \quad d = 4,50; \quad t_{\text{пл}} = 1580^\circ \text{ C (разл.);} \quad \text{pPP}^{25} = 9,74.$$

1. $2\text{BaSO}_4 = 2\text{BaO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1580° C).
2. $\text{BaSO}_4(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{HSO}_4)_2(\text{р})$ (20–50° C).
3. $\text{BaSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{конц., хол.}) \rightleftharpoons (\text{BaOH})_2\text{SO}_4(\text{р}) + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (20–40° C).
4. $\text{BaSO}_4 + 4\text{C}(\text{кокс}) = \text{BaS} + 4\text{CO}$ (1100–1200° C).
5. $\text{BaSO}_4 + 4\text{CO} = \text{BaS} + 4\text{CO}_2$ (600–800° C),
 $\text{BaSO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{BaS} + 4\text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C).

137. BaCl_2 — ХЛОРИД БАРИЯ

Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), концентрированной азотной кислоте. Не растворяется в концентрированной хлороводородной кислоте. Разлагается концентрированной серной кислотой. Вступает в реакции обмена. Получение см. 133⁴, 134², 138⁹.

$$M_r = 208,23; \quad d = 3,856; \quad t_{\text{пл}} = 961^\circ \text{ C}; \quad k_s = 36,2^{(20)}, 52,2^{(80)}.$$

1. $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 113° C).
2. $\text{BaCl}_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (рН 7).
3. $\text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{BaO} + 2\text{HCl}$ (900–950° C).
4. $\text{BaCl}_2(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
5. $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NaCl}$,
 $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = \text{BaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$.
6. $\text{BaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 6\text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Ba}(\text{ClO}_3)_2(\text{анод})$.

138. BaS — СУЛЬФИД БАРИЯ

Белый, термически устойчивый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Хорошо растворяется в большом количестве воды (сильный гидролиз по аниону). Разлагается в кипящей воде, кислотах. Восстановитель, медленно окисляется растворенным в воде кислородом. Поглощает CO_2 и влагу из воздуха. Получение см. 129⁷, 10, 134⁴, 136⁴, 5.

$$M_r = 169,39; \quad d = 4,36; \quad t_{\text{пл}} \approx 2000^\circ \text{ C (разл.);}$$

$$k_s = 7,86^{(20)}, 49,91^{(80)}.$$

1. $\text{BaS} = \text{Ba} + \text{S}$ (выше 2000°C).
2. $\text{BaS}(\text{насыщ.}) + 14\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{HS})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \downarrow + \text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} \downarrow$ (комн.).
3. $\text{BaS}_{(\text{T})} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S}$ (450°C , в токе CO_2).
4. $\text{BaS}(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$ (кип.).
5. $\text{BaS}(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]^{2+} + \text{S}^{2-}$,
 $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 1,09$.
6. $\text{BaS} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$.
7. $\text{BaS} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + \text{S} \downarrow + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
8. $\text{BaS} + \text{O}_2 = \text{BaSO}_4$ ($1000-1050^\circ \text{C}$).
9. $\text{BaS}(\text{насыщ.}) + \text{CaCl}_2(\text{насыщ.}) = \text{CaS} \downarrow + \text{BaCl}_2$.
10. $\text{BaS} + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{Ba}(\text{HS})_2$.
11. $\text{BaS} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{S} \uparrow$,
 $2\text{BaS} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{Ba}(\text{HS})_2$.

139. $\text{Ba}(\text{HS})_2$ — ГИДРОСУЛЬФИД БАРИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде (слабый гидролиз по аниону). Разлагается в кипящей воде, реагирует с разбавленными кислотами, нейтрализуется щелочами. Восстановитель, медленно окисляется растворенным в воде O_2 . Получение см. 133⁹, 138¹¹.

$$M_r = 203,48; \quad k_s = 48, 8^{(20)}, 63, 9^{(80)}.$$

1. $\text{Ba}(\text{HS})_2 = \text{BaS} + \text{H}_2\text{S}$ (выше 450°C).
2. $\text{Ba}(\text{HS})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{HS})_2(\text{насыщ.}) + 4\text{H}_2\text{O}$ (20°C),
 $\text{Ba}(\text{HS})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{HS})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (50°C , вак.).
3. $\text{Ba}(\text{HS})_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = [\text{Ba}(\text{H}_2\text{O})_8]^{2+} + 2\text{HS}^-$,
 $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7,02$.
4. $\text{Ba}(\text{HS})_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{S} \uparrow$ (кип.).
5. $\text{Ba}(\text{HS})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{S} \uparrow$.
6. $\text{Ba}(\text{HS})_2 + 6\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{S} \downarrow + 4\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{Ba}(\text{HS})_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaS} + 2\text{H}_2\text{O}$
8. $\text{Ba}(\text{HS})_2 + \text{O}_2 = \text{Ba}(\text{OH})_2 + 2\text{S} \downarrow$.

140. Ra — РАДИЙ

Щелочноземельный металл. Белый, блестящий, мягкий. Радиоактивен, наиболее долгоживущий изотоп ^{226}Ra . Реакционноспособен, на воздухе покрывается темной оксидно-нитридной пленкой. Окрашивает пламя газовой горелки в темно-красный цвет. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, хлором, серой. Миллиграммовые количества радия выделяют при переработке урановых руд в виде RaCl_2 . Получают электролизом раствора RaCl_2 на ртутном катоде.

$$M_r = 226,025; \quad d \approx 6; \quad t_{\text{пл}} = 969^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1536^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Ra} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ra}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$.
2. $\text{Ra} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{RaCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{Ra} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{RaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\uparrow$.
4. $4\text{Ra} + 10\text{HNO}_3(\text{разб.}) = 4\text{Ra}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{Ra} + \text{O}_2 = 2\text{RaO}$ (100° С, сгорание на воздухе).
6. $\text{Ra} + \text{Cl}_2 = \text{RaCl}_2$ (комн.).
7. $3\text{Ra} + \text{N}_2 = \text{Ra}_3\text{N}_2$ (100° С, сгорание на воздухе).
8. $\text{Ra} + \text{S} = \text{RaS}$ (150° С).
9. $\text{Ra} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{RaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH}$.

ЭЛЕМЕНТЫ IIIА-ГРУППЫ

БОР

141. В — БОР

Неметалл. Серо-черный (кристаллический) или коричневый (аморфный). Тугоплавкий, очень твердый, хрупкий. Химически пассивный; не реагирует с водородом, водой, разбавленными кислотами, щелочами в разбавленном растворе. Реагирует с водяным паром, концентрированной азотной кислотой, галогенами, азотом, фторо- и сероводородом, щелочами и аммиаком при нагревании. Получение см. 142¹, 144⁷, 150³, 151¹.

$$M_r = 10,811; \quad d = 2,340; \quad t_{пл} = 2075^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 3700^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{B} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2$ (700–800° C).
2. $\text{B} + 3\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{B}(\text{OH})_4\downarrow + 3\text{NO}_2\uparrow$.
3. $2\text{B}(\text{аморфн.}) + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$.
4. $4\text{B} + 4\text{NaOH} + 3\text{O}_2 = 4\text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).
5. $4\text{B} + 3\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3$ (700° C, сжигание на воздухе).
6. $2\text{B} + 3\text{E}_2 = 2\text{BE}_3$ (30° C, E = F; выше 400° C, E = Cl, Br, I).
7. $2\text{B} + 3\text{S} = \text{B}_2\text{S}_3$ (выше 600° C).
8. $2\text{B} + \text{N}_2 = 2\text{BN}$ (900–1000° C).
9. $\text{B} + \text{P}(\text{красн.}) = \text{BP}$ (900–1200° C).
10. $4\text{B} + \text{C}(\text{графит}) = \text{B}_4\text{C}$ (выше 2000° C, примесь B_{13}C_2).
11. $2\text{B} + 6\text{HE} = \text{BE}_3 + 3\text{H}_2$ (400–500° C, E = F, Cl),
 $2\text{B} + 3\text{H}_2\text{S} = \text{B}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2$ (800–900° C),
 $2\text{B} + 2\text{NH}_3 = 2\text{BN} + 3\text{H}_2$ (1000–1200° C).
12. $5\text{B} + 3\text{NO} = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{BN}$ (800° C).
13. $2\text{B} + 3\text{CO} = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{C}(\text{графит})$ [1400° C],
 $4\text{B} + 3\text{CS}_2 = 2\text{B}_2\text{S}_3 + 3\text{C}(\text{графит})$ [930° C].
14. $4\text{B} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{Si}$ (1300–1500° C).

142. B_2H_6 — ДИБОРАН(6)

Родоначальник гомологического ряда бороводородов с общей формулой B_nH_{n+4} . Бесцветный газ, термически неустойчивый. Реакционноспособный; реагирует с водой, O_2 воздуха, щелочами, аммиаком. Получение см. 158⁶, 159⁵, 175⁵.

$$M_r = 27,67; \quad \rho = 1,234 \text{ г/л (н. у.);} \quad t_{\text{пл}} = -165,5^\circ \text{ C;} \\ t_{\text{кип}} = -92,5^\circ \text{ C.}$$

1. $\text{B}_2\text{H}_6 = 2\text{B} + 3\text{H}_2$ (300–550° C).
2. $\text{B}_2\text{H}_6 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{B}_2\text{H}_6 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 6\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{B}_2\text{H}_6 + 3\text{O}_2 = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (сгорание на воздухе).
5. $\text{B}_2\text{H}_6 + 6\text{Cl}_2 = 2\text{BCl}_3 + 6\text{HCl}$.
6. $2\text{B}_2\text{H}_6 + 2(\text{Na}, \text{Hg}) = \text{Na}[\text{BH}_4]\downarrow + \text{Na}[\text{B}_3\text{H}_8] + 2\text{Hg}_{(\text{ж})}$ (в эфире).
7. $\text{B}_2\text{H}_6 + 6\text{HCl} = 2\text{BCl}_3 + 6\text{H}_2$.
8. $3\text{B}_2\text{H}_6 + 6\text{NH}_3 = 2\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 12\text{H}_2$ (180–190° C).
9. $\text{B}_2\text{H}_6 + 2\text{LiH} = 2\text{Li}[\text{BH}_4]$ (кип., в эфире).

143. B_4H_{10} — ТЕТРАБОРАН(10)

Родоначальник гомологического ряда бороводородов с общей формулой B_nH_{n+6} . Бесцветный газ, термически неустойчивый. Устойчив на воздухе. Медленно разлагается водой, быстро — щелочами в растворе. Реагирует с кислородом, хлором, аммиаком. Получение см. 144⁸.

$$M_r = 53,32; \quad \rho = 2,397 \text{ г/л (н. у.);} \quad t_{\text{пл}} = -120^\circ \text{ C;} \\ t_{\text{кип}} = +18^\circ \text{ C (разл.).}$$

1. $\text{B}_4\text{H}_{10} \longrightarrow \text{B}_2\text{H}_6(\text{г}), \text{B}_5\text{H}_9(\text{г}), \text{B}_{10}\text{H}_{14}(\text{ж}), (\text{BH})_n(\text{т})$ (выше 100° C).
2. $\text{B}_4\text{H}_{10} + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 11\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{B}_4\text{H}_{10} + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 11\text{H}_2\uparrow$.
4. $2\text{B}_4\text{H}_{10} + 11\text{O}_2 = 4\text{B}_2\text{O}_3 + 10\text{H}_2\text{O}$ (сжигание на воздухе).
5. $2\text{B}_4\text{H}_{10} + 17\text{Cl}_2 = 8\text{BCl}_3 + 10\text{HCl}$.
6. $3\text{B}_4\text{H}_{10} + 12\text{NH}_3 = 4\text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 21\text{H}_2$ (200° C, *p*).

144. B_2O_3 — ТРИОКСИД ДИБОРА

Белый, аморфный или кристаллический, очень твердый, гигроскопичный, низкоплавкий, термически устойчивый. Кристаллический — химически пассивен. Аморфный реагирует с водой, щелочами, концентрированной фтороводородной кислотой. Восстанавливается металлами, углеродом. Получение см. 141⁵, 142⁴, 145¹, 147⁸.

$$M_r = 69,62; \quad d = 1,84(\text{аморфн.}), 2,46; \quad t_{\text{пл}} = 450^\circ \text{ C;} \\ t_{\text{кип}} \approx 2000^\circ \text{ C;} \quad k_s = 2, 2^{(20)}, 9, 5^{(80)}.$$

1. $\text{B}_2\text{O}_3(\text{аморфн.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow$.
2. $2\text{B}_2\text{O}_3(\text{аморфн.}) + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{B}_2\text{O}_3(\text{аморфн.}) + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4]$ (комн.).
3. $\text{B}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaBO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (400–550° C).

4. $B_2O_3(\text{аморфн.}) + 8HF(\text{конц.}) = 2H[BF_4] + 3H_2O$.
5. $B_2O_3 + 3CaF_2 + 3H_2SO_4(\text{конц.}) = 2BF_3\uparrow + 3CaSO_4\downarrow + 3H_2O$ (кип.).
6. $B_2O_3 + 2NH_3 = 2BN + 3H_2O$ (2000° С, кат. С, Mg).
7. $B_2O_3 + 2Al = Al_2O_3 + 2B$ (800–900° С).
8. $B_2O_3 + 6Mg = Mg_3B_2 + 3MgO$ (750–900° С),
 $Mg_3B_2 + H_3PO_4(\text{конц.}) = B_4H_{10}(\text{ж}) + Mg_3(PO_4)_2\downarrow$ (до +10° С).
9. $B_2O_3 + 3C(\text{кокс}) + 3Cl_2 = 2BCl_3 + 3CO$ (1000° С).

145. $B(OH)_3$ — ТРИГИДРОКСИД БОРА

Сассолин. Белый, разлагается при нагревании, перегоняется с водяным паром, окрашивает пламя горелки в зеленый цвет. Растворяется в воде (растворимость сильно повышается с ростом температуры), образует гидрат, проявляющий слабые кислотные свойства. Реагирует со щелочами, концентрированной фтороводородной кислотой. Вступает в реакции комплексообразования. Получение см. 141², 147³, 150¹, 160⁶.

$$M_r = 61,83; \quad d = 1,435; \quad t_{пл} = 170^\circ \text{ C } (p);$$

$$k_s = 4,87^{(20)}, 23,54^{(80)}.$$

1. $B(OH)_3 = HBO_2 + H_2O$ (70–160° С),
 $2B(OH)_3 = B_2O_3 + 3H_2O$ (235° С).
2. $B(OH)_3(\text{разб.}) + H_2O = [B(H_2O)(OH)_3]$,
 $[B(H_2O)(OH)_3] + H_2O \rightleftharpoons [B(OH)_4]^- + H_3O^+$; $pK_k = 9,24$.
3. $4B(OH)_3 + 2NaOH(\text{разб.}) = Na_2B_4O_7 + 7H_2O$,
 $B(OH)_3 + NaOH(\text{насыщ.}) = Na[B(OH)_4]$.
4. $B(OH)_3 + NaOH = NaBO_2 + 2H_2O$ (350–400° С).
5. $2B(OH)_3 + Na_2CO_3 = 2NaBO_2 + CO_2 + 3H_2O$ (выше 850° С).
6. $B(OH)_3 + 4HF(\text{конц.}) = H[BF_4] + 3H_2O$.
7. $B(OH)_3 + 3HSO_3F(\text{ж}) = 3H_2SO_4 + BF_3\uparrow$ (30–55° С).

146. $NaBO_2$ — МЕТАБОРАТ НАТРИЯ

Белый, гигроскопичный, плавится без разложения. При обработке холодной водой анион BO_2^- переходит в $[B(OH)_4]^-$. Разлагается горячей водой, кислотами. Получение см. 29¹⁶, 141⁴, 147⁴, 160¹.

$$M_r = 65,80; \quad d = 2,34; \quad t_{пл} = 965^\circ \text{ C};$$

$$t_{кип} = 1434^\circ \text{ C}; \quad k_s = 25,4^{(20)}, 31,4^{(80)}.$$

1. $NaBO_2 + 6H_2O(\text{хол.}) = [Na(H_2O)_4]^+ + [B(OH)_4]^-$ (рН > 7, см. 160³).
2. $4NaBO_2 + H_2O(\text{гор.}) = Na_2B_4O_7 + 2NaOH$.
3. $NaBO_2 + HCl(\text{разб.}) + 2H_2O = NaCl + [B(H_2O)(OH)_3]$.
4. $2NaBO_2 + 2H_2SO_4(\text{конц.}) + 2H_2O = 2NaHSO_4 + 2B(OH)_3\downarrow$.

147. Na₂B₄O₇ — ТЕТРАБОРАТ НАТРИЯ

Бура, или тинкал (гидрат). Белый, плавится без разложения. Умеренно растворяется в воде, подвергается гидролизу по аниону (с изменением состава). Реагирует с сильными кислотами, щелочами, триоксидом дибора. Получение см. 144², 145³, 160⁴.

$$M_r = 201,22; \quad d = 2,367; \quad t_{\text{пл}} = 741^\circ \text{ C}; \quad k_s = 2,5^{(20)}, 24,3^{(80)}.$$

1. Na₂B₄O₇ · 10H₂O = Na₂B₄O₇ + 10H₂O (380° C).
2. Na₂B₄O₇(разб.) + 8H₂O = 2[Na(H₂O)₄]⁺ + B₄O₇²⁻ (точнее [B₄O₅(OH)₄]²⁻), B₄O₇²⁻ + 11H₂O ⇌ 4[B(H₂O)(OH)₃] + 2OH⁻; pK₀ = 7,89.
3. Na₂B₄O₇ + 2HCl(разб.) + 9H₂O = 2NaCl + 4[B(H₂O)(OH)₃],
Na₂B₄O₇ + 2H₂SO₄(конц.) + 5H₂O = 4B(OH)₃↓ + 2NaHSO₄ (40–50° C).
4. Na₂B₄O₇ + 7H₂O + 2NaOH(насыщ.) = 4Na[B(OH)₄],
Na₂B₄O₇ + 2NaOH = 4NaBO₂ + H₂O (700–750° C).
5. Na₂B₄O₇ + 3B₂O₃ = 2NaB₅O₈ (650–700° C).
6. Na₂B₄O₇ + CoO = 2NaBO₂ + Co(BO₂)₂(син.) [750–800° C].
7. Na₂B₄O₇ + 2NaOH + 4H₂O₂(конц.) + 11H₂O = 2Na₂[B₂(O₂²⁻)₂(OH)₄] · 6H₂O↓.
8. Na₂B₄O₇ + 2H₂SO₄(конц.) + 12C₂H₅OH = 4B(C₂H₅O)₃↑ + 2NaHSO₄ + 7H₂O (комн.),
2B(C₂H₅O)₃ + 18O₂ = B₂O₃ + 12CO₂ + 15H₂O (сгорание на воздухе).

148. NaB₅O₈ — ОКТАОКСОПЕНТАБОРАТ(III) НАТРИЯ

Белый, плавится с разложением. Растворяется в воде с изменением состава аниона. Реагирует с кислотами, щелочами. Получение см. 147⁵.

$$M_r = 205,04; \quad t_{\text{пл}} = 785^\circ \text{ C (разл.)}; \quad k_s = 9,24^{(0)}, 11,9^{(20)}.$$

1. NaB₅O₈ = NaBO₂ + 2B₂O₃ (выше 785° C).
2. NaB₅O₈ · 5H₂O = NaB₅O₈ + 5H₂O (350° C).
3. NaB₅O₈(разб.) + 6H₂O = [Na(H₂O)₄]⁺ + [B₅O₆(OH)₄]⁻.
4. NaB₅O₈ + HCl(разб.) + 12H₂O = NaCl + 5[B(H₂O)(OH)₃].
5. 2NaB₅O₈ + 2H₂SO₄(конц.) + 14H₂O = 2NaHSO₄ + 10B(OH)₃↓.
6. NaB₅O₈ + 8H₂O + 4NaOH(конц.) = 5Na[B(OH)₄].

149. BF₃ — ТРИФТОРИД БОРА

Бесцветный газ. Гидролизуеться во влажном воздухе и воде. Образует аддукты с органическими растворителями. Реагирует со щелочами. Вступает в реакции комплексообразования. Получение см. 141⁶, 144⁵, 145⁷, 157^{1, 4}.

$$M_r = 205,04; \quad \rho = 3,209 \text{ г/л (н. у.)}; \quad t_{\text{пл}} = -128,36^\circ \text{ C}; \\ t_{\text{кип}} = -100,3^\circ \text{ C}; \quad \nu_s = 106^{(0)},$$

1. BF₃ + 2H₂O = (H₃O)[B(OH)F₃]_(т) (до 6° C).

2. $\text{BF}_3 + \text{H}_2\text{O} = [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3]$ (8-18° С),
 $[\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3] + \text{H}_2\text{O} = [\text{B}(\text{OH})\text{F}_3]^- + \text{H}_3\text{O}^+$.
3. $4\text{BF}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{H}[\text{BF}_4] + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow$ (20-80° С).
4. $16\text{BF}_3 + 14\text{NaOH}(\text{разб.}, \text{хол.}) = 12\text{Na}[\text{BF}_4] + \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 7\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{BF}_3 + \text{NH}_3 = [\text{B}(\text{NH}_3)\text{F}_3]$ (до 0° С).
6. $\text{BF}_3 + \text{MF}_{(p)} = \text{M}[\text{BF}_4]_{(p)}$ (M = Na⁺, NH₄⁺),
 $\text{BF}_3 + \text{MF}_{(p)} = \text{M}[\text{BF}_4]\downarrow$ (M = K, Rb, Cs).

150. BCl₃ — ТРИХЛОРИД БОРА

Бесцветный газ. Гидролизуется во влажном воздухе и в воде. Реакционно-способный; реагирует со щелочами, водородом, фтором. Легко переводится в другие соединения бора. Получение см. 141⁶, 144⁹.

$$M_r = 117,17; \quad d_{(ж)} = 1,434^{(0)}, 1,343^{(11)}; \quad t_{пл} = -107^\circ \text{ C};$$

$$t_{кип} = +12,5^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{BCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HCl}$.
2. $4\text{BCl}_3 + 14\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 12\text{NaCl} + 7\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{BCl}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$.
3. $2\text{BCl}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{B} + 6\text{HCl}$ (800-1200° С).
4. $2\text{BCl}_3 + 3\text{F}_2 = 2\text{BF}_3 + 3\text{Cl}_2$ (комн.).
5. $\text{BCl}_3 + 4\text{NH}_3 = \text{BN} + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ (500-1000° С, в токе H₂).
6. $\text{BCl}_3 + \text{AlP} = \text{BP} + \text{AlCl}_3$ (950° С).

151. BI₃ — ТРИИОДИД БОРА

Белый, низкоплавкий, легколетучий. Неустойчив на свету. Полностью гидролизуется водой, реагирует со щелочами. Восстановитель. Окисляется кислородом. Получение см. 141⁶, 158⁵.

$$M_r = 391,52; \quad d = 3,35; \quad t_{пл} = 49,7^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 209,5^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{BI}_3 = 2\text{B} + 3\text{I}_2$ (выше 700° С или на свету).
2. $\text{BI}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HI}$.
3. $8\text{BI}_3 + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 8\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 12\text{I}_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.),
 $2\text{BI}_3 + 2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}\uparrow$ (кип.).
4. $4\text{BI}_3 + 14\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 12\text{NaI} + 7\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{BI}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 3\text{NaI}$.
5. $2\text{BI}_3 + 9\text{O}_2 = \text{B}_2\text{O}_3 + 3\text{I}_2\text{O}_5$ (150-175° С).

152. B₂S₃ — ТРИСУЛЬФИД ДИБОРА

Белый, низкоплавкий, перегоняется в токе H₂S. Растворяется в жидком аммиаке. Химически активный, реагирует с водой, кислотами. Получение см. 141^{7, 11, 13}.

$$M_r = 391,52; \quad d = 3,35; \quad t_{пл} > 310^\circ \text{ C}.$$

- $B_2S_3 + 6H_2O = 2B(OH)_3\downarrow + 3H_2S\uparrow$.
- $B_2S_3 + 9H_2SO_4(\text{конц.}) = 2B(OH)_3\downarrow + 12SO_2 + 6H_2O$.
- $B_2S_3 + 24HNO_3(\text{конц.}) = 2B(OH)_3\downarrow + 3H_2SO_4 + 24NO_2 + 6H_2O$ (кип.).

153. BN — МОНОНИТРИД БОРА

Белый, графитоподобный (α -модификация — белый графит) или алмазоподобный (β -модификация — боразон). Тугоплавкий, термически устойчивый, очень твердый (β -модификация). Малореакционноспособный (особенно β -модификация); не реагирует с жидкой водой, кислотами. Разлагается щелочами в растворе. Реагирует с концентрированной фтороводородной кислотой, галогенами. Получение см. 141⁸, 11, 144⁶, 150⁵.

$$M_r = 24, 82; \quad d = 2, 29(\alpha), 3, 45(\beta);$$

$$t_{пл}(p) = 2800^\circ C(\alpha), 3200^\circ C(\beta).$$

- $\alpha\text{-BN} \longrightarrow \beta\text{-BN}$ (выше $1350^\circ C$, p , кат. Na).
- $2(\alpha\text{-BN}) + 3H_2O(\text{пар}) = B_2O_3 + 2NH_3$ ($800^\circ C$).
- $\alpha\text{-BN} + NaOH(\text{конц.}) + 3H_2O = Na[B(OH)_4] + NH_3\uparrow$ (кип.).
- $BN + 4HF(\text{конц.}) = NH_4[BF_4]$ (комн.).
- $4(\alpha\text{-BN}) + 3O_2 = 2B_2O_3 + 2N_2$ (выше $700^\circ C$).
- $2BN + 3F_2 = 2BF_3 + N_2$ (комн.).
- $2(\alpha\text{-BN}) + 3Cl_2 = 2BCl_3 + N_2$ (выше $700^\circ C$).

154. $B_3H_6N_3$ — БОРАЗИН

Боразол. Бесцветная жидкость с запахом бензола (неорганический бензол). Имеет циклическое строение $(BH_3)_3(NH_3)_3$. Разлагается на свету. Реагирует с водой (медленно — с холодной, быстро — с горячей), щелочами, кислородом. Получение см. 142⁸, 143⁶, 158⁷.

$$M_r = 80, 50; \quad d = 0, 824^{(0)}; \quad t_{пл} = -56^\circ C; \quad t_{кип} = +55^\circ C.$$

- $B_3H_6N_3 = 3BN + 3H_2$ ($300^\circ C$ или на свету).
- $B_3H_6N_3 + 9H_2O(\text{гор.}) = 3B(OH)_3\downarrow + 3NH_3\uparrow + 3H_2\uparrow$.
- $B_3H_6N_3 + 3NaOH(\text{конц.}) + 12H_2O(\text{хол.}) = 3Na[B(OH)_4] + 3H_2\uparrow + 3(NH_3 \cdot H_2O)$.
- $4B_3H_6N_3 + 21O_2 = 6B_2O_3 + 12NO + 12H_2O$ (электрич. разряд).

155. BP — МОНОФОСФИД БОРА

Светло-коричневый, очень твердый, термически устойчивый, при сильном нагревании плавится и частично разлагается. Химически пассивный; не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Разлагается в концентрированных серной и азотной кислотах. Реагирует с кислородом, серой, перегретым водяным паром, щелочами при спекании. Получение см. 141⁹, 150⁶.

$$M_r = 391, 52; \quad t_{пл} > 2000^\circ C \text{ (разл.)}$$

- $4\text{BP}_{(ж)} \rightleftharpoons \text{P}_4 + 4\text{B}$ (выше 2000°C).
- $\text{BP} + 3\text{H}_2\text{O}_{(пар.)} = \text{B}(\text{OH})_3 + \text{PH}_3$ (100°C).
- $\text{BP} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + \text{H}_3\text{PO}_4 + 4\text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{BP} + 8\text{HNO}_3(\text{конц., хол.}) = (\text{BP})\text{O}_4\downarrow + 8\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{BP} + 8\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + \text{H}_3\text{PO}_4 + 8\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{BP} + 2(\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \text{KBO}_2 + \text{KPO}_3 + 4\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$ ($500\text{--}600^\circ \text{C}$).
- $4\text{BP} + 8\text{O}_2 = 2\text{B}_2\text{O}_3 + \text{P}_4\text{O}_{10}$ ($300\text{--}400^\circ \text{C}$).

156. $\text{H}[\text{BF}_4]$ — ТЕТРАФТОРОБОРАТ(III) ВОДОРОДА

В свободном виде не выделен. Существует в бесцветном растворе, сильная кислота. При комнатной температуре не реагирует с диоксидом кремния. Разлагается в горячем растворе, нейтрализуется щелочами. Получение см. 144⁴, 145⁶, 149³.

$$M_r = 87,81; \quad t_{\text{кип}}(40\%-й \text{ p-p}) = 130^\circ \text{C} \text{ (разл.)}$$

- $\text{H}[\text{BF}_4](\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{BF}_4]^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (в разб. HF).
- $\text{H}[\text{BF}_4] \xrightarrow[-\text{HF}]{\text{H}_2\text{O}(\text{гор.})} [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3]$ (примеси $\text{H}[\text{B}(\text{OH})_2\text{F}_2]$, $\text{H}[\text{B}(\text{OH})_3\text{F}]$).
- $\text{H}[\text{BF}_4](\text{конц.}) + \text{MOH}(\text{разб.}) = \text{M}[\text{BF}_4] + \text{H}_2\text{O}$ ($\text{M} = \text{Na}, \text{K}$).
- $\text{H}[\text{BF}_4](\text{конц.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4[\text{BF}_4] + \text{H}_2\text{O}$.

157. $\text{Na}[\text{BF}_4]$ — ТЕТРАФТОРОБОРАТ(III) НАТРИЯ

Ферручит. Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде; анион $[\text{BF}_4]^-$ частично подвергается аквазации и гидролизу. Кристаллогидратов не образует. Разлагается в кипящей воде, концентрированной серной кислоте, щелочах. Получение см. 149^{4, 6}, 156³.

$$M_r = 109,79; \quad d = 2,47; \quad t_{\text{пл}} = 384^\circ \text{C}; \quad k_s = 108^{(26,5)}.$$

- $\text{Na}[\text{BF}_4] = \text{NaF} + \text{BF}_3$ (выше 450°C).
- $\text{Na}[\text{BF}_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{BF}_4]^-$,
 $[\text{BF}_4]^- \xrightleftharpoons[\text{F}^-]{\text{H}_2\text{O}} [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3] \xrightleftharpoons[\text{H}_3\text{O}^+]{\text{H}_2\text{O}} [\text{B}(\text{OH})\text{F}_3]^-$.
- $\text{Na}[\text{BF}_4] + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaF} + 3\text{HF}\uparrow$ (кип.).
- $2\text{Na}[\text{BF}_4] + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{BF}_3\uparrow + 2\text{HF}\uparrow$.
- $\text{Na}[\text{BF}_4] \xrightarrow[-\text{NaF}]{\text{NaOH}(\text{конц.})} \text{Na}[\text{B}(\text{OH})\text{F}_3], \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_2\text{F}_2], \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_3\text{F}]$.

158. $\text{Li}[\text{BH}_4]$ — ТЕТРАГИДРИДОБОРАТ(III) ЛИТИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в жидком аммиаке. Сильный восстановитель, энергично реагирует с водой, кислотами. Получение см. 142⁹.

$$M_r = 21,78; \quad d = 0,67.$$

1. $2\text{Li}[\text{BH}_4] = 2\text{LiH} + 2\text{B} + 3\text{H}_2$ (выше 278°C).
2. $\text{Li}[\text{BH}_4] + 4\text{H}_2\text{O} = \text{LiOH} + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{Li}[\text{BH}_4] + 3\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$,
 $2\text{Li}[\text{BH}_4] + 2\text{HCl}(\text{г.}) = 2\text{LiCl} + \text{B}_2\text{H}_6 + \text{H}_2$ (выше 75°C).
4. $\text{Li}[\text{BH}_4] + 2\text{O}_2 = \text{LiBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 250°C).
5. $3\text{Li}[\text{BH}_4] + 8\text{I}_2 = 3\text{LiI} + 3\text{BI}_3 + 4\text{H}_2 + 4\text{HI}$ (кип. в гексане).
6. $6\text{Li}[\text{BH}_4] + 2\text{BCl}_3 = 4\text{B}_2\text{H}_6\uparrow + 6\text{LiCl}\downarrow$ (в эфире).
7. $3\text{Li}[\text{BH}_4] + 3\text{NH}_4\text{Cl} = \text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 9\text{H}_2 + 3\text{LiCl}$ (220°C).
 боразин

159. $\text{Na}[\text{BH}_4]$ — ТЕТРАГИДРИДОБОРАТ(III) НАТРИЯ

Белый, при плавлении разлагается, нелетучий. Хорошо растворяется в холодной воде, жидком аммиаке. Сильный восстановитель; реагирует с горячей водой, кислотами, кислородом. Получение см. 23¹⁴, 142⁶.

$$M_r = 37,83; \quad d = 1,074; \quad t_{\text{пл}} = 400^\circ \text{C} (\text{разл.});$$

$$k_s = 20,5^{(0)}, 55^{(20)}.$$

1. $\text{Na}[\text{BH}_4] = \text{Na} + \text{B} + 2\text{H}_2$ (выше 450°C).
2. $\text{Na}[\text{BH}_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{BH}_4]^-$.
3. $\text{Na}[\text{BH}_4] + 4\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{NaOH} + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{Na}[\text{BH}_4] + 3\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$,
 $2\text{Na}[\text{BH}_4] + 2\text{HCl}(\text{г.}) = 2\text{NaCl} + \text{B}_2\text{H}_6 + \text{H}_2$ (выше 100°C).
5. $2\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{B}_2\text{H}_6\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\uparrow$ (-10°C , в хлорбензоле).
6. $\text{Na}[\text{BH}_4] + 2\text{O}_2 = \text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 300°C).

160. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4]$ — ТЕТРАГИДРОКСОБОРАТ(III) НАТРИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде, подвергается аквазации. В горячем растворе разлагается. Реагирует с кислотами. Получение см. 141³, 145³, 146¹, 147⁴.

$$M_r = 101,83; \quad d = 1,905; \quad k_s = 45,7^{(20)}, 58,7^{(30)}.$$

1. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] = \text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 306°C).
2. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 60°C , над P_4O_{10}).
3. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{B}(\text{OH})_4]^-$,
 $[\text{B}(\text{OH})_4]^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3] + \text{OH}^-$; $pK_o = 4,76$.
4. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4](\text{гор.}) = \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 + 2\text{NaOH} + 7\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + [\text{B}(\text{H}_2\text{O})(\text{OH})_3]$.
6. $2\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{NaHSO}_4 + 2\text{B}(\text{OH})_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

161. $[B(NH_3)_3F_3]$ — ТРИФТОРОАММИНБОР

Белый, при слабом нагревании разлагается, плавится под избыточным давлением. Хорошо растворяется в холодной воде (подвергается акватации), жидком аммиаке. Реакционноспособный: реагирует с горячей водой, кислотами, щелочами. Получение см. 149⁵.

$$M_r = 84,84; \quad d = 1,854; \quad t_{пл} = 162^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 36,0^{(25)}.$$

- $4[B(NH_3)_3F_3] = BN + 3NH_4[BF_4]$ (выше 125° C).
- $[B(NH_3)_3F_3] + 2H_2O(\text{хол.}) = [B(H_2O)F_3] + NH_3 \cdot H_2O$.
- $[B(NH_3)_3F_3] + H_2O(\text{гор.}) = NH_4[B(OH)F_3]$,
 $4[B(NH_3)_3F_3] + 3H_2O = B(OH)_3 \downarrow + 3H[BF_4] + 4NH_3 \uparrow$ (кип.).
- $[B(NH_3)_3F_3] + HCl(\text{разб.}) + H_2O = NH_4Cl + [B(H_2O)F_3]$.
- $16[B(NH_3)_3F_3] + 14NaOH(\text{разб., хол.}) + 9H_2O = 12Na[BF_4] + Na_2B_4O_7 + 16(NH_3 \cdot H_2O)$.

АЛЮМИНИЙ

162. Al — АЛЮМИНИЙ

Белый легкий пластичный металл. Пассивируется в воде, концентрированной азотной кислоте и растворе дихромата калия из-за образования устойчивой оксидной пленки; амальгамированный металл реагирует с водой. Реакционноспособный, сильный восстановитель. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с разбавленными кислотами и щелочами. Получение см. 163¹¹, 171¹¹.

$$M_r = 26,982; \quad d = 2,702; \quad t_{пл} = 660,37^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 2500^\circ \text{ C}.$$

- $2(Al, Hg) + 6H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2 \uparrow + 2Hg \downarrow$ (комн.).
- $2Al + 6HCl(\text{разб.}) = 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$.
- $8Al + 30HNO_3(\text{разб.}) = 8Al(NO_3)_3 + 3N_2O + 15H_2O$,
 $8Al + 30HNO_3(\text{оч. разб.}) = 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$.
- $2Al + 2(NaOH \cdot H_2O) = 2NaAlO_2 + 3H_2$ ($400\text{--}500^\circ \text{ C}$),
 $2Al + 2NaOH(\text{конц.}) + 6H_2O(\text{гор.}) = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2 \uparrow$.
- $8Al + 18H_2O + 3KNO_3 + 5KOH = 8K[Al(OH)_4] + 3NH_3 \uparrow$ (кип.).
- $4Al(\text{порошок}) + 3O_2 = 2Al_2O_3$ (сгорание на воздухе).
- $2Al + 3F_2 = 2AlF_3$ (600° C),
 $2Al(\text{порошок}) + 3E_2 = 2AlE_3$ (25° C ; E = Cl, Br),
 $2Al(\text{порошок}) + 3I_2 = 2AlI_3$ (25° C , кат. капля H_2O).
- $2Al + 3S = Al_2S_3$ ($150\text{--}200^\circ \text{ C}$).
- $2Al(\text{порошок}) + N_2 = 2AlN$ ($800\text{--}1200^\circ \text{ C}$),
 $4Al + P_4 = 4AlP$ ($500\text{--}800^\circ \text{ C}$, в атмосфере H_2).

10. $4\text{Al} + 3\text{C}(\text{графит}) = \text{Al}_4\text{C}_3$ (1500–1700° С).
 11. $2\text{Al} + 6\text{HF}_{(\text{r})} = 2\text{AlF}_3 + 3\text{H}_2$ (450–500° С),
 $2\text{Al} + 3\text{H}_2\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2$ (600–1000° С).
 12. $2\text{Al} + 2\text{NH}_3 = 2\text{AlN} + 3\text{H}_2$ (выше 600° С).
 13. $8\text{Al} + 3(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$ (выше 2000° С).

163. Al_2O_3 — ОКСИД АЛЮМИНИЯ

Корунд, глинозем. Белый, тугоплавкий, термически устойчивый. В прокаленном виде химически пассивен; не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с концентрированными кислотами, щелочами в концентрированном растворе и при спекании. Получение см. 162⁶, 164¹, 165¹.

$$M_r = 101,96; \quad d = 3,97; \quad t_{\text{пл}} = 2053^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} > 3000^\circ \text{C}.$$

- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}(\text{конц., гор.}) = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
- $2\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1100° С).
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2$ (1000–1200° С).
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4$ (400–470° С),
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{KHSO}_4 = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (400–550° С).
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{N}_2\text{O}_5 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ (35–40° С).
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{MgO} = (\text{MgAl}_2)\text{O}_4$ (1600° С).
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HF}_{(\text{r})} = 2\text{AlF}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (450–600° С).
- $2\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{C}(\text{кокс}) = \text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{CO}$ (1800° С).
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C}(\text{кокс}) + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{CO}$ (800–900° С).
- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C}(\text{кокс}) + \text{N}_2 = 2\text{AlN} + 3\text{CO}$ (1600–1800° С).
- $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow[\text{в расплаве Na}_3[\text{AlF}_6]]{\text{электролиз}} 4\text{Al}(\text{катод}) + 3\text{O}_2\uparrow(\text{анод})$ [900° С].

164. $\text{Al}(\text{OH})_3$ — ГИДРОКСИД АЛЮМИНИЯ

Гиббсит (моноклинный), байерит (тригональный). Белый, термически неустойчивый. Не растворяется в воде. Не реагирует с гидратом аммиака, хлоридом аммония, диоксидами углерода и серы, сероводородом. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с кислотами, щелочами в растворе и при спекании. Получение см. 168^{4, 5}, 171⁷, 176^{4, 6, 8}.

$$M_r = 78,00; \quad d = 2,42.$$

- $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O}$ (до 200° С),
 $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (выше 575° С).
- $\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{т})} + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{OH}^-$; $\text{pPP}^{25} = 31, 24$,
 $\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{pPP}^{25} = 14, 43$.
- $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

4. $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
 $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (1000° C).
5. $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HF}(\text{конц.}) + 3\text{NaF} = \text{Na}_3[\text{AlF}_6] \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$.

165. $\text{AlO}(\text{OH})$ — МЕТАГИДРОКСИД АЛЮМИНИЯ

Диаспор (α -модификация), бёмит (β). Белый, при нагревании разлагается. По сравнению с $\text{Al}(\text{OH})_3$ обладает меньшей реакционной способностью. Не реагирует с водой. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Получение см. 164¹, 168⁵, 171⁷.

$$M_r = 78,00; \quad d = 3,01-3,35.$$

1. $2\text{AlO}(\text{OH}) = \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (360–575° C).
2. $\text{AlO}(\text{OH}) + 3\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{AlO}(\text{OH}) + \text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$,
 $\text{AlO}(\text{OH}) + \text{NaOH} = \text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (1000° C).

166. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ — НИТРАТ АЛЮМИНИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Растворяется в азотной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Получение см. 162³, 163⁵, 167⁸.

$$M_r = 212,99; \quad d = 1,89; \quad t_{\text{пл}}(\text{кр.}) = 66^\circ \text{ C (разл.);}$$

$$k_s = 73,9^{(20)}, 132,6^{(80)}.$$

1. $4\text{Al}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 + 3\text{O}_2$ (150–200° C).
2. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ (до 40° C, вак.).
3. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{NO}_3^-$ (рН < 7, см. 167³).
4. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaNO}_3$.
5. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4\text{NO}_3$,
 $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., гор.}] = \text{AlO}(\text{OH}) \downarrow + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.

167. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ — СУЛЬФАТ АЛЮМИНИЯ

Белый, плавится с разложением. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). В кипящей воде разлагается. Не реагирует с кислотами. Полностью разлагается щелочами в растворе и при спекании, реагирует с гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 163⁴.

$$M_r = 342,15; \quad d = 2,71; \quad t_{\text{пл}} = 770^\circ \text{ C (разл.);} \quad k_s = 36,4^{(20)}, 73,1^{(80)}.$$

1. $2\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2 + 3\text{O}_2$ (770–860° C).
2. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 18\text{H}_2\text{O}$ (420° C).
3. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 2[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$,
 $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{p}K_{\text{к}} = 5,02$,
 $2[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} \rightleftharpoons [\text{Al}_2(\text{H}_2\text{O})_8(\text{OH})_2]^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$; $\lg K_c = 2,78$.

4. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{оч. разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ (кип.).
5. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}(\text{разб.}) = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$,
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{NaOH}(\text{конц.}) = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$.
6. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ (900–1000° С).
7. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$,
 $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., гор.}] = 2\text{AlO}(\text{OH})\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{M}(\text{NO}_3)_2 = 3\text{MSO}_4\downarrow + 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ (M = Ba, Pb).

168. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — СУЛЬФАТ АЛЮМИНИЯ-КАЛИЯ

Алюмокалиевые квасцы (гидрат). Белый, при нагревании разлагается. Умеренно растворяется в воде (гидролиз по катиону алюминия). Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Получают совместной кристаллизацией сульфата алюминия и сульфата калия.

$$M_r = 258, 20; \quad d = 2, 75; \quad 1, 757(\text{кр.}); \quad k_s = 5, 9^{(20)}, 71, 0^{(80)}.$$

1. $4\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 = 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2 + 3\text{O}_2$ (800–900° С).
2. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O} = \text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 12\text{H}_2\text{O}$ (120° С).
3. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$,
 $[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_k = 5, 02$,
 $2[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} \rightleftharpoons [\text{Al}_2(\text{H}_2\text{O})_8(\text{OH})_2]^{4+} + 2\text{H}_2\text{O}$; $\lg K_c = 2, 78$.
4. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 3\text{KOH}(\text{разб., хол.}) = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4$,
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{KOH}(\text{конц.}) = \text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 2\text{K}_2\text{SO}_4$.
5. $2\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 6(\text{MNH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$,
 $2\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., гор.}] = 2\text{AlO}(\text{OH})\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 +$
 $+ 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

169. NaAlO_2 — ДИОКСОАЛЮМИНАТ(III) НАТРИЯ

Белый, плавится без разложения. Полностью разлагается водой, в сильно-щелочной среде переходит в $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$. Разлагается кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 25⁶, 28¹⁷, 23, 162⁴, 163², 3, 176¹.

$$M_r = 81, 97; \quad d = 2, 693; \quad t_{\text{пл}} = 1800^\circ \text{ С.}$$

1. $\text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) \xrightarrow{\tau} \text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow(\text{аморфн.})$.
2. $\text{NaAlO}_2 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]$ (в разб. NaOH),
 $\text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (в конц. NaOH).
3. $\text{NaAlO}_2 + 4\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{NaCl} + \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightarrow{\tau} \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow(\text{крисст.})$ [кип.].
5. $2\text{NaAlO}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 = 2\text{NaOH} + (\text{MgAl}_2)\text{O}_4$ (700–800° С).
шпинель

170. AlF_3 — ФТОРИД АЛЮМИНИЯ

Белый, при сильном нагревании возгоняется без плавления. Плохо растворяется в холодной воде, лучше — в горячей; не растворяется в жидком HF. Не реагирует с разбавленными кислотами. Разлагается гидратом аммиака. Переводится в раствор действием фтороводородной кислоты и щелочей. Получение см. 162⁷, 11, 164⁷.

$$M_r = 83,98; \quad d = 2,88; \quad k_s = 0,50^{(25)}, 0,89^{(75)}.$$

1. $\text{AlF}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{AlF}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (150–200° C).
2. $\text{AlF}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HF}$ (400° C).
3. $4\text{AlF}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{Na}[\text{AlF}_4]$.
4. $\text{AlF}_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{F}$.
5. $\text{AlF}_3 + 3\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_3[\text{AF}_6]$, $\text{AlF}_3 + 3\text{NaF}(\text{конц.}) = \text{Na}_3[\text{AlF}_6]$,
 $\text{AlF}_3(\text{насыщ.}) + \text{HF}_{(г)} + \text{NH}_{3(г)} = \text{NH}_4[\text{AlF}_4]\downarrow$.

171. AlCl_3 — ХЛОРИД АЛЮМИНИЯ

Хлоралюминит (гидрат). Белый, легкоплавкий, сильнолетучий. Гидролизуется («дымит») во влажном воздухе. Кристаллогидрат хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по катиону). Мало растворяется в концентрированной хлороводородной кислоте. В горячей воде разлагается. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 162², 7, 163⁹, 164³.

$$M_r = 133,34; \quad d = 2,47; \quad t_{\text{пл}} = 192,6^\circ \text{C} (p); \quad k_s = 45,9^{(20)}, 48,6^{(80)}.$$

1. $2\text{AlCl}_{3(г)} \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{Cl}_{6(г)}$ (179,7° C),
 $\text{Al}_2\text{Cl}_{6(г)} \rightleftharpoons 2\text{AlCl}_{3(г)}$ (440–800° C).
2. $\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{AlCl}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} + 4\text{H}_2\text{O}$ (100–200° C),
 $2(\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} + 9\text{H}_2\text{O}$ (200–450° C).
3. $\text{AlCl}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{Cl}^-$ (рН < 7, см. 167³).
4. $\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HCl}\uparrow$.
5. $\text{AlCl}_{3(г)} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{влага воздуха}) = \text{AlCl}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$.
6. $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$,
 $\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$.
7. $\text{AlCl}_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$,
 $\text{AlCl}_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., гор.}] = \text{AlO}(\text{OH})\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{AlCl}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{AlPO}_4(\text{аморфн.}) + 3\text{NaCl}$.
9. $\text{AlCl}_3 + 3\text{Na}[\text{BH}_4] = \text{Al}[\text{BH}_4]_3 + 3\text{NaCl}$ (45–50° C).
10. $\text{AlCl}_3 + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_4[\text{AlCl}_4]$ (220–250° C).
11. $2\text{AlCl}_{3(ж)} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Al}(\text{катод}) + 3\text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

172. Al_2S_3 — СУЛЬФИД АЛЮМИНИЯ

Белый, при сильном нагревании возгоняется, плавится под избыточным давлением N_2 . Полностью гидролизуется водой, не осаждается из водного раствора. Реагирует с кислотами. Получение см. 162⁸.

$$M_r = 150,16; \quad d = 2,02; \quad t_{\text{пл}} = 1120^\circ \text{ C } (p).$$

1. $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ (комн.).
2. $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$.
3. $\text{Al}_2\text{S}_3 + 30\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 24\text{NO}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{Al}_2\text{S}_3 + 9\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2$ (700–800° C).

173. Al_4C_3 — ТРИКАРБИД ТЕТРААЛЮМИНИЯ

Желтый, при прокаливании разлагается. Полностью гидролизуется водой. Разлагается разбавленными кислотами, концентрированными щелочами. Окисляется на воздухе, восстанавливается водородом при нагревании. Легко хлорируется. Получение см. 162¹⁰, 163⁸.

$$M_r = 143,96; \quad d = 2,36.$$

1. $\text{Al}_4\text{C}_3 = 4\text{Al} + 3\text{C}(\text{графит})$ [выше 2200° C].
2. $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{CH}_4\uparrow$.
3. $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl}(\text{разб.}) = 4\text{AlCl}_3 + 3\text{CH}_4\uparrow$.
4. $\text{Al}_4\text{C}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 4\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{CH}_4\uparrow$.
5. $\text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{H}_2 = 4\text{Al} + 3\text{CH}_4$ (2200° C).
6. $\text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{CO}_2$ (650–700° C).

174. $\text{Na}_3[\text{AF}_6]$ — ГЕКСАФТОРОАЛЮМИНАТ(III) НАТРИЯ

Криолит. Белый, при нагревании плавится и разлагается. Очень плохо растворяется в воде. Реагирует с концентрированными кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Получение см. 34⁶, 164⁵.

$$M_r = 209,94; \quad d = 2,98; \quad t_{\text{пл}} \approx 1000^\circ \text{ C } \text{ разл.}; \quad k_s = 0,04^{(20)}.$$

1. $\text{Na}_3[\text{AF}_6] = 3\text{Na}^+ + [\text{AlF}_6]^{3-}$ (1000° C),
 $[\text{AlF}_6]^{3-} \rightleftharpoons [\text{AlF}_4]^- + 2\text{F}^-$ (выше 1000° C).
2. $2\text{Na}_3[\text{AF}_6] + 9\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 6\text{NaHSO}_4 + \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{HF}\uparrow$.
3. $\text{Na}_3[\text{AF}_6] + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 6\text{NaF}$.
4. $\text{Na}_3[\text{AF}_6] + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = 3\text{NaOH} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 6\text{NH}_4\text{F}$.

175. $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ — ТЕТРАГИДРИДОАЛЮМИНАТ(III) ЛИТИЯ

Алюмогидрид (аланат) лития. Белый, разлагается при нагревании. Реакционноспособный, окисляется O_2 воздуха. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, хлоридами неметаллов. Получение см. 9¹⁴.

$$M_r = 37,96; \quad d = 0,72;$$

1. $2\text{Li}[\text{AlH}_4] = 2\text{LiH} + 2\text{Al} + 3\text{H}_2$ (125–170° C).
2. $\text{Li}[\text{AlH}_4] + 4\text{H}_2\text{O} = \text{LiOH} + \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{Li}[\text{AlH}_4] + 4\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{LiCl} + \text{AlCl}_3 + 4\text{H}_2\uparrow$.

4. $2\text{Li}[\text{AlH}_4] + 4\text{O}_2 = \text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ (выше 150°C),
 $\text{Li}[\text{AlH}_4] + 4\text{F}_2 = \text{Li}[\text{AlF}_4] + 4\text{HF}$ (комн.).
5. $3\text{Li}[\text{AlH}_4] + 4\text{BCl}_3 = 3\text{LiCl} + 3\text{AlCl}_3 + 2\text{B}_2\text{H}_6\uparrow$ (в эфире).

176. $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ —ТЕТРАГИДРОКСОАЛЮМИНАТ(III) НАТРИЯ

В свободном виде не выделен. Существует при комнатной температуре в концентрированном растворе гидроксида натрия. При нагревании состав аниона усложняется. При кристаллизации выделены $\text{Na}_4[\text{Al}(\text{OH})_7]$, $\text{Na}_6[\text{Al}_6\text{O}_4(\text{OH})_{16}]$ и $\text{Na}_4[\text{Al}_4\text{O}_3(\text{OH})_{10}]$. Разлагается при разбавлении раствора водой и обработке кислотами. Реагирует с карбонатом аммония, хлоридом алюминия. Получение см. $28^{17, 24, 28}$, 162^4 , 164^3 , 169^2 .

$$M_r = 118,00.$$

- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (800°C).
- $6\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{насыщ.}) = \text{Na}_6[\text{Al}_6\text{O}_4(\text{OH})_{16}]\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (40°C , в 50%-м NaOH),
 $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{насыщ.}) + 3\text{NaOH}(50\text{-}\dot{\text{y}}) + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_4[\text{Al}(\text{OH})_7] \cdot 3\text{H}_2\text{O}\downarrow$ ($60\text{--}65^\circ \text{C}$),
 $4\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{насыщ.}) = \text{Na}_4[\text{Al}_4\text{O}_3(\text{OH})_{10}]\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (100°C , в 50%-м NaOH).
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ (в конц. NaOH),
 $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$ (в разб. NaOH).
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \xrightarrow{\tau} \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaOH}$ (разбавление водой).
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{AlCl}_3 + 3\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{CO}_2 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaHCO}_3$.
- $2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = 2\text{AlO}(\text{OH})\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{NH}_3\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
- $3\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + \text{AlCl}_3(\text{конц.}) = 4\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$.

ГАЛЛИЙ

177. Ga — ГАЛЛИЙ

Серебристо-белый с голубоватым оттенком, легкоплавкий, очень мягкий, пластичный металл. В твердом и жидком состояниях образован молекулами Ga_2 , газ — одноатомный. Пассивируется в холодной воде (образуется устойчивая оксидная пленка). Сильный восстановитель; реагирует с горячей водой, сильными кислотами, щелочами, гидратом аммиака, неметаллами. Получение см. 178^3 , 182^9 .

$$M_r = 69,723; \quad d = 5,904, 6,0948^{(30)}; \quad t_{\text{пл}} = 29,78^\circ \text{C};$$

$$t_{\text{кип}} = 2404^\circ \text{C}.$$

1. $2\text{Ga} + 6\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 2\text{Ga}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow$,
 $2\text{Ga} + 4\text{H}_2\text{O}(\text{пар.}) = 2\text{GaO}(\text{OH}) + 3\text{H}_2$ (350° С).
2. $2\text{Ga} + 6\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{GaCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{Ga} + 6\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{Ga} + 2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$,
 $2\text{Ga} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{NH}_4[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$.
5. $2\text{Ga} + 2\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow + 2\text{NaHCO}_3$.
6. $2\text{Ga} + \text{O}_2 = 2\text{GaO}?$ (сгорание на воздухе).
7. $2\text{Ga} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{GaCl}_3$ (80–200° С).
8. $2\text{Ga} + 3\text{S} = \text{Ga}_2\text{S}_3$ (800° С).
9. $2\text{Ga} + 3\text{H}_2\text{S} = \text{Ga}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2$ (250–350° С).
10. $2\text{Ga} + 2\text{NH}_3 = 2\text{GaN} + 3\text{H}_2$ (1050–1200° С).

178. Ga_2O_3 — ОКСИД ГАЛЛИЯ(III)

Белый, тугоплавкий, нелетучий. Полупроводник. Не реагирует с водой. В прокаленном виде химически пассивен. Проявляет амфотерные свойства; переводится в раствор концентрированными кислотами, щелочами. Восстанавливается водородом. Получение см. 179¹, 180¹, 181¹, 183⁶.

$$M_r = 187,44; \quad d = 5,88; \quad t_{\text{пл}} \approx 1725^\circ\text{C}(p);$$

1. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{GaCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
2. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4]$,
 $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaGaO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (выше 150° С).
3. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Ga} + 3\text{H}_2\text{O}$ (700° С).
4. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 3\text{SCl}_2\text{O} = 2\text{GaCl}_3 + 3\text{SO}_2$ (200° С),
 $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 6\text{NH}_4\text{Cl} = 2\text{GaCl}_3 + 6\text{NH}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (250° С).
5. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 6\text{NaHSO}_4 = \text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (350–400° С).
6. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + \text{ZnCO}_3 = (\text{ZnGa}_2)\text{O}_4 + \text{CO}_2$ (900–1000° С).
7. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{Ga}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (600–700° С).
8. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 2\text{NH}_3 = 2\text{GaN} + 3\text{H}_2\text{O}$ (1000–1200° С).
9. $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 4\text{Ga} = 3\text{Ga}_2\text{O}$ (500° С).

179. $\text{Ga}(\text{OH})_3$ — ГИДРОКСИД ГАЛЛИЯ(III)

Зёнгит. Белый, аморфный, при нагревании разлагается. Не растворяется в воде, осаждается из раствора в слабощелочной и слабокислотной среде. Проявляет амфотерные свойства; переводится в раствор кислотами, щелочами, концентрированным гидратом аммиака. Получение см. 177¹, 180^{4, 5, 8}, 181^{4, 5}, 182^{5, 6}, 183².

$$M_r = 120,74.$$

1. $\text{Ga}(\text{OH})_3 = \text{GaO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O}$ (80–400° С),
 $2\text{Ga}(\text{OH})_3 = \text{Ga}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (540–600° С).

- $\text{Ga}(\text{OH})_{3(\text{т})} + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{OH}^-$; $\text{pPP}^{25} = 35, 39$,
 $\text{Ga}(\text{OH})_{3(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{pPP}^{25} = 10, 54$.
- $\text{Ga}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{GaCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Ga}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}(\text{конц., гор.}) = \text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4]$,
 $\text{Ga}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaGaO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 150°C).
- $\text{Ga}(\text{OH})_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц., хол.}) = \text{NH}_4[\text{Ga}(\text{OH})_4]$.

180. $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3$ — НИТРАТ ГАЛЛИЯ(III)

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 177³.

$$M_r = 255, 74; \quad k_s = 181^{(20)}.$$

- $4\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Ga}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 + 3\text{O}_2$ (110–200° C).
- $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O} = \text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ (40–60° C, вак.).
- $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{NO}_3^-$,
 $[\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{pK}_K = 2, 81$.
- $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Ga}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaNO}_3$,
 $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) = \text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3\text{NaNO}_3$.
- $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{разб.}] = \text{Ga}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{NO}_3$,
 $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] = \text{NH}_4[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3\text{NH}_4\text{NO}_3$.
- $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{HF}(\text{разб.}) = \text{GaF}_3\downarrow + 3\text{HNO}_3$.
- $\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 = \text{GaPO}_4\downarrow + 3\text{KNO}_3$.
- $2\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{Na}_2\text{S} = 2\text{Ga}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 6\text{NaNO}_3$.

181. $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$ — СУЛЬФАТ ГАЛЛИЯ(III)

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону), серной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Образуется двойные соли — квасцы. Получение см. 178⁵.

$$M_r = 427, 63; \quad k_s = 92^{(20)}.$$

- $2\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Ga}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2 + 3\text{O}_2$ (520–700° C).
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O} = \text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 18\text{H}_2\text{O}$ (40–360° C, вак.).
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$ (pH < 7, см. 180³).
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}(\text{разб.}) = 2\text{Ga}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$,
 $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) = 2\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$.
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{разб.}] = 2\text{Ga}(\text{OH})_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$,
 $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 8(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] = 2\text{NH}_4[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{M}_2\text{SO}_4 + 24\text{H}_2\text{O} = 2\{\text{M}\text{Ga}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}\}\downarrow$
(M = K⁺, Rb⁺, Cs⁺, NH₄⁺).

182. GaCl₃ — ХЛОРИД ГАЛЛИЯ(III)

Белый, низкоплавкий, летучий; в газе димеризуется. Неустойчив во влажном воздухе. Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по катиону). Реагирует с горячей водой, концентрированной хлороводородной кислотой, щелочами, гидратом аммиака. Получение см. 177^{2, 7}, 178^{1, 4}, 179³, 183³.

$$M_r = 176,08; \quad d = 2,47; \quad t_{пл} = 77,8^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 201,3^\circ \text{ C}.$$

1. GaCl₃ · H₂O = Ga(Cl)O + 2HCl (выше 300° C).
2. GaCl₃(разб.) + 6H₂O(хол.) = Ga[(H₂O)₆]³⁺ + 3Cl⁻ (pH < 7, см. 180³).
3. GaCl₃ + 2H₂O(гор.) = GaCl(OH)₂↓ + 2HCl,
GaCl₃ + 2H₂O(пар) = GaO(OH) + 3HCl (350° C).
4. GaCl₃ + HCl(конц.) = H[GaCl₄] (комн., в 6 M HCl).
5. GaCl₃ + 3NaOH(разб.) = Ga(OH)₃↓ + 3NaCl,
GaCl₃ + 4NaOH(конц., гор.) = Na[Ga(OH)₄] + 3NaCl.
6. GaCl₃ + 3(NH₃ · H₂O)[разб.] = Ga(OH)₃↓ + 3NH₄Cl,
GaCl₃ + 4(NH₃ · H₂O)[конц., хол.] = NH₄[Ga(OH)₄] + 3NH₄Cl.
7. GaCl₃ + 4LiH = Li[GaH₄] + 3LiCl (до 10° C, в эфире).
8. 4GaCl₃ + 2Ga = 3(Ga⁺)[GaCl₄] (до 150° C).
9. 2GaCl_{3(p)} $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ 2Ga↓(катод) + 3Cl₂↑(анод).

183. Ga₂S₃ — СУЛЬФИД ГАЛЛИЯ(III)

Ярко-желтый, плавится без разложения под избыточным давлением пара серы; при дальнейшем нагревании разлагается. Полностью гидролизуется водой, не осаждается из раствора. Реагирует с кислотами, щелочами. Получение см. 177^{8, 9}, 178⁷.

$$M_r = 235,64; \quad d = 3,747; \quad t_{пл} = 1125^\circ \text{ C } (p).$$

1. Ga₂S₃ = Ga₂S₂ + S (950–1300° C).
2. Ga₂S₃ + 6H₂O = 2Ga(OH)₃↓ + 3H₂S↑.
3. Ga₂S₃ + 6HCl(разб.) = 2GaCl₃ + 3H₂S↑.
4. Ga₂S₃ + 5NaOH(конц., гор.) + 3H₂O = 2Na[Ga(OH)₄] + 3NaHS.
5. Ga₂S₃ + Na₂S = 2Na[GaS₂] (700–800° C).
6. 2Ga₂S₃ + 9O₂ = 2Ga₂O₃ + 6SO₂ (500–750° C).

ИНДИЙ

184. In — индий

Серебристо-белый, очень мягкий, пластичный, легкоплавкий металл. Не изменяется во влажном воздухе. Не реагирует с водой, щелочами, гидратом

аммиака. Восстановитель, окисляется кислотами, кислородом, другими металлами. Получение см. 185^{4, 5}, 188⁸.

$$M_r = 114, 82; \quad d = 7, 30; \quad t_{пл} = 156, 634^\circ \text{ C}, \quad t_{кип} = 2024^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{In} + 6\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{InCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$,
 $\text{In} + 2\text{HCl}_{(r)} = \text{InCl}_{2(r)} + \text{H}_2$ (700–970° C).
2. $\text{In} + 4\text{HNO}_3(\text{разб., гор.}) = \text{In}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
3. $4\text{In} + 3\text{O}_2 = 2\text{In}_2\text{O}_3$ (800° C, сжигание на воздухе).
4. $2\text{In} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{InCl}_3$ (120–150° C).
5. $2\text{In} + 3\text{S} = \text{In}_2\text{S}_3$ (1050–1100° C).
6. $2\text{In} + \text{CO}_2 = \text{In}_2\text{O}(\text{черн.}) + \text{CO}$ (850° C).
7. $2\text{In} + \text{H}_2\text{S} = \text{In}_2\text{S} + \text{H}_2$ (700–800° C).

185. In_2O_3 — ОКСИД ИНДИЯ(III)

Светло-желтый (при высокой температуре — коричневый), малолетучий, плавится под избыточным давлением O_2 , полупроводник *n*-типа. В прокаленном виде не реагирует с водой, щелочами в растворе, гидратом аммиака. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с кислотами, щелочами при спекании. Восстанавливается водородом и углеродом. Получение см. 184³, 186¹, 187¹, 188¹, 190⁴.

$$M_r = 277, 64; \quad d = 7, 179; \quad t_{пл} = 1910^\circ \text{ C} (p), \quad t_{кип} \approx 3300^\circ \text{ C};$$

1. $\text{In}_2\text{O}_{3(r)} \rightleftharpoons \text{In}_2\text{O}_{3(r)} \rightleftharpoons \text{In}_2\text{O}_{(r)} + \text{O}_2$ (1200–1700° C).
2. $\text{In}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}(\text{разб., гор.}) = 2\text{InCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{In}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaInO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (500–600° C).
4. $\text{In}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{In} + 3\text{H}_2\text{O}$ (700° C).
5. $\text{In}_2\text{O}_3 + 3\text{C}(\text{графит}) = 2\text{In} + 3\text{CO}$ (800–900° C).
6. $2\text{In}_2\text{O}_3 + 3\text{C}(\text{графит}) + 6\text{Cl}_2 = 4\text{InCl}_3 + 3\text{CO}_2$ (500° C).
7. $\text{In}_2\text{O}_3 + 2\text{NH}_3 = \text{InN} + 3\text{H}_2\text{O}$ (600–630° C).
8. $\text{In}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{In}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (500–700° C).

186. $\text{In}(\text{OH})_3$ — ГИДРОКСИД ИНДИЯ(III)

Джалиндит. Белый, аморфный, при нагревании разлагается. Не растворяется в воде; не реагирует со щелочами в растворе, гидратом аммиака. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с кислотами, щелочами при спекании. Получение см. 187^{4, 5}, 188^{5, 6}, 189^{3, 4}.

$$M_r = 165, 84; \quad d = 4, 33; \quad \text{pPP}^{25} = 36, 89.$$

1. $2\text{In}(\text{OH})_3 = \text{In}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (340–850° C).
2. $\text{In}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{In}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{In}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{In}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{In}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaInO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (400–550° C).

187. $\text{In}(\text{NO}_3)_3$ — НИТРАТ ИНДИЯ(III)

Белый, малоустойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону), азотной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Получение см. 184², 186².

$$M_r = 300, 83.$$

- $2\text{In}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{In}(\text{NO}_3)\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (100–160° С),
 $4\text{In}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{In}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 + 3\text{O}_2$ (250–260° С).
- $\text{In}(\text{NO}_3)_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \text{In}(\text{NO}_3)_3 + 5\text{H}_2\text{O}$ (60° С, вак.).
- $\text{In}(\text{NO}_3)_3$ (разб.) + $6\text{H}_2\text{O} = [\text{In}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{NO}_3^-$,
 $[\text{In}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{In}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 3, 58$.
- $\text{In}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NaOH}$ (разб.) = $\text{In}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaNO}_3$.
- $\text{In}(\text{NO}_3)_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ [конц.] = $\text{In}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{NO}_3$.
- $\text{In}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{KIO}_3 = \text{In}(\text{IO}_3)_3\downarrow + 3\text{KNO}_3$.

188. $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$ — СУЛЬФАТ ИНДИЯ(III)

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону), серной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 186².

$$M_r = 517, 83. \quad d = 3, 438(\text{кр.}); \quad k_s = 117^{(20)}.$$

- $2\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{In}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2 + 3\text{O}_2$ (выше 600° С).
- $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O} = \text{In}_2(\text{SO}_4)_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ (200° С, вак.).
- $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$ (разб.) + $12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{In}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$,
 $[\text{In}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{In}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 3, 58$,
 $[\text{In}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{SO}_4^{2-} \rightleftharpoons [\text{In}(\text{H}_2\text{O})_4\text{SO}_4]^+ + 2\text{H}_2\text{O}$; $\lg K_Y = 3, 04$.
- $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3$ (конц.) + H_2SO_4 (конц.) = $2\text{H}[\text{In}(\text{SO}_4)_2]$.
- $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}$ (разб.) = $2\text{In}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$.
- $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ [конц.] = $2\text{In}(\text{OH})_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
- $\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{In}_2\text{S}_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{SO}_4$.
- $2\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{In}(\text{катод}) + 3\text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 6\text{H}_2\text{SO}_4$.

189. InCl_3 — ХЛОРИД ИНДИЯ(III)

Белый, летучий, плавится без разложения под избыточным давлением Cl_2 . Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону), хлороводородной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 184^{1, 4}, 185^{2, 6}, 190¹.

$$M_r = 221, 18; \quad d = 3, 46; \quad t_{\text{пл}} = 583^\circ \text{C} (p); \quad k_s = 191, 1^{(22)}, 373, 7^{(80)}.$$

- $\text{InCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{In}(\text{Cl})\text{O} + 2\text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ (56–200° С).
- InCl_3 (разб.) + $6\text{H}_2\text{O} = [\text{In}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{Cl}^-$ (рН < 7, см. 187³).

3. $\text{InCl}_3 + 3\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{In}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaCl}$.
4. $\text{InCl}_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{In}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$.
5. $\text{InCl}_3 + 4\text{NH}_3(\text{r}) = \text{InN} + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ (600° С, в присутствии NH_4F).
6. $\text{InCl}_3 + 3\text{HF} = \text{InF}_3\downarrow + 3\text{HCl}$, $\text{InCl}_3 + 3\text{CsCl} = \text{Cs}_3[\text{InCl}_6]\downarrow$.
7. $2\text{InCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{In}_2\text{S}_3\downarrow + 6\text{HCl}$.
8. $\text{InCl}_3 + 3\text{KCN} = \text{In}(\text{CN})_3\downarrow + 3\text{KCl}$.
9. $\text{InCl}_3 + \text{K}_3\text{PO}_4 = \text{InPO}_4\downarrow + 3\text{KCl}$.
10. $\text{InCl}_3 + 3\text{LiH} = \text{InH}_3\downarrow + 3\text{LiCl}$.

190. In_2S_3 — СУЛЬФИД ИНДИЯ(III)

Темно-красный или желтый (мелкокристаллический), нелетучий, термически устойчивый, полупроводник. Не растворяется в воде, не реагирует с разбавленными кислотами. Разлагается в концентрированных кислотах, щелочах, реагирует с сульфидами щелочных металлов в жестких условиях. Получение см. 184⁵, 185⁸, 188⁷, 189⁷.

$$M_r = 325,84; \quad d = 4,648; \quad t_{\text{пл}} = 1072^\circ \text{C}; \quad \rho_{\text{ПР}}^{25} = 83,04.$$

1. $\text{In}_2\text{S}_3 + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{InCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.).
2. $\text{In}_2\text{S}_3 + 30\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{In}(\text{NO}_3)_3 + 24\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
3. $\text{In}_2\text{S}_3 + 3\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{In}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NaHS}$.
4. $2\text{In}_2\text{S}_3 + 9\text{O}_2 = 2\text{In}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2$ (выше 650° С).
5. $\text{In}_2\text{S}_3 + 3\text{Na}_2\text{S}(\text{конц.}) = 2\text{Na}_3[\text{InS}_3]_{(\text{p})}$ (комн.),
 $\text{In}_2\text{S}_3 + \text{Na}_2\text{S}(\text{конц.}) = 2\text{Na}[\text{InS}_2]$ (120–140° С, p).

ТАЛЛИЙ

191. Tl — ТАЛЛИЙ

Серебристо-белый металл, пластичный, очень мягкий, легкоплавкий. На воздухе покрывается оксидной пленкой. В компактном виде не реагирует с водой, хлороводородной кислотой, щелочами, гидратом аммиака. Окисляется серной и азотной кислотами, пероксидом водорода, хлором. Получение см. 192^{1, 4}, 198⁵, 199⁴.

$$M_r = 204,383; \quad d = 11,84; \quad t_{\text{пл}} = 303,6^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1457^\circ \text{C}.$$

1. $2\text{Tl} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., хол.}) = \text{Tl}_2\text{SO}_4\downarrow + \text{H}_2\uparrow$.
2. $3\text{Tl} + 4\text{HNO}_3(\text{разб., гор.}) = 3\text{TlNO}_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Tl} + 6\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
3. $4\text{Tl} + 2\text{O}_2 = \text{Tl}_2\text{O} + \text{Tl}_2\text{O}_3$ (400° С, сгорание на воздухе),
 $4\text{Tl} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{TlOH}$ (50–70° С).
4. $2\text{Tl} + 3\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{Tl}_2\text{O}_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$.

5. $2Tl + Cl_2 = 2TlCl$ (комн.),
 $2Tl + 2HCl(\text{конц.}) + 3Cl_2 = 2H[TlCl_4]$.
6. $2Tl + S = Tl_2S$ (320° С, в атмосфере H₂),
 $2Tl + 3S = Tl_2S_3$ (200–250° С).

192. Tl₂O — ОКСИД ТАЛЛИЯ(I)

Темно-бурый (до черного), летучий в вакууме. На воздухе частично окисляется. Проявляет основные свойства; реагирует с водой (образуется щелочной раствор), кислотами. Восстанавливается водородом и монооксидом углерода, полностью окисляется кислородом при слабом нагревании. Получение см. 193^{1, 7}, 194^{1, 2}, 195¹, 196¹.

$$M_r = 424, 77; \quad d = 9, 52; \quad t_{\text{пл}} = 303^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 1100^\circ \text{ C}.$$

- $Tl_2O_{(г)} = Tl_2O_{(л)} \rightleftharpoons Tl + O_2$ (выше 1300° С).
- $Tl_2O + H_2O = 2TlOH$.
- $Tl_2O + 2HCl(\text{разб.}) = 2TlCl \downarrow + H_2O$, $Tl_2O + 2HNO_3 = 2TlNO_3 + H_2O$.
- $Tl_2O + H_2 = 2Tl + H_2O$ (выше 500° С),
 $Tl_2O + CO = 2Tl + CO_2$ (250–325° С).
- $Tl_2O + O_2 = Tl_2O_3$ (до 200° С).

193. Tl₂O₃ — ОКСИД ТАЛЛИЯ(III)

Авиценнит. Коричнево-черный, малолетучий, плавится без разложения по избыточным давлением O₂, при прокаливании разлагается. Не реагирует с водой, щелочами в растворе, гидратом аммиака. Из растворов солей таллия(III) осаждается в виде полигидрата. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с кислотами, щелочами при спекании. Сильный окислитель. Получение см. 191^{3, 4}, 196⁸, 197^{1, 3, 5}, 200^{4, 6}.

$$M_r = 456, 76; \quad d = 10, 11; \quad t_{\text{пл}} = 717^\circ \text{ C } (p).$$

- $Tl_2O_3 = Tl_2O + O_2$ (500–1000° С).
- $Tl_2O_3 \cdot nH_2O = Tl_2O_3 + nH_2O$ (до 300° С, вак.).
- $Tl_2O_3 + 8HCl(\text{конц.}) = 2H[TlCl_2] + 2Cl_2 \uparrow + 3H_2O$.
- $Tl_2O_3 + 4H_2SO_4(\text{конц.}) = 2H[Tl(SO_4)_2] \{ \text{или } Tl(HSO_4)SO_4 \} \downarrow + 3H_2O$.
- $Tl_2O_3 + 6HNO_3(\text{конц.}) = 2Tl(NO_3)_3 + 3H_2O$.
- $Tl_2O_3 + 2MOH = MTlO_2 + H_2O$ (450–575° С, M = Li, Na, K, Rb).
- $Tl_2O_3 + 2H_2 = Tl_2O + 2H_2O$ (150–185° С).
- $Tl_2O_3 + 3F_2 = 2TlF_3 + 3O_2$ (до 550° С).
- $2Tl_2O_3 + 5S(\text{порошок}) = 2Tl_2S + 3SO_2$ (комн.).
- $Tl_2O_3 + H_2O_2 = 2TlOH + O_2 \uparrow + H_2O$.

194. TlOH — ГИДРОКСИД ТАЛЛИЯ(I)

Светло-желтый, при плавлении разлагается. Хорошо растворяется в воде, образует щелочной раствор. Проявляет сильноосновные свойства; реагирует с кислотами, амфотерными гидроксидами. Поглощает CO₂ из воздуха. Получение см. 191³, 192², 198⁴.

$$M_r = 221,39; \quad d = 7,44; \quad t_{пл} = 125^\circ \text{ C (разл.);} \quad k_s = 34,3^{(18)}, 126,1^{(90)}.$$

1. $2\text{TlOH} = \text{Tl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ (выше 125° C).
2. $\text{TlOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{TlOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ (45–60° C, вак.),
 $2\{\text{TlOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O}\} = \text{Tl}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$ (140° C).
3. $\text{TlOH(разб.)} + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{OH}^-$.
4. $\text{TlOH} + \text{HCl(разб.)} = \text{TlCl}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{TlOH} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{TlNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{TlOH(разб.)} + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{TlNO}_3$,
 $2\text{TlOH(конц.)} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Tl}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]^*$.
6. $2\text{TlOH} + \text{O}_2 = \text{Tl}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (200° C),
 $2\text{TlOH} + 4\text{NaOH} + 2\text{Cl}_2 = \text{Tl}_2\text{O}_3\downarrow + 4\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{TlOH(разб.)} + \text{CO}_2 = \text{TlHCO}_3\downarrow$,
 $2\text{TlOH} + \text{CO}_2 = \text{Tl}_2\text{CO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (в этаноле).

195. Tl₂CO₃ — КАРБОНАТ ТАЛЛИЯ(I)

Белый, плавится без разложения, при последующем нагревании разлагается. Растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Не реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Разлагается кислотами. Поглощает CO₂ из воздуха. Получение см. 194⁷.

$$M_r = 468,77; \quad d = 7,11; \quad t_{пл} = 272^\circ \text{ C;} \quad k_s = 5,23^{(18)}, 27,2^{(100)}.$$

1. $\text{Tl}_2\text{CO}_3 = \text{Tl}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (300–600° C).
2. $\text{Tl}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 2n\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_n]^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-; \text{p}K_o = 3,67$.
3. $\text{Tl}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl(разб.)} = 2\text{TlCl}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.
4. $\text{Tl}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{TlHCO}_3\downarrow$.

196. TlNO₃ — НИТРАТ ТАЛЛИЯ(I)

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет), растворимость сильно увеличивается с ростом температуры. Кристаллогидратов не образует. Восстановитель. Вступает в реакции обмена. Получение см. 191², 194^{4, 5}.

$$M_r = 266,39; \quad d = 5,556; \quad t_{пл} = 206,5^\circ \text{ C;} \quad k_s = 9,55^{(20)}, 111^{(80)}.$$

*Здесь в книге опечатка.

- $4\text{TlNO}_3 = \text{Tl}_2\text{O}_3 + \text{Tl}_2\text{O} + 4\text{NO}_2$ (250–350° С),
 $4\text{TlNO}_3 = 2\text{Tl}_2\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (выше 500° С).
- $\text{TlNO}_3(\text{разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_n]^+ + \text{NO}_3^-$ (рН 7).
- $\text{TlNO}_3 + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{TlNO}_3 + \text{NaCl} = \text{TlCl}\downarrow + \text{NaNO}_3$.
- $2\text{TlNO}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{Tl}_2\text{S}\downarrow + 2\text{HNO}_3$.
- $3\text{TlNO}_3 + \text{Na}_3\text{PO}_4 = \text{Tl}_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{NaNO}_3$.
- $2\text{TlNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{Tl}_2\text{CrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3$,
 $2\text{TlNO}_3 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{Tl}_2\text{Cr}_2\text{O}_7\downarrow + 2\text{KNO}_3$.
- $5\text{TlNO}_3 + 16\text{HNO}_3 + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 8\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$.

197. $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3$ — НИТРАТ ТАЛЛИЯ(III)

Белый (в виде кристаллогидрата), на воздухе при комнатной температуре разлагается частично, при нагревании — полностью. Устойчив в подкисленном концентрированном растворе, гидролизуется в разбавленном растворе. Хорошо растворяется в азотной кислоте. Реагирует с хлороводородной кислотой, щелочами. Сильный окислитель. Получение см. 191², 193⁵, 196³.

$$M_r = 390,40; \quad t_{\text{пл}} = 102^\circ\text{C} \text{ (кр.)}$$

- $4\{\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}\} = \text{Tl}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 + 3\text{O}_2 + 12\text{H}_2\text{O}$ (300° С).
- $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{NO}_3^-$ (в разб. HNO_3),
 $[\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{OH})]^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_{\text{к}} = 1,24$.
- $2\text{Tl}(\text{NO}_3)_3(\text{разб.}) + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Tl}_2\text{O}_3\downarrow + 6\text{HNO}_3$.
- $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{TlCl}\downarrow + \text{Cl}_2\uparrow + 3\text{HNO}_3$.
- $2\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + 6\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Tl}_2\text{O}_3\downarrow + 6\text{NaNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
- $2\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{Tl}_2\text{S}\downarrow + 2\text{S}\downarrow + 6\text{HNO}_3$.
- $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{TlNO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$.

198. Tl_2SO_4 — СУЛЬФАТ ТАЛЛИЯ(I)

Белый, летучий (выше температуры плавления), термически устойчивый. Умеренно растворяется в холодной воде (гидролиза нет), лучше — в горячей воде. Кристаллогидратов не образует. Сало растворяется в разбавленной серной кислоте. Разлагается концентрированными кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 191¹, 201³.

$$M_r = 504,83; \quad d = 6,765; \quad t_{\text{пл}} = 632^\circ\text{C}; \quad k_s = 4,87^{(20)}, 14,61^{(80)}.$$

- $\text{Tl}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2n\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_n]^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН 7).
- $\text{Tl}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{TlCl}\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$.
- $\text{Tl}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{TlHSO}_4$ (20–40° С).
- $\text{Tl}_2\text{SO}_4 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = 2\text{TlOH} + \text{BaSO}_4\downarrow$.
- $2\text{Tl}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{Tl}\downarrow(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4$.

199. TlCl — ХЛОРИД ТАЛЛИЯ(I)

Белый, летучий при умеренном нагревании, светочувствительный. Плохо растворяется в воде. Кристаллогидратов не образует. Реагирует с серной кислотой, окисляется азотной кислотой и хлором. Восстанавливается водородом. Получение см. 191⁵, 195³, 196⁴, 197⁴, 198².

$$M_r = 239,84; \quad d = 7,0; \quad t_{пл} = 431^\circ \text{C}; \quad t_{кип} = 818^\circ \text{C}; \\ k_s = 0,32^{(20)}, 1,60^{(80)}.$$

1. $2\text{TlCl} \rightleftharpoons \text{TlCl}_{1-x}$ (фиол.) + $0,5x\text{Cl}_2$ (на свету, комн.).
2. $\text{TlCl}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = TlHSO_4 (р) + $\text{HCl}\uparrow$ (20–40° C).
3. $\text{TlCl} + 5\text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{TlCl} + \text{H}_2 = 2\text{Tl} + 2\text{HCl}$ (650–750° C).
5. $3\text{TlCl} + 6\text{HCl}$ (конц.) + $8\text{KCl} + \text{KClO}_3 = 3\text{K}_3[\text{TlCl}_6] + 3\text{H}_2\text{O}$.
6. TlCl (суспензия) + $\text{Cl}_2 = \text{TlCl}_3$ (комн.).

200. TlCl₃ — ХЛОРИД ТАЛЛИЯ(III)

Белый, разлагается при нагревании. В подкисленном концентрированном растворе устойчив, в разбавленном растворе полностью разлагается. Реагирует с хлороводородной кислотой, щелочами. Окислитель. Получение см. 199⁶.

$$M_r = 310,74; \quad d = 3,03(\text{кр.}); \quad t_{пл} = 155^\circ \text{C} (\text{разл.}); \\ k_s = 60,3^{(20)}.$$

1. $2\text{TlCl}_3 = \text{Tl}[\text{Tl}^{\text{III}}\text{Cl}_4] + \text{Cl}_2$ (выше 40° C),
 $\text{TlCl}_3 = \text{TlCl} + \text{Cl}_2$ (выше 150° C).
2. $\text{TlCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{TlCl}_3 + 4\text{H}_2$ (комн., вак., над H_2SO_4).
3. TlCl_3 (конц.) + $3\text{H}_2\text{O}$ (хол.) = $[\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3]$ (в разб. HCl),
 $2[\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3] \rightleftharpoons [\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+ + [\text{TlCl}_4]^- + 2\text{H}_2\text{O}$; $pK_c = 0,5$.
4. 2TlCl_3 (разб.) + $3\text{H}_2\text{O}$ (гор.) = $\text{Tl}_2\text{O}_3\downarrow + 6\text{HCl}$.
5. $\text{TlCl}_3 + \text{HCl}$ (конц.) = $\text{H}[\text{TlCl}_4]$.
6. $2\text{TlCl}_3 + 6\text{NaOH}$ (разб.) = $\text{Tl}_2\text{O}_3\downarrow + 6\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$.
7. $2\text{TlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{Tl}_2\text{S}\downarrow + 2\text{S}\downarrow + 6\text{HCl}$.
8. $\text{TlCl}_3 + 3\text{KCl}$ (конц.) = $\text{K}_3[\text{TlCl}_6]$, $2\text{TlCl}_3 + 3\text{CsCl} = \text{Cs}_3[\text{Tl}_2\text{Cl}_9]$.
9. TlCl_3 (конц.) + 2Tl (порошок) = $3\text{TlCl}\downarrow$.

201. Tl₂S — СУЛЬФИД ТАЛЛИЯ(I)

Черный с синим оттенком, мягкий и жирный на ощупь (как графит), летучий. Плохо растворяется в воде. Кристаллогидратов не образует. Не реагирует со щелочами. Разлагается кислотами. Легко окисляется на воздухе. Получение см. 191⁶, 196⁵.

$$M_r = 440,83; \quad d = 8,39; \quad t_{пл} = 448,9^\circ \text{C}; \\ t_{кип} = 1177^\circ \text{C}; \quad k_s = 0,02^{(20)}.$$

1. $\text{Tl}_2\text{S} + 2\text{HCl} = 2\text{TlCl}\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
2. $\text{Tl}_2\text{S} + 4\text{HNO}_3(\text{конц., хол.}) = 2\text{TlNO}_3 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Tl}_2\text{S} + 18\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = 2\text{Tl}(\text{NO}_3)_3 + 12\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{Tl}_2\text{S} + 2\text{O}_2 = \text{Tl}_2\text{SO}_4$ (250° C).

ЭЛЕМЕНТЫ IVA-ГРУППЫ

УГЛЕРОД

202. C — ГРАФИТ

Неметалл. Устойчивая форма существования элемента углерод (α -C). Известны также термодинамически метастабильные формы: β -C — алмаз, $(C_2)_n$ — карбин, C_{60} и C_{70} — фуллерены. Графит — серо-черный, с металлическим блеском, жирный на ощупь, мягкий, обладает электропроводимостью. Химически активен (в отличие от алмаза и карбина); реагирует с водородом, кислородом, фтором, серой, металлами. Типичный восстановитель; реагирует с водяным паром, концентрированной азотной кислотой, оксидами металлов. Получение в промышленности — пиролиз каменного угля или углеводородов.

$$M_r = 12,011; \quad d = 2,27; \quad t_{пл} \approx 3800^\circ\text{C}; \quad t_{кип} \approx 4000^\circ\text{C}.$$

- $C + H_2O(\text{пар}) \rightleftharpoons CO + H_2$ (800–1000° C).
- $C + 2H_2SO_4(\text{конц., гор.}) = CO_2\uparrow + 2SO_2\uparrow + 2H_2O,$
 $C + 4HNO_3(\text{конц., гор.}) = CO_2\uparrow + 4NO_2\uparrow + 2H_2O.$
- $C + 2H_2 = CH_4$ (600° C, *p*, кат. Pt),
 $2C + H_2 = C_2H_2$ (1500–2000° C).
- $C + O_2 = CO_2$ (600–700° C, сжигание на воздухе),
 $2C + O_2 = 2CO$ (выше 1000° C).
- $C + 2F_2 = CF_4$ (выше 900° C).
- $C + 2S = CS_2$ (700–800° C).
- $2C + N_2 \rightleftharpoons C_2N_2$ (электрич. разряд),
 $2C + H_2 + N_2 = 2HCN$ (выше 1800° C).
- $C + Si = SiC$ (1200–1300° C).
- $2C + Ca = CaC_2$ (550° C).
- $C + 2PbO = 2Pb + CO_2$ (600° C).
- $2C + Na_2SO_4 = Na_2S + 2CO_2$ (600° C),
 $2C + Na_2CO_3 = 2Na + 3CO$ (900–1000° C).
- $3C + 8H_2SO_4(\text{конц.}) + 2K_2Cr_2O_7(\text{конц.}) = 3CO_2\uparrow + 2Cr_2(SO_4)_3 + 2K_2SO_4 + 8H_2O.$
- $C \xrightarrow{HNO_3 + H_2SO_4 + KClO_3 (KMnO_4)} C_nO$ (оксиды графита) ($n = 2 \div 2,75$; комн.).
- $2C + nF_2 = 2CF_n$ (фториды графита) [$n \leq 1, 12$; 450° C],
 $8C + F_2 = 2(C_4^+)(F^-)$ [комн., в атмосфере HF].
- $(8 + x)C + M = MC_{8+x}$ (графитиды) [M = K, Rb, Cs; до 150° C].
- $C(\text{алмаз}) \xrightarrow{\tau} C(\text{графит})$ [выше 1200° C],
 $(C_2)_n(\text{карбин}) \xrightarrow{\tau} 2nC(\text{графит})$ [2300° C].

203. CO — МОНООКСИД УГЛЕРОДА

Угарный газ. Бесцветный, без запаха, легче воздуха. Плохо растворяется в воде (растворимость повышается в присутствии NH_3 , HCl). Химически активен при высоких температурах; сильный восстановитель. Реагирует с кислородом, хлором, серой, аммиаком, щелочами, металлами. Получение в промышленности — газификация твердых топлив (продукт — синтез-газ $\text{CO} + \text{H}_2$), в лаборатории — разложение муравьиной кислоты HCOOH .

$$M_r = 28,01; \quad \rho = 1,250 \text{ г/л (н. у.);} \quad t_{\text{кип}} = -191,5^\circ \text{ C;} \\ \nu_s = 2,32^{(20)}, 1,43^{(80)}.$$

1. $\text{CO} + \text{H}_2\text{O(пар)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$ (выше 230° C , кат. Fe_2O_3).
2. $\text{CO} + \text{NaOH} = \text{Na(HCOO)}$ [$120\text{--}130^\circ \text{ C}$, p].
3. $\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}^*$ ($150\text{--}200^\circ \text{ C}$, кат. Ni),
 $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$ ($250\text{--}300^\circ \text{ C}$, p , кат. $\text{CuO/Cr}_2\text{O}_3$).
4. $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ (комн., кат. MnO_2/CuO),
 $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$ (сжигание на воздухе).
5. $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{CCl}_2\text{O}$ ($125\text{--}150^\circ \text{ C}$, кат. C/Pt).
6. $\text{CO} + \text{S} = \text{CSO}$ (350° C , кат. C).
7. $\text{CO} + \text{NH}_3 = \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$ ($500\text{--}800^\circ \text{ C}$, кат. $\text{A}_2\text{O}_3/\text{ThO}_2$),
 $\text{CO} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O(гор.)} = \text{NH}_4(\text{HCOO})$.
8. $5\text{CO} + \text{I}_2\text{O}_5 = 5\text{CO}_2 + \text{I}_2$.
9. $\text{CO} + \text{H}_2\text{O(пар)} + \text{CaO} = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2$ ($400\text{--}500^\circ \text{ C}$).
10. $4\text{CO} + \text{Ni} = [\text{Ni}(\text{CO})_4]$ ($50\text{--}100^\circ \text{ C}$).
11. $5\text{CO} + \text{Fe} = [\text{Fe}(\text{CO})_5]$ ($100\text{--}200^\circ \text{ C}$, p).
12. $\text{CO} + \text{PdCl}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Pd}\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{HCl}$.
13. $3\text{CO} + \text{H}_2\text{O} + \text{KOH} + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{KHCO}_3$ (кат. Ag).
14. $3\text{CO} + 4\text{H}_2\text{O} + \text{KOH} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{KHCO}_3$ (кат. HgO).
15. $\text{CO} + \text{Na}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$ (комн.).

204. CO₂ — ДИОКСИД УГЛЕРОДА

Углекислый газ. Бесцветный, тяжелее воздуха, термически устойчив, при сжатии и охлаждении легко переходит в жидкое и твердое состояния. Твердый CO_2 («сухой лед») при комнатной температуре возгоняется. Плохо растворяется в воде, частично реагирует с ней. Проявляет кислотные свойства, реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Восстанавливается активными металлами, водородом, углеродом. Получение см. 113^{1, 2}, 202⁴, 203⁴.

$$M_r = 44,01; \quad \rho = 1,977 \text{ г/л (н. у.);} \quad \nu_s = 87,8^{(20)}, 35,9^{(60)}.$$

1. $2\text{CO}_2 = 2\text{CO} + \text{O}_2$ (выше 2000° C).
2. $8\text{CO}_2 \cdot 46\text{H}_2\text{O(т)} = 8\text{CO}_2 + 46\text{H}_2\text{O}$ (выше -21° C).

*Здесь в книге опечатка.

3. $\text{CO}_2(\text{p}) + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{p}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3(\text{p}); pK_c = 2,49$ (комн.).
4. $\text{CO}_2 + \text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{NaHCO}_3$, $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{CO}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O}$, $\text{CO}_2 + \text{BaCO}_3(\text{т}) + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2(\text{p})$.
6. $\text{CO}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{HCO}_3$.
7. $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 = \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (200° С, кат. Cu_2O).
8. $\text{CO}_2 + \text{C} = 2\text{CO}$ (выше 1000° С).
9. $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = \text{C} + 2\text{MgO}$, $2\text{CO}_2 + 5\text{Ca} = \text{CaC}_2 + 4\text{CaO}$ (500° С).
10. $2\text{CO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (комн.).

205. H_2CO_3 — УГОЛЬНАЯ КИСЛОТА

В свободном виде не выделена. Существует в разбавленном растворе при комнатной температуре в виде гидрата $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, частично изомеризуется в H_2CO_3 (молекулы H_2CO_3 обнаружены также и в газовой фазе). Слабая кислота, нейтрализуется щелочами с образованием кислых и средних солей. Получение см. 204³.

$$M_r = 62,02.$$

1. $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{p}) = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
2. $\text{H}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 6,37$,
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 10,33$.
3. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaHCO}_3$.
5. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) = \text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ [примесь $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$].
6. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3(\text{т}) = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{p})$.

206. CCl_4 — ТЕТРАХЛОРИД УГЛЕРОДА

Тетрахлорметан. Бесцветная тяжелая низкокипящая негорючая жидкость. Термически малоустойчив. Практически не смешивается с водой. Химически пассивен, разлагается только концентрированными щелочами. Неполлярный апротонный растворитель. Получение — хлорирование углеводородов; см. также 98⁷, 120⁶, 208⁶.

$$M_r = 153,82; \quad d = 1,594^{(20)}; \quad t_{\text{пл}} = -22,96^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 76,75^\circ \text{C}.$$

1. $\text{CCl}_4 = \text{C} + 2\text{Cl}_2$ (450–600° С).
2. $\text{CCl}_4 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3 + 4\text{HCl}$ (комн., кат. Fe).
3. $\text{CCl}_4 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 4\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
4. $2\text{CCl}_4 + \text{O}_2 = 2\text{CCl}_2\text{O} + 2\text{Cl}_2$ (250° С, кат. Ni).
5. $\text{CCl}_4 + 2\text{H}_2\text{Se} = \text{CSe}_2 + 4\text{HCl}$ (500° С).
6. $\text{CCl}_4 + 2\text{HF}_{(\text{ж})} = \text{CCl}_2\text{F}_2 + 2\text{HCl}\uparrow$,
 $3\text{CCl}_4 + 3\text{SbF}_3 = 3\text{CCl}_2\text{F}_2 + 2\text{SbCl}_3$ (в жидк. HF).

7. $\text{CCl}_4 + 4\text{AgF} = \text{CF}_4 + 4\text{AgCl}$ (150–300° С).
 8. $3\text{CCl}_4 + 4\text{AlE}_3 = 3\text{CE}_4 + 4\text{AlCl}_3$ (180–250° С, E = Br, I).

207. CCl_2O — ОКСИД-ДИХЛОРИД УГЛЕРОДА

Фосген. Бесцветный газ с неприятным запахом, тяжелее воздуха. Полностью гидролизуется во влажном воздухе и в воде, разлагается кислотами и щелочами. Реагирует с гидратом аммиака, оксидами металлов. Апротонный растворитель ковалентных неорганических веществ. Получение см. 203⁵, 206⁴, 208⁷.

$$M_r = 98,92; \quad d_{(ж)} = 1,436^{(0)}; \quad t_{пл} = -118,8^\circ \text{С}; \quad t_{кип} = +7,56^\circ \text{С}.$$

- $\text{CCl}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}$,
 $\text{CCl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CO}_2 + 2\text{HCl}$ (комн.).
- $\text{CCl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = \text{CO}_2\uparrow + 2\text{HCl}$ (в разб. HCl).
- $\text{CCl}_2\text{O} + 4\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{CCl}_2\text{O} + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$.
 карбамид
- $3\text{CCl}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{CO}_2$ (выше 350° С).
- $\text{CCl}_2\text{O} + 2\text{NaF} = \text{COF}_2 + 2\text{NaCl}$ (в ацетонитриле).

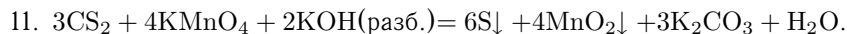
208. CS_2 — СЕРОУГЛЕРОД

Бесцветная легколетучая жидкость. Мало смешивается с водой, неограниченно смешивается с полярными органическими растворителями. Хорошо растворяет бром, йод, серу, белый фосфор. Реакционноспособный, легко воспламеняется на воздухе. Гидролизуеться водяным паром, реагирует с бинарными соединениями неметаллов и металлов. Восстановитель. Получение см. 202⁶.

$$M_r = 76,14; \quad d_{(ж)} = 1,261^{(22)}; \quad t_{кип} = 46,24^\circ \text{С}.$$

$$k_s = 0,179^{(20)}, 0,014^{(50)}.$$

- $\text{CS}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{S}$ (150° С, примесь CSO).
- $\text{CS}_2 + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + \text{BaS} + \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{CS}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{NH}_4\text{NCS} + \text{CaS}\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (110° С, p).
- $\text{CS}_2 + 4\text{H}_2 = 2\text{H}_2\text{S} + \text{CH}_4$ (выше 50° С, кат. Pt/MoS₂).
- $\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$ (сгорание на воздухе).
- $\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2 = \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$ (кат. MnCl₂/AlCl₃).
- $\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2\text{O} = \text{CCl}_2\text{O} + 2\text{SCl}_2\text{O}$, $\text{CS}_2 + 3\text{SO}_3 = \text{CSO} + 4\text{SO}_2$ (комн.),
 $\text{CS}_2 + 2\text{SnO} = \text{CO}_2 + \text{SnS}$ (220–300° С).
- $\text{CS}_2 + \text{PCl}_5 = \text{CSCl}_2 + \text{PSCl}_3$.
- $\text{CS}_2 + \text{K}_2\text{S}(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{CS}_3$.
- $\text{CS}_2 + \text{CaCN}_2 = \text{C}_2\text{N}_2 + \text{CaS} + \text{S}$ (700–850° С).



209. C_2N_2 — ДИЦИАН

Бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха. Плохо растворяется в холодной воде. По химическим свойствам подобен I_2 . Сгорает в кислороде, разлагается горячей водой и кислотами, реагирует со щелочами. Получение см. 108¹⁰, 210^{6, 9}, 574¹.

$$M_r = 52,04; \quad \rho = 2,335 \text{ г/л (н. у.);} \quad t_{\text{кип}} = -21,15^\circ \text{ C}; \quad \nu_s = 450^{(20)}.$$

1. $\text{C}_2\text{N}_2 = 2(\bullet\text{CN})$ — радикал циан (выше 1000° C).
2. $\text{C}_2\text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = (\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.
3. $\text{C}_2\text{N}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} = \text{CO}\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{NH}_4\text{HSO}_4$.
4. $\text{C}_2\text{N}_2 + 2\text{NaOH} = \text{NaCN} + \text{NaOCN} + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
5. $\text{C}_2\text{N}_2 + 2\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + \text{N}_2$ (сжигание на воздухе).
6. $\text{C}_2\text{N}_2 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. H}_2\text{SO}_4) = 2\text{HCN}$.

210. HCN — ЦИАНОВОДОРОД

Синильная кислота. Бесцветная легкая низкокипящая жидкость; ассоциирована за счет водородных связей (при комнатной температуре степень ассоциации равна 2). Существует в двух таутомерных формах: нормальной ($\text{H}-\text{C}\equiv\text{N}:$) и изо-форме ($\text{H}-\text{N}\equiv\text{C}:$); при 25° C в равновесной смеси 0,5% изо-формы, при охлаждении количество изо-формы уменьшается. Разлагается при сильном нагревании и на свету (образуются формиат аммония, щавелевая кислота и бурый взрывоопасный осадок не установленного состава). Неограниченно смешивается с водой, проявляет слабые кислотные свойства, раствор называется циановодородной кислотой. В концентрированном растворе неустойчив и постепенно разлагается с образованием формиата аммония (ингибитор — следы серной кислоты). Нейтрализуется щелочами. Проявляет восстановительные свойства; сгорает на воздухе, реагирует с галогенами, концентрированной серной кислотой, диоксидом азота. Жидкий HCN — полярный протонный растворитель с высокой диэлектрической проницаемостью. Получение см. 202⁷, 203⁷, 212³⁻⁵, 839⁶.

$$M_r = 27,03; \quad d = 0,699^{(22)}; \quad t_{\text{пл}} = -13,3^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = +25,65^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{HCN}(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CN}^-$; $pK_{\text{к}} = 9,31$,
 $\text{HCN}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{HCOO}^-$.
2. $\text{HCN} + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{HCN} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
4. $\text{HCN}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{CO} + \text{NH}_4\text{HSO}_4$.
5. $\text{HCN} + 4\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{CH}_3\text{NH}_2$.
6. $4\text{HCN} + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (сгорание на воздухе),
 $4\text{HCN} + \text{O}_2 = 2\text{C}_2\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (150° C , кат. Ag).

7. $\text{HCN}_{(p)} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons (\text{CN})_{\text{Cl}} + \text{HCl}$,
 $2\text{HCN}_{(r)} + \text{Cl}_2 = \text{C}_2\text{N}_2 + 2\text{HCl}$ (кат. активный уголь),
 $\text{HCN} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = \text{HOCN} + 2\text{HCl}$ (кат. Al_2O_3).
8. $2\text{HCN} + 5\text{HClO} = 2\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\uparrow + 5\text{HCl}$.
9. $2\text{HCN} + \text{NO}_2 = \text{C}_2\text{N}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).

211. NaCN — ЦИАНИД НАТРИЯ

Белый, термически устойчивый, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). При хранении концентрированного раствора медленно разлагается. Поглощает CO_2 из влажного воздуха. Разлагается кислотами. Присоединяет кислород, серу. Восстановитель. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см. 28^8 , 29^{12} , 210^2 .

$$M_r = 49,01; \quad d = 1,596; \quad t_{\text{пл}} = 563,7^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1497^\circ \text{C};$$

$$k_s = 58,2^{(20)}, 82,5^{(55)}.$$

- $\text{NaCN} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaCN} + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн., вак., над P_4O_{10}).
- $\text{NaCN}(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{CN}^-$ (pH > 7, см. 212^1).
- $\text{NaCN}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}(\text{HCOO}) + \text{NH}_3\uparrow$ (кип.).
- $\text{NaCN}_{(r)} + \text{HCl}(\text{конц., хол.}) = \text{NaCl} + \text{HCN}\uparrow$.
- $2\text{NaCN} + \text{H}_2\text{SO}_4(30\%-\text{я}) = 2\text{HCN}\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (30–40° C).
- $2\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCN}$ (комн.).
- $2\text{NaCN}(\text{разб., гор.}) + \text{O}_2 = 2\text{NaOCN}$ (кат. Ni).
- $\text{NaCN}(\text{разб.}) + \text{S} = \text{NaNCS}$ (кип.).
- $\text{NaCN} + \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} = \text{NaNCS} + \text{Na}_2\text{SO}_3\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$.
- $\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O}_2(30\%-\text{й}) = \text{NaOCN} + \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{NaCN} + \text{PbO}_2 = \text{NaOCN} + \text{PbO}$ (250° C).
- $2\text{NaCN} + \text{H}_2\text{O} + 5\text{NaClO} = 2\text{NaHCO}_3 + 2\text{NaCl} + \text{N}_2\uparrow$.
- $\text{NaCN}(\text{разб.}) + \text{AgNO}_3 = \text{AgCN}\downarrow + \text{NaNO}_3$,
 $\text{NaCN}(\text{конц.}) + \text{AgCN}_{(r)} = \text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]_{(p)}$.

212. KCN — ЦИАНИД КАЛИЯ

Белый, термически устойчивый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. При хранении концентрированного раствора медленно разлагается. Реагирует с кислотами. Поглощает влагу и CO_2 из воздуха. Присоединяет кислород, серу. Восстановитель. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см. 49^7 , 50^{15} , 62^6 .

$$M_r = 65,12; \quad d = 1,52; \quad t_{\text{пл}} = 634,5^\circ \text{C}; \quad k_s = 69,9^{(20)}, 99,8^{(80)}.$$

- $\text{KCN}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{CN}^-$,
 $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$; $pK_0 = 4,69$.

2. $\text{KCN} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3\uparrow + \text{K}(\text{HCOO})$ [кип.].
3. $\text{KCN}_{(\text{т})} + \text{HCl}_{(\text{конц., хол.})} = \text{KCl} + \text{HCN}\uparrow$.
4. $2\text{KCN} + \text{H}_2\text{SO}_4(30\%-\text{я}) = 2\text{HCN}\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ (30–40° С).
5. $\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{KHCO}_3 + \text{HCN}$.
6. $2\text{KCN}(\text{разб., хол.}) + \text{O}_2 = 2\text{KOCN}$ (кат. Ni).
7. $\text{KCN}(\text{разб.}) + \text{S} = \text{KNCS}$ (кип.).
8. $\text{KCN} + \text{K}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{H}_2\text{O} = \text{KNCS} + \text{K}_2\text{SO}_3\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4$.
9. $\text{KCN}_{(\text{конц.})} + \text{E}_2 = (\text{CN})\text{E} + \text{KE}$ (E = C, Br, I),
 $(\text{CN})\text{Cl} + \text{KF} = (\text{CN})\text{F} + \text{KCl}$ (700° С).
10. $\text{KCN} + \text{H}_2\text{O}_2(30\%-\text{й}) = \text{KOCN} + \text{H}_2\text{O}$.
11. $\text{KCN} + \text{PbO} = \text{Pb} + \text{KOCN}$ (400–500° С).
12. $\text{KCN} + 2\text{KOH}_{(\text{конц.})} + 2\text{KMnO}_4 = \text{KOCN} + 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
13. $2\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} + 5\text{KClO} = 2\text{KHCO}_3 + 5\text{KCl} + \text{N}_2\uparrow$.
14. $2\text{KCN}_{(\text{конц.})} + \text{AgNO}_3 = \text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{KNO}_3$.
15. $8\text{KCN}_{(\text{конц.})} + \text{Au}_2\text{S}_3 = 2\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_4] + 3\text{K}_2\text{S}$.
16. $2\text{KCN}(\text{разб.}) + \text{NiSO}_4 = \text{Ni}(\text{CN})_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$,
 $2\text{KCN}_{(\text{конц.})} + \text{Ni}(\text{CN})_2 = \text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$.
17. $6\text{KCN}(\text{разб.}) + 2\text{FeCl}_3 = (\text{Fe}^{3+})[\text{Fe}(\text{CN})_6](\text{кор.}) + 6\text{KCl}$,
 $6\text{KCN}_{(\text{конц.})} + \text{FeCl}_3 = \text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{KCl}$.

213. H_2CN_2 — ЦИАНАМИД ВОДОРОДА

Белый, при нагревании тримеризуется. Имеет строение $\text{H}_2\text{N}-\text{C}\equiv\text{N}$. В эфире изомеризуется в карбодиимид. Хорошо растворяется в воде. Устойчив в слобокислотной среде. Разлагается в концентрированных кислотах, щелочах, гидрате аммиака. Реагирует с водородом, кислородом. Получение см. 214⁵, 273¹⁷.

$$M_r = 42,04; \quad d = 1,0729; \quad t_{\text{пл}} = 43^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 140^\circ \text{C} \text{ (вак.)}; \quad k_s = 456^{(20)}.$$

1. $3\text{H}_2\text{CN}_2 = [\text{NC}(\text{NH}_2)]_3$ (150° С).
меламин
2. $\text{H}_2\text{CN}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (практически не идет).
3. $\text{H}_2\text{CN}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O}$ (в конц. H_2SO_4 , NaOH).
карбамид
4. $2\text{H}_2\text{CN}_2(\text{разб.}) + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCN}_2)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{H}_2\text{CN}_2 + 2\text{H}_2 = \text{C}(\text{графит}) + 2\text{NH}_3$ (400° С).
6. $2\text{H}_2\text{CN}_2 + 3\text{O}_2 = 2\text{CO}_2 + 2\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (300° С).
7. $\text{H}_2\text{CN}_2 \rightleftharpoons \text{C}(\text{NH})_2$ (в эфире).
карбодиимид

214. CaCN_2 — ЦИАНАМИД КАЛЬЦИЯ

Белый (технический продукт — темно-серый из-за примеси угля). Летучий, плавится без разложения под избыточным давлением N_2 , при прокаливании

разлагается. Растворяется в холодной воде (гидролиз по аниону). Полностью разлагается горячей водой. Реагирует с кислотами. Во влажной почве под влиянием бактерий медленно разлагается с выделением аммиака. Получение см. 110¹¹, 113⁶, 120⁷, 8.

$$M_r = 80, 10; \quad d = 2, 29; \quad t_{пл} = 1300^\circ \text{ C}; \quad k_s = 2, 50^{(25)}.$$

1. $\text{CaCN}_2 = \text{CaC}_2 + \text{N}_2$ (выше 1150° C).
2. $\text{CaCN}_2 + 6\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + \text{CN}_2^{2-}$,
 $\text{CN}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN}_2^- + \text{OH}^-$.
3. $\text{CaCN}_2 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O}$ (70° C).
4. $\text{CaCN}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_3$ (300° C).
5. $\text{CaCN}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{CaSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{CN}_2$.
6. $\text{CaCN}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{CN}_2$.
7. $\text{CaCN}_2 + 3\text{H}_2 = \text{Ca} + \text{C}(\text{графит}) + 2\text{NH}_3$ (550–650° C).
8. $2\text{CaCN}_2 + 3\text{O}_2 = 2\text{CaCO}_3 + 2\text{N}_2$ (420–450° C).

215. $(\text{SCN})_2$ — БИС(ТИОЦИАН)

Диродан. Белый (иногда с желтоватым оттенком), неустойчив при низких температурах. Имеет строение NCS—SCN . В обычных условиях быстро полимеризуется в красный $(\text{SCN})_n$. Хорошо растворяется в воде (с частичным разложением), быстро разлагается в присутствии растворенного кислорода. Хорошо растворяется в сероуглероде и тетрахлориде углерода; медленно разлагается в неводных растворах. По химическим свойствам напоминает I_2 ; слабый окислитель и восстановитель. Получение см. 217⁶, 7, 218⁶, 7, 572⁶.

$$M_r = 116, 17; \quad t_{пл} = -2^\circ \text{ C}.$$

1. $n(\text{SCN})_2 = 2(\text{SCN})_n(\text{паратиоциан})$ [выше 20° C].
2. $3(\text{SCN})_2 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{HCN} + 5\text{HNCS} + \text{H}_2\text{SO}_4$,
 $(\text{SCN})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{HCN} + \text{HNCS} + \text{H}_2\text{SO}_4$ ($\tau = 0, 5\text{ч.}$).
3. $(\text{SCN})_2 + 16\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{CO}_2\uparrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + 14\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $(\text{SCN})_{2(\text{p})} + 2\text{Na} = 2\text{NaNCS}$.
5. $(\text{SCN})_2 + 3\text{KI}(\text{конц.}) = 2\text{KNCS} + \text{K}[\text{I}(\text{I}_2)]$.
6. $(\text{SCN})_2 + \text{KNCS}(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + (\text{NCS})_3^-$.

216. HNCS — ТИОЦИАНАТ ВОДОРОДА

Родановодород. Бесцветная вязкая сильнополярная жидкость, белое твердое вещество. Существует при очень низких температурах. Имеет строение $(\text{H—N}=\text{C}=\text{S})$ с возможной примесью таутомера $(\text{H—S—C}\equiv\text{N})$. При повышении температуры до $-90 \div -85^\circ$ образует белый полимер. Устойчив в разбавленном растворе (тиоциановая или, менее точно, роданистоводородная кислота). Проявляет сильнокислотные свойства, нейтрализуется щелочами. При концентрировании раствора разлагается. Реагирует с кислотами, сероводородом, типичными окислителями. Получение см. 217⁴, 5, 218¹⁰.

$M_r = 59,09$; $t_{пл}(\text{мономер}) = -110^\circ\text{C}$; (полимер) $+(3-5)^\circ\text{C}$ (разл.).

1. $\text{HNCS}(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NCS}^-$.
2. $3\text{HNCS}(\text{конц.}) = \text{HCN} + \text{H}_2\text{C}_2\text{N}_2\text{S}_3$ (ксантановый водород, красн.).
3. $\text{HNCS} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{NH}_4\text{Cl}$ (кип.).
4. $2\text{HNCS} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{CSO}$ ($40-50^\circ\text{C}$).
5. $\text{HNCS}(\text{разб.}) + \text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{NaNCS} + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{HNCS} + \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S}(\text{г}) = \text{CS}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
7. $\text{HNCS} + 3\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{HCN} + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $5\text{HNCS} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 6\text{KMnO}_4 = 5\text{HCN} + 6\text{MnSO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.

217. KNCS — ТИОЦИАНАТ КАЛИЯ

Роданид калия. Белый, плавится без разложения, но при дальнейшем нагревании синее вследствие разложения. Хорошо растворяется в воде с сильным *эндо*-эффектом (гидролиза нет). Разлагается концентрированными кислотами. Реагирует с типичными окислителями. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см. 212⁷, 218⁵.

$M_r = 97,18$; $d = 1,886$; $t_{пл} = 173,2^\circ\text{C}$;

$t_{кип} = 500^\circ\text{C}$ (с разл.); $k_s = 217^{(20)}, 408^{(67)}$.

1. $\text{KNCS} = \text{KCN} + \text{S}$ (выше 500°C).
2. $\text{KNCS} \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{KNCS}(\text{насыщ.}) + 0,5\text{H}_2\text{O}$ (до $6,8^\circ\text{C}$).
3. $\text{KNCS}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NCS}^-$ (рН 7).
4. $2\text{KNCS}(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{HNCS}\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4$ (на холоду, вак.).
5. $\text{KNCS}(\text{влажн.}) + \text{KHSO}_4(\text{т}) \xrightarrow{\tau} \text{HNCS} + \text{K}_2\text{SO}_4$ (комн., вак.).
6. $2\text{KNCS} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{MnO}_2 = (\text{SCN})_2 + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ (0°C).
7. $2\text{KNCS}(\text{р}) + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{KI} + (\text{SCN})_2$ (0°C).
8. $\text{KNCS} + 10\text{KOH}(\text{конц.}) + 8\text{KMnO}_4 = \text{KOCN} + 8\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{KNCS}(\text{конц.}) + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = (\text{NO}^+)\text{NCS} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (0°C).
10. $2\text{KNCS} + \text{SnO}_2 = \text{SnS} + 2\text{CO} + \text{N}_2 + \text{K}_2\text{S}$ (450°C).
11. $2\text{KNCS} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Pb}(\text{NCS})_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$.
12. $\text{KNCS}(\text{разб.}) + \text{AgNO}_3 = \text{AgNCS}\downarrow + \text{KNO}_3$,
 $2\text{KNCS}(\text{конц.}) + \text{AgNO}_3 = \text{K}[\text{Ag}(-\text{SCN})_2] + \text{KNO}_3$.
13. $\text{KNCS}(\text{разб.}) + 5\text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_3 = [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(-\text{NCS})]\text{Cl}_2$ (красн.) + KCl ,
 $6\text{KNCS}(\text{конц.}) + \text{FeCl}_3 = \text{K}_3[\text{Fe}(\text{NCS})_6]$ (красн.) + 3KCl .

218. NH_4NCS — ТИОЦИАНАТ АММОНИЯ

Роданид аммония. Белый, при нагревании и изомеризуется в тиокарбамид (тиомочевину). Хорошо растворяется в воде с сильным *эндо*-эффектом (гидролиз по катиону). Концентрированный раствор на свету краснеет. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Реагирует с типичными окислителями. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см. 275¹².

$$M_r = 76, 12; \quad d = 1, 305; \quad t_{пл} = 149^\circ \text{ C}; \quad k_s = 170^{(20)}, 431^{(70)}.$$

1. $\text{NH}_4\text{NCS} \rightleftharpoons \text{CS}(\text{NH}_2)_2$ (140–150° C).
тиокарбамид
2. $\text{NH}_4\text{NCS}(\text{разб.}, \text{хол.}) = \text{NH}_4^+ + \text{NCS}^-$,
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 9, 24$.
3. $3\text{NH}_4\text{NCS}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{H}_2\text{C}_2\text{N}_2\text{S}_3 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{NH}_4\text{CN}$.
4. $\text{NH}_4\text{NCS} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{CSO}\uparrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (30° C).
5. $\text{NH}_4\text{NCS}(\text{конц.}) + \text{KOH}(\text{конц.}) = \text{KNCS} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
6. $\text{NH}_4\text{NCS}_{(p)} + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_4\text{I} + (\text{SCN})_2$ (0° C).
7. $2\text{NH}_4\text{NCS} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{MnO}_2 = (\text{SCN})_2 + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ (0° C).
8. $\text{NH}_4\text{NCS} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Pb}(\text{NCS})_2\downarrow + \text{NH}_4\text{NO}_3$.
9. $\text{NH}_4\text{NCS}(\text{разб.}) + 5\text{H}_2\text{O} + \text{FeCl}_3 = [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(-\text{NCS})]\text{Cl}_2 + \text{NH}_4\text{Cl}$,
 $6\text{NH}_4\text{NCS}(\text{конц.}) + \text{FeCl}_3 = (\text{NH}_4)_3[\text{Fe}(\text{NCS})_6] + 3\text{NH}_4\text{Cl}$.
10. $\text{NH}_4\text{NCS} + \text{H}_3\text{O}^+(\text{катионит}) = \text{HNCS} + \text{NH}_4^+(\text{катионит}) + \text{H}_2\text{O}$.

219. HOCN — ЦИАНАТ ВОДОРОДА

Бесцветная низкокипящая жидкость, немного тяжелее воды. Обладает таутомерией: нормальная форма — цианат-О водорода ($\text{H}-\text{O}-\text{C}\equiv\text{N}$), изо-форма — цианат-N водорода ($\text{H}-\text{N}=\text{C}=\text{O}$); при 20° С содержит 98% изо-формы. Хорошо растворяется в воде (циановая кислота). Меленно разлагается в разбавленном растворе при нагревании (быстро — в присутствии сильных кислот). Проявляет слабокислотные свойства, нейтрализуется щелочами. Получение см. 210⁷.

$$M_r = 43, 03; \quad d = 1, 140^{(20)}; \quad t_{пл} = -80^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 23, 6^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{HOCN}(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) \rightleftharpoons \text{OCN}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 3, 46$.
2. $\text{HOCN}(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow$ [примесь $\text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O}$].
3. $\text{HOCN}(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{CO}_2\uparrow$.
4. $\text{HOCN} + \text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{NaOCN} + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{HOCN} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) = \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.

220. KOCN — ЦИАНАТ КАЛИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по аниону), устойчив в щелочной среде. Кристаллогидратов не образует. Разлагается горячей водой, концентрированными кислотами. Восстанавливается водородом. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см. 50¹⁶, 212⁶, 10, 11, 217⁸.

$$M_r = 81, 12; \quad d = 2, 056; \quad k_s = 75^{(25)}.$$

1. $4\text{KOCN} = 2\text{KCN} + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO} + \text{N}_2$ (700–900° C).

2. $\text{KOCN(разб.)} + 6\text{H}_2\text{O(хол.)} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{OCN}^-$,
 $\text{OCN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HOCN} + \text{OH}^-$; $pK_o = 10,54$.
3. $\text{KOCN(конц.)} + 2\text{H}_2\text{O(гор.)} \xrightarrow{\tau} \text{KHCO}_3 + \text{NH}_3\uparrow$.
4. $\text{KOCN} + \text{HCl(конц.)} = \text{HOCN} + \text{KCl}$ (комн.).
5. $\text{KOCN} + \text{H}_2 = \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$ (500°C).
6. $\text{KOCN} + \text{AgNO}_3 = \text{AgOCN}\downarrow + \text{KNO}_3$,
 $\text{AgOCN} + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{NH}_4\text{OCN}$.
7. $4\text{KOCN(конц.)} + \text{ZnCl}_2 = \text{K}_2[\text{Zn}(\text{OCN})_4] + 2\text{KCl}$.

221. NH_4OCN — ЦИАНАТ АММОНИЯ

Белый, при слабом нагревании изомеризуется в карбамид (мочевину). Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по катиону и аниону). Разлагается горячей водой, кислотами, щелочами. Окисляется азотистой кислотой, гипохлоритом натрия. Вступает в реакции обмена. Получение см. 220⁶.

$$M_r = 60,06.$$

1. $\text{NH}_4\text{OCN} \xrightleftharpoons[160-190^\circ \text{C, вак.}]{60^\circ \text{C}} \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O}$.
карбамид
2. $\text{NH}_4\text{OCN(разб., хол.)} = \text{NH}_4^+ + \text{OCN}^-$,
 $\text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_k = 9,24$,
 $\text{OCN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HOCN} + \text{OH}^-$; $pK_o = 10,54$.
3. $\text{NH}_4\text{OCN(конц., гор.)} \rightleftharpoons \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O}$.
4. $\text{NH}_4\text{OCN} + \text{HCl(конц.)} = \text{HOCN} + \text{NH}_4\text{Cl}$ (комн.).
5. $\text{NH}_4\text{OCN} + 2\text{NaOH(конц.)} = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$ (кип.).
6. $\text{NH}_4\text{OCN} + 2\text{HNO}_2(\text{конц.}) \xrightarrow{\tau} 2\text{N}_2\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{NH}_4\text{OCN} + 3\text{NaClO} = \text{N}_2\uparrow + 3\text{NaCl} + \text{CO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
8. $\text{NH}_4\text{OCN} + \text{AgNO}_3 = \text{AgOCN}\downarrow + \text{NH}_4\text{NO}_3$,
 $2\text{AgOCN} + \text{I}_2 = 2\text{AgI} + (\text{NCO})_2$ (0°C , в жидк. CCl_4).
бисоксоциан

КРЕМНИЙ

222. Si — КРЕМНИЙ

Неметалл. Крупнокристаллический — темно-серый, с металлическим блеском, весьма твердый, очень хрупкий, непрозрачный, полупроводник при комнатной температуре. Аморфный (рентгеноаморфный) в виде очень мелких кристаллов — белый (без примесей) или коричневый (с примесями, в основном железа). Плавится с уменьшением объема. Устойчив на воздухе (образование защитной оксидной пленки). В кристаллической форме — малореакционноспособный; не реагирует с водой, кислотами (включая и фтороводородную кислоту), водородом. В аморфной форме — более активный; реагирует

с концентрированной фтороводородной кислотой, щелочами (частично переводится в раствор даже в слабощелочной среде), поглощает значительные количества различных газов (в том числе H_2). Окисляется кислородом, галогенами, реагирует с галогеноводородами, аммиаком, сероводородом, сульфидами металлов при нагревании. Чрезвычайно активен в расплавленном состоянии, реагирует со щелочными, щелочноземельными и другими металлами. Сплавляется (но не реагирует) с Be, Al, Ga, In, Sn, Sb, Zn, Ag, Au. Промышленно важен сплав с железом — ферросилиций (12–90% Si). Второй по распространенности (после кислорода) элемент в литосфере земли. Получение см. 223¹, 226^{13, 14}, 233^{3, 4, 6}, 237^{7, 8}.

$$M_r = 28,086; \quad d = 2,33(\text{крист.}); \quad t_{\text{пл}} = 1415^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 3250^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Si}(\text{аморфн.}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2$ (400–500° C).
2. $\text{Si}(\text{аморфн.}) + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\uparrow$.
3. $\text{Si}(\text{аморфн.}) + 6\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\uparrow$,
 $\text{Si} + 4\text{HF}_{(\text{r})} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$ (40–100° C).
4. $3\text{Si} + 18\text{HF}(\text{конц.}) + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 3\text{H}_2[\text{SiF}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$.
5. $3\text{Si} + 18\text{HF}(\text{конц.}) + 2\text{KClO}_3 = 3\text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{KCl} + 6\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Si} + 6\text{HF}(\text{конц.}) + \text{KNO}_3 = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$ (1200–1300° C).
7. $\text{Si} + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4$ (комн., сгорание во фторе).
8. $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4$ (340–420° C, в токе аргона).
9. $\text{Si} + 2\text{Br}_2 = \text{SiBr}_4$ (620–700° C, в токе аргона).
10. $\text{Si} + 2\text{I}_2 = \text{SiI}_4$ (750–810° C, в токе аргона),
 $\text{Si} + 4\text{HI} = \text{SiI}_4 + 2\text{H}_2$ (400–500° C).
11. $\text{Si} + \text{S} = \text{SiS}$ (650–700° C, *p*),
 $\text{Si} + 2\text{S} = \text{SiS}_2$ (350–600° C).
12. $\text{Si} + 2\text{E} = \text{SiE}_2$ (800° C; E = Se, Te; в атмосфере Ar).
13. $3\text{Si} + 2\text{N}_2 = \text{Si}_3\text{N}_4$ (1200–1500° C),
 $\text{Si} + \text{C}(\text{графит}) \xrightarrow{\tau} \text{SiC}$ (1200–1300° C).
14. $\text{Si} + \text{M} = \text{MSi}$ (при сплавлении; M = Na, K, Rb, Cs),
 $\text{Si} + 2\text{M} = \text{M}_2\text{Si}$ (при сплавлении; M = Mg, Ca),
 $\text{Si} \xrightarrow{\text{M}} \text{MSi}, \text{MSi}_2$ (при сплавлении; M = Ca, Sr, Ba),
 $2\text{Si} + \text{M} = \text{MSi}_2$ (при сплавлении; M = La, Th, Ti, Cr, Mo, Mn, Fe).
15. $3\text{Si} + 4\text{NH}_3 = \text{Si}_3\text{N}_4 + 6\text{H}_2$ (1300–1500° C).
16. $\text{Si} + 2\text{H}_2\text{S} = \text{SiS}_2 + 2\text{H}_2$ (1200–1300° C).

223. SiH_4 — МОНОСИЛАН

Родоначальник гомологического ряда кремневодородов $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$. Бесцветный газ, при нагревании разлагается. Не растворяется в холодной воде. Весьма реакционноспособный, воспламеняется на воздухе при комнатной температуре в присутствии примеси высших гомологов. Энергично разлагается в

горячей воде. Реагирует со щелочами, аммиаком. Сильный восстановитель. Получение см. 107^{1-3, 5}, 224¹, 226¹⁵, 233^{3, 4}.

$$M_r = 28,086; \quad d_{(ж)} = 0,68^{(-184)}; \quad \rho = 1,250 \text{ г/л (н. у.)}$$

$$t_{пл} = -185^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = -111,9^\circ \text{ C}$$

1. $\text{SiH}_4 = \text{Si} + 2\text{H}_2$ (400–1000° C).
2. $\text{SiH}_4 + 2\text{H}_2\text{O(гор.)} = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{H}_2$ (кат. разб. H_2SO_4 , NaOH).
3. $\text{SiH}_4 + 4\text{NaOH(конц.)} = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$.
4. $\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (150° C, сгорание на воздухе).
5. $3\text{SiH}_4 + 8\text{KMnO}_4 = 8\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{SiO}_2\downarrow + 8\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$.

224. $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$ — ПОЛИСИЛАНЫ

Кремневодороды ($n = 2 \div 15$), структурные аналоги предельных углеводородов (алканов $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$). В индивидуальном состоянии выделены: дисилан ($n = 2$) — бесцветный газ, трисилан ($n = 3$) и тетрасилан ($n = 4$) — бесцветные жидкости; устойчивость уменьшается с увеличением n . Чувствительны к воздуху, термически неустойчивы. Дисилан Si_2H_6 очень мало растворяется в холодной воде. Жидкие силаны практически не смешиваются с холодной водой. Энергично разлагаются горячей водой, щелочами. Сильные восстановители. Близки по химическим свойствам (ниже приведены реакции для Si_2H_6). Получение смеси силанов см. 107³; разделение смеси на отдельные силаны проводят фракционной конденсацией.

$$\text{Si}_2\text{H}_6 : M_r = 62,22; \quad \rho = 2,85 \text{ г/л (н. у.)}; \quad t_{пл} = -132^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = -14,5^\circ \text{ C}$$

$$\text{Si}_3\text{H}_8 : M_r = 92,32; \quad d = 0,739^{(20)}; \quad t_{пл} = -117,4^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = +52,9^\circ \text{ C}$$

$$\text{Si}_4\text{H}_{10} : M_r = 122,42; \quad d = 0,79^{(0)}; \quad t_{пл} = -84,3^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = +107^\circ \text{ C}$$

1. $\text{Si}_2\text{H}_6 \longrightarrow \text{SiH}_4, \text{H}_2, (\text{SiH}_2)_n, (\text{SiH})_n$ (350–400° C).
2. $\text{Si}_2\text{H}_6 + 4\text{H}_2\text{O(гор.)} = 2\text{SiO}_2\downarrow + 7\text{H}_2\uparrow$ (в воде или разб. NaOH).
3. $\text{Si}_2\text{H}_6 + 8\text{NaOH(конц.)} = 2\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 7\text{H}_2\uparrow$.
4. $2\text{Si}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2(\text{воздух}) = 4\text{SiO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (сгорание, комн.).
5. $3\text{Si}_2\text{H}_6 + 14\text{KMnO}_4 = 14\text{MnO}_2\downarrow + 6\text{SiO}_2\downarrow + 14\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$.

225. SiO — МОНООКСИД КРЕМНИЯ

Темно-коричневый (почти черный), достаточно твердый, тугоплавкий, рентгеноаморфный, в виде порошка пирофорен. При нагревании в вакууме сублимируется без плавления. В газообразном состоянии (выше 1000° C) — термодинамически устойчивый мономер. В твердом состоянии — метастабильный нестехиометрический полимер $(\text{SiO}_{1-x})_n$, при старении или умеренном длительном нагревании (отжиге) распадается на кластеры Si_n и $(\text{SiO}_2)_n$. Реагирует с перегретым водяным паром, разлагается фтороводородной кислотой (медленнее, чем SiO_2), щелочами (быстрее, чем SiO_2). Окисляется кислородом, галогенами. Получение см. 226¹².

$$M_r = 44,09;$$

$$d = 2,15.$$

1. $2n\text{SiO} \xrightarrow{\tau} (\text{SiO}_2)_n + \text{Si}_n$ (400–700° C).
2. $\text{SiO} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{SiO}_2 + \text{H}_2$ (500° C).
3. $\text{SiO} + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{H}_2\uparrow + \text{Na}_4\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{SiO} + \text{O}_2 = 2\text{Si}_2\text{O}_3$ (350–1000° C).
5. $\text{SiO} + \text{CO}_2 = \text{SiO}_2 + \text{CO}$ (500° C),
 $2\text{SiO} + \text{SO}_2 = \text{S} + \text{SiO}_2$ (выше 800° C, примесь SiS_2).
6. $\text{SiO} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{\text{HF}(\text{разб.})} \text{SiH}_4\uparrow, \text{SiF}_4\uparrow, \text{H}_2\uparrow$ (примеси $\text{Si}_n\text{H}_{2n+2}$).
7. $2\text{SiO} + 4\text{Cl}_2 = 2\text{SiCl}_4 + \text{O}_2$ (800° C).
8. $\text{SiO} + 2\text{CaO} + \text{MgO} = \text{Ca}_2\text{SiO}_4 + \text{Mg}$ (1350° C).

226. SiO_2 — ДИОКСИД КРЕМНИЯ

Кремнезем. Белый, кристаллический (имеет несколько полиморфных модификаций), тугоплавкий, высококипящий. Диэлектрик. При медленном охлаждении расплава образуется аморфная (стеклообразная) форма — кварцевое стекло. Характеристика различных форм:

- α -кварц (тригон.): $d = 2,648$; $t(\rightarrow \beta\text{-кварц}) = 573^\circ \text{C}$,
- β -кварц (гексагон.): $d = 2,533$; $t(\rightarrow \beta\text{-тридимит}) = 870^\circ \text{C}$; $t_{\text{пл}} = 1550^\circ \text{C}$,
- α -тридимит (ромбич.): $d = 2,265$; $t(\rightarrow \beta\text{-тридимит}) = 163^\circ \text{C}$,
- β -тридимит (гексагон.): $d = 2,192$; $t(\rightarrow \beta\text{-кристобалит}) = 1470^\circ \text{C}$;
 $t_{\text{пл}} = 1680^\circ \text{C}$,
- α -кристобалит (тетрагон.): $d = 2,334$; $t(\rightarrow \beta\text{-кристобалит}) = 470^\circ \text{C}$,
- β -кристобалит (кубич.): $d = 2,194$; $t_{\text{пл}} = 1720^\circ \text{C}$,
- китит (тетрагон.): $d = 2,503$,
- коэсит (монокл.): $d = 2,911$,
- стишовит (тетрагон.): $d = 4,287$,
- меланофлогит (кубич.): $d = 2,05$; $t(\rightarrow \beta\text{-кристобалит}) = 800\text{--}900^\circ \text{C}$,
- волокнистый кремнезем (ромбич.): $d = 1,975$;
 $t(\rightarrow \beta\text{-кристобалит}) = 1390^\circ \text{C}$,
- лешательерит (аморфн., природное кварцевое стекло): $d = 2,203$.

В кристаллическом виде — малореакционноспособный, в аморфной форме — более активный. В очень незначительной степени химически растворяется в воде, из раствора осаждается гидрат $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Не реагирует с кислотами (кроме фтороводородной кислоты), гидратом аммиака; из галогенов реагирует только со фтором. Проявляет кислотные свойства, реагирует со щелочами в растворе и при сплавлении. Легко фторируется и хлорируется, восстанавливается углеродом и типичными металлами. Распространен в природе в виде кварца (имеет много окрашенных примесями разновидностей). Получение см. 222^{1, 6}, 227¹, 228^{4, 6}, 233^{1, 2, 12, 13}.

$$M_r = 60,08;$$

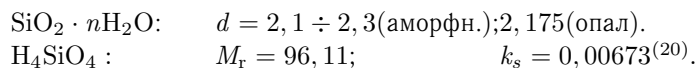
$$t_{\text{пл}} = 2950^\circ \text{C};$$

$$k_s = (\alpha\text{-кварц}) = 0,001^{(25)}; \quad (\text{аморфн.}) 0,0125^{(26)}, 0,017^{(38)}, 0,0416^{(98)}.$$

1. $\text{SiO}_2(\text{аморфн.}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}(\text{гидрогель}) \downarrow \rightleftharpoons \text{H}_4\text{SiO}_4(\text{p})$.
2. $\text{SiO}_2 + 6\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$ (до 35° C),
 $\text{SiO}_2 + 4\text{HF}(\text{r}) = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (250–400° C).
3. $\text{SiO}_2(\text{аморфн.}) + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C).
4. $\text{SiO}_2(\text{аморфн.}) + 2\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{CO}_2\uparrow$.
5. $\text{SiO}_2 + \text{M}_2\text{CO}_3 = \text{M}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ (1150° C, M = Na, K),
 $2\text{SiO}_2 + \text{M}_2\text{CO}_3 = \text{M}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + \text{CO}_2$ (1150° C).
6. $\text{SiO}_2 + 2\text{F}_2 = \text{SiF}_4 + \text{O}_2$ (250–400° C).
7. $\text{SiO}_2 + 2\text{NaF} + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{SiO}_2(\text{аморфн.}) + 6\text{NH}_4\text{F}(\text{насыщ.}) + 2\text{H}_2\text{O} = (\text{NH}_4)_2[\text{SiF}_6] + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$,
 $\text{SiO}_2 + 4\text{NH}_4(\text{HF}_2) = \text{SiF}_4 + 4\text{NH}_4\text{F} + 2\text{H}_2\text{O}$ (200–250° C).
9. $\text{SiO}_2 + \text{C}(\text{кокс}) + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4 + 2\text{CO}$ (900–1000° C).
10. $3\text{SiO}_2 + 2\text{Al}_2\text{S}_3 = 3\text{SiS}_2 + 2\text{Al}_2\text{O}_3$ (1200–1300° C).
11. $3\text{SiO}_2 + 6\text{C}(\text{кокс}) + 2\text{N}_2 = \text{Si}_3\text{N}_4 + 6\text{CO}$ (1100–1200° C).
12. $\text{SiO}_2 + \text{Si} = 2\text{SiO}$ (1100–1400° C, вак.),
 $\text{SiO}_2 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{SiO} + \text{CO}$ (1300° C, вак.; примеси Si, SiC).
13. $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = 2\text{MgO} + \text{Si}$ (800–900° C, в атмосфере Ar),
 $\text{SiO}_2 \xrightarrow[-\text{MgO}, -\text{Mg}_3\text{N}_2]{\text{воздух, Mg}} \text{Si}, \text{Mg}_2\text{Si}$ (700–900° C).
14. $\text{SiO}_2 + 5\text{C}(\text{кокс}) + \text{CaO} = \text{Si} + \text{CaC}_2 + 3\text{CO}$ (800–1000° C).
15. $2\text{SiO}_2 + 2\text{Li}[\text{AlH}_4] = 2\text{SiH}_4 + \text{Li}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$ (170–200° C).
16. $\text{SiO}_2 \xrightarrow[-\text{CO}]{\text{C}(\text{кокс}), \text{Fe}, \text{FeO}} (\text{Fe}, \text{Si})$ (1200–1400° C).
 ферросилиций

227. $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ — ГИДРАТЫ ДИОКСИДА КРЕМНИЯ

Кремниевые кислоты с переменным содержанием SiO_2 и H_2O . Белые, аморфные (стекловидные) полимеры с цепочной, ленточной, листовой, сетчатой и каркасной структурами. Разлагаются при нагревании. Очень мало растворяются в воде. Над осадком в разбавленном растворе существует мономерная слабая ортокремниевая кислота H_4SiO_4 . При поликонденсации медленно образуется смесь дикремниевых кислот ($\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$, $\text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_9$), затем гидрозоль условного состава $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$ (золь кремниевой кислоты), и, наконец, гидрогель $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n < 2$) — гель кремниевой кислоты, силикагель. Соединение мономерного состава H_2SiO_3 не выделено. Не реагирует с кислотами, гидратом аммиака. Переводятся полностью в раствор действием концентрированных щелочей. По остальным свойствам подобны диоксиду кремния SiO_2 . Встречаются в природе в виде опала (коллоидный конгломерат $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) и силгидрита (ромбич., $\text{SiO}_2 \cdot 0,33\text{H}_2\text{O}$). Получение см. 230³, 4, 233¹.



$\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$:	$M_r = 174, 21;$	$k_s = 9, 0167^{(20)}.$
$\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$:	$M_r = 138, 18;$	$k_s = 0, 0276^{(20)}.$
$\text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_9$:	$M_r = 210, 24;$	$k_s = 0, 0061^{(20)}.$

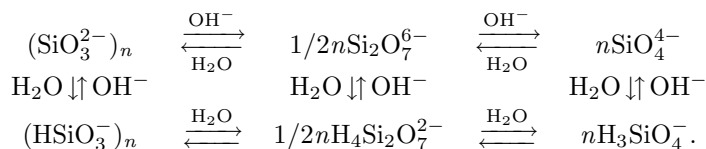
- $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$ (900–1000° C).
- $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (гидрогель) $\rightleftharpoons \text{H}_4\text{SiO}_4(\text{p}), (\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$ (гидрозо́ль);
 - $\text{H}_4\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{SiO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{p}K_{\text{K}} = 9, 80,$
 $\text{H}_3\text{SiO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SiO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{p}K_{\text{K}} = 11, 73;$
 $\text{H}_2\text{SiO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSiO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{p}K_{\text{K}} = 12, 00,$
 $\text{HSiO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SiO}_4^{4-} + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{p}K_{\text{K}} = 13, 70;$
 - $2\text{H}_4\text{SiO}_4 \xrightarrow{\tau} \text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\tau} \text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O},$
 $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_9,$
 $n\text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_9 \xrightarrow{\tau} 2(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$ (гидрозо́ль) $+ 3n\text{H}_2\text{O}.$
- $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} + 4\text{NaOH}$ (конц.) $= \text{Na}_4\text{SiO}_4 + (2 + n)\text{H}_2\text{O}.$

228. Na_2SiO_3 — МЕТАСИЛИКАТ НАТРИЯ

Белый, при нагревании плавится без разложения. Растворяется в холодной воде (сильный гидролиз по аниону), концентрированный раствор — коллоидный («жидкое стекло», содержит гидрозо́ль $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$). Разлагается в горячей воде, реагирует с кислотами, щелочами, диоксидом углерода. Получение см. 28²⁰, 226^{3, 5}, 230¹.

$$M_r = 122, 06; \quad d = 2, 4; \quad t_{\text{пл}} = 1089^\circ \text{ C}; \quad k_s = 18, 8^{(20)}.$$

- $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ (100–300° C).
- $n\text{Na}_2\text{SiO}_3$ (разб.) $+ 8n\text{H}_2\text{O}$ (хол.) $= 2n[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + (\text{SiO}_3^{2-})_n,$



- $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + (n + 1)\text{H}_2\text{O}$ (гор.) $\xrightarrow{\tau} 2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (гидрогель).
- $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl}$ (разб.) $= \text{SiO}_2 \downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}.$
- $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH}$ (конц., хол.) $= \text{Na}_4\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$
- $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 = \text{SiO}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3.$

229. K_2SiO_3 — МЕТАСИЛИКАТ КАЛИЯ

Белый, при нагревании плавится без разложения. Растворяется в холодной воде (сильный гидролиз по аниону), концентрированный раствор — коллоидный («жидкое стекло», содержит гидрозо́ль $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$). Разлагается в

горячей воде, реагирует с кислотами, щелочами, диоксидом углерода. Получение см. 44⁷, 226⁵.

$$M_r = 154, 28; \quad t_{пл} = 976^\circ \text{ C.}$$

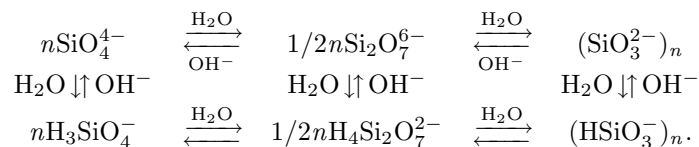
1. $n\text{K}_2\text{SiO}_3 + 12n\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 2n[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + (\text{SiO}_3^{2-})_n$ (рН > 7, см. 228²).
2. $\text{K}_2\text{SiO}_3 + (n + 1)\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) \xrightarrow{\tau} 2\text{KOH} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}(\text{гидрогель})$.
3. $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.
4. $4\text{K}_2\text{SiO}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{Si}_4\text{O}_9\downarrow + 6\text{KOH}$ (кип., в разб NaOH).
5. $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 = \text{SiO}_2\downarrow + \text{K}_2\text{CO}_3$.
6. $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 12\text{MoO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4[\text{SiMo}_{12}\text{O}_{40}](\text{желт.}) + \text{K}_2\text{SO}_4$ (кип.).
7. $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 12\text{WO}_3 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4[\text{SiW}_{12}\text{O}_{40}]\downarrow(\text{бел.}) + 2\text{KCl}$ (в эфире).

230. Na_4SiO_4 — ОРТОСИЛИКАТ НАТРИЯ

Белый, при нагревании плавится и разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде (сильный гидролиз по аниону), концентрированный раствор — коллоидный (содержит гидрозоль $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$). Разлагается горячей водой, кислотами. Получение см. 222², 226^{3, 4}, 227³.

$$M_r = 184, 04; \quad t_{пл} = 1120^\circ \text{ C (разл.);} \quad k_s = 28, 3^{(20)}.$$

1. $\text{Na}_4\text{SiO}_4 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$ (выше 1120° C).
2. $\text{Na}_4\text{SiO}_4(\text{разб.}) + 16\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 4[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{SiO}_4^{4-}$,



3. $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + (n + 2)\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) \xrightarrow{\tau} 4\text{NaOH} + (\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})$ [гидрогель].
4. $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.),
 $n\text{Na}_4\text{SiO}_4 \xrightarrow[-\text{NaCl}]{\text{HCl}(\text{разб.})} n\text{H}_4\text{SiO}_4(\text{p}) \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{\tau} (\text{H}_2\text{SiO}_3)_n(\text{гидрозоль})$.
5. $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{CO}_2 = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{CO}_3$.
6. $\text{Na}_4\text{SiO}_4(\text{конц.}) + 4\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц.}) = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 4\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).

231. $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5$ — ПЕНТАОКСИДИСИЛИКАТ(IV) НАТРИЯ

Белый, при нагревании плавится без разложения. Химически растворяется в холодной воде (изменение состава аниона), разлагается горячей водой. Реагирует с кислотами, щелочами, диоксидом углерода. Получение см. 226⁵.

$$M_r = 182, 15; \quad d = 2, 496; \quad t_{пл} = 874^\circ \text{ C.}$$

1. $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + 10\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 2[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{H}_4\text{Si}_2\text{O}_7^{2-}$ (см. 230²).

2. $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + (2n + 1)\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) \xrightarrow{\tau} 2\text{NaOH} + 2(\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O})$ [гидрогель].
3. $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{SiO}_2\downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH}(\text{конц., хол.}) = 2\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + \text{CO}_2 = 2\text{SiO}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$.

232. SiF_4 — ТЕТРАФТОРИД КРЕМНИЯ

Бесцветный газ. В твердом состоянии легко сублимируется. Термически устойчивый. Не реагирует с концентрированной серной кислотой, ртутью при комнатной температуре. Энергично гидролизуется водой. Реагирует со щелочами, типичными металлами, аммиаком. Образует фторокомплексы. Получение см. 222^{3, 7}, 226^{2, 6, 8}, 236^{1, 3}, 237^{1, 2, 6}.

$$M_r = 104,08; \quad d_{(\text{ж})} = 1,590^{(-78)}; \quad \rho = 4,684 \text{ г/л (н. у.)};$$

$$t_{\text{субл}} = -95,7^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{пл}} = -90,2^\circ \text{ C (p)}; \quad t_{\text{кип}} = -65^\circ \text{ C (p)}.$$

1. $\text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар.}) = \text{SiO}_2 + 4\text{HF}$ (выше 800° C).
2. $3\text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{H}_2[\text{SiF}_6]$.
3. $\text{SiF}_4 + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SiO}_4 + 4\text{HF}$ (примесь $\text{H}_2[\text{SiF}_6]$).
4. $\text{SiF}_{4(\text{r})} + 2\text{HF}_{(\text{ж})} \rightleftharpoons \text{H}_2[\text{SiF}_6]$ (комн.).
5. $\text{SiF}_4 + 4\text{M} = \text{Si} + 4\text{MF}$ (500° C , $\text{M} = \text{Na, K}$),
 $\text{SiF}_4 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgF}_2$ ($500\text{--}600^\circ \text{ C}$, примесь Mg_2Si).
6. $\text{SiF}_4 + \text{Si} \rightleftharpoons 2\text{SiF}_{2(\text{r})}$ ($1100\text{--}1400^\circ \text{ C}$, вак.).
7. $\text{SiF}_4 + 2\text{MF} = \text{M}_2[\text{SiF}_6]$ (200° C , p ; $\text{M} = \text{Li, Na, K, Rb, Cs}$).

233. SiCl_4 — ТЕТРАХЛОРИД КРЕМНИЯ

Бесцветная жидкость. Низкоплавкий, легкокипящий, летучий, термически устойчивый. Чувствителен к влаге воздуха («дымит»). Полностью гидролизуется водой. Разлагается щелочами, реагирует с водородом, типичными металлами, оксидами металлов и неметаллов, аммиаком. Получение см. 222⁸, 226⁹.

$$M_r = 169,90; \quad d = 1,483^{(20)}; \quad t_{\text{пл}} = -68,8^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = +57,6^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{SiCl}_4 + (2 + n)\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}(\text{гидрогель}) + 4\text{HCl}$.
 Элементарные акты:
 - а) $\text{SiCl}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Si}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_4]$ (активированный комплекс),
 $[\text{Si}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_4] \longrightarrow \text{SiCl}_3(\text{OH}) + \text{HCl}$;
 - б) $\text{SiCl}_3(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Si}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_3(\text{OH})]$ (активированный комплекс),
 $[\text{Si}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_3(\text{OH})] \longrightarrow \text{SiCl}_2(\text{OH})_2 + \text{HCl}$;
 - в) $\text{SiCl}_2(\text{OH})_2 \longrightarrow \text{SiO}_2 + 2\text{HCl}$;
 - г) $2\text{SiCl}_3(\text{OH}) \longrightarrow \text{Cl}_3\text{Si-O-SiCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Si}_2\text{Cl}_6\text{O} + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{SiO}_2 + 6\text{HCl}$.

2. $\text{SiCl}_4 + 4\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{SiO}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{SiCl}_4 + 8\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{SiCl}_4 + 2\text{H}_2 = \text{Si} + 4\text{HCl}$ (800° С),
 $\text{SiCl}_4 + 4\text{H}_2 = \text{SiH}_4 + 4\text{HCl}$ (1200–1300° С, кат. AlCl_3).
4. $\text{SiCl}_4 + \text{Li}[\text{AlH}_4] = \text{SiH}_4\uparrow + \text{LiCl} + \text{AlCl}_3$ (0° С, в эфире),
 $\text{SiCl}_4 + \text{Li}[\text{AlH}_4] = \text{Si} + \text{LiCl} + \text{AlCl}_3 + 2\text{H}_2$ (выше 450° С).
5. $\text{SiCl}_4 \xrightarrow[\text{-HCl}]{\text{H}_2, \text{ электр. разряд}} \text{Si}_n\text{Cl}_{2n+2}$ ($n = 2 \div 6$).
6. $\text{SiCl}_4 + 4\text{M} = \text{Si}(\text{аморфн.}) + 4\text{MCl}$ (600–700° С, $\text{M} = \text{Na}, \text{K}$).
7. $\text{SiCl}_4 + 2\text{Zn} = 2\text{ZnCl}_2 + \text{Si}$ (950° С).
8. $2n\text{SiCl}_4 + 3n\text{Mg} = 2(\text{SiCl})_n\downarrow + 3n\text{MgCl}_2$ (в эфире).
9. $n\text{SiCl}_4 + n\text{Si} = 2(\text{SiCl}_2)_n(\text{желт.})$ [1250° С, охлаждение до 100° С].
10. $\text{SiCl}_4 \xrightarrow[\text{SbCl}_3]{\text{SbF}_3} \text{SiCl}_n\text{F}_{4-n}$ (кип., $n = 1 \div 3$, кат. SbCl_5).
11. $3\text{SiCl}_4 + 16\text{NH}_3 = \text{Si}_3\text{N}_4 + 12\text{NH}_4\text{Cl}$ (выше 400° С, ток Ar).
12. $3\text{SiCl}_{4(\text{ж})} + \text{P}_4\text{O}_{10} = 4\text{PCl}_3\text{O} + 3\text{SiO}_2$.
13. $3\text{SiCl}_{4(\text{ж})} + 2\text{Al}_2\text{O}_3 = 3\text{SiO}_2 + 4\text{AlCl}_3$ (40° С).
14. $\text{SiCl}_4 + 4\text{KNCS} = \text{Si}(\text{NCS})_4 + 4\text{KCl}$ (140–150° С, в бензоле).
15. $\text{SiCl}_4 + 4\text{AgNCO} = \text{Si}(\text{-NCO})_4 + 4\text{AgCl}$ (10° С, в бензоле).

234. SiS_2 — ДИСУЛЬФИД КРЕМНИЯ

Белый, чрезвычайно гигроскопичный, термически устойчивый. Чувствителен к кислороду воздуха. Полностью гидролизуетея водой, особенно легко — при кипячении. Разлагается кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Реагирует с аммиаком при высокой температуре. Образует тиокомплексы. Получение см. 222^{11, 16}, 226¹⁰.

$$M_r = 92, 22; \quad d = 2, 02; \quad t_{\text{пл}} = 1090^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1130^\circ \text{C}.$$

1. $n\text{SiS}_2 = (\text{SiS})_n + n\text{S}$ (850° С, вак.).
2. $\text{SiS}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{S}$ (кип. в воде, разб. HCl).
3. $\text{SiS}_2 + 16\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 16\text{NO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{SiS}_2 + 4\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{SiS}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{HS}$.
6. $\text{SiS}_2 + 3\text{O}_2(\text{воздух}) = \text{SiO}_2 + 2\text{SO}_2$ (200–300° С).
7. $3\text{SiS}_2 + 4\text{NH}_3 = \text{Si}_3\text{N}_4 + 6\text{H}_2 + 6\text{S}$ (1200–1450° С).
8. $n\text{SiS}_2 + n\text{Si} = 2(\text{SiS})_n(\text{желт.})$ [850° С, вак.].
9. $\text{SiS}_2 + \text{M}_2\text{S}(\text{конц.}) = \text{M}_2[\text{SiS}_3]$ ($\text{M} = \text{Na}, \text{K}$).

235. SiC — МОНОКАРБИД КРЕМНИЯ

Карборунд. Белый (технический продукт окрашен примесями в цвета от зеленого до сине-черного). Очень твердый (почти как алмаз). Полупроводник

n-типа. На воздухе покрыт устойчивой пленкой SiO₂. Малореакционноспособный и химически стойкий, не реагирует со щелочами (в отсутствие кислорода), гидратом аммиака. Разлагается перегретым водяным паром, царской водкой, смесью концентрированных фтороводородной и азотной кислот. Реагирует с галогенами, азотом, типичными металлами, их пероксидами. Получение см. 222¹³.

$$M_r = 40, 10; \quad d = 3, 217; \quad t_{пл} = 2830^\circ \text{ C (разл.)}$$

1. SiC = Si + C [выше 2830° C].
2. SiC + 2H₂O(пар) = SiO₂ + CH₄ (выше 1300° C).
3. 3SiC + 8HNO₃(конц.) = 3SiO₂↓ + 3CO₂↑ + 8NO↑ + 4H₂O (в конц. HCl),
3SiC + 18HF(конц.) + 8HNO₃(конц.) = 3H₂[SiF₆] + 3CO₂↑ + 8NO↑ + 10H₂O.
4. SiC + 4NaOH(конц.) + O₂ = Na₄SiO₄ + C(графит)↓ + 2H₂O,
SiC + 4NaOH + 2O₂ = Na₂SiO₃ + 2H₂O + Na₂CO₃ (выше 350° C).
5. 2SiC + 3O₂ = 2SiO₂ + 2CO (950–1700° C).
6. SiC + 2Cl₂ = SiCl₄ + C(графит) [600–1200° C].
7. 6SiC + 7N₂ = 2Si₃N₄ + 3C₂N₂ (1000–1400° C).
8. 2SiC + 5Mg = 2Mg₂Si + MgC₂ (700° C).
9. SiC + Na₂CO₃ + 2O₂ = Na₂SiO₃ + 2CO₂ (выше 850° C),
SiC + 4Na₂O₂ = Na₂SiO₃ + Na₂CO₃ + 2Na₂O (700–800° C).

236. H₂[SiF₆] — ГЕКСАФТОРОСИЛИКАТ(IV) ВОДОРОДА

Кремнефтороводородная кислота. В свободном (от воды) виде не выделен. Существует в растворе тетрафторида кремния и жидком HF. Устойчив в бесцветном водном растворе (максимальная массовая доля 0,61), перегоняется без разложения в виде 13,3%-го раствора. Твердые белые кристаллогидраты H₂[SiF₆]·4H₂O [*t*_{пл} = –53° C (с разл.)] и H₂[SiF₆]·2H₂O (*t*_{пл} ≈ +19° C) имеют ионное строение (H₅O₂⁺)₂[SiF₆] и (H₃O⁺)₂[SiF₆]. Не разлагается разбавленными кислотами. Нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака, реагирует с карбонатами щелочных, щелочноземельных металлов и аммония. Получение см. 222^{3–5}, 226², 232^{2–4, 9}.

$$M_r = 180, 12; \quad d = 1, 111(13, 3\% \text{-й р-р}), 1, 314(34\% \text{-й р-р}).$$

1. H₂[SiF₆] ⇌ SiF₄ + 2HF (комн., в жидк. HF).
2. H₂[SiF₆] + 2H₂O ⇌ [Si(H₂O)₂F₄] + 2HF (pH < 7, см. 480³).
3. H₂[SiF₆] = SiF₄↑ + 2HF (в конц. H₂SO₄).
4. H₂[SiF₆] + 2NaOH(разб.) = Na₂[SiF₆]↓ + 2H₂O,
H₂[SiF₆] + 2(NH₃ · H₂O)[разб.] = (NH₄)₂[SiF₆] + 2H₂O.
5. H₂[SiF₆] + M₂CO₃ = M₂[SiF₆] + CO₂↑ + H₂O (M = Li⁺, NH₄⁺, 1/2Mg²⁺),
H₂[SiF₆] + M₂CO₃ = M₂[SiF₆]↓ + CO₂↑ + H₂O (M = Na, K, Rb, Cs),
H₂[SiF₆] + MCO₃ = M₂[SiF₆]↓ + CO₂↑ + H₂O (M = Ca, Sr, Ba).

237. $\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$ — ГЕКСАФТОРОСИЛИКАТ(IV) НАТРИЯ

Малладрит. Белый, при сильном нагревании разлагается. Плохо растворяется в холодной, несколько лучше — в горячей воде. Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Реагирует с жидким HF. Получение см. 232⁷, 236^{4, 5}.

$$M_r = 188,05; \quad d = 2,68; \quad t_{\text{пл}} = 846^\circ \text{ C } (p); \quad k_s = 0,6^{(20)}, 1,96^{(80)}.$$

1. $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] = 2\text{NaF} + \text{SiF}_4$ (570–600° C).
2. $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + \text{H}_2\text{SO}_4(98\text{-я}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{SiF}_4\uparrow + 2\text{HF}\uparrow$.
3. $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + 8\text{NaOH}(\text{конц.}, \text{хол.}) = 6\text{NaF} + \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = 2\text{NaF} + 4\text{NH}_4\text{F} + \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = 6\text{NaF} + \text{SiO}_2\downarrow + 2\text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
6. $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{HF}_{(\text{ж})} = 2\text{Na}(\text{HF}_2) + \text{SiF}_4\uparrow$ (кип.).
7. $3\text{Na}_2[\text{SiF}_6] + 4\text{Al} = 3\text{Si} + 2\text{Na}_3[\text{AlF}_6] + 2\text{AlF}_3$ (700° C).
8. $\text{Na}_2[\text{SiF}_6] \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Si}\downarrow(\text{катод}) + 2\text{F}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{NaF}$ (в жидк. NaF).

ГЕРМАНИЙ

238. Ge — ГЕРМАНИЙ

Светло-серый хрупкий твердый металл. Во влажном воздухе покрывается оксидной пленкой. Малореакционноспособный; не реагирует с водой, разбавленными кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Реагирует с концентрированными серной и азотной кислотами, переводится в раствор действием пероксида водорода в присутствии щелочей. Реагирует с кислородом, галогенами, халькогенами, аммиаком, фторо- и сероводородом. Получение см. 239¹, 240¹⁰, 243⁵.

$$M_r = 72,610; \quad d = 5,350; \quad t_{\text{пл}} = 937^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 2850^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{Ge} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Ge}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{SO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
2. $\text{Ge} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) \xrightarrow{\tau} \text{GeO}_2\downarrow + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
3. $3\text{Ge} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 12\text{HCl}(\text{конц.}) = 3\text{GeCl}_4(\text{ж})\downarrow + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Ge} + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{GeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Ge} + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{Na}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6]$.
5. $\text{Ge} + 4\text{H}^0(\text{Mg}, \text{разб. H}_2\text{SO}_4) = \text{GeH}_4\uparrow$ (примеси $\text{Ge}_n\text{H}_{2n+2}$ при $n > 1$).
6. $\text{Ge} + \text{O}_2 = \text{GeO}_2$ (выше 700° C).
7. $\text{Ge} + 2\text{F}_2 = \text{GeF}_4$ (100° C, сгорание во фторе),
 $\text{Ge} + 2\text{E}_2 = \text{GeE}_4$ (150–200° C, E = Cl; 350° C, E = Br; 560° C, E = I).
8. $\text{Ge} + 2\text{S} = \text{GeS}_2$ (600–860° C),
 $\text{Ge} + \text{S} = \text{GeS}$ (выше 1000° C).
9. $\text{Ge} + \text{E} = \text{GeE}$ (600–700° C; E = Se, Te).

10. $\text{Ge} + 2\text{HF}_{(\text{ж})} = \text{GeF}_2 + \text{H}_2\uparrow$ (200° C, *p*),
 $\text{Ge} + \text{H}_2\text{S} = \text{GeS} + \text{H}_2$ (600–800° C).
 11. $3\text{Ge} + 4\text{NH}_3 = \text{Ge}_3\text{N}_4 + 6\text{H}_2$ (650–700° C).
 12. $\text{Ge} + \text{CO}_2 = \text{GeO} + \text{CO}$ (700–900° C).
 13. $3\text{Ge} + 2\text{SO}_2 = 2\text{GeO}_2 + \text{GeS}_2$ (выше 500° C).

239. $\text{Ge}_n\text{H}_{2n+2}$ — ПОЛИГЕРМАНЫ

Германоводороды ($n = 1 \div 5$). Бесцветный газ ($n = 1$), бесцветные жидкости ($n = 2 \div 5$). Термически неустойчивые. Реагируют с водой, кислородом. Ниже приведены реакции для GeH_4 , свойства остальных германов аналогичны. Получение см. 238⁵, 240¹², 243⁸.

GeH_4 : $M_r = 76,64$; $\rho = 0,08988$ г/л (н. у.); $t_{\text{пл}} = -165,8^\circ \text{C}$; $t_{\text{кип}} = -88,5^\circ \text{C}$.
 Ge_2H_6 : $M_r = 121,27$; $d_{(\text{г})} = 1,98$; $t_{\text{пл}} = -109^\circ \text{C}$; $t_{\text{кип}} = +30^\circ \text{C}$.
 Ge_3H_8 : $M_r = 225,89$; $d_{(\text{г})} = 2,2$; $t_{\text{пл}} = -105,6^\circ \text{C}$; $t_{\text{кип}} = +110,7^\circ \text{C}$.
 Ge_4H_{10} : $M_r = 300,52$; $t_{\text{кип}} = +177^\circ \text{C}$.
 Ge_5H_{12} : $M_r = 375,15$; $t_{\text{кип}} = +235^\circ \text{C}$.

- $\text{GeH}_4 = \text{Ge} + 2\text{H}_2$ (220–350° C).
- $\text{GeH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{GeO}_2\downarrow + 4\text{H}_2\uparrow$.
- $\text{GeH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{GeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (выше 200° C).
- $\text{GeH}_4 + 4\text{S} = \text{GeS}_2 + 2\text{H}_2\text{S}$.
- $\text{GeH}_4 + 4\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_4\text{Ge}\downarrow + 4\text{HNO}_3$.

240. GeO_2 — ОКСИД ГЕРМАНИЯ(IV)

Белый, существует в двух полиморфных модификациях (α -тетрагональная, β -тригональная) и в аморфной (стекловидной) форме. Прокаленные α -модификация и аморфная форма химически пассивны; приведенные ниже реакции относятся к β -модификации. Плохо реагирует с водой. Из раствора осаждается гидрат $m\text{GeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, весьма реакционноспособный. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с кислотами, щелочами, оксидами щелочных и щелочноземельных металлов. Получение см. 238^{2, 6}, 239^{2, 3}, 241⁴, 243^{1, 3}, 245^{1, 2, 6}.

$M_r = 104,61$; $d = 6,239(\alpha)$, $4,730(\beta)$, $3,637(\text{аморфн.})$;
 $t(\alpha \rightarrow \beta) = 1033^\circ \text{C}$; $t_{\text{пл}} = 1116^\circ \text{C}$; $k_s = 0,43^{(20)}$, $1,0^{(100)}$.

- $m\text{GeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = m\text{GeO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$ (380° C).
- $\text{GeO}_2(\text{т}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{GeO}_3(\text{р})$,
 $\text{H}_2\text{GeO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HGeO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^{+*}$; $pK_k = 8,73$,
 $\text{HGeO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{GeO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^{+}$; $pK_k = 12,72$.
- $\text{GeO}_2 + 4\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{GeCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (170–180° C, *p*),
 $\text{GeO}_2 + 4\text{HCl}(\text{г}) = \text{GeCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (450–500° C).

*Здесь в книге опечатка.

4. $\text{GeO}_2 + 2\text{NaOH}(15\text{--}20\%\text{-й, гор.}) = \text{Na}_2\text{GeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{GeO}_2 + 2\text{NaOH}(> 20\%\text{-й}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6]$.
5. $\text{GeO}_2 + 4\text{HF}(\text{конц.}) = \text{GeF}_4\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{GeO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = \text{GeS}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (760–800° C).
7. $\text{GeO}_2 + 6\text{HF}(\text{конц.}) + 2\text{MCl} = \text{M}_2[\text{GeF}_6]\downarrow + 2\text{HCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (M = K, 1/2Ba).
8. $\text{GeO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{GeO}_3 + \text{CO}_2$ (1200° C),
 $\text{GeO}_2 \xrightarrow{\text{M}_2\text{O}, 1000^\circ \text{C}} \text{M}_2\text{GeO}_3, \text{M}_6\text{Ge}_2\text{O}_7, \text{M}_4\text{GeO}_4$ (M = Li, Na, K).
9. $\text{GeO}_2 + \text{MO} = \text{MGeO}_3$ (1200° C, M = Mg, Ca, Sr, Ba).
10. $\text{GeO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Ge} + 2\text{H}_2\text{O}$ (600–650° C),
 $\text{GeO}_2 + \text{C}(\text{кокс}) = \text{Ge} + \text{CO}_2$ (500–600° C, в атмосфере H₂).
11. $\text{GeO}_2 + \text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2)[\text{конц.}] + \text{H}_2\text{O} = \text{Ge}(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2(\text{PHO}_3)$ [100° C].
12. $\text{GeO}_2 + \text{Na}[\text{BH}_4] + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{GeH}_4\uparrow + \text{B}(\text{OH})_3\downarrow +$
 $+ \text{Na}(\text{CH}_3\text{COO})$.
13. $\text{GeO}_2(\text{аморфн.}) \longrightarrow \alpha\text{-GeO}_2$.

241. Na₂GeO₃ — ГЕРМАНАТ НАТРИЯ

Белый, термически устойчивый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону). Разлагается кислотами, в концентрированных щелочах меняет состав аниона. Получение см. 238⁴, 240⁴, 8.

$$M_r = 166, 59; \quad d = 3, 31; \quad t_{\text{пл}} = 1070^\circ \text{C}; \quad k_s = 23, 6^{(20)}, 49, 2^{(50)}.$$

1. $\text{Na}_2\text{GeO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{GeO}_3 + 7\text{H}_2\text{O}$ (300° C).
2. $\text{Na}_2\text{GeO}_3(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{GeO}_3^{2-}$,
 $\text{GeO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HGeO}_3^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 1, 28$.
3. $\text{Na}_2\text{GeO}_3 + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{GeCl}_6] + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Na}_2\text{GeO}_3 + 2\text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{GeO}_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}_2\text{GeO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{Na}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6]$ (в конц. NaOH).

242. GeCl₂ — ХЛОРИД ГЕРМАНИЯ(II)

Белый мономер, устойчив только в диоксановом растворе. Легко переходит в желтый полимер (GeCl₂)_n, нелетучий, термически неустойчивый. Реагирует с водой, кислотами, щелочами. Окисляется кислородом. Получение см. 243⁶, 244².

$$M_r = 143, 52.$$

1. $2\text{GeCl}_2 = \text{GeCl}_4 + \text{Ge}$ (75–460° C).
2. $\text{GeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ge}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{HCl}$.
3. $\text{GeCl}_2 + \text{HCl}_{(\text{г})} = \text{GeHCl}_{3(\text{ж})}$ (или H[GeCl₃]) [40° C].
4. $\text{GeCl}_2 + 2\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{GeO}_2\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{HCl}$.
5. $\text{GeCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Ge}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$.
6. $2\text{GeCl}_2 + \text{O}_2 = \text{GeO}_2 + \text{GeCl}_4$ (60–70° C).



243. GeCl_4 — ХЛОРИД ГЕРМАНИЯ(IV)

Бесцветная жидкость, кипит без разложения. Неустойчив во влажном воздухе («дымит»). Гидролизуется водой. Реагирует с концентрированной хлороводородной кислотой (при перемешивании), щелочами. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см. 238^{3, 7}, 240³, 242^{1, 6}.

$$M_r = 214, 42; \quad d = 1, 880^{(20)}; \quad t_{\text{пл}} = -49, 5^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = +83, 1^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{GeCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{GeO}_2\downarrow + 4\text{HCl}$.
2. $\text{GeCl}_4 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) \rightleftharpoons \text{H}_2[\text{GeCl}_6]$.
3. $\text{GeCl}_4 + 4\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{GeO}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{GeCl}_4 + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} = \text{GeS}_2\downarrow + 4\text{HCl}$ (в конц. HCl).
5. $\text{GeCl}_4 + 2\text{H}_2 = \text{Ge} + 4\text{HCl}$ (700° C).
6. $\text{GeCl}_4 + \text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2) + \text{H}_2\text{O} = \text{GeCl}_2 + \text{H}_2(\text{PHO}_3) + 2\text{HCl}$ (в конц. HCl).
7. $\text{GeCl}_{4(\text{ж})} + 2\text{MCl} = \text{M}_2[\text{GeCl}_6]$ (M = Rb, Cs).
8. $\text{GeCl}_4 + \text{Li}[\text{AlH}_4] = \text{GeH}_4\uparrow + \text{LiCl} + \text{AlCl}_3$ (в эфире).

244. GeS — СУЛЬФИД ГЕРМАНИЯ(II)

Серо-черный с красным оттенком, устойчив на воздухе, плавится без разложения. Не растворяется в воде. В прокаленном виде химически пассивен. Реагирует с кислотами, щелочами, кислородом. Переводится в раствор полисульфидом аммония. Получение см. 238^{8, 10}, 242⁷, 245^{4, 5}.

$$M_r = 104, 68; \quad d = 4, 01; \quad t_{\text{пл}} = 655^\circ \text{ C}; \quad \text{ПР}^{18} = 3, 0 \cdot 10^{-35}.$$

1. $\text{GeS}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{Ge}^{2+})? + \text{HS}^- + \text{OH}^-$ (практически не идет).
2. $\text{GeS} + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{GeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
3. $\text{GeS} + 2\text{HI}(\text{конц.}) = \text{GeI}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (80° C, в жидк. CHCl_3).
4. $\text{GeS} + 10\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{GeO}_2\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 10\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{GeS} + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Ge}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{S}$ (кип.).
6. $\text{GeS} + 2\text{O}_2 = \text{GeO}_2 + \text{SO}_2$ (800–1000° C).
7. $\text{GeS} + (\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) = (\text{NH}_4)_2[\text{GeS}_3] + (n - 2)\text{S}\downarrow$.

245. GeS_2 — СУЛЬФИД ГЕРМАНИЯ(IV)

Белый, в расплаве — темный, летуч в вакууме. Гидролизуется водой. Реагирует с кислотами, щелочами. Окисляется кислородом, восстанавливается водородом. Переводится в раствор сульфидами щелочных металлов. Получение см. 238⁸, 239⁴, 240⁶, 243⁴.

$$M_r = 136, 74; \quad d = 2, 94; \quad t_{\text{пл}} = 825^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{GeS}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{GeO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{S}\uparrow$ (кип.).

2. $\text{GeS}_2 + 16\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{GeO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 16\text{NO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$.
3. $3\text{GeS}_2 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Ge}(\text{OH})_6] + 2\text{Na}_2[\text{GeS}_3]$.
4. $\text{GeS}_2 + \text{H}_2 = \text{GeS} + \text{H}_2\text{S}$ (350–400° С).
5. $\text{GeS}_2 + \text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2) + \text{H}_2\text{O} = \text{GeS}\downarrow + \text{H}_2(\text{PHO}_3) + \text{H}_2\text{S}\uparrow$ (в конц. HCl).
6. $\text{GeS}_2 + 3\text{O}_2 = \text{GeO}_2 + 2\text{SO}_2$ (1000° С).
7. $\text{GeS}_2 + \text{Na}_2\text{S}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{GeS}_3]$,
 $\text{GeS}_2 \xrightarrow{\text{Na}_2\text{S}} \text{Na}_2[\text{GeS}_3], \text{Na}_6[\text{Ge}_2\text{S}_7], \text{Na}_4[\text{GeS}_4]$. (400° С).

ОЛОВО

246. Sn — ОЛОВО

Серебристо-белый, очень мягкий металл, тягучий при комнатной температуре (β -модификация, белое олово). Ниже +13,2° С рассыпается в серый порошок (α -модификация, серое олово). Низкоплавкий, высококипящий. Не реагирует с водой, гидратом аммиака. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с кислотами, концентрированными щелочами. Окисляется галогенами, кислородом, халькогенами. Получение см. 247⁸, 249⁴, 250¹⁰, 252^{16, 17}.

$$M_r = 118,710; \quad d = 5,75(\alpha), 7,31(\beta);$$

$$t_{\text{пл}} = 231,9681^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 2620^\circ \text{C}.$$

1. $\text{Sn} + 3\text{HCl}(\text{конц.}) \xrightarrow{\tau} \text{H}[\text{SnCl}_3] + \text{H}_2\uparrow$,
 $\text{Sn} + 2\text{HCl}(\text{г}) = \text{SnCl}_2 + \text{H}_2$ (150–250° С).
2. $\text{Sn} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \xrightarrow{\tau} \text{SnSO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ [примесь $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$].
3. $\text{Sn} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{SnO}_2\downarrow + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.),
 $5\text{Sn} + 12\text{HNO}_3(\text{разб.}) \xrightarrow{\tau} 5\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}(\text{примесь NO}),$
 $4\text{Sn} + 10\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) \xrightarrow{\tau} 4\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Sn} + \text{NaOH}(\text{конц., хол.}) + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + \text{H}_2\uparrow$,
 $\text{Sn} + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 4\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 2\text{H}_2\uparrow$ (кип.).
5. $3\text{Sn} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 18\text{HCl}(\text{конц.}) = 3\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{Sn} + \text{O}_2 = \text{SnO}_2$ (200° С, сжигание на воздухе).
7. $\text{Sn} + 2\text{E}_2 = \text{SnE}_4$ (до 100° С, E = F; комн., E = Cl, Br).
8. $\text{Sn} + \text{I}_2 = \text{SnI}_2$ (кип. в разб. HCl),
 $\text{Sn} + 2\text{I}_2 = \text{SnI}_4$ (кип. в жидк. CCl₄).
9. $\text{Sn} + \text{E} = \text{SnE}$ (900° С, E = S, Se, Te),
 $\text{Sn} + 2\text{S} = \text{SnS}_2$ (430–400° С, в присутствии NH₄Cl).
10. $\text{Sn}(\text{порошок}) + \text{CuSO}_4(\text{р}) = \text{SnSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$ (в разб. H₂SO₄).

247. SnO — ОКСИД ОЛОВА(II)

Темно-синий (почти черный), при умеренном нагревании разлагается, при дальнейшем нагревании продукты разложения вновь образуют SnO, устойчивый в жидком и газообразном состоянии. Не реагирует с водой, разбавленными щелочами, гидратом аммиака. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с кислотами, концентрированными щелочами. Окисляется на воздухе при слабом нагревании. Получение см. 248⁹, 249^{1, 4}, 252⁹.

$$M_r = 134, 71; \quad d = 6, 25; \quad t_{\text{пл}} = 1040^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1425^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{SnO} = \text{SnO}_2 + \text{Sn}_{(\text{ж})}$ (400° C).
2. $\text{SnO}_{(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + 2\text{OH}^-$; $\text{pPP}^{25} = 26, 80$.
3. $\text{SnO} + 3\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}[\text{SnCl}_3] + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{SnO} + \text{NaOH}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3]$ (комн.),
 $\text{SnO} + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (400° C).
5. $2\text{SnO} + \text{O}_2(\text{воздух}) = 2\text{SnO}_2$ (выше 220° C).
6. $\text{SnO} + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{SnF}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (60° C).
7. $\text{SnO} + \text{MO} = (\text{MSn})\text{O}_2$ (1000° C; M = Ca, Sr, Ba).

248. SnO₂ — ОКСИД ОЛОВА(IV)

Касситерит. Белый, плавится и кипит без разложения. Из раствора кристаллизуется гидрат SnO₂ · nH₂O (1 < n ≤ 2, α-модификация), при стоянии под раствором переходит в химически пассивную β-модификацию (n ≤ 1); соединения стехиометрического состава Sn(OH)₄ и H₂SnO₃ не выделены. Все указанные ниже реакции относятся к α-SnO₂ · nH₂O. Не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с концентрированными кислотами и щелочами. Восстанавливается водородом, углеродом, оловом. Получение см. 246³, 247^{1, 5}, 251^{1, 4, 6, 7}, 253^{1, 2, 5, 6}.

$$M_r = 150, 71; \quad d = 7, 00; \quad t_{\text{пл}} = 1630^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 2500^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$ (600° C).
2. $\text{SnO}_{2(\text{т})} + 8\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{4+} + 4\text{OH}^-$; $\text{pPP}^{25} = 57, 32$.
3. $\text{SnO}_2 + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., гор.}) \xrightarrow{\tau} \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{SnO}_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ (60–70° C).
6. $\text{SnO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SnO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).
7. $\text{SnO}_2 + 2\text{M}_2\text{O} = \text{M}_4\text{SnO}_4$ (500° C, M = Na, K).
8. $\text{SnO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{Sn} + 2\text{H}_2\text{O}$ (500–600° C),
 $\text{SnO}_2 + 2\text{C}(\text{кокс}) = \text{Sn} + 2\text{CO}$ (800–900° C).
9. $\text{SnO}_2 + \text{Sn} = 2\text{SnO}$ (1000–1100° C).
10. $\text{SnO}_2 + 2\text{KNCS} = \text{SnS} + 2\text{CO} + \text{N}_2 + \text{K}_2\text{S}$ (450° C).
11. $\text{SnO}_2 + 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 4\text{S} = \text{Na}_2[\text{SnS}_3] + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{CO}_2$ (400–500° C).

249. Sn(OH)₂ — ГИДРОКСИД ОЛОВА(II)

Белый, при слабом нагревании разлагается. Практически не растворяется в воде. Из раствора осаждается гидрат $m\text{SnO} \cdot n\text{H}_2\text{O}$, соединение стехиометрического состава не выделено. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с кислотами, щелочами. Сильный восстановитель в щелочной среде. Получение см. 251^{4, 6, 7}, 252^{5, 6}.

$$M_r = 152, 72.$$

1. $\text{Sn(OH)}_2 = \text{SnO} + \text{H}_2\text{O}$ (60–120° С, в атмосфере H₂).
2. $\text{Sn(OH)}_{2(\tau)} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn(H}_2\text{O)}_3]^{2+} + 2\text{OH}^-$; $p\text{PP}^{25} = 26, 26$,
 $\text{Sn(OH)}_{2(\tau)} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn(OH)}_3]^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $p\text{PP}^{25} = 14, 43$.
3. $\text{Sn(OH)}_2 + 3\text{HCl(конц.)} = \text{H[SnCl}_3] + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Sn(OH)}_2 + \text{NaOH(конц.)} = \text{Na[Sn(OH)}_3]$,
 $2\text{Na[Sn(OH)}_3]_{(p)} \xrightarrow{\tau} \text{Sn}\downarrow + \text{Na}_2[\text{Sn(OH)}_6]$ (комн.),
 $\text{Na[Sn(OH)}_3]_{(p)} = \text{NaOH} + \text{SnO}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип. в атмосфере N₂),
 $2\text{Na[Sn(OH)}_3]_{(p)} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Sn}\downarrow(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Sn(OH)}_2 + 2\text{NaOH(конц.)} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Sn(OH)}_6] + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$.
6. $3\text{Sn(OH)}_2 + 12\text{NaOH(конц.)} + 2\text{Bi(NO}_3)_3 = 3\text{Na}_2[\text{Sn(OH)}_6] + 2\text{Bi}\downarrow + 6\text{NaNO}_3$.
7. $3\text{Sn(OH)}_2 + 8\text{KOH(конц.)} + 8\text{H}_2\text{O} + 2\text{K}_2\text{CrO}_4 = 3\text{K}_2[\text{Sn(OH)}_6] + 2\text{K}_3[\text{Cr(OH)}_6]$.

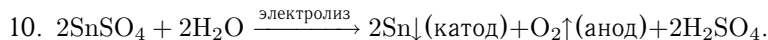
250. SnSO₄ — СУЛЬФАТ ОЛОВА(II)

Белый, при нагревании разлагается без плавления. Растворяется в холодной воде, при стоянии раствора выпадает осадок. Устойчив в подкисленном растворе. Разлагается кипящей водой. Реагирует с концентрированной хлороводородной кислотой, щелочами, гидратом аммиака. Сильный восстановитель. Получение см. 2462, 10.

$$M_r = 214, 77;$$

$$k_s = 18, 8^{(19)}.$$

1. $\text{SnSO}_4 = \text{SnO} + \text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{SnO}_2 + \text{SO}_2$ (выше 360° С).
2. $\text{SnSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O} = \text{SnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (40° С, вак., над P₄O₁₀).
3. $\text{SnSO}_4(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} = [\text{Sn(H}_2\text{O)}\text{SO}_4]$,
 $7[\text{Sn(H}_2\text{O)}\text{SO}_4] + 13\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn}_3(\text{OH)}_4]^{2+} + [\text{Sn}_4(\text{OH)}_6]^{2+} + 7\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}_3\text{O}^+$.
4. $\text{SnSO}_4(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Sn(OH)}_2\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ (кип.).
5. $\text{SnSO}_4 + 3\text{HCl(конц.)} = \text{H[SnCl}_3] + \text{H}_2\text{SO}_4$.
6. $\text{SnSO}_4 + 2\text{NaOH(разб.)} = \text{Sn(OH)}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$,
 $\text{SnSO}_4 + 3\text{NaOH(конц.)} = \text{Na[Sn(OH)}_3] + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
7. $\text{SnSO}_4 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Sn(OH)}_2\downarrow + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
8. $4\text{SnSO}_4 + \text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} 2\text{SnO}_2\downarrow + \text{Sn}_2\text{SO}_4(\text{OH)}_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{SO}_4$.
9. $5\text{SnSO}_4 + 30\text{HCl(конц.)} + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$.



251. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2$ — СУЛЬФАТ ОЛОВА(IV)

Белый, при нагревании разлагается без плавления. Растворяется в подкисленной воде, разлагается в кипящей воде. Реагирует с концентрированной хлороводородной кислотой, щелочами, гидратом аммиака. Получение см. 248⁴, 253⁴.

$$M_r = 310, 83; \quad d = 4, 5(\text{кр.}).$$

1. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 = \text{SnO}_2 + \text{SO}_3$ (150–200° С).
2. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{SO}_4)_2(\text{насыщ.}) + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн., в разб. H_2SO_4),
 $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnSO}_4(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (выше 50° С).
3. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2(\text{разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_n(\text{SO}_4)]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ (в разб. H_2SO_4).
4. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ (кип.).
5. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{SO}_4.$
6. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{SnO}_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O},$
 $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 2\text{Na}_2\text{SO}_4.$
7. $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{SnO}_2\downarrow + 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}.$

252. SnCl_2 — ХЛОРИД ОЛОВА(II)

Белый, плавится и кипит без разложения. При стоянии на воздухе гидролизуются влагой и окисляется O_2 . Хорошо растворяется в малом количестве воды, при разбавлении раствора выпадает осадок. Кристаллогидрат $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ имеет строение $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2] \cdot \text{H}_2\text{O}$ («оловянная соль»). Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Сильный восстановитель, слабый окислитель. Обычно для реакции в растворе берут $\text{H}[\text{SnCl}_3]$ — продукт химического растворения SnCl_2 в концентрированно хлороводородной кислоте. Получение см. 246¹.

$$M_r = 189, 62; \quad d = 3, 95; \quad t_{\text{пл}} = 247^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 652^\circ \text{ C}; \quad k_s = 269, 8^{(15)}.$$

1. $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2] + \text{H}_2\text{O}^*$ (80° С),
 $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (130–135° С, ток сухого HCl).
2. $\text{SnCl}_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2],$
 $7[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2] + 13\text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Sn}_3(\text{OH})_4]^{2+} + [\text{Sn}_4(\text{OH})_6]^{2+} + 14\text{Cl}^- + 10\text{H}_3\text{O}^+.$
3. $\text{SnCl}_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{SnCl}(\text{OH})\downarrow + \text{HCl}$ (разбавление).
4. $\text{SnCl}_2 + \text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}[\text{SnCl}_3].$
5. $\text{SnCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Sn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl},$
 $\text{SnCl}_2 + 3\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + 2\text{NaCl}.$
6. $\text{SnCl}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Sn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$
7. $\text{SnCl}_2 + \text{O}_2(\text{воздух}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{влага}) \xrightarrow{\tau} 2\text{SnCl}_4 + 4\text{SnCl}(\text{OH}).$

*Здесь в книге опечатка.

8. $\text{SnCl}_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{SnS}\downarrow + 2\text{HCl}$.
9. $\text{SnCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{SnO} + 2\text{NaCl} + \text{CO}_2$ (750–900° С, в атмосфере N_2).
10. $\text{SnCl}_2 + 4\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{Br}_2 = \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{HBr}$ (примесь $\text{H}_2[\text{SnBr}_6]$).
11. $5\text{SnCl}_2 + 26\text{HCl}(\text{конц.}) + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O}$,
 $3\text{SnCl}_2 + 20\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 3\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{CrCl}_3 + 7\text{H}_2\text{O} + 2\text{KCl}$.
12. $\text{SnCl}_2 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) + 2\text{FeCl}_3 = \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{FeCl}_2$.
13. $\text{SnCl}_2 + 4\text{HCl}(\text{конц.}) + 2\text{AgNO}_3 = \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{Ag}\downarrow + 2\text{HNO}_3$.
14. $\text{SnCl}_2(\text{конц.}) + \text{MCl}(\text{конц.}) = \text{M}[\text{SnCl}_3]$ (M = Na, K).
15. $\text{SnCl}_2 + \text{Cl}_2 = \text{SnCl}_4$ (комн.).
16. $\text{SnCl}_2 + \text{M} = \text{MCl}_2 + \text{Sn}$ (200–300° С, M = Mg, Zn),
 $3\text{SnCl}_2 + 2\text{Al} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{Sn}$ (250–300° С).
17. $\text{SnCl}_{2(\text{р})} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Sn}\downarrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$.

253. SnCl_4 — ХЛОРИД ОЛОВА(IV)

Бесцветная маслообразная жидкость («оловянное масло»), кипит без разложения. Неустойчив во влажном воздухе («дымит»). Апротонный растворитель; хорошо растворяет фосфор, серу, йод, трийодид мышьяка, иодид олова(IV). Реагирует с водой, кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Обычно для реакций в растворе берется в виде $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$. Получение см. 246⁷, 252⁷, 15.

$$M_r = 260, 52; \quad d = 2, 2262^{(20)}; \quad t_{\text{пл}} = -33^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = +114, 1^\circ \text{C}.$$

1. $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}\downarrow \rightleftharpoons \text{SnCl}_4(\text{насыщ.}) + 5\text{H}_2\text{O}$ (19–56° С, в конц. HCl),
 $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2 + 4\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$ (выше 200° С),
 $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + 5\text{SnCl}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{SnCl}_4 + 5\text{SO}_2 + 10\text{HCl}$ (кип.).
2. $\text{SnCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2\downarrow + 4\text{HCl}$ (примесь $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$).
3. $\text{SnCl}_4 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{SnCl}_6]$.
4. $\text{SnCl}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
5. $\text{SnCl}_4 + 4\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{SnO}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{SnCl}_4 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 4\text{NaCl}$.
6. $\text{SnCl}_4 + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{SnO}_2\downarrow + 4\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{SnCl}_4 + 4\text{HF} = \text{SnF}_4 + 4\text{HCl}$ (130–220° С).
8. $\text{SnCl}_4 + 2\text{MCl}(\text{конц.}) = \text{M}_2[\text{SnCl}_6]$ (M = K^+ , NH_4^+).
9. $\text{SnCl}_{4(\text{ж})} + \text{Cl}_2\text{O} = 2\text{Cl}_2 + \text{SnCl}_2\text{O}$.
10. $\text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + 5\text{N}_2\text{O}_{5(\text{ж})} = \text{Sn}(\text{NO}_3)_4 + 4\text{HCl} + 6\text{HNO}_3$.
11. $\text{SnCl}_4 + \text{Li}[\text{AlH}_4] = \text{SnH}_4\uparrow + \text{LiCl} + \text{AlCl}_3$ (–20° С, в эфире).

254. SnS — СУЛЬФИД ОЛОВА(II)

Герценберgit. Коричневый и темно-серый, мягкий. Возгоняется при нагревании в потоке H_2 . Не растворяется в воде. Не реагирует с гидратом аммиака, сульфидами щелочных металлов. Разлагается кислотами, щелочами. Переводится в раствор действием полисульфида аммония. Получение см. 246⁹, 248¹⁰, 252⁸, 255¹.

$$M_r = 150, 78; \quad d = 5, 1; \quad t_{\text{пл}} = 880^\circ \text{C}; \quad \rho_{\text{ПП}}^{25} = 27, 52.$$

1. $\text{SnS} + 3\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}[\text{SnCl}_3] + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
2. $\text{SnS} + 10\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{SnO}_2\downarrow + 10\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.
3. $\text{SnS} + 3\text{NaOH}(\text{конц.}) \xrightarrow{\tau} \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + \text{Na}_2\text{S}$.
4. $\text{SnS} + (\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) = (\text{NH}_4)_2[\text{SnS}_3] + (n - 2)\text{S}\downarrow$.
5. $\text{SnS} + 2\text{O}_2 = \text{SnO}_2 + \text{SO}_2$ (700–800° C).

255. SnS_2 — СУЛЬФИД ОЛОВА(IV)

Желтый, мягкий, жирный на ощупь как графит («сусальное золото»). Устойчив на воздухе, при нагревании темнеет и разлагается. Не растворяется в воде. Образует коричневый кристаллогидрат $\text{SnS}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Не реагирует с разбавленными кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Разлагается в концентрированной хлороводородной кислоте. Переводится в раствор концентрированными щелочами, сульфидами щелочных металлов, гидросульфидом аммония. Получение см. 246⁹, 256⁵.

$$M_r = 182, 84; \quad d = 4, 5; \quad \text{pPP}^{25} = 57, 64.$$

1. $\text{SnS}_2 = \text{SnS} + \text{S}$ (500–600° C).
2. $\text{SnS}_2 + 3\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}[\text{SnCl}_3] + \text{H}_2\text{S}\uparrow + \text{S}\downarrow$.
3. $3\text{SnS}_2 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) = 2\text{Na}_2[\text{SnS}_3] + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$.
4. $\text{SnS}_2 + \text{Na}_2\text{S}(\text{разб.}) = \text{Na}_2[\text{SnS}_3]$, $\text{SnS}_2 + 2\text{Na}_2\text{S}(\text{конц.}) = \text{Na}_4[\text{SnS}_4]$.
5. $2\text{SnS}_2 + 3\text{NH}_4\text{HS}(\text{конц.}) + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = (\text{NH}_4)_2[\text{SnS}_3] + (\text{NH}_4)_4[\text{SnS}_4] + 3\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{SnS}_2 + 3\text{O}_2 = \text{SnO}_2 + 2\text{SO}_2$ (600–800° C).

256. $\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$ — ГЕКСАХЛОРОСТАНАТ(IV) ВОДОРОДА

Белый (в виде кристаллогидрата), гигроскопичный. Неустойчив во влажном воздухе и при слабом нагревании. Растворяется в воде, сильная кислота, протекает частичная аквагация аниона. Устойчив в концентрированной хлороводородной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака, сероводородом. Восстанавливается оловом. Получение см. 246⁵, 248³, 252^{10, 11}, 253³.

$$M_r = 333, 14; \quad d = 1, 925(\text{кр.}); \quad t_{\text{пл}} = 19, 2^\circ\text{C} (\text{кр.}).$$

1. $\text{H}_2[\text{SnCl}_6] \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{SnCl}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} + 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$ (25–30° C).
2. $\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{O}^+ + [\text{SnCl}_6]^{2-}$,
 $[\text{SnCl}_6]^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_5]^- + \text{Cl}^-$.
3. $\text{H}_2[\text{SnCl}_6](\text{конц.}) + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Na}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Na}_2[\text{SnCl}_6] + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 6\text{NaCl}$.
4. $\text{H}_2[\text{SnCl}_6](\text{конц.}) + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{разб.}] = (\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $(\text{NH}_4)_2[\text{SnCl}_6] + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{SnO}_2\downarrow + 6\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{S}(\text{r}) = \text{SnS}_2\downarrow + 4\text{HCl}$.
6. $\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \text{Sn} \rightleftharpoons 2\text{H}[\text{SnCl}_3]$.

257. Na₂[Sn(OH)₆] — ГЕКСАГИДРОКСОСТАНАТ (IV) НАТРИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Умеренно растворяется в воде, растворимость понижается с ростом температуры. Кристаллогидратов не образует. Реагирует с кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 246⁴, 248⁵, 249^{4, 5}.

$$M_r = 266,73; \quad k_s = 61,3^{(15,5)}, 50^{(100)}.$$

1. $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] = \text{Na}_2\text{SnO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (140° C),
 $3\text{Na}_2\text{SnO}_3 = 3\text{Na}_2\text{O} + 3\text{SnO}_2$ (900° C).
2. $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6](\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-*}$.
3. $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{SnO}_2\downarrow + 2\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{CO}_2 = \text{SnO}_2\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + \text{M}(\text{NO}_3)_2 = \text{M}[\text{Sn}(\text{OH})_6]\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ (M = Ca, Sr, Ba).

*Здесь в книге опечатка.

СВИНЕЦ

258. Pb — СВИНЕЦ

Серый с голубым оттенком, тяжелый, очень мягкий, ковкий пластичный металл. Низкоплавкий, на воздухе покрывается устойчивой оксидной пленкой. Малореакционноспособный; пассивируется в воде, хлороводородной кислоте, разбавленной серной кислоте, концентрированной азотной кислоте. Не реагирует с гидратом аммиака. Слабый восстановитель; переводится в раствор концентрированной серной кислотой, разбавленной азотной кислотой; окисляется кислородом, галогенами, халькогенами. Получение см. 264^{17, 19}, 265¹⁰, 266⁷, 269^{7, 8}.

$$M_r = 207, 2; \quad d = 11, 337; \quad t_{\text{пл}} = 327, 502^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1745^\circ \text{ C}.$$

- $\text{Pb} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 (> 80\%) = \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \quad (30-50^\circ \text{ C}),$
 $\text{Pb} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{PbSO}_4\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип}).$
- $3\text{Pb} + 8\text{HNO}_3 (\text{разб., гор.}) = 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}.$
- $\text{Pb} + 2\text{NaOH} (\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow.$
- $2\text{Pb} + \text{O}_2 = 2\text{PbO} \quad (\text{выше } 600^\circ \text{ C}),$
 $3\text{Pb} + 2\text{O}_2 = (\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 \quad (400-500^\circ \text{ C}).$
- $\text{Pb} + \text{E}_2 = \text{PbE}_2 \quad (200-300^\circ \text{ C}; \text{ E} = \text{F, Cl, Br, I}),$
 $\text{Pb} + 2\text{F}_2 = \text{PbF}_4 \quad (400-500^\circ \text{ C}).$
- $\text{Pb} + 2\text{HF} = \text{PbF}_2 + \text{H}_2 \quad (160^\circ \text{ C}).$
- $\text{Pb} + \text{E} = \text{PbE} \quad (800-1200^\circ \text{ C}; \text{ E} = \text{S, Se, Te}).$
- $2\text{Pb} (\text{порошок}) + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 2\text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow,$
 $2\text{Pb} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{CO}_2 \xrightarrow{\tau} \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow.$

259. PbO — ОКСИД СВИНЦА(II)

Красный (низкотемпературная α -модификация, глёт) или желтый (высокотемпературная β -модификация, массикот). Термически устойчивый. Очень плохо реагирует с водой, гидратом аммиака. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с кислотами и щелочами. Окисляется кислородом, восстанавливается водородом и монооксидом углерода. Получение см. 262^{1, 4}, 263¹, 264^{1, 18}, 269⁴.

$$M_r = 223, 20; \quad d = 9, 13(\alpha), 9, 45(\beta); \quad t_{\text{пл}} = 886^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1535^\circ \text{ C}.$$

$$t(\alpha \rightarrow \beta) = 1033^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{пл}} = 1116^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0, 43^{(20)}, 1, 0^{(100)}.$$

- $\text{PbO}_{(\tau)} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + 2\text{OH}^-; \quad \text{pPP}^{25} = 15, 42.$
- $\text{PbO} + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{PbCl}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{PbO} + 2\text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}.$
- $\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} (\text{гор.}) + 2\text{NaOH} (\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4],$
 $\text{PbO} + 2\text{NaOH} = (\text{Na}_2\text{Pb})\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad (400^\circ \text{ C}).$
- $2\text{PbO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow.$

5. $6\text{PbO} + \text{O}_2 = 2(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ (445–480° С).
6. $2\text{PbO} + 4\text{CaCO}_3 + \text{O}_2 = 2(\text{Ca}_2\text{Pb})\text{O}_4(\text{оранж.}) + 2\text{CO}_2$ (800° С).
7. $2\text{PbO} + \text{Ca}(\text{ClO})_2 = 2\text{PbO}_2\downarrow + \text{CaCl}_2$ (в разб. NaOH).
8. $\text{PbO} + \text{TiO}_2 = (\text{TiPb})\text{O}_3(\text{желт.})$ [выше 400° С].
9. $\text{PbO} + \text{H}_2 = \text{Pb} + \text{H}_2\text{O}$ (200–350° С),
 $\text{PbO} + \text{CO} = \text{Pb} + \text{CO}_2$ (300–400° С).
10. $\text{PbO} + \text{MCN} = \text{Pb} + \text{MOCN}$ (400–500° С; М = Na, K).
11. $\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} + \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} = \text{PbCO}_3\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow$
(180° С, *p*, в разб. CH_3COOH).
12. $\text{PbO} + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$.

260. PbO_2 — ОКСИД СВИНЦА(IV)

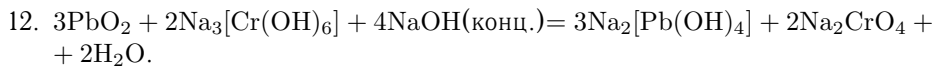
Платтнерит. Темно-коричневый, тяжелый, при слабом нагревании разлагается без плавления. Не реагирует с водой. Из раствора осаждается гидрат $m\text{PbO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Не реагирует с разбавленными кислотами и щелочами, гидратом аммиака. Разлагается концентрированными кислотами, медленно переводится в раствор концентрированными щелочами при кипячении. Сильный окислитель в кислотной и щелочной среде. Получение см. 259⁷, 261⁴, 267², 4, 271^{2, 3}.

$$M_r = 239, 20;$$

$$d = 9, 375.$$

1. $5\text{PbO}_2 = (\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 2\text{PbO}$ (290–420° С),
 $2\text{PbO}_2 = 2\text{PbO} + \text{O}_2$ (600° С).
2. $\text{PbO}_{2(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Pb}^{\text{IV}} + 4\text{OH}^-$; $p\text{PP}^{25} = 65, 52$.
3. $2\text{PbO}_2 + 10\text{HCl}_{(\text{г})} \xrightarrow{\tau} \text{H}_2[\text{PbCl}_6] + \text{PbCl}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ (0° С),
 $\text{PbO}_2 + 4\text{HCl}(\text{конц., гор.}) = \text{PbCl}_2\downarrow + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = \text{Pb}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = 2\text{PbSO}_4\downarrow + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $3\text{PbO}_2 = (\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4\downarrow + \text{O}_2\uparrow$ (335–375° С, *p*, в разб. NaOH),
 $\text{PbO}_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]^*$ (кип.).
6. $2\text{PbO}_2 + 4\text{KO}_2 = 2\text{K}_2\text{PbO}_3(\text{желт.}) + 3\text{O}_2$ (400–500° С).
7. $\text{PbO}_2 + 2\text{S} = \text{PbS} + \text{SO}_2$ (400° С),
 $\text{PbO}_2(\text{влажн.}) + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{г})} \xrightarrow{\tau} \text{PbS} + \text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{PbO}_2(\text{влажн.}) + \text{SO}_2 \xrightarrow{\tau} \text{PbSO}_4$ (комн.).
9. $\text{PbO}_2 + \text{Pb} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = 2\text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
10. $\text{PbO}_2 + 4\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 2\text{KI} = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{I}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$,
 $\text{PbO}_2 + 2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
11. $5\text{PbO}_2 + 6\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 = 5\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HMnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{PbO}_2 + 8\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 2\text{FeO} = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$.

*Здесь в книге опечатка.



261. $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ — ОКСИД СВИНЦА(IV)-ДИСВИНЦА(II)

Двойной оксид, сурик. Оранжево-красный. При сильном нагревании разлагается, плавится только под избыточным давлением O_2 . Не реагирует с водой, гидратом аммиака. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Сильный окислитель. Получение см. 258⁴, 259⁵, 260⁵, 263⁶, 271⁵.

$$M_r = 239, 20; \quad d = 9, 375; \quad t_{\text{пл}} = 830^\circ \text{C} (p).$$

- $2(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 = 6\text{PbO} + \text{O}_2$ (выше 550°C).
- $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_{4(\text{т})} + 8\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + \text{Pb}^{\text{IV}} + 4\text{OH}^-$; $\text{pPP}^{18} = 50, 28$.
- $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 8\text{HCl}(\text{конц., гор.}) = 3\text{PbCl}_2\downarrow + \text{Cl}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
- $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 4\text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{PbO}_2\downarrow + 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 2\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$.
- $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 8\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 2\text{KI} = 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{I}_2\downarrow + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$.
- $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 6\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.

262. $\text{Pb}(\text{OH})_2$ — ГИДРОКСИД СВИНЦА(II)

Белый, при слабом нагревании разлагается. Не растворяется в воде. Не реагирует с гидратом аммиака, кислородом. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с кислотами и щелочами. Поглощает CO_2 из воздуха. Слабый восстановитель. Получение см. 258⁸, 264^{6, 7}, 266⁵.

$$M_r = 241, 21.$$

- $\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$ ($140-145^\circ \text{C}$).
- $\text{Pb}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + 2\text{OH}^-$; $\text{pPP}^{25} = 15, 26$,
 $\text{Pb}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Pb}(\text{OH})_3]^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{pPP}^{25} = 19, 92$.
- $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]_{(\text{р})}$,
 $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]_{(\text{р})} = \text{PbO}\downarrow + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
- $2\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) + \text{CO}_2 = \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{PbO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (в разб. NaOH).
- $2\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 = 2\text{PbO}_2\downarrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (в разб. NaOH).

263. PbCO_3 — КАРБОНАТ СВИНЦА(II)

Церуссит. Белый, при слабом нагревании разлагается. Не растворяется в холодной воде. Не реагирует с гидратом аммиака. Разлагается кипящей водой,

кислотами, щелочами. Переводится в раствор действием CO_2 . Окисляется кислородом. Получение см. 259¹¹, 264¹⁵, 265⁷.

$$M_r = 267, 21; \quad d = 6, 55; \quad \rho_{\text{ПР}}^{25} = 13, 44.$$

1. $\text{PbCO}_3 = \text{PbO} + \text{CO}_2$ (выше 315° С).
2. $2\text{PbCO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ [или $\text{Pb}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$] + $\text{CO}_2\uparrow$ (кип.).
3. $\text{PbCO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{PbCl}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$.
4. $2\text{PbCO}_3 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$,
 $\text{PbCO}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{CO}_3$.
5. $\text{PbCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \xrightleftharpoons[80^\circ \text{C}]{20^\circ \text{C}} \text{Pb}(\text{HCO}_3)_2(\text{р})$.
6. $6\text{PbCO}_3 + \text{O}_2 = 2(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 6\text{CO}_2$ (350° С).
7. $2\text{PbCO}_3 + 3\text{S} = 2\text{PbS} + 2\text{CO}_2 + \text{SO}_2$ (300–500° С).
8. $\text{PbCO}_3 + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{PbF}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (кип.),
 $\text{PbCO}_3 + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{PbS}\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (60° С).

264. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ — НИТРАТ СВИНЦА(II)

Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по катиону), разбавленной азотной кислоте. При кипячении раствора разлагается. Кристаллогидратов не образует (в отличие от нитратов большинства металлов). Реагирует с кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Восстанавливается цинком. Вступает в реакции обмена. Сильный окислитель при спекании. Получение см. 258², 259².

$$M_r = 331, 21; \quad d = 4, 53; \quad k_s = 52, 2^{(20)}, 107, 4^{(80)}.$$

1. $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (200–470° С).
2. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + 3\text{H}_2\text{O} = [\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + 2\text{NO}_3^-$,
 $2[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Pb}_2(\text{H}_2\text{O})_4(\text{OH})_2]^{2+} + 2\text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 6, 15$.
3. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{PbNO}_3(\text{OH})\downarrow + \text{HNO}_3$ (кип.).
4. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{HNO}_3$.
5. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{HNO}_3$.
6. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$,
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + 2\text{NaNO}_3$.
7. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})(\text{конц.}) = \text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$.
8. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KE} = \text{PbE}_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$ (E = F, Cl, Br, I),
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{конц.}) + 3\text{KI}(\text{конц.}) = \text{K}[\text{PbI}_3] + 2\text{KNO}_3$.
9. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{KF} + \text{KE} = \text{Pb}(\text{E})\text{F}\downarrow + 2\text{KNO}_3$ (в оч. разб. HNO_3 ; E = Cl, Br).
10. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KEO}_3 = \text{Pb}(\text{EO}_3)_2\downarrow + 2\text{KNO}_3$ (E = Br, I).
11. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{E} = \text{PbE}\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ (E = S, Se, Te).
12. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{EO}_4 = \text{PbEO}_4\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ (E = S, Se).
13. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaN}_3 = \text{Pb}(\text{N}_3)_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$.

14. $3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Na}_3\text{EO}_4 = \text{Pb}_3(\text{EO}_4)_2\downarrow + 6\text{NaNO}_3$ (E = P, As).
 15. $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{разб.}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + 2\text{HNO}_3$,
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2(\text{конц.}) + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = \text{PbCO}_3\downarrow + 2\text{NaNO}_3$ (10–12° С).
 16. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{MO}_4 = \text{PbMO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3$ (M = Cr, Mo, W),
 $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{PbCrO}_4\downarrow + 2\text{KNO}_3 + 2\text{HNO}_3$.
 17. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Zn} = \text{Pb}\downarrow + \text{Zn}(\text{NO}_3)_2$.
 18. $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 4\text{FeO} = 2\text{PbO} + 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{NO}_2$ (500–600° С).
 19. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Pb}\downarrow(\text{катод}) + \text{O}_2(\text{анод}) + 2\text{HNO}_3$.

265. PbSO_4 — СУЛЬФАТ СВИНЦА(II)

Англезит. Белый. При прокаливании разлагается, плавится под избыточным давлением O_2 . Очень плохо растворяется в воде, разбавленной серной кислоте. Не реагирует с разбавленными кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Разлагается в концентрированных кислотах и щелочах. Восстанавливается водородом, цинком. Получение см. 258¹, 262³, 264⁵, 269^{2–6}.

$$M_r = 303, 26; \quad d = 6, 2 \div 6, 4; \quad t_{\text{пл}} = 1170^\circ \text{ C } (p); \quad \text{pPP}^{25} = 7, 77.$$

- $2\text{PbSO}_4 = 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$ (выше 1087° С).
- $\text{PbSO}_4 + 4\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{PbCl}_4] + \text{H}_2\text{SO}_4$.
- $\text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Pb}(\text{HSO}_4)_{2(\text{p})}$,
 $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_{2(\text{p})} = \text{PbSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разбавление водой).
- $2\text{PbSO}_4 + 2\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$.
- $2\text{PbSO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Pb}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (кип.),
 $\text{PbSO}_4 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
- $\text{PbSO}_4 + 2\text{KI}(\text{разб.}) = \text{PbI}_2\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$,
 $\text{PbSO}_4 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{PbCrO}_4\downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4$, $\text{PbSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} = \text{PbS}\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
- $\text{PbSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{конц.}) = \text{PbCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (10–12° С).
- $\text{PbSO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{PbS} + 4\text{H}_2\text{O}$ (500–600° С),
 $\text{PbSO}_4 + 2\text{C}(\text{кокс}) = \text{PbS} + 2\text{CO}_2$ (550–650° С).
- $\text{PbSO}_4 + \text{PbS} = 2\text{Pb} + 2\text{SO}_2$ (800–1000° С).
- $\text{PbSO}_4(\text{влажн.}) + \text{Zn}(\text{пластина}) = \text{Pb}\downarrow(\text{губка}) + \text{ZnSO}_4$.

266. PbCl_2 — ХЛОРИД СВИНЦА(II)

Котуннит. Белый, плавится и кипит без разложения, термически устойчивый. Плохо растворяется в воде, еще меньше — в разбавленных хлороводородной и азотной кислотах. Кристаллогидратов не образует. Разлагается водяным паром, концентрированными кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Окисляется хлором, восстанавливается водородом. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см. 258⁵, 259², 262³, 263³.

$$M_r = 278, 11; \quad d = 5, 85; \quad t_{\text{пл}} = 501^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 950^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0, 978^{(20)}, 2, 62^{(80)}.$$

1. $\text{PbCl}_2(\text{насыщ.}) + 2\text{H}_2\text{O} = [\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}_2] \rightleftharpoons [\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}]^+ + \text{Cl}^-$,
 $[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_2\text{Cl}]^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + \text{Cl}^-$; $pK_{\text{H}} = 1,62$.
2. $\text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{PbCl}(\text{OH}) + \text{HCl}$ (50° С),
 $2\text{PbCl}(\text{OH}) = \text{PbO} + \text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (выше 140° С).
3. $\text{PbCl}_2 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{PbCl}_4]_{(\text{р})}$ (комн., примесь $\text{H}[\text{PbCl}_3]$),
 $\text{H}_2[\text{PbCl}_4]_{(\text{р})} = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{HCl}$ (кип.).
4. $\text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{HCl}\uparrow$.
5. $\text{PbCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$,
 $\text{PbCl}_2 + 4\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + 2\text{NaCl}$.
6. $\text{PbCl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) = \text{PbCl}(\text{OH})\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$.
7. $\text{PbCl}_2 + \text{H}_2 = \text{Pb} + 2\text{HCl}$ (300–350° С).
8. $\text{PbCl}_2 + 2\text{KI}(\text{разб.}) = \text{PbI}_2\downarrow + 2\text{KCl}$,
 $\text{PbCl}_2 + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{PbS}\downarrow + 2\text{HCl}$,
 $\text{PbCl}_2 + \text{K}_2\text{CrO}_4 = \text{PbCrO}_4\downarrow + 2\text{KCl}$.
9. $2\text{PbCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{разб.}) + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + 4\text{NaCl}$.
10. $\text{PbCl}_2 + 4\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}(\text{конц., хол.}) = \text{Na}_6[\text{Pb}(\text{SO}_3\text{S})_4] + 2\text{NaCl}$.
11. $\text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{PbCl}_6]_{(\text{р})}$,
 $\text{H}_2[\text{PbCl}_6]_{(\text{р})} = \text{PbCl}_4(\text{ж})\downarrow + 2\text{HCl}^*$ (0° С, в 96%-й H_2SO_4).
12. $\text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{MCl} = \text{M}_2[\text{PbCl}_6]$ ($\text{M} = \text{K}^+, \text{NH}_4^+$; в конц. HCl).

267. PbCl_4 — ХЛОРИД СВИНЦА(IV)

Желтая жидкость, на холоду замерзает. Термически неустойчив, чувствителен к свету. При стоянии постепенно разлагается, устойчив под слоем концентрированной серной кислоты на холоду. Реагирует с водой, концентрированной хлороводородной кислотой, щелочами. Вступает в реакции комплексообразования. Получение см. 266¹¹.

$$M_r = 349,01; \quad d = 3,18^{(0)}; \quad t_{\text{пл}} = -7^\circ \text{C}.$$

1. $\text{PbCl}_4 = \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2$ (30–100° С).
2. $\text{PbCl}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{PbO}_2\downarrow + 4\text{HCl}$.
3. $\text{PbCl}_4 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{PbCl}_6]_{(\text{р})}$ (комн.),
 $\text{H}_2[\text{PbCl}_6]_{(\text{р})} + 2\text{MCl} = \text{M}_2[\text{PbCl}_6]\downarrow + 2\text{HCl}$ (0° С; $\text{M} = \text{K}^+, \text{NH}_4^+$),
 $\text{H}_2[\text{PbCl}_6]_{(\text{р})} \xrightarrow{\tau} \text{PbCl}_2\downarrow + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{HCl}$ (разбавление водой, кип.),
 $\text{H}_2[\text{PbCl}_6]_{(\text{р})} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Pb}\downarrow(\text{катод}) + \text{Cl}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{HCl}$.
4. $\text{PbCl}_4 + 4\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{PbO}_2\downarrow + 4\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{PbCl}_4 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6] + 4\text{NaCl}$.
5. $\text{PbCl}_4(\text{ж}) + 2\text{MCl} = \text{M}_2[\text{PbCl}_6]$ ($\text{M} = \text{K}^+, \text{NH}_4^+$).

268. PbI_2 — ИОДИД СВИНЦА(II)

*Здесь в книге опечатка.

Желтый, при нагревании становится вначале красным, затем бурым. Во влажном состоянии чувствителен к свету и O_2 воздуха. Из раствора, содержащего иодоводород, кристаллизуется $H[PbI_3] \cdot 5H_2O$. Плохо растворяется в воде, разбавленных кислотах. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Получение см. 258⁵, 264⁸, 266⁸, 270³.

$$M_r = 367, 14; \quad d = 6, 16; \quad t_{пл} = 402^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0, 076^{(25)}, 0, 3^{(80)}.$$

1. $PbI_2 \xrightarrow{\tau} Pb + I_2$ (на свету).
2. $4PbI_2 + 5H_2SO_4(\text{конц.}, \text{гор.}) = 4PbSO_4\downarrow + 4I_2\downarrow + H_2S\uparrow + 4H_2O,$
 $3PbI_2 + 8HNO_3(30\%-\text{я}) = 3Pb(NO_3)_2 + 3I_2\downarrow + 2NO\uparrow + 4H_2O$ (кип.).
3. $PbI_2 + 4NaOH(\text{конц.}) = Na_2[Pb(OH)_4] + 2NaI.$
4. $2PbI_2(\text{влажн.}) + O_2 \xrightarrow{\tau} 2PbO + 2I_2$ (на свету).
5. $PbI_2 + Na_2S = PbS\downarrow + 2NaI.$
6. $PbI_2 + MI(\text{конц.}) = M[PbI_3]_{(p)}$ (M = H, Na, K; примесь $M_2[PbI_4]$),
 $M[PbI_3]_{(p)} = MI + PbI_2\downarrow$ (разбавление водой).

269. PbS — СУЛЬФИД СВИНЦА(II)

Черный с коричневым или серым оттенком, кристаллический или аморфный. При нагревании частично возгоняется, плавится без разложения. Имеет область гомогенности PbS_{1+x} ($0 < x \leq 0,0005$; галенит). Не растворяется в воде. Не реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Реагирует с кислотами, кислородом, пероксидом водорода. Восстанавливается водородом. Получение см. 258⁷, 263⁷.

$$M_r = 239, 27; \quad d = 7, 1(\text{аморфн.}), 7, 58; \quad t_{пл} = 1077^\circ \text{ C}; \quad p_{PP}^{25} = 28, 06.$$

1. $PbS + 4HCl(\text{конц.}) = H_2[PbCl_4] + H_2S\uparrow.$
2. $PbS + 2H_2SO_4(\text{конц.}) = Pb(HSO_4)_2 + H_2S\uparrow$ (комн.),
 $PbS + 4H_2SO_4(\text{конц.}) = PbSO_4\downarrow + 4SO_2\uparrow + 4H_2O$ (кип.).
3. $3PbS + 8HNO_3(\text{разб.}) = 3PbSO_4\downarrow + 8NO\uparrow + 4H_2O$ (кип.).
4. $PbS + 2O_2 \xrightarrow{\tau} PbSO_4$ (300–400° C),
 $2PbS + 3O_2 = 2PbO + 2SO_2^*$ (1200° C).
5. $3PbS + 4O_3 = 3PbSO_4$ (комн.).
6. $PbS + 4H_2O_2 = PbSO_4 + 4H_2O$ (комн.).
7. $PbS + 2PbO = 3Pb + SO_2$ (800–900° C).
8. $PbS + H_2 = Pb + H_2S$ (400–600° C).

270. $K[PbI_3]$ — ТРИИДОПЛЮМБАТ(II) КАЛИЯ

Светло-желтый (почти белый). Устойчив в разбавленном растворе в присутствии избытка иодид-ионов, в чистой воде быстро разлагается. Не реагирует с гидратом аммиака. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Получение см. 264⁸, 268⁶.

$$M_r = 627, 01; \quad d = 4, 21; \quad t_{пл} = 349^\circ \text{ C (разл.);}$$

*Здесь в книге опечатка.

- $\text{K}[\text{PbI}_3] \xrightarrow{\tau} \text{KI} + \text{Pb} + \text{I}_2$ (выше 349° С).
- $\text{K}[\text{PbI}_3] \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{K}[\text{PbI}_3] + 2\text{H}_2\text{O}$ (30–97° С, вак.).
- $\text{K}[\text{PbI}_3] + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + [\text{PbI}_3]^-$ (в разб. KI),
 $\text{K}[\text{PbI}_3]_{(p)} = \text{KI} + \text{PbI}_2\downarrow$ (разбавление водой),
 $\text{K}[\text{PbI}_3]_{(p)} + \text{KI}(\text{конц.}) \rightleftharpoons \text{K}_2[\text{PbI}_4]_{(p)}$.
- $8\text{K}[\text{PbI}_3] + 15\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = 8\text{PbSO}_4\downarrow + 12\text{I}_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 12\text{H}_2\text{O} + 4\text{K}_2\text{SO}_4$.
- $2\text{K}[\text{PbI}_3] + 8\text{HNO}_3(30\%-я) = 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$ (кип.).
- $\text{K}[\text{PbI}_3] + 4\text{KOH}(\text{конц.}) = \text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + 3\text{KI}$.
- $\text{K}[\text{PbI}_3] + \text{K}_2\text{S} = \text{PbS}\downarrow + 3\text{KI}$.

271. $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ – ГЕКСАГИДРОКСОПЛЮМБАТ(IV) НАТРИЯ

Белый, гигроскопичный, при умеренном нагревании разлагается. Устойчив в растворе в присутствии избытка гидроксид-ионов, разлагается при разбавлении и при стоянии. Реагирует с кислотами. Окислитель. Получение см. 259¹², 260⁵, 261⁵.

$$M_r = 355, 22;$$

$$d = 3, 975;$$

- $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6] = \text{Na}_2\text{PbO}_3(\text{желт.}) + 3\text{H}_2\text{O}$ (300° С, вак.),
 $2\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6] = 2\text{PbO} + \text{O}_2 + 4\text{NaOH} + 4\text{H}_2\text{O}$ ($\approx 700^\circ \text{C}$).
- $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]_{(p)} = 2\text{NaOH} + \text{PbO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (разбавление водой),
 $2\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]_{(p)} \xrightarrow{\tau} 2\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6] + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NaCl} + \text{PbO}_2\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6] + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{PbCl}_2\downarrow + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{NaCl} + 6\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
- $3\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6] + 2\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] = 3\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + 2\text{Na}_2\text{CrO}_4 + 2\text{NaOH} + 8\text{H}_2\text{O}$.
- $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6] + 2\text{Pb}(\text{OH})_2 = (\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4\downarrow + 2\text{NaOH} + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип.).

ЭЛЕМЕНТЫ VA-ГРУППЫ

АЗОТ

272. N_2 — ДИАЗОТ

Неметалл. Бесцветный газ, конденсируется в бесцветную жидкость (в отличие от жидкого кислорода), кипит при более низкой температуре, чем жидкий кислород. В твердом состоянии белый. Составная часть воздуха, содержание N_2 равно 78,09% (об.) или 75,51% (масс.) [$M_r(\text{воздух}) = 28,966$; $\rho(\text{воздух}) = 1,293$ г/л (н.у.)]. Плохо растворяется в воде (хуже, чем кислород), хорошо растворяется в жидком диоксиде серы. В обычных условиях химически пассивный; не реагирует с кислотами, щелочами, гидратом аммиака, галогенами, серой. В незначительной степени реагирует с H_2 и O_2 при

действии электрического разряда. В присутствии влаги реагирует с литием при комнатной температуре. При нагревании реагирует с Mg, Ca, Al и другими металлами. В особых условиях образуется одноатомный азот, который обладает высокой химической активностью, при комнатной температуре реагирует с водородом, кислородом, серой, фосфором, мышьяком, ртутью и др. Природный азот состоит из изотопа ^{14}N (с примесью ^{15}N). Получение в промышленности — фракционная дистилляция жидкого воздуха при глубоком охлаждении, в лаборатории — см. 179⁶, 283⁸, 294¹, 304¹¹, 305¹, ³, 762¹.

$$M_r = 28,014; \quad d_{(г)} = 0,8792; \quad d_{(ж)} = 0,808^{(-196)};$$

$$\rho = 1,25056 \text{ г/л (н. у.);} \quad t_{пл} = -210,0^\circ \text{ C;} \quad t_{кип} = -195,802^\circ \text{ C;} \\ \nu_s = 2,35^{(0)}, 1,54^{(20)}, 0,96^{(60)}.$$

1. $\text{N}_2 \rightleftharpoons 2\text{N}^0$ (вак., электрич. разряд).
2. $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ (комн., электрич. разряд; почти не идет),
 $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ (500° C, *p*, кат. Fe, Pt).
3. $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_2(г)^*$ (1000° C).
 диимин
4. $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$ (комн., электрич. разряд, почти не идет),
 $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ (2000° C, кат. Pt/MnO₂).
5. $2\text{N}_{2(ж)} + 3\text{O}_{2(ж)} = \text{N}_2\text{O}_3\downarrow$ (электрич. разряд).
6. $\text{N}_2 + 3\text{F}_2 = 2\text{NF}_3$ (электрич. разряд).
7. $\text{N}_2 + 2\text{C(графит)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{N}_2$ (электрич. разряд).
8. $\text{N}_2(\text{влажн.}) + 6\text{Li} = 2\text{Li}_3\text{N}$ (комн.),
 $\text{N}_2 + 6\text{Na} = 2\text{Na}_3\text{N}$ (100° C, электрич. разряд).
9. $\text{N}_2 + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{N}_2$ (на воздухе, 780–800° C).
10. $\text{N}_2 + 2\text{Al(порошок)} = 2\text{AlN}$ (800–1200° C).
11. $\text{N}_2 + 3\text{LiH} = \text{Li}_3\text{N} + \text{NH}_3$ (500–600° C).
12. $\text{N}_2 + \text{CaC}_2 = \text{Ca(CN)}_2$ (300–350° C),
 $\text{N}_2 + \text{CaC}_2 = \text{CaCN}_2 + \text{C(графит)}$ (1100–1150° C).
13. $\text{N}_2 + 5\text{HCl(конц.)} + 4[\text{Cr(H}_2\text{O)}_4\text{Cl}_2] = \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 4[\text{Cr(H}_2\text{O)}_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$,
 $2\text{N}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{VSO}_4 = (\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{SO}_4 + 4(\text{VO})\text{SO}_4$ (кип.).
14. $\text{N}_2 + 8\text{HCl(конц.)} + 6[\text{Ti(H}_2\text{O)}_6]\text{Cl}_3 = 2\text{NH}_4\text{Cl} + 6[\text{Ti(H}_2\text{O)}_2\text{Cl}_4] + 24\text{H}_2\text{O}$.

273. NH₃ — АММИАК

Бесцветный газ, при комнатной температуре под избыточным давлением сжимается; жидкий аммиак — бесцветный, твердый аммиак — белый. Хорошо растворяется в воде; образует гидрат NH₃·H₂O, раствор имеет слабощелочную среду. Разбавленные растворы аммиака (3–10%-й NH₃) называют нашатырным спиртом, концентрированные растворы (18,5–25%-й NH₃) — аммиачной водой. Весьма реакционноспособен, склонен к реакциям присоединения. Сгорает в кислороде, реагирует с кислотами, металлами, галогенами, оксидами и

*Здесь в книге опечатка.

галогенидами. Качественная реакция — почернение бумажки, смоченной раствором $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ (образование ртути). Осушают аммиак оксидом кальция. Жидкий аммиак — основной протонный растворитель; Хорошо растворяет серу, галогениды (кроме фторидов) и нитраты щелочных металлов, галогениды аммония, перманганат калия; плохо растворяет неорганические фториды, сульфаты, карбонаты. Получение см. 31³, 272², 275², 283⁴.

$$M_r = 17,03; \quad d_{(\text{ж})} = 0,6814^{(-35)}; \quad \rho = 0,7708 \text{ г/л (н. у.)};$$

$$t_{\text{пл}} = -77,75^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = -33,4^\circ \text{ C}; \quad k_s = 87,5^{(0)}, 52,6^{(20)}, 15,4^{(80)}.$$

1. $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2$ (комн., УФ-облучение),
 $2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{N}_2 + 3\text{H}_2^*$ (1200–1300).
2. $\text{NH}_{3(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(\text{p})} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$.
3. $\text{NH}_3 + \text{HCl}_{(\text{r})} = \text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{т})}$.
4. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4$, $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
5. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} = \text{NH}_4\text{HS}$ (0° C, в эфире),
 $2\text{NH}_{3(\text{ж})} + \text{H}_2\text{S} = (\text{NH}_4)_2\text{S}$ (-40° C).
6. $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (сгорание).
7. Промышленный способ получения азотной кислоты:
 а) $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 = 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$ (800° C, кат. Pt/Rh),
 б) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ (комн.),
 в) $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{разб. HNO}_3, \text{гор.}) = 4\text{HNO}_3(\text{конц.})$.
8. $2\text{NH}_3 + 4\text{O}_3 \xrightarrow{\tau} \text{NH}_4\text{NO}_3 + 4\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
9. $4\text{NH}_3 + 3\text{F}_2 = \text{NF}_3 + 3\text{NH}_4\text{F}$ (130–140° C, в атмосфере N_2).
10. $2\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 = \text{NH}_2\text{Cl} + \text{NH}_4\text{Cl}$ (комн., в атмосфере N_2),
 $8\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 = \text{N}_2 + 6\text{NH}_4\text{Cl}$ (сгорание).
11. $3\text{NH}_{3(\text{ж})} + \text{S} \rightleftharpoons [\text{S}(\text{NH}_3)_3]^0$ (-40° C, примесь S_4N_4),
 $16\text{NH}_3 + 4\text{S} + 6\text{Cl}_2 = \text{S}_4\text{N}_4 + 12\text{NH}_4\text{Cl}$ (30–50° C, в жидк. CCl_4).
12. $4\text{NH}_3 + 3\text{OF}_2 = 3\text{H}_2\text{O} + 6\text{HF} + 2\text{N}_2$ (200° C).
13. $\text{NH}_{3(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{NH}_4\text{HCO}_3$ (комн., p).
14. $2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 = \text{NH}_4(\text{NH}_2\text{COO})$ (комн.),
 $2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 = \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ (180–500° C, p).
15. $2\text{NH}_3 + \text{C}(\text{кокс}) + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaCN} + 3\text{H}_2\text{O}$ (800–900° C).
16. $\text{NH}_3 + \text{CO} = \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$ (500–800° C, кат. $\text{Al}_2\text{O}_3/\text{ThO}_2$).
17. $2\text{NH}_3 + (\text{CN})\text{Cl} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{CN}_2$ (в эфире).
18. $2\text{NH}_3 + 2\text{Li} = 2\text{LiNH}_2 + \text{H}_2$ (220° C),
 $\text{NH}_3 + 2\text{Li} = \text{Li}_2\text{NH} + \text{H}_2$ (400° C).
19. $2\text{NH}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2 + \text{H}_2$ (350° C).
20. $2\text{NH}_3 + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{N}_2 + 3\text{H}_2$ (600–850° C).
21. $2\text{NH}_3 + 2\text{Al} = 2\text{AlN} + 3\text{H}_2$ (выше 600° C).

*Здесь в книге опечатка.

22. $2\text{NH}_3 + 6\text{MnO}_2 = 3\text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ (500–600° С),
 $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} = 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ (500–550° С).
 23. $4\text{NH}_3(\text{ж}) + \text{Na} = [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^0$ (син.) [–40° С],
 $[\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^0 + n\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3$.
 24. $2\text{NH}_3(\text{ж}) + 2\text{Na} = 2\text{NaNH}_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (–40° С, кат. Fe).
 25. $4\text{NH}_3(\text{ж}) + 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Mg} = [\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ (–40° С).
 26. $2\text{NH}_3(\text{ж}) + \text{Ca} = \text{Ca}(\text{NH}_2)_2\downarrow + \text{H}_2\uparrow$ (–40° С, кат. Fe),
 $6\text{NH}_3(\text{г}) + \text{Ca} = [\text{Ca}(\text{NH}_3)_6(e^-)_{2(\tau)}]^*$ (желт.) [комн.].
 27. $8\text{NH}_3(\text{ж}) + \text{CaI}_2 = [\text{Ca}(\text{NH}_3)_8]\text{I}_2\downarrow$ (–40° С),
 $12\text{NH}_3(\text{ж}) + \text{AuCl} = \text{AuCl} \cdot 12\text{NH}_3\downarrow$ (–40° С).
 28. $6\text{NH}_3(\text{г}) + \text{CuCl}_2 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$ (0° С, в этилацетате).
 29. $4\text{NH}_3(\text{г}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 = (\text{Hg}_2\text{N})\text{NO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}\downarrow + 2\text{Hg}\downarrow + 3\text{NH}_4\text{NO}_3$.
 30. $6\text{NH}_3(\text{ж}) + \text{KE} \rightleftharpoons [\text{K}(\text{NH}_3)_6]^+ + \text{E}^-$ (E = Cl, Br, I).
 31. $\text{NH}_3(\text{ж}) + \text{HClO}_4 \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{ClO}_4^-$, $\text{NH}_3(\text{ж}) + \text{HCN} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{CN}^-$.
 32. $2\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{NH}_2^-$; $pK_s^{-33} = 21, 0$.

274. ND₃ — ТРИДЕЙТЕРИОАММИАК

Бесцветный газ/ Хорошо растворяется в обычной и тяжелой воде. По химическим свойствам аналогичен NH₃. Получение см. 6¹⁴.

$$M_r = 20, 05; \quad t_{\text{пл}} = -74, 36^\circ \text{ С}; \quad t_{\text{кип}} = -31, 04^\circ \text{ С}.$$

275. NH₃ · H₂O — ГИДРАТ АММИАКА

Ранее неверно назывался гидроксидом аммония NH₄OH (такое ионное соединение не существует). Белый, кристаллическая решетка — молекулярная. Известны также твердые гидраты 2NH₃ · H₂O ($M_r = 52, 08$; $t_{\text{пл}} = -78, 2^\circ \text{ С}$) и NH₃ · 2H₂O ($M_r = 53, 06$; $t_{\text{пл}} = -97^\circ \text{ С}$). Присутствует в бесцветном растворе аммиака, представляет собой межмолекулярное соединение с водородными связями N ··· H—O. Разбавленные растворы (3–10%-й NH₃, $d = 0, 982 \div 0, 958$) называют нашатырным спиртом (используются в медицине), концентрированные растворы (18,5–25%-й NH₃, $d = 0, 93 \div 0, 91$) — аммиачной водой (выпускаются промышленностью). Термически неустойчивый, при кипячении раствора выделяется аммиак. Реакционноспособный, проявляет восстановительные свойства. Слабое основание в растворе, нейтрализуется кислотами, Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Качественная реакция в растворе — образование бурого (коричневого) осадка с K₂[HgI₄] (следы NH₃ · H₂O дают желтое окрашивание раствора). Получение см. 273², 289¹⁰.

$$M_r = 35, 05; \quad t_{\text{пл}} = -77^\circ \text{ С}.$$

1. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; $pK_o = 4, 76$.

*В книге опечатка. Что должно быть — мне не ясно.

2. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) = \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип. или добавление NaOH).
3. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HE}(\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{E} + \text{H}_2\text{O}$ (E = F, Cl, Br, I),
 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2\text{HF}(\text{конц.}) = \text{NH}_4(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$,
 $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб., гор.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{конц.}) = \text{NH}_4(\text{H}_2\text{PO}_4) + \text{H}_2\text{O}$,
 $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{разб.}] + \text{H}_3\text{PO}_4(\text{разб.}) = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) + \text{EO}_2 = \text{NH}_4\text{HEO}_3$ (E = C, S),
 $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] + \text{EO}_2 = (\text{NH}_4)_2\text{EO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
8. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) = \text{NH}_4\text{HS} + \text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOH}(\text{конц.}) = \text{NH}_4(\text{CH}_3\text{COO}) + \text{H}_2\text{O}$.
10. $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 4\text{S} = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3\text{S} + 2\text{NH}_4\text{HS} + \text{H}_2\text{O}$.
11. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + \text{CO} = \text{NH}_4(\text{HCOO})$.
12. $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{CS}_2 = \text{NH}_4\text{NCS} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (110° C, p).
13. $3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] + \text{AlCl}_3 = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$,
 $3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., гор.}] + \text{AlCl}_3 = \text{AlO}(\text{OH})\downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$.
14. $6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + (n - 3)\text{H}_2\text{O} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.
15. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NaClO}(\text{разб.}) = \text{NH}_2\text{Cl}\uparrow + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ (до 25° C, вак.),
 $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{NaClO}(\text{конц.}) = \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
16. $8(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] + 3\text{Br}_2 = \text{N}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O} + 6\text{NH}_4\text{Br}$ (40–50° C).
17. $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnO}_2\downarrow + \text{N}_2\uparrow + 2\text{KOH} + 4\text{H}_2\text{O}$,
 $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\tau) = 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow + \text{N}_2\uparrow + 2\text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
18. $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] + \text{AgCl}(\tau) = [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] + \text{CuSO}_4 = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$.
19. $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] + \text{Ba}[\text{PtCl}_4] = [\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2 + \text{BaCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$,
 $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] + \text{Ba}[\text{PtCl}_6] = \text{цис-}[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4] + \text{BaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
20. $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 2\text{K}_2[\text{HgI}_4] = (\text{Hg}_2\text{N})\text{I} \cdot \text{H}_2\text{O}\downarrow + 4\text{KI} + 3\text{NH}_4\text{I} + 3\text{H}_2\text{O}$.

276. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — КАРБОНАТ АММОНИЯ

Белый, при хранении разлагается уже при комнатной температуре, в растворе более устойчив к нагреванию. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону), образует сильнощелочной раствор. Кристаллогидратов не имеет. Разлагается горячей водой, кислотами, концентрированными щелочами. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см. 275⁷, 277⁶.

$$M_r = 96,09;$$

$$k_s = 100^{(15)}.$$

1. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\tau} \text{NH}_4(\text{NH}_2\text{COO}) + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\tau} \text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{NH}_3$ (30° C),
 $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_3$ (58° C).

2. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{разб.}) = 2\text{NH}_4^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 3,67$.
3. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) = 2\text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (выше 70°C).
4. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{NH}_4\text{HCO}_3$ (комн.).
6. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$.
7. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2\downarrow = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
8. $3(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{V}_2\text{O}_5 \xrightarrow{\tau} \text{V}_2\text{CO}_3(\text{OH})_4\downarrow + 6\text{NH}_3\uparrow + 2\text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
9. $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3(\text{конц.}) + \text{BeCO}_3 = (\text{NH}_4)_2[\text{Be}(\text{CO}_3)_2]$.

277. NH_4HCO_3 — ГИДРОКАРБОНАТ АММОНИЯ

Белый, термически неустойчивый (особенно во влажном состоянии), разлагается полностью при слабом нагревании. Хорошо растворяется в холодной воде (слабый гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается горячей водой, кислотами, щелочами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 273¹³, 276^{1, 5}.

$$M_r = 79,06; \quad d = 1,58; \quad t_{\text{пл}} = 106^\circ \text{C} (p); \quad k_s = 21,7^{(20)}.$$

1. $\text{NH}_4\text{HCO}_3 = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (36–70° C).
2. $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{HCO}_3^-$,
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7,63$.
3. $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{насыщ.}) = \text{NH}_3\uparrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (50–60° C).
4. $\text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{NH}_4\text{HCO}_3 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{конц.}) + \text{NH}_3(\text{г}) = (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (20° C, p).
7. $\text{NH}_4\text{HCO}_3(\text{насыщ.}) + \text{NaCl}(\text{насыщ.}) = \text{NaHCO}_3\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$,
 $\text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{BaCl}_2 = \text{BaCO}_3\downarrow + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{HCl}\uparrow$.

278. NH_4NO_3 — НИТРАТ АММОНИЯ

Аммонийная селитра. Белый, гигроскопичный, термически неустойчивый (примесь NH_4Cl понижает температуру разложения, примеси NH_4F и NH_4Br — повышают). Хорошо растворяется в воде с высоким *эндо*-эффектом (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными щелочами. Слабый окислитель и восстановитель. Получение см. 275⁵, 305⁶.

$$M_r = 80,03; \quad d = 1,72; \quad t_{\text{пл}} = 169,6^\circ \text{C}; \quad k_s = 192,0^{(20)}, 580,0^{(80)}.$$

1. $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$ (190–245° C),
 $2\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ (250–300° C),
 $2\text{NH}_4\text{NO}_3 = 2\text{N}_2 + \text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (выше 300° C).
2. $\text{NH}_4\text{NO}_3(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^-$,
 $\text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 9,24$.

3. $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{NaNO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{NH}_4\text{NO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{NH}_4\text{NO}_3 + 8\text{H}^0(\text{Al, конц. NaOH}) = 2\text{NH}_3\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $6\text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{MnO}_2 \xrightarrow{\tau} 3\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2 + 4\text{NH}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ (до 175° С).

279. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — СУЛЬФАТ АММОНИЯ

Месканьит. Белый, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Окисляется перманганатом калия. Получение см. 273⁴, 275⁴, 280³.

$$M_r = 132, 14; \quad d = 1, 769; \quad k_s = 75, 4^{(20)}, 94, 1^{(80)}.$$

1. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{NH}_3$ (235–357° С).
2. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (рН < 7, см. 278²).
3. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 2\text{NH}_4\text{HSO}_4$.
4. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NH}_3\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$.
6. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{MnO}_2\downarrow + \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип., в разб. NaOH),
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = \text{N}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ (250–350° С).
7. $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод.}) +$
 $+ (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)[\text{анод}]$ (0–10° С).

280. NH_4HSO_4 — ГИДРОСУЛЬФАТ АММОНИЯ

Белый, плавится и кипит без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Термически устойчивее, чем $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Хорошо растворяется в воде, создает кислотную среду за счет полного протолиза иона HSO_4^- и обратимого гидролиза по катиону. Кристаллогидратов не образует. Нейтрализуется гидратом аммиака. Получение см. 273⁴, 275⁴, 279³, 421⁴.

$$M_r = 115, 11; \quad d = 1, 78; \quad t_{\text{пл}} = 251^\circ \text{ С};$$

$$t_{\text{кип}} = 490^\circ \text{ С}; \quad k_s = 100^{(18-25)}.$$

1. $\text{NH}_4\text{HSO}_4 = \text{NH}_3 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (выше 500° С, примеси SO_2 , O_2),
 $2\text{NH}_4\text{HSO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (370–420° С, вак.).
2. $\text{NH}_4\text{HSO}_4(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{HSO}_4^-$, $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$,
 $\text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 9, 24$.
3. $\text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{NH}_4\text{HSO}_4(\text{насыщ.}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод.}) + (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)[\text{анод}]$
(0–10° С)

281. NH_4F — ФТОРИД АММОНИЯ

Белый, гигроскопичный, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, щелочами. Получение см. 275³.

$$M_r = 37,04; \quad d = 1,009; \quad k_s = 82,6^{(20)}, 117,6^{(80)}.$$

1. $2\text{NH}_4\text{F} = \text{NH}_3 + \text{NH}_4(\text{HF}_2)$ [выше 168° С].
2. $\text{NH}_4\text{F}(\text{разб.}) = \text{NH}_4 + \text{F}^-$ (рН < 7, см. 278²).
3. $\text{NH}_4\text{F} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{HF}\uparrow$.
4. $\text{NH}_4\text{F} + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{NH}_3\uparrow + \text{NaF} + \text{H}_2\text{O}$ (кип.),
 $2\text{NH}_4\text{F} + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{CaF}_2\downarrow$.
5. $\text{NH}_4\text{F} + \text{HF}(\text{конц.}) = \text{NH}_4(\text{HF}_2)$.

282. $\text{NH}_4(\text{HF}_2)$ — ГИДРОДИФТОРИД АММОНИЯ

Белый, гигроскопичный, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, создает кислотную среду за счет протолиза HF. Кристаллогидратов не образует. Реагирует с концентрированными кислотами, нейтрализуется щелочами. Не реагирует с гидратом аммиака. Получение см. 275³, 281¹, 5.

$$M_r = 57,04; \quad d = 1,50; \quad t_{\text{пл}} = 126,2^\circ \text{C}; \quad k_s = 60,15^{(20)}, 292,7^{(80)}.$$

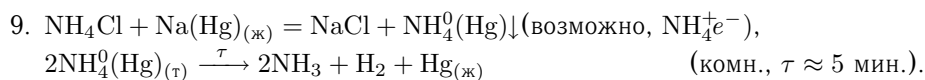
1. $\text{NH}_4(\text{HF}_2) = \text{NH}_3 + 2\text{HF}$ (выше 238° С).
2. $\text{NH}_4(\text{HF}_2)(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{HF}_2^-$,
 $\text{HF}_2^- \rightleftharpoons \text{HF} + \text{F}^-$; $pK_c = 0,6$,
 $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_k = 3,18$.
3. $\text{NH}_4(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NH}_4\text{HSO}_4 + 2\text{HF}\uparrow$.
4. $\text{NH}_4(\text{HF}_2) + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{NH}_3\uparrow + 2\text{NaF} + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.),
 $\text{NH}_4(\text{HF}_2) + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{насыщ.}) = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2 + \text{CaF}_2\downarrow$.

283. NH_4Cl — ХЛОРИД АММОНИЯ

Белый, летучий, термически малоустойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированной серной кислотой и щелочами, реагирует с хлором, типичными металлами, оксидами и нитратами металлов. Получение см. 273³, 275³, 290¹¹.

$$M_r = 53,49; \quad d = 1,527; \quad t_{\text{пл}} = 400^\circ \text{C} (p); \quad k_s = 37,2^{(20)}, 65,6^{(80)}.$$

1. $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl}$ (выше 337,8° С).
2. $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$ (рН < 7, см. 278²).
3. $2\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.).
4. $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}(\text{насыщ., гор.}) = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{т})} + \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{т}) = 2\text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (200° С).
5. $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{насыщ.}) + 3\text{Cl}_2 = \text{Cl}_3\text{N}\uparrow + 4\text{HCl}$ (60–70° С).
6. $2\text{NH}_4\text{Cl}(\text{конц., гор.}) + \text{Mg} = \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow + 2\text{NH}_3\uparrow$.
7. $2\text{NH}_4\text{Cl} + 4\text{CuO} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{CuCl}_2 + 3\text{Cu}$ (300° С),
 $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{FeO} = \text{FeCl}_2 + 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (500–700° С).
8. $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{насыщ.}) + \text{KNO}_2(\text{насыщ.}) = \text{N}_2\uparrow + \text{KCl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).



284. NH_4Br — БРОМИД АММОНИЯ

Белый, при нагревании сублимируется и разлагается. Устойчив на свету и на воздухе (при полном отсутствии примесей). Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. Реагирует с концентрированной серной кислотой, щелочами, магнием, нитритами щелочных металлов. Слабый восстановитель. Получение см. 275³, 16.

$$M_r = 97, 94; \quad d = 2, 429; \quad k_s = 74, 2^{(20)}, 119, 3^{(80)}.$$

- $\text{NH}_4\text{Br} = \text{NH}_3 + \text{HBr}$ (выше 194° С).
- $\text{NH}_4\text{Br}(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{Br}^-$ (рН < 7, см. 278²).
- $2\text{NH}_4\text{Br}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(30\text{-}\% \text{-я, гор.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}\uparrow,$
 $2\text{NH}_4\text{Br}_{(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(> 50\% \text{-я, гор.}) = 2\text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}.$
- $\text{NH}_4\text{Br} + \text{NaOH}(\text{насыщ., гор.}) = \text{NaBr} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{NH}_4\text{Br}_{(\text{т})} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})} = 2\text{NH}_3 + \text{CaBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (200^\circ \text{ С}).$
- $2\text{NH}_4\text{Br}(\text{конц., гор.}) + \text{Mg} = \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\uparrow + 2\text{NH}_3\uparrow.$
- $\text{NH}_4\text{Br}(\text{насыщ.}) + \text{KNO}_2(\text{насыщ.}) = \text{N}_2\uparrow + \text{KBr} + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип.}).$

285. NH_4I — ИОДИД АММОНИЯ

Белый, гигроскопичный, летучий, термически малоустойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. При хранении твердый NH_4I и его водный раствор желтеют вследствие разложения. Разлагается концентрированными кислотами-окислителями и щелочами, реагирует с иодом, типичными окислителями. Получение см. 275³, 276¹⁰.

$$M_r = 144, 94; \quad d = 2, 514; \quad k_s = 172, 3^{(20)}, 228, 8^{(80)}.$$

- $\text{NH}_4\text{I} = \text{NH}_3 + \text{HI}$ (выше 404,7° С).
- $\text{NH}_4\text{I}(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{I}^-$ (рН < 7, см. 278²).
- $8\text{NH}_4\text{I}_{(\text{т})} + 9\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{NH}_4\text{HSO}_4 \quad (30\text{--}50^\circ \text{ С}),$
 $2\text{NH}_4\text{I}_{(\text{т})} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 \quad (\text{кип.}).$
- $\text{NH}_4\text{I} + \text{NaOH}(\text{насыщ., гор.}) = \text{NaI} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$
- $5\text{NH}_4\text{I} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{I}_2\downarrow + \text{NH}_4[\text{I}(\text{I}_2)] \quad (\text{комн., на свету}).$
- $\text{NH}_4\text{I}_{(\text{р})} + \text{I}_{2(\text{т})} = \text{NH}_4[\text{I}(\text{I}_2)]_{(\text{р})}.$
- $10\text{NH}_4\text{I} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{I}_2\downarrow + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 5(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4.$

286. NH_4HS — ГИДРОСУЛЬФИД АММОНИЯ

Белый, плавится только под избыточным давлением. Весьма летучий, термически неустойчивый. На воздухе окисляется. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону), раствор желтеет на воздухе. Разлагается кислотами,

присоединяет серу. Щелочами не нейтрализуется [средняя соль $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ не существует в растворе]. Получение см. 273⁵, 275⁸, 10.

$$M_r = 51, 11; \quad d = 1, 17; \quad t_{\text{пл}} = 120^\circ \text{ C } (p).$$

1. $\text{NH}_4\text{HS} = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S}$ (выше 20° C).
2. $\text{NH}_4\text{HS}(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{HS}^-$,
 $\text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7, 02$.
3. $\text{NH}_4\text{HS} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$.
4. $\text{NH}_4\text{HS} + 3\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{NH}_4\text{HS}_{(p)} \xrightarrow[-\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]{\text{O}_2(\text{воздух}), \tau} \text{S}(\text{коллоид}), (\text{NH}_4)_2(\text{S}_n), (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3\text{S}$.
6. $\text{NH}_4\text{HS}(\text{насыщ.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) + (n-1)\text{S} = (\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) + \text{H}_2\text{O}$
(до 10° C).
7. $2\text{NH}_4\text{HS}(\text{гор.}) + 4\text{NH}_4\text{HSO}_3(\text{гор.}) = 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$.
8. $2\text{NH}_4\text{HS}(\text{насыщ. H}_2\text{S}) + 2\text{CuSO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{CuS}\downarrow$,
 $\text{NH}_4\text{HS} + 7(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 2\text{CuSO}_4 = \text{CuS}\downarrow + [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2 + 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$.
9. $3\text{NH}_4\text{HS} + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{As}_2\text{S}_3 = 2(\text{NH}_4)_3[\text{AsS}_3] + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $3\text{NH}_4\text{HS} + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{As}_2\text{S}_5 = 2(\text{NH}_4)_3[\text{AsS}_4] + 3\text{H}_2\text{O}$.

287. $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n)$ — ПОЛИСУЛЬФИДЫ(2-) АММОНИЯ

Смесь $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n)$ [$n = 4, 5, 9$ и др.] окрашена в оранжево-желтый цвет, $M_r \approx 95^\circ \text{ C}(p)$, при умеренном нагревании разлагается. В растворе смесь $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n)$ имеет окраску от желтой до красной. На воздухе раствор мутнеет. Хорошо растворяется в разбавленном растворе аммиака, плохо — в концентрированном растворе (при комнатной температуре сохраняется под ним длительное время без разложения). Разлагается кислотами. Обладает окислительным действием. Получение см. 286⁵, 6.

1. $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) = 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} + (n-1)\text{S}$ (выше 120° C).
2. $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n)[\text{разб.}] = 2\text{NH}_4^+ + \text{S}_n^{2-}$,
 $\text{S}_n^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}_n^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 7, 70$ ($n = 4$), $pK_0 = 8, 30$ ($n = 5$).
3. $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n-1)\text{S}\downarrow$.
4. $2(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) + \text{O}_2 = n\text{S}(\text{коллоид}) + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ [на свету],
 $2(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n)[\text{насыщ., гор.}] + 3\text{O}_2 = 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3\text{S} + (2n-4)\text{S}\downarrow$.
5. $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3\text{S} + \text{H}_2\text{S}\uparrow + (n-2)\text{S}\downarrow$ (комн.).
6. $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) + \text{SnS}_2 = (\text{NH}_4)_2[\text{SnS}_3] + (n-1)\text{S}\downarrow$,
 $3(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) + \text{As}_2\text{S}_3 = 2(\text{NH}_4)_2[\text{AsS}_4] + (3n-5)\text{S}\downarrow$.

288. N_2H_4 — ГИДРАЗИН

Диамин, диамид. Бесцветная жидкость; маслянистая, гигроскопичная. Имеет строение $\text{H}_2\text{N}-\text{NH}_2$. Разлагается при умеренном нагревании. Неограниченно смешивается с жидким аммиаком, водой. В растворе образует гидрат $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Реагирует с кислотами, O_2 воздуха, щелочными металлами.

Сильный восстановитель. Хорошо растворяет неорганические соли, например LiCl, CaCl₂, NaNO₃, NaClO₄, Mg(ClO₄)₂. Получение см. 273¹, 289¹, 290¹, 5.

$$M_r = 32,05; \quad d_{(т)} = 1,146; \quad d_{(ж)} = 1,012^{(15)};$$

$$t_{пл} = 1,4^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 113,5^\circ \text{ C}.$$

1. $3\text{N}_2\text{H}_4 = 4\text{NH}_3 + \text{N}_2$ (выше 350° C),
 $\text{N}_2\text{H}_4 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2$ (200–300° C, кат. Pt, Rh, Pd).
2. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{OH}^-$.
3. $2\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = (\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{SO}_4$, $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = (\text{N}_2\text{H}_6)\text{SO}_4$.
4. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{N}_2\text{H}_5\text{NO}_3$,
 $\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{N}_2\text{H}_6(\text{NO}_3)_2$ (примеси N₂, NH₃).
5. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{HNO}_2(\text{конц.}) = \text{HN}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{O}_2(\text{воздух}) = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (сгорание).
7. $3\text{N}_2\text{H}_4 + 6\text{OF}_2 = \text{N}_2 + 4\text{NF}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$ (250° C).
8. $\text{N}_2\text{H}_4 + 2(\text{NaClO} \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 2\text{NH}_4\text{Cl}\uparrow + 4(\text{NaOH} \cdot \text{H}_2\text{O}) + 4\text{H}_2\text{O}$
(до 25° C, вак.).
9. $\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{H}_2\text{O}_{2(ж)} = \text{N}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
10. $2\text{N}_2\text{H}_4 + 2\text{Na} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{Na}(\text{N}_2\text{H}_3)$ [гидразид натрия].
11. $2\text{N}_2\text{H}_{4(ж)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{N}_2\text{H}_3^-$; $pK_s^{(20)} = 24,70$.

289. N₂H₄ · H₂O — ГИДРАТ ГИДРАЗИНА

Бесцветная жидкость, гигроскопичная, чувствительная к O₂ воздуха. Неограниченно смешивается с водой (образуется слабощелочной раствор). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Сильный восстановитель, в щелочной среде реагирует медленно (реакции ускоряются ионами переходных металлов). Слабый окислитель. Получение см. 275¹⁵, 288².

$$M_r = 50,06; \quad d = 1,032^{(20)}; \quad t_{пл} = -51,7^\circ \text{ C} (p); \quad t_{кип} = 120,1^\circ \text{ C}.$$

1. $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (100–140° C, в присутствии NaOH, BaO).
2. $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{OH}^-$; $pK_o = 5,77$,
 $\text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_6^{2+} + \text{OH}^-$; $pK_o = 15,20$.
3. $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц.}) + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{N}_2\text{H}_6\text{Cl}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$.
4. $2(\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = (\text{N}_2\text{H}_5)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = (\text{N}_2\text{H}_6)\text{SO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (0° C).
5. $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HX}(\text{разб.}) = \text{N}_2\text{H}_5\text{X} + \text{H}_2\text{O}$ (X = N₃⁻, ClO₄⁻).
6. $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2(\text{воздух}) \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
7. $5(\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 4\text{KEO}_3 = 5\text{N}_2\uparrow + 2\text{E}_2 + 4\text{KOH} + 13\text{H}_2\text{O}$ (E = Br, I),
 $5(\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 2\text{E}_2 \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\uparrow + 5\text{H}_2\text{O} + 4\text{N}_2\text{H}_5\text{E}$ (E = Cl, Br, I).
8. $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}_2(\text{разб., гор.}) = \text{N}_2\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ (кат. Na₂MoO₄),
 $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 4\text{KOH}(\text{разб.}) + 2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2) \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\uparrow + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$.

9. $N_2H_4 \cdot H_2O + 4Cu(OH)_2 = 2Cu_2O \downarrow + N_2 \uparrow + 7H_2O$ (кип.),
 $3(N_2H_4 \cdot H_2O) + 4KMnO_4 \xrightarrow{\tau} 3N_2 \uparrow + 4MnO_2 \downarrow + 4KOH + 7H_2O$.
10. $N_2H_4 \cdot H_2O + H_2O + 2H^0(Zn, \text{ конц. } NaOH) = 2(NH_3 \cdot H_2O)$,
 $N_2H_4 \cdot H_2O + NaOH + 3H_2O + Na[Sn(OH)_3] = 2(NH_3 \cdot H_2O) + Na_2[Sn(OH)_6]$.

290. N_2H_5Cl — ХЛОРИД ГИДРАЗИНИЯ(1+)

Белый, низкоплавкий, термически неустойчивый. Чувствителен к O_2 воздуха. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз по катиону). Реагирует с концентрированной хлороводородной кислотой, щелочами. Сильный восстановитель, слабый окислитель. Получение см. 289³.

$$M_r = 68, 51; \quad t_{пл} = 89^\circ \text{ C}; \quad k_s = 179^{(25)}.$$

- $N_2H_5Cl = N_2H_4 + HCl$ ($\approx 350^\circ \text{ C}$).
- $N_2H_5Cl(\text{разб.}) = N_2H_5^+ + Cl^-$,
 $N_2H_5^+ + 2H_2O \rightleftharpoons N_2H_4 \cdot H_2O + H_3O^+$; $pK_K = 8, 23$.
- $N_2H_5Cl(\tau) + HCl(\text{конц.}) = N_2H_6Cl_2 \downarrow$ (комн.),
 $N_2H_6Cl_2 = N_2H_5Cl + HCl$ (выше 198° C).
- $N_2H_5Cl + NaOH(\text{конц.}) = N_2H_4 \cdot H_2O + NaCl$.
- $N_2H_5Cl + NH_3 = N_2H_4 + NH_4Cl$ ($150-190^\circ \text{ C}$).
- $N_2H_5Cl + 2O_2(\text{воздух}) \xrightarrow{\tau} N_2 + 2H_2O_2 + HCl$.
- $5N_2H_5Cl + 4KEO_3 = 5N_2 \uparrow + 4KCl + 12H_2O + HCl$ (E = Br, I),
 $N_2H_5Cl + 2E_2 \xrightarrow{\tau} N_2 \uparrow + 4HE + HCl$ (E = Cl, Br, I).
- $N_2H_5Cl + 3H_2O_2(\text{конц.}) = N_2O \uparrow + 5H_2O + HCl$ (кат. Na_2MoO_4).
- $N_2H_5Cl + 4FeCl_3 \xrightarrow{\tau} N_2 \uparrow + 4FeCl_2 + 5HCl$,
 $N_2H_5Cl + 4AgNO_3 = 4Ag \downarrow + N_2 + 4HNO_3 + HCl$.
- $5N_2H_5Cl + 7HCl(\text{разб.}) + 4KMnO_4 = 5N_2 \uparrow + 4MnCl_2 + 16H_2O + 5KCl$.
- $N_2H_5Cl + HCl(\text{разб.}) + 2H^0(Zn) = 2NH_4Cl$,
 $N_2H_5Cl + 4HCl(\text{конц.}) + H[SnCl_3] = 2NH_4Cl + H_2[SnCl_6]$.

291. NH_2OH — ГИДРОКСИЛАМИН

Белый, весьма гигроскопичный, летучий, перегоняется в вакууме. Термически неустойчив. Чувствителен к O_2 воздуха. При комплексообразовании иногда изомеризуется ($M-NH_2OH \rightarrow M-ONH_3$). Хорошо растворяется в воде, образует гидрат $NH_2OH \cdot H_2O$ (раствор слабощелочной). Частично разлагается в растворе (катализаторы — ионы переходных металлов, ингибитор SnO_2). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Сильный восстановитель, слабый окислитель. Жидкий NH_2OH хорошо растворяет KI, KCN, NaCl, $NaNO_3$, NaOH. Получение см. 292¹⁰.

$$M_r = 33, 03; \quad d = 1, 204; \quad t_{пл} = 32^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = 58^\circ \text{ C (вак.)};$$

- $3NH_2OH = NH_3 + N_2 + 3H_2O$ (выше 100° C).
- $NH_2OH + H_2O = NH_2OH \cdot H_2O \rightleftharpoons NH_3OH^+ + OH^-$; $pK_0 = 7, 97$.

3. $7\text{NH}_2\text{OH}(\text{конц.}) = 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{N}_2\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (кат. Pt).
4. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{HCl}(\text{конц.}) = (\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$,
 $\text{NH}_2\text{OH} + \text{HClO}_4(\text{разб.}) = (\text{NH}_3\text{OH})\text{ClO}_4$.
5. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., хол.}) = (\text{NH}_3\text{OH})\text{HSO}_4$,
 $2\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = (\text{NH}_3\text{OH})_2\text{SO}_4$.
6. $\text{NH}_2\text{OH}(\text{разб.}) + \text{HNO}_3(\text{разб.}) = (\text{NH}_3\text{OH})\text{NO}_3$,
 $4\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{HNO}_3(20\%\text{-я}) = 3\text{N}_2\text{O}\uparrow + 7\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{HNO}_2 = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{NH}_2\text{OH}(\text{конц.}) + \text{NaNO}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{S}(\text{разб.}) = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{S}\downarrow$.
9. $\text{NH}_2\text{OH} + \text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} \text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2$ (комн.).
10. $2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{NO} = \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{N}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
11. $2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{KOH}(\text{разб.}) + \text{I}_2 \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\uparrow + 2\text{KI} + 4\text{H}_2\text{O}$.
12. $\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}(\text{разб.}) + \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$.
13. $2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}_2\text{O}\downarrow + \text{N}_2\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
14. $\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
15. $2\text{NH}_2\text{OH}(\text{разб.}) + 2\text{FeO}(\text{OH}) = 2\text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
16. $4\text{NH}_2\text{OH} + \text{PtCl}_2 = [\text{Pt}(-\text{NH}_2\text{OH})_4]\text{Cl}_2$,
 $3\text{NH}_2\text{OH} + \text{LiClO}_4 = [\text{Li}(-\text{ONH}_3)_3]\text{ClO}_4$.

292. $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$ — ХЛОРИД ГИДРОКСИЛАМИНИЯ

Хлорид гидроксиламмония. Белый, термически неустойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Реагирует с концентрированными щелочами. Сильный восстановитель, слабый окислитель. Получение см. 291⁴, 296⁵.

$$M_r = 69, 49; \quad d = 1, 67; \quad t_{\text{пл}} = 159^\circ \text{C} (\text{разл.}); \quad k_s = 83^{(17)}, 194^{(100)}.$$

1. $4(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{HCl}$ (выше 159°C).
2. $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}(\text{разб.}) = \text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{Cl}^-$,
 $\text{NH}_3\text{OH}^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 6, 03$.
3. $2(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + 2\text{HNO}_3(20\%\text{-я}) = \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{HNO}_2 + 2\text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O}$.
4. $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$.
5. $2(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{HClO}(\text{насыщ.}) = \text{N}_2\uparrow + 3\text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O}$.
6. $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{SO}_4$.
7. $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + 2\text{HI}(\text{конц.}) = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$.
8. $2(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}(\text{разб.}) + 4\text{FeCl}_3 = \text{N}_2\text{O}\uparrow + 4\text{FeCl}_2 + 6\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$.
9. $3(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{Na}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_3\text{OH})_3\text{PO}_4\downarrow + 3\text{NaCl}$.
10. $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{Na}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = \text{NH}_2\text{OH} + \text{NaCl}\downarrow + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (0°C , в этаноле),
 $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + 3\text{Na}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) + \text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_3 = \text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_3 + \text{NaCl}\downarrow + 4\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ (кип.).

293. HN_3 — АЗИДОВОДОРОД

Азоимид. Бесцветная жидкость. Чрезвычайно взрывчатый. Перегоняется с эфиром. Азид-ион N_3^- — линейный. Неограниченно смешивается с водой, слабая кислота; раствор называется азидоводородной кислотой. Водные растворы с массовой долей до 20% взрывобезопасны. При хранении раствор постепенно разлагается. Нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака. Реагирует с концентрированной азотной кислотой. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Смесь концентрированных HN_3 и HCl по действию подобна «царской водке» (переводит в раствор золото и платину). Получение см. 288⁵, 294^{4, 14}, 302¹¹.

$$M_r = 43,03; \quad d = 1,13^{(20)}; \quad t_{\text{пл}} = -80^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = +35,7^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{HN}_3 = 3\text{N}_2 + \text{H}_2$ (выше 300° C).
2. $\text{HN}_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_{\text{к}} = 4,72$.
3. $2\text{HN}_3(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\uparrow + (\text{NH}_3\text{OH})\text{N}_3$ (комн.).
4. $\text{HN}_3(\text{конц.}) + 3\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{N}_2\uparrow + \text{Cl}_2\uparrow$ (кат. Pt).
5. $\text{HN}_3(\text{конц.}) + 3\text{HCl}(\text{конц.}) \rightleftharpoons 2\text{Cl}^0 + \text{N}_2\uparrow + \text{NH}_4\text{Cl}$,
 $3\text{HN}_3(\text{конц.}) + 11\text{HCl}(\text{конц.}) + 2\text{Au} = 2\text{H}[\text{AuCl}_4] + 2\text{NH}_4\text{Cl} + 3\text{N}_2\uparrow$,
 $2\text{HN}_3(\text{конц.}) + 8\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{Pt} = \text{H}_2[\text{PtCl}_6] + 2\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{N}_2\uparrow$.
6. $2\text{HN}_3 + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{N}_2\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 4\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{HN}_3(\text{конц.}) + \text{HNO}_2 = \text{N}_2\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
8. $\text{HN}_3 + \text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{NaN}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
9. $2\text{HN}_3 + \text{M}_2\text{CO}_3 = 2\text{MN}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ($\text{M} = \text{Li}^+, \text{Na}^+, \text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{NH}_4^+$).
10. $\text{HN}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(10\%-\text{й}) = \text{NH}_4\text{N}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
11. $\text{HN}_3 + 3\text{HI}(\text{конц.}) = \text{N}_2\uparrow + \text{NH}_4[\text{I}(\text{I}_2)]$.
12. $4\text{HN}_3 + 2\text{Na} = 2\text{NaN}_3 + \text{NH}_4\text{N}_3 + \text{N}_2\uparrow$.

294. NaN_3 — АЗИД НАТРИЯ

Белый, при нагревании выше температуры плавления разлагается без взрыва. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается кислотами, реагирует с водородом, галогенами, нитридами щелочных металлов. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Вступает в реакции обмена. Получение см. 42^{4, 6}, 293^{8, 9}.

$$M_r = 65,01; \quad d = 1,846; \quad t_{\text{пл}} \approx 200^\circ \text{ C}; \quad k_s = 40,8^{(20)}, 55,3^{(100)}.$$

1. $2\text{NaN}_3 = 2\text{Na} + 3\text{N}_2$ ($250-30^\circ \text{ C}$, вак.).
2. $\text{NaN}_3(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{N}_3^-$,
 $\text{N}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HN}_3 + \text{OH}^-$; $pK_0 = 9,28$.
3. $\text{NaN}_3(\text{т}) + \text{HCl}(20\%-\text{я}) = \text{NaCl} + \text{HN}_3\uparrow$ (комн.),
 $\text{NaN}_3 + 4\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{Cl}_2\uparrow + \text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaCl} + \text{N}_2\uparrow$ (кат. Pt).
4. $\text{NaN}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{NaHSO}_4 + \text{HN}_3\uparrow$ (до 10° C , вак.).
5. $\text{NaN}_3 + \text{H}_2 = \text{NaNH}_2 + \text{N}_2$ (200° C , примесь NH_3 , кат. Pt).

6. $2\text{NaN}_3 + 2\text{F}_2 = \text{N}_2\text{F}_2 + 2\text{N}_2 + 2\text{NaF}$ (90° С).
7. $2\text{NaN}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{I}_2 = 2\text{HI} + 3\text{N}_2\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$.
8. $5\text{NaN}_3 + \text{NaNO}_3 = 8\text{N}_2 + 3\text{Na}_2\text{O}$ (350–400° С, вак.).
9. $\text{NaN}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{NaNO}_2 = \text{N}_2\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (кип.).
10. $\text{NaN}_3 + (\text{NO})\text{Cl} = \text{NaCl} + \text{N}_2 + \text{N}_2\text{O}$ (40–50° С).
11. $2\text{NaN}_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Pb}(\text{N}_3)_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3$.
12. $\text{NaN}_3 + \text{AgNO}_3 = \text{AgN}_3\downarrow + \text{NaNO}_3$.
13. $4\text{NaN}_3(\text{конц.}) = \text{CdCl}_2 = \text{Na}_2[\text{Cd}(\text{N}_3)_4] + 2\text{NaCl}$.
14. $\text{NaN}_3 + \text{H}_3\text{O}^+(\text{катионит}) = \text{HN}_3 + \text{Na}^+(\text{катионит}) + \text{H}_2\text{O}$.

295. N_2O — ОКСИД ДИАЗОТА

«Веселящий газ», закись азота. Бесцветный газ, термически устойчивый. Плохо растворяется в воде. При сильном охлаждении из раствора кристаллизуется клатрат $\text{N}_2\text{O} \cdot 5,75\text{H}_2\text{O}$. Малореакционноспособный, не реагирует с разбавленными кислотами, щелочами, гидратом аммиака, кислородом. При нагревании реагирует с концентрированной серной кислотой, водородом, металлами, аммиаком. Поддерживает горение углерода и фосфора. Слабый окислитель, слабый восстановитель. Получение см. 31⁴, 52⁵, 278¹, 300¹.

$$M_r = 44,01; \quad d_{(\text{ж})} = 1,226^{(-89)}; \quad \rho = 1,9778 \text{ г/л (н. у.);}$$

$$t_{\text{пл}} = -90,9^\circ \text{ С}; \quad t_{\text{кип}} = -88,6^\circ \text{ С}; \quad \nu_s = 130,0^{(0)}, 62,9^{(20)}, 54,4^{(25)}.$$

1. $2\text{N}_2\text{O} = 2\text{N}_2 + \text{O}_2$ (выше 500° С).
2. $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = 2\text{NO}\uparrow + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип. в атмосфере N_2).
3. $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2 = \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (150–200° С).
4. $6\text{N}_2\text{O} + \text{P}_4 = \text{P}_4\text{O}_6 + 6\text{N}_2$ (550–625° С),
 $2\text{N}_2\text{O} + \text{C}(\text{графит}) = \text{CO}_2 + 2\text{N}_2$ (450–600° С).
5. $\text{N}_2\text{O} + \text{Mg} = \text{N}_2 + \text{MgO}$ (500° С),
 $\text{N}_2\text{O} + 2\text{Cu} = \text{N}_2 + \text{Cu}_2\text{O}$ (500–600° С).
6. $3\text{N}_2\text{O} + 2\text{NH}_3 = 4\text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$ (250° С).
7. $\text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4$.
8. $\text{N}_2\text{O} + 8\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}[\text{SnCl}_3] = 2(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + 2\text{H}_2[\text{SnCl}_6]$.
9. $5\text{N}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 10\text{NO}\uparrow + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$.

296. NO — МОНООКСИД АЗОТА

Бесцветный газ, голубая жидкость. В твердом состоянии полностью димеризован (N_2O_2), в жидком состоянии — частично ($\approx 25\% \text{N}_2\text{O}_2$), в газе — в очень малой степени. Чрезвычайно термически устойчив. Плохо растворяется в воде. Не реагирует с водой, разбавленными кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Мгновенно присоединяет кислород (полнее — на холоду). При нагревании реагирует с галогенами и другими неметаллами, металлами, сильными окислителями и восстановителями. Весьма реакционноспособна

смесь NO и NO₂. Вступает в реакции комплексообразования. Получение см. 273⁷, 303⁴, 304^{12, 14}, 306^{6, 20, 31}.

$$M_r = 30,01; \quad d_{(ж)} = 1,269^{(-152)}; \quad \rho = 1,3402 \text{ г/л (н. у.)}.$$

$$t_{пл} = -163,6^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = -151,7^\circ \text{ C};$$

$$\nu_s = 7,38^{(0)}, 4,71^{(20)}, 2,70^{(80)}.$$

1. $2\text{NO} = \text{N}_2 + \text{O}_2$ (выше 700° C, кат. ВаО),
 $4\text{NO}_{(ж)} \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3.$
2. $4\text{NO} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3$ (практически не идет).
3. $4\text{NO} + 2\text{NaOH}_{(т)} \xrightarrow{\tau} 2\text{NaNO}_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $6\text{NO} + 4\text{NaOH} = 4\text{NaNO}_2 + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (350–400° C).
4. $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (200° C).
5. $2\text{NO} + 3\text{H}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$ (40° C, кат. Pt/C),
 $\text{NO} + 5\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
6. $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ (комн., очень быстро).
7. $4\text{NO} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{O}_2 = 4(\text{NO})\text{HSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.).
8. $\text{NO} + \text{O}_3 = \text{NO}_2 + \text{O}_2$ (комн.).
9. $2\text{NO} + \text{E}_2 = 2(\text{NO})\text{E}$ (на холоду; E = F, Cl, Br).
10. $2\text{NO} + \text{C}(\text{графит}) = \text{N}_2 + \text{CO}_2$ (400–500° C).
11. $10\text{NO} + 4\text{P}(\text{красн.}) = 5\text{N}_2 + \text{P}_4\text{O}_{10}$ (150–200° C).
12. $\text{NO} + \text{Na} = \text{Na}^+ + \text{NO}^-$ (–50° C, в жидк. NH₃).
нитрозид
13. $2\text{NO} + 4\text{Cu} = \text{N}_2 + 2\text{Cu}_2\text{O}$ (500–600° C).
14. $2\text{NO} + 2\text{H}_2\text{S} = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S}$ (300–350° C).
15. $2\text{NO} + 2\text{SO}_2 \xrightarrow{\tau} \text{N}_2 + 2\text{SO}_3$ (комн., p),
 $2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + \text{SO}_2 = \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4.$
16. $2\text{NO} + \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_4 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{N}_2\text{O}\uparrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$
17. $2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 6\text{CrSO}_4 = (\text{NH}_3\text{OH})_2\text{SO}_4 + 3\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3.$
18. $2\text{NO} + 14\text{HCl}(\text{конц.}) + 4\text{H}[\text{SnCl}_3] = \text{NH}_4\text{Cl} + (\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + 4\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + \text{H}_2\text{O}.$
19. $2\text{NO} + \text{H}_2\text{O} + 3\text{HClO} = 2\text{HNO}_3 + 3\text{HCl},$
 $2\text{NO} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 2\text{CrO}_3 = 2\text{HNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O}.$
20. $4\text{NO} + [\text{Fe}(\text{CO})_5] = [\text{Fe}(\text{NO})_4](\text{черн.}) + 5\text{CO}$ (44–45° C, p),
 $\text{NO} + 5\text{H}_2\text{O} + \text{FeSO}_4 \xrightarrow{\tau} [\text{Fe}(\text{NO}^+)(\text{H}_2\text{O})_5]\text{SO}_4(\text{бур.})$ [комн.].
21. $\text{NO} + \text{CuCl}_2 = (\text{NO}^+)[\text{CuCl}_2]$ (комн., в бутаноле-1).
22. Реакции смеси NO и NO₂:
а) $\text{NO} + \text{NO}_2 = \text{N}_2\text{O}_3$ (–80° C);
б) $\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) \rightleftharpoons 2\text{HNO}_2(\text{г}), \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2(\text{р});$
в) $\text{NO} + \text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) = 2(\text{NO})\text{HSO}_4\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ (комн.);
г) $\text{NO} + \text{NO}_2 + 2\text{NaOH}(\text{хол.}) = 2\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O},$
 $\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$ (450–500° C);
д) $\text{NO} + \text{NO}_2 + 2\text{HClO}_4(\text{конц.}) = 2(\text{NO})\text{ClO}_4 + \text{H}_2\text{O}.$

5. $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3$,
 $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 4\text{NaOH}(\text{гор.}) = 4\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{NO}_2 + \text{HCl}(\text{разб.}) + 5\text{H}^0(\text{Zn}) = (\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$.
7. $2\text{NO}_2 + 7\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ (кат. Pt, Ni).
8. $2\text{NO}_2 + \text{F}_2 = 2(\text{NO}_2)\text{F}$ (комн.).
9. $2\text{NO}_{2(\text{ж})} + \text{KE} = (\text{NO})_{\text{E}} + \text{KNO}_3$ (E = Cl, Br).
10. $2\text{NO}_2 + 2\text{Cl}_2\text{O} = 2(\text{NO}_2)\text{ClO} + \text{Cl}_2$ (0°C).
11. $2\text{NO}_2 + \text{H}_5\text{IO}_6 = 2\text{HNO}_3 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
12. $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}\uparrow$.
13. $2\text{NO}_2 + 2\text{S} = \text{N}_2 + 2\text{SO}_2$, $10\text{NO}_2 + 8\text{P} = 5\text{N}_2 + 2\text{P}_4\text{O}_{10}$ ($130\text{--}150^\circ \text{C}$).
14. $6\text{NO}_2 + 2\text{CS}_2 = 3\text{N}_2\uparrow + 2\text{CO}_2\uparrow + 4\text{SO}_2$ (комн.).
15. $2\text{NO}_{2(\text{ж})} + \text{Na} = \text{NO}\uparrow + \text{NaNO}_3$, $\text{NO}_2 + \text{K} = \text{KNO}_2$ (комн.).
16. $6\text{NO}_2 + \text{Bi} = \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}$ ($70\text{--}100^\circ \text{C}$).
17. $2\text{NO}_2 + 4\text{Cu} = \text{N}_2 + 4\text{CuO}$ ($500\text{--}600^\circ \text{C}$).
18. $2\text{NO}_2 + [\text{Ni}(\text{CO})_4]_{(\text{ж})} = \text{Ni}(\text{NO}_2)_2 + 4\text{CO}\uparrow$ ($25\text{--}30^\circ \text{C}$).
19. $4\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 6\text{FeSO}_4(\text{конц.}) = \text{N}_2\uparrow + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{HNO}_3$.
20. $\text{NO}_2(\text{дымщ. HNO}_3) + \text{H}_2(\text{PHO}_3) = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}\uparrow$ ($30\text{--}50^\circ \text{C}$).
21. $2\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) \rightleftharpoons \text{NO}^+ + \text{NO}_2^+ + 3\text{H}_2\text{SO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$.

299. N_2O_5 — ПЕНТАОКСИД ДИАЗОТА

Азотный ангидрид. Белое твердое вещество, бесцветные газ и жидкость. При нагревании возгоняется и плавится, при комнатной температуре разлагается за 10 ч. В твердом состоянии имеет ионное строение $(\text{NO}_2^+)(\text{NO}_3^-)$ — нитрат нитроила. Проявляет кислотные свойства, реагирует с водой, щелочами, гидратом аммиака. Очень сильный окислитель. Получение см. 306³³, 566⁴.

$$M_r = 108,01; \quad d_{(\tau)} = 1,642; \quad t_{\text{пл}} = 41^\circ \text{C} (p).$$

1. $2\text{N}_2\text{O}_5 \xrightarrow{\tau} 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ ($20\text{--}50^\circ \text{C}$).
2. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3$.
3. $\text{N}_2\text{O}_5 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{N}_2\text{O}_5 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{разб.}] = 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
5. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{безводн.}) = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_4$ [точнее, $\text{HNO}_2(\text{O}_2^{2-})$] (-80°C).
6. $\text{N}_2\text{O}_{5(\text{ж})} + 2\text{NH}_3 = \text{H}_2\text{O} + 2(\text{NO}_2)\text{NH}_2$ (амид нитроила).
7. $3\text{N}_2\text{O}_5 + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ ($35\text{--}40^\circ \text{C}$).
8. $\text{N}_2\text{O}_5 + 5\text{Cu} = 5\text{CuO} + \text{N}_2$ (500°C).
9. $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{HClO}_4(\text{безводн.}) = (\text{NO}_2^+)\text{ClO}_4 + \text{HNO}_3$.
10. $\text{N}_2\text{O}_{5(\text{ж})} \rightleftharpoons \text{NO}_2^+ + \text{NO}_3^-$, $\text{N}_2\text{O}_{5(\tau)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{5(\tau)}$ (до 32°C).

300. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ — АЗОТОВАТИСТАЯ КИСЛОТА

Белое твердое вещество, гигроскопичное, чувствительное к O_2 воздуха. Энергично разлагается при механических воздействиях или самопроизвольно при комнатной температуре. Имеет строение $\text{HON} = \text{NOH}$. Хорошо растворяется в воде. Очень слабая кислота. Нейтрализуется щелочами. Очень слабый окислитель и восстановитель. Получение см. 291⁷, 302¹², 303¹².

$$M_r = 62,03.$$

1. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}$ (20–25° С).
2. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HN}_2\text{O}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 7,70$,
 $\text{HN}_2\text{O}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_2^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_K = 11,70$.
3. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
4. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{HCl}(\text{разб.}) + 6\text{H}^0(\text{Zn}) \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 3\text{O}_2(\text{воздух.}) \xrightarrow{\tau} 2\text{HNO}_2 + 2\text{HNO}_3$.
6. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{I}_2 = \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2 + 6\text{HI}$.
7. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{HNO}_2(\text{конц.}) \xrightarrow{\tau} \text{HNO}_3 + \text{N}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
8. $5\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 12\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 8\text{KMnO}_4 = 10\text{HNO}_3 + 8\text{MnSO}_4 + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$.

301. $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2$ — ГИПОНИТРИТ НАТРИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Устойчив на воздухе. Хорошо растворяется в холодной воде (сильный гидролиз по аниону). Не реагирует с HNO_2 . Разлагается кислотами, проявляет слабые окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 291⁷, 300³, 303¹¹.

$$M_r = 105,99;$$

$$d = 2,466.$$

1. $4\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 = 3\text{N}_2 + \text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + 3\text{Na}_2\text{O}$ (335° С).
2. $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + n\text{H}_2\text{O}$ (600–120° С, вак., $n \leq 9$).
3. $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2(\text{разб.}) + 8\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{N}_2\text{O}_2^{2-}$,
 $\text{N}_2\text{O}_2^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HN}_2\text{O}_2^- + \text{OH}^-$; $pK_0 = 2,30$.
4. $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}\uparrow$ (кип.),
 $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{NaCl}$ (0° С, в эфире).
5. $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) \xrightarrow{\tau} 2\text{NH}_2\text{OH} + 2\text{NaOH}$.
6. $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{I}_2 \xrightarrow{\tau} \text{NaNO}_3 + \text{NaNO}_2 + 6\text{HI}$,
 $3\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{KMnO}_4 = 6\text{NaNO}_3 + 8\text{MnO}_2 + 8\text{KOH}$ (кип.).
7. $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 = \text{N}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3$ (250–350° С).
8. $\text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2\downarrow(\text{желт.}) + 2\text{NaNO}_3$.

302. HNO_2 — АЗОТИСТАЯ КИСЛОТА

В свободном виде известна только в газовой фазе, существует в водном растворе. Имеет две таутомерные формы: $\text{NO}(\text{OH})$ и $\text{N}(\text{H})\text{O}_2$ (преобладает

при комнатной температуре в растворе). Концентрированные растворы — голубые, разбавленные растворы — бесцветные. В форме NO(OH) проявляет слабые кислотные свойства, в форме N(H)O₂ кислотой не является. Нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака. Реагирует с атомным водородом, кислородом, пероксидом водорода. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 296²², 297², 306⁴, 314², 424⁷.

$$M_r = 105,99.$$

1. $2\text{HNO}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$,
 $3\text{HNO}_{2(\text{p})} = \text{HNO}_3 + 2\text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ (выше 100° С).
2. $\text{HNO}_2(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$; $pK_{\text{к}} = 3,29$.
3. $\text{HNO}_2(\text{конц.}) + \text{H}_3\text{O}^+ \rightleftharpoons \text{NO}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$ (в 60%-й HNO₃).
4. $2\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$ (0° С, в 30%-й HNO₃),
 $\text{NO}^+ + \text{NO}_2^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_3$.
5. $\text{HNO}_2 + \text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{HNO}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц., хол.}) = \text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
7. $\text{HNO}_2 + \text{HCl}(\text{разб.}) + 6\text{H}^0(\text{Zn}) = \text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$.
8. $2\text{HNO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 2\text{HNO}_3$.
9. $2\text{HNO}_2 + 2\text{HI} = \text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (примесь N₂O).
10. $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) \rightleftharpoons \text{HNO}(\text{O}_2^{2-}) + \text{H}_2\text{O}$ (0° С),
 $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
11. $\text{HNO}_2(\text{конц.}) + \text{N}_2\text{H}_4 = \text{HN}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
12. $\text{HNO}_2 + \text{NH}_2\text{OH} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
13. $3\text{HNO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{FeSO}_4(\text{конц.}) = \text{N}_2\uparrow + 3\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O}$.
14. $5\text{HNO}_2(\text{конц.}) + \text{HNO}_3(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 2\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KNO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$.

303. NaNO₂ — НИТРИТ НАТРИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. В сухом состоянии устойчив на воздухе, во влажном — окисляется O₂ воздуха. На свету частично разлагается и желтеет. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Окислитель и восстановитель в растворе; реагирует с концентрированными кислотами, сильными окислителями и восстановителями. Получение см. 25⁵, 28²², 31⁶, 36⁷, 302⁵.

$$M_r = 69,00; \quad d = 2,168; \quad t_{\text{пл}} = 271^\circ \text{С}; \quad k_s = 82,9^{(0)}, 135,5^{(80)}.$$

1. $4\text{NaNO}_2 = 2\text{Na}_2\text{O} + 2\text{N}_2 + 3\text{O}_2$ (700–900° С).
2. $\text{NaNO}_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{NO}_2^-$ (pH > 7, см. 304²).
3. $\text{NaNO}_2 + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{HNO}_2$ (комн.).
4. $2\text{NaNO}_2(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{NO}\uparrow + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
5. $2\text{NaNO}_{2(\text{r})} + 2\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{NaNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $\text{NaNO}_2 + 6\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = \text{NH}_3\uparrow + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).

7. $2\text{NaNO}_2(\text{разб., гор.}) + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 2\text{NaNO}_3$.
8. $\text{NaNO}_2 + \text{F}_2 = \text{NO}_2\text{F} + \text{NaF}$ (200° С).
9. $2\text{NaNO}_2 + 6\text{Na} = 4\text{Na}_2\text{O} + \text{N}_2$ (350–400° С).
10. $2\text{NaNO}_2 + 2\text{Na} = \text{Na}_4\text{N}_2\text{O}_4\downarrow$ (желт.) [–40° С, в жидк. NH_3].
11. $2\text{NaNO}_2 + 4\text{Na}(\text{Hg}) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{N}_2\text{O}_2\downarrow + 4\text{NaOH}$ (в этаноле).
12. $2\text{NaNO}_2 + 4\text{Na}(\text{Hg}) + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2\downarrow + 4\text{NaOH} + 2\text{NaNO}_3$ (0° С),
 $\text{Ag}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2 + 2\text{AgCl}\downarrow$ (в эфире).
13. $5\text{NaNO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{NaNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$.
14. $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{гор.}) = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
15. $2\text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{NaI} = 2\text{NO}\uparrow + \text{I}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na}_2\text{SO}_4$.
16. $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{NaN}_3 = \text{N}_2\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
17. $2\text{NaNO}_2(\text{насыщ.}) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{насыщ.}) = 2\text{N}_2\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип.).

304. KNO_2 — НИТРИТ КАЛИЯ

Белый, гигроскопичный, плавится без разложения, при прокаливании разлагается. В сухом состоянии устойчив на воздухе, во влажном состоянии окисляется кислородом. На свету частично разлагается и желтеет. Очень хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Окислитель и восстановитель в растворе; реагирует с концентрированными кислотами, сильными окислителями и восстановителями. Получение см. 49^{15, 17}, 52^{1, 4, 9}.

$$M_r = 85, 10; \quad d = 1, 915; \quad t_{\text{пл}} = 440^\circ \text{ С}; \quad k_s = 306, 7^{(0)}, 376^{(80)}.$$

1. $4\text{KNO}_2 = 2\text{K}_2\text{O} + 2\text{N}_2 + 3\text{O}_2$ (900–950° С).
2. $\text{KNO}_2(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NO}_2^-$,
 $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$; $pK_0 = 10, 71$.
3. $\text{KNO}_2 + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{HNO}_2$ (комн.).
4. $3\text{KNO}_2(\tau) + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{KCl} + \text{KNO}_3 + 2\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.),
 $\text{KNO}_2 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = (\text{NO})\text{Cl} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ (комн.).
5. $2\text{KNO}_2(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2\uparrow + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $2\text{KNO}_2(\tau) + 2\text{HNO}_3(\text{конц.}) = 2\text{KNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
7. $2\text{KNO}_2(\text{разб., гор.}) + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 2\text{KNO}_3$.
8. $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{гор.}) = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (в разб. H_2SO_4),
 $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 = \text{KNO}_3 + 2\text{HBr}$.
9. $5\text{KNO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{KNO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $3\text{KNO}_2 + 4\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 3\text{KNO}_3 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$.
10. $\text{KNO}_2 + 6\text{H}^0(\text{Zn, конц. KOH}) = \text{NH}_3\uparrow + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
11. $2\text{KNO}_2(\text{насыщ.}) + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4(\text{насыщ.}) = 2\text{N}_2\uparrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
12. $2\text{KNO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KI} = 2\text{NO}\uparrow + \text{I}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{K}_2\text{SO}_4$.
13. $2\text{KNO}_2(\tau) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{FeSO}_4(\tau) = 2\text{NO}\uparrow + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$.

14. $3\text{KNO}_2 + \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 = 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 4\text{NO}$ (400–500° С).
 15. $\text{KNO}_2(\text{конц.}) + \text{NH}_4\text{ClO}_4(\text{конц.}) = \text{KClO}_4\downarrow + \text{NH}_4\text{NO}_2$ (до 15° С).
 16. $2\text{KNO}_2(\text{разб.}) + 2\text{AgNO}_3 = (\text{Ag}-\text{ONO}, \text{Ag}-\text{NO}_2)\downarrow + 2\text{KNO}_3,$
 $\text{KNO}_2(\text{конц.}) + \text{AgNO}_2 = \text{K}[\text{Ag}(-\text{NO}_2)_2].$

305. NH_4NO_2 — НИТРИТ АММОНИЯ

Белый, неустойчив при хранении (желтеет), разлагается при нагревании. Чувствителен к O_2 воздуха, особенно во влажном состоянии. Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиз по катиону и аниону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается в кипящей воде, щелочах. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 278⁴, 297⁴, 304¹⁵.

$$M_r = 64,04; \quad d = 1,69; \quad k_s = 180,1^{(20)}, 300^{(34)}.$$

1. $\text{NH}_4\text{NO}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (60–70° С).
 2. $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{NO}_2^-,$
 $\text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+; pK_K = 9,24,$
 $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-; pK_0 = 10,71.$
 3. $\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{конц.}) = \text{N}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
 4. $\text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{HCl}(\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{HNO}_2$ (комн.).
 5. $\text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{NaNO}_2 + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$
 6. $2\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{разб.}) + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 2\text{NH}_4\text{NO}_3.$
 7. $5\text{NH}_4\text{NO}_2 + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{NH}_4\text{NO}_3 + 2\text{MnSO}_4 + 3\text{H}_2\text{O} +$
 $+ \text{K}_2\text{SO}_4.$
 8. $2\text{NH}_4\text{NO}_2(\text{т}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2\text{FeSO}_4 = 2\text{NO}\uparrow + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 +$
 $+ 2\text{H}_2\text{O}.$

306. HNO_3 — АЗОТНАЯ КИСЛОТА

Бесцветная жидкость, весьма гигроскопичная, при стоянии на свету окрашивается в желтый цвет. В жидком состоянии сильно автоионизирована. Хорошо растворяет оксиды азота («дымящая» кислота — красно-бурая жидкость, $d = 1,56^{(20)}$). Неограниченно смешивается с водой. Перегоняется при обычных условиях в виде азеотропной смеси (массовая доля 68,4% HNO_3 ; $d = 1,41^{(20)}$; $t_{\text{кип}} = 120,7^\circ \text{C}$). Образует гидраты $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (точнее H_3NO_4 — ортоазотная кислота, $t_{\text{пл}} = -37,85^\circ \text{C}$) и $\text{HNO}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ($t_{\text{пл}} = -18,47^\circ \text{C}$). В растворе — сильная кислота; нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака, реагирует с основными оксидами и гидроксидами, солями слабых кислот. Сильный окислитель; реагирует с металлами, неметаллами, типичными восстановителями. Концентрированная кислота пассивирует Al, Be, Bi, Co, Cr, Fe, Nb, Ni, Pb, Th, U; не реагирует с Au, Ir, Pt, Rh, Ta, W, Zr. Не разрушает диоксид кремния. Смесь концентрированных HNO_3 и HCl («царская водка») обладает сильным окислительным действием (превосходит чистую HNO_3), переводит в раствор золото и платину. Еще более активна

смесь концентрированных HNO_3 и HF . Безводная кислота — протонный растворитель. Получение см.: в промышленности — 273⁷, в лаборатории — 52⁶, 298⁵, 299².

$$M_r = 63,01; \quad d = 1,503^{(25)}; \quad t_{\text{пл}} = -41,6^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = +82,6^\circ \text{ C (разл.)}.$$

1. $4\text{HNO}_3 \rightleftharpoons 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ (комн., на свету).
2. $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$.
3. $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{NaOH} = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 $\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$.
4. $2\text{HNO}_3(2\text{-}3\%\text{-я}) + 8\text{H}^0(\text{Zn, разб. H}_2\text{SO}_4) = \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{HNO}_3(5\%\text{-я}) + 8\text{H}^0(\text{Mg, разб. H}_2\text{SO}_4) = \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{HNO}_3(30\%\text{-я}) + 3\text{H}^0(\text{Zn, разб. H}_2\text{SO}_4) = \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $\text{HNO}_3(60\%\text{-я}) + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. H}_2\text{SO}_4) = \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (кат. Pd).
5. $2\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Ag} = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
6. $8\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 3\text{Cu} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$,
 $10\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 4\text{Mg} = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O}\uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$ (примесь H_2),
 $12\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 5\text{Sn} \xrightarrow{\tau} 5\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ (примесь NO).
7. $30\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) + 8\text{Al} = 8\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NH}_4\text{NO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$ (примесь H_2).
8. $12\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) + 5\text{Fe} = 5\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$ ($0\text{-}10^\circ \text{ C}$),
 $4\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Fe} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
9. $4\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) + \text{Hg} = \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $8\text{HNO}_3(\text{разб., хол.}) + 6\text{Hg} = 3\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
10. $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Ge} \xrightarrow{\tau} \text{GeO}_2\downarrow + 4\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
11. $6\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{S} = \text{H}_2\text{SO}_4 + 6\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.),
 $5\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{P}(\text{красн.}) = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.).
12. $10\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) + \text{I}_2 = 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
13. $2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{MgO} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$.
14. $2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
15. $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaNO}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] = \text{Zn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$.
16. $2\text{HNO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaNO}_3 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{HNO}_3(\text{оч. разб.}) + \text{CaSO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
17. $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{KF}_{(\tau)} = \text{KNO}_3 + \text{HF}\uparrow$.
18. $3\text{HNO}_3(\text{разб.}) + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH} = \text{AgNO}_3 + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$,
 $6\text{HNO}_3(\text{конц.}) + [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 6\text{NH}_4\text{NO}_3$.
19. $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) \rightleftharpoons \text{HNO}_2(\text{O}_2^{2-}) + \text{H}_2\text{O}$.
20. $2\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2\uparrow$.
21. $2\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3\uparrow$ (0° C),
 $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 4\text{NO}_2\uparrow$ (кип.).
22. $6\text{HNO}_3(60\%\text{-я}) + \text{HI} = \text{HIO}_3 + 6\text{NO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.),
 $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 3\text{KI}_{(\tau)} = \text{K}[\text{I}(\text{I}_2)] + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$ (комн.).
23. $2\text{HNO}_3(\text{разб., хол.}) + 3\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2) \xrightarrow{\tau} 3\text{H}_2(\text{PHO}_3) + 2\text{NO}\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

24. $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{MCl}_2 = \text{M}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{HCl} + \text{NO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (M = Fe, Cr).
25. $2\text{HNO}_3(\text{конц., хол.}) + \text{H}_2\text{S}(\text{насыщ.}) \xrightarrow{\tau} \text{S}\downarrow + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Na}_2\text{S} = 2\text{NaNO}_3 + 2\text{NO}_2\uparrow + \text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $8\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{CuS}_{(\tau)} = \text{CuSO}_4 + 8\text{NO}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип.).
26. $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{Na}(\text{SO}_3\text{NH}_2) = \text{NaHSO}_4 + (\text{NO}_2^+)\text{NH}_2^-$.
27. $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 3\text{HCl}(\text{конц.}) \rightleftharpoons (\text{NO})\text{Cl} + 2\text{Cl}^0 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн.),
 $2\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{NO}\uparrow + 3\text{Cl}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (100–150° С).
28. $\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 4\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{Au} = \text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
29. $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 18\text{HCl}(\text{конц.}) + 3\text{Pt} = 3\text{H}_2[\text{PtCl}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$.
30. $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + 18\text{HF}(\text{конц.}) + 3\text{Si} = 3\text{H}_2[\text{SiF}_6] + 4\text{NO}\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$,
 $2\text{HNO}_3(\text{конц., гор.}) + 4\text{HF}(\text{конц.}) + \text{W} \xrightarrow{\tau} \text{H}_2[\text{WO}_2\text{F}_4] + 2\text{NO}\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$.
31. $2\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 3\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 6\text{Hg} = 2\text{NO}\uparrow + 3\text{Hg}_2\text{SO}_4\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$.
32. $2\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} (\text{NH}_3\text{OH})_2\text{SO}_4(\text{катод}) + 3\text{O}_2\uparrow(\text{анод})$ [до 15° С].
33. $4\text{NO}_3(\text{дымящ.}) + \text{P}_4\text{O}_{10} = 2\text{N}_2\text{O}_5 + 4\text{HPO}_3$ (в атмосфере $\text{O}_2 + \text{O}_3$).
34. $\text{HNO}_3(\text{безводн.}) + \text{F}_2 = (\text{NO}_2)\text{OF} + \text{HF}$ (комн.).
35. $\text{HNO}_3(\text{безводн.}) + \text{HSO}_3\text{Cl} = (\text{NO}_2)\text{Cl}\uparrow + \text{H}_2\text{SO}_4$ (0° С).
36. $\text{HNO}_3(\text{безводн.}) + 2\text{HClO}_4(\text{безводн.}) = (\text{NO}_2^+)\text{ClO}_4 + \text{HClO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}\downarrow$ (комн.).
37. $\text{HNO}_3(\text{безводн., хол.}) + 2\text{HF}_{(\text{ж})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{NO}_3^+ + \text{HF}_2^-$,
 $\text{HNO}_3(\text{безводн., гор.}) + 4\text{HF}_{(\text{ж})} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^+ + 2\text{HF}_2^-$.
38. $\text{HNO}_3(\text{безводн.}) + 2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{NO}_2^+ + \text{HS}_2\text{O}_7^-$,
 $\text{HNO}_3(\text{безводн.}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{безводн.}) \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_2^+ + 2\text{HSO}_4^-$.
39. $6\text{HNO}_3(\text{безводн.}) + 2\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = 2\text{K}_2[\text{Fe}(\text{NO}^+)(\text{CN})_5] + 2\text{HCN} + \text{O}_2\uparrow + 4\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$,
 $3\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = \text{NO}_2\uparrow + \text{HCN}\uparrow + \text{K}_2[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})(\text{CN})_5] + 2\text{KNO}_3$ (кип.).
40. $\text{HNO}_3(\text{безводн.}) + \text{KNO}_3 = \text{K}^+ + [\text{H}(\text{NO}_3)_2]^-$.
41. $3\text{HNO}_3(\text{безводн.}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{NO}_3^+ + [\text{H}(\text{NO}_3)_2]^-$; $pK_s^{25} = 1,70$,
 $\text{H}_2\text{NO}_3^+ \rightleftharpoons \text{NO}_2^+ + \text{H}_2\text{O}$, $[\text{H}(\text{NO}_3)_2]^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{NO}_3^-$.

307. NH_2Cl — ХЛОРАМИН

Бесцветная маслянистая жидкость. При низких температурах разлагается, более устойчив в атмосфере NH_3 . Стабилизируется при введении органических радикалов. Хорошо растворяется в холодной воде, медленно разлагается. В неводных растворителях относительно устойчив. Полностью разлагается горячей водой, кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 273¹⁰, 275¹⁵, 288⁸.

$$M_r = 51,48; \quad t_{\text{пл}} = -66^\circ \text{C}.$$

- $3\text{NH}_2\text{Cl} = \text{N}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{HCl}$ (выше -40°C).
- $\text{NH}_2\text{Cl}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HClO}$ (до 10°C).

3. $3\text{NH}_2\text{Cl} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{NH}_3\uparrow + 2\text{HCl} + \text{HClO}_3$ (60–80° С).
4. $\text{NH}_2\text{Cl} + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{Cl}_2\uparrow$ (комн.).
5. $4\text{NH}_2\text{Cl} + 4\text{NaOH}(\text{разб.}) \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\uparrow + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 3\text{NaCl} + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O}$ ($\tau = 3 \div 4, 5$ ч).
6. $\text{NH}_2\text{Cl}(\text{конц.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$.
7. $2\text{NH}_2\text{Cl} + \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{N}_2\uparrow + 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$ (кат. CuCl_2).
8. $2\text{NH}_2\text{Cl} + \text{NaClO}(\text{конц.}) + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{N}_2\uparrow + 3\text{NaCl} + 3\text{H}_2\text{O}$.
9. $\text{NH}_2\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{KI}(\text{разб.}) = \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{I}_2\downarrow + \text{KOH} + \text{KCl}$.

308. NF_3 — ТРИФТОРИД АЗОТА

Бесцветный газ. Термически устойчивый (в отличие от E_3N , где $\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$). Хорошо растворяется в холодной воде (гидролиза нет). Разлагается кипящей водой, щелочами. Малореакционноспособный (даже при нагревании). Получение см. 272⁶, 273⁹, 309⁶.

$$M_r = 71,00; \quad d_{(\text{ж})} = 1,885^{(-130)}; \quad \rho = 3,168 \text{ г/л (н. у.);}$$

$$t_{\text{пл}} = -206,78^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = -129^\circ \text{ C}.$$

1. $2\text{NF}_3 = \text{N}_2 + 3\text{F}_2$ (выше 600° С).
2. $3\text{NF}_3 + 5\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{HNO}_3 + 2\text{NO}\uparrow + 9\text{HF}\uparrow$ (кип.).
3. $2\text{NF}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_3 + 6\text{HF}\uparrow$ (0° С, электрич. разряд).
4. $\text{NF}_3 + 4\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) = 3\text{NaF} + \text{NaNO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
5. $2\text{NF}_3 + 3\text{H}_2 = \text{N}_2 + 6\text{HF}$ (электрич. разряд).
6. $2\text{NF}_3 + \text{O}_2 = 2\text{NOF}_3$ (–196° С, электрич. разряд).
7. $\text{NF}_3 + 3\text{S} = \text{S}(\text{N})\text{F} + \text{S}_2\text{F}_2$ (400° С, вак.).
8. $4\text{NF}_3 + \text{C}(\text{графит}) = 2\text{N}_2\text{F}_4 + \text{CF}_4$ (350–375° С).
9. $2\text{NF}_3 + \text{Cu} = \text{N}_2\text{F}_4 + \text{CuF}_2$ (375° С).
10. $\text{NF}_3 + \text{NH}_4\text{F} = \text{N}_2 + 4\text{HF}$ (600–700° С).
11. $\text{NF}_3 + \text{EF}_5 + \text{F}_2 = (\text{NF}_4^+)[\text{EF}_6^-]$ ($\text{E} = \text{As}, \text{Sb}$; УФ-облучение).