

*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 Мартъяновым Владимиром  
Дата последней компиляции - 22.09.2004

## СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	3
Структура пособия.....	4
Список сокращений и условных обозначений.....	5
<b>ЧАСТЬ I. ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ</b> .....	7
<b>Водород</b> .....	7
<b>Элементы IA-группы</b> .....	11
Литий(11). Натрий(17). Калий(28). Рубидий(39). Цезий. Франций(44)	
<b>Элементы IIA-группы</b> .....	50
Бериллий(50). Магний(55). Кальций(59).Стронций(64). Барий. Радий(67)	
<b>ЧАСТЬ II. ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ</b> .....	74
<b>Элементы IIIA-группы</b> .....	74
Бор(74). Алюминий(82). Галлий(88). Индий(91). Таллий(94)	
<b>Элементы IVA-группы</b> .....	100
Углерод(100). Кремний(110). Германий(120). Олово(124). Свинец(131)	
<b>Элементы VA-группы</b> .....	138
Азот(138). Фосфор(). Мышьяк(). Сурьма(). Висмут()	
<b>Элементы VIA-группы</b> .....	
Кислород(). Сера(). Селен(). Теллур(). Полоний()	
<b>Элементы VIIA-группы</b> .....	
Фтор(). Хлор(). Бром(). Йод(). Астат()	
<b>ЧАСТЬ III. ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ</b> .....	
<b>Элементы IB-группы</b> .....	
Медь(). Серебро(). Золото()	
<b>Элементы IIB-группы</b> .....	
Цинк(). Кадмий(). Ртуть()	
<b>Элементы IIIB-группы</b> .....	
Скандий(). Итрий(). Лантаноиды(). Actиноиды()	
<b>Элементы IVB-группы</b> .....	
Титан(). Цирконий(). Гафний(). Резерфордий()	
<b>Элементы VB-группы</b> .....	
Ванадий(). Ниобий(). Тантал(). Дубний()	
<b>Элементы VIB-группы</b> .....	
Хром(). Молибден(). Вольфрам().	
<b>Элементы VIIB-группы</b> .....	
Марганец(). Технеций(). Рений().	
<b>Элементы VIIIB-группы</b> .....	
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  $\rho$ ), температура плавления ( $t_{пл}$ ), температура кипения ( $t_{кип}$ ), коэффициент растворимости в воде ( $k_s$  или  $\nu_s$ ).

**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;

- комплексобразование;

- 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

<p>аморфн. — аморфный            безводн. — безводный            бел. — белый            бур. — бурый            бц. — бесцветный            вак. — в вакууме            влажн. — влажный            (г) — газообразное состояние            гол. — голубой            гор. — горячий            дымящ. — дымящий            (ж) — жидкое состояние            желт. — желтый            жидк. — жидкий            зел. — зеленый            кат. — катализатор            кип. — кипящий, при кипячении            комн. — при комнатной температуре            конц. — концентрированный            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), <math>pPR = -\lg(PR)</math>  <i>d</i> — относительная плотность для            твердого и жидкого состояния            (верхний индекс — <i>t</i>, отсутствие            индекса — при 18–25° С)            по воде (1 г/см<sup>3</sup>, 4° С)</p>	<p><math>K_b</math> — ионное произведение воды  <math>K_k</math> — константа кислотности (при            25° С), <math>pK_k = -\lg(K_k)</math>  <math>K_n</math> — ступенчатая константа нестой-            кости комплекса (при 25° С),  <math>pK_n = -\lg(K_n)</math>  <math>K_o</math> — константа основности (при            25° С), <math>pK_o = -\lg(K_o)</math>  <math>K_y</math> — ступенчатая константа устой-            чивости (при 25° С)  <math>K_c</math> — константа равновесия, выра-            женная через молярные кон-            центрации (при комнатной            температуре), <math>pK_c = -\lg(K_c)</math>  <math>K_s</math> — ионное произведение раство-            рителя (верхний индекс — тем-            пература), <math>pK_s = -\lg(K_s)</math>  <math>k_s</math> — массовый коэффициент раство-            римости (верхний индекс —            температура), г/100г воды  <math>M_r</math> — относительная молекулярная            масса  <i>p</i> — избыточное давление            рН — водородный показатель,  <math>pH = -\lg[H_3O^+]</math>  <math>t_{кип}</math> — температура кипения  <math>t_{пл}</math> — температура плавления  <math>t_{субл}</math> — температура сублимации            (возгонки)  <math>t(\alpha \rightarrow \beta)</math> — температура полиморф-            ного перехода  <math>\nu_s</math> — объемный коэффициент рас-            творимости газа (верхний ин-            декс — температура),            мл (н.у.)/100 г воды  <math>\beta_n</math> — общая константа нестойкости            комплекса (при 25° С),  <math>p\beta_n = -\lg(\beta_n)</math>  <math>\rho</math> — плотность газообразного состоя-            ния  <math>\tau</math> — медленное протекание реакции</p>
--	---

# ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ

## ВОДОРОД

### 1. H<sub>2</sub> — ДИВОДОРОД

Легкий водород, дипротий. природный водород содержит изотоп <sup>1</sup>H (протий) с примесью стабильного изотопа <sup>2</sup>H (дейтерий D, преобладает) и радиоактивного изотопа <sup>3</sup>H (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 H<sup>0</sup>, образующегося при термическом разложении молекулярного водорода H<sub>2</sub> или в результате реакций непосредственно в зоне проведения восстановительного процесса. Получение см. 5<sup>12, 14, 15, 17, 21, 36</sup><sup>11</sup>, 424<sup>13</sup>, 484<sup>8</sup>\*

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

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

1. H<sub>2</sub> ⇌ 2H<sup>0</sup> (2000–3500° C).
2. H<sub>2</sub> + F<sub>2</sub> = 2HF (от -250° C до комн.),  
H<sub>2</sub> + Cl<sub>2</sub> = 2HCl (сжигание, комн. — на свету)  
Элементарные акты: Cl<sub>2</sub> = 2Cl<sup>0</sup>, Cl<sup>0</sup> + H<sub>2</sub> = HCl + H<sup>0</sup>, H<sup>0</sup> + Cl<sub>2</sub> = HCl + Cl<sup>0</sup>.  
H<sub>2</sub> + E<sub>2</sub> = 2HE (E = Br, I; 350–500° C, кат. Pt).
3. 2H – 2 + O<sub>2</sub> = 2H<sub>2</sub>O (550° C, сгорание на воздухе)  
Элементарные акты: H<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> = 2OH<sup>0</sup>, OH<sup>0</sup> + H<sub>2</sub> = H<sub>2</sub>O + H<sup>0</sup>, H<sup>0</sup> + O<sub>2</sub> = OH<sup>0</sup> + O<sup>0</sup>, O<sup>0</sup> + H<sub>2</sub> = OH<sup>0</sup> + H<sup>0</sup>.
4. H<sub>2</sub> + S = H<sub>2</sub>S (150–200° C),  
3H<sub>2</sub> + N<sub>2</sub> = 2NH<sub>3</sub> (500° C, p, кат. Fe).
5. 2H<sub>2</sub> + C(кокс) = CH<sub>4</sub> (600° C, p, кат. Pt),  
H<sub>2</sub> + 2C(кокс) = C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> (1500–2000° C).
6. H<sub>2</sub> + 2Na = 2NaH (300° C),  
H<sub>2</sub> + Ca = CaH<sub>2</sub> (500–700° C).
7. 4H<sub>2</sub> + (Fe<sup>II</sup>Fe<sup>III</sup>)O<sub>4</sub> = 3Fe + 4H<sub>2</sub>O (выше 570° C).
8. H<sub>2</sub> + Ag<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 2Ag + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (выше 200° C),  
4H<sub>2</sub> + Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = Na<sub>2</sub>S + 4H<sub>2</sub>O (550–600° C, кат. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).

\*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.  $\text{Cu}_2\text{O}$ ).
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. D<sub>2</sub> — ДИДЕЙТЕРИЙ

Тяжелый водород. Бесцветный трудносжимаемый газ. Природный водород содержит 0,012–0,016% (масс.) D<sub>2</sub> (остальное — <sup>1</sup>H<sub>2</sub> и следы T<sub>2</sub>). В газовой смеси D<sub>2</sub> с <sup>1</sup>H<sub>2</sub> 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 H<sub>2</sub>, но менее реакционноспособный. Получение см. 6<sup>3</sup>, 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. T<sub>2</sub> — ДИТРИТИЙ

Сверхтяжелый водород. Бесцветный газ. Радиоактивен ( $\beta$ -излучатель), период полураспада 12,34 года. По химическим свойствам аналогичен H<sub>2</sub>. Образуется в атмосфере при бомбардировке ядер <sup>14</sup>N 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 H<sub>2</sub>. Получение см. 6<sup>16</sup>.

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

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

## 5. H<sub>2</sub>O — ВОДА

Бесцветная жидкость (в толстом слое — голубовато-зеленая, летучая; твердая вода (лед) легко возгоняется. По изотопному составу кислорода природная вода — в основном H<sub>2</sub><sup>16</sup>O с примесями H<sub>2</sub><sup>18</sup>O и H<sub>2</sub><sup>17</sup>O, 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  $\text{H}_3\text{O}^+$  и  $\text{OH}^-$ ); катион оксония  $\text{H}_3\text{O}^+$  — самая сильная кислота и гидроксид-ион  $\text{OH}^-$  — 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 1<sup>3</sup>.

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

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

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

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

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

1.  $2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_2 + \text{O}_2$  (выше  $1000^\circ \text{ C}$ ).  
 $\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}^0, \text{H}_2, \text{O}^0, \text{O}_2, \text{OH}^0, \text{H}_2\text{O}_2, \text{HO}_2^0$  (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  $570^\circ \text{ C}$ ).
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  $230^\circ \text{ C}$ , кат.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).

18.  $\text{H}_2\text{O} + \text{F}_2 = 2\text{HF} + \text{O}^0$  (комн., примесь  $\text{O}_2$ ).  
 $\text{H}_2\text{O} + \text{O}^0 = \text{H}_2\text{O}_2, \text{H}_2\text{O} + \text{O}_3 = \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$  (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  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ):  
 (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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ):  
 (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  $\text{KOH}$ ):  
 (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. $\text{D}_2\text{O}$ — ОКСИД ДЕЙТЕРИЯ

Тяжелая вода. Бесцветная гигроскопичная жидкость; более вязкая, чем обычная вода  $\text{H}_2\text{O}$ . Автоионизирование протекает в меньшей степени, чем у  $\text{H}_2\text{O}$ . Неограниченно смешивается с обычной водой, изотопный обмен приводит к образованию полутяжелой воды  $\text{HDO}$ . Растворяющая способность ниже, чем у обычной воды. Химические свойства их одинаковы, но все реакции с участием  $\text{D}_2\text{O}$  и в  $\text{D}_2\text{O}$  как растворителе протекают медленнее, чем для  $\text{H}_2\text{O}$ . 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  $480^\circ \text{C}$ ).
- $\text{D}_2\text{O} + 2\text{C}_6\text{H}_5\text{C}(\text{O})\text{E} = (\text{C}_6\text{H}_5\text{CO})_2\text{O} + 2\text{DE}$  ( $80\text{--}120^\circ \text{C}$ ,  $\text{E} = \text{F}, \text{Cl}$ ).
- $\text{D}_2\text{O} + \text{HSO}_3\text{F} = \text{HDSO}_4 + \text{DF}$  ( $50\text{--}70^\circ \text{C}$ ).
- $2\text{D}_2\text{O} + \text{SiCl}_4 = \text{SiO}_2 + 4\text{DCl}$  (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 5<sup>21</sup>].

### 7. T<sub>2</sub>O — ОКСИД ТРИТИЯ

Сверхтяжелая вода. Бесцветная жидкость, более вязкая, чем D<sub>2</sub>O и H<sub>2</sub>O. Неограниченно смешивается с обычной и тяжелой водой. Изотопный обмен с H<sub>2</sub>O и D<sub>2</sub>O приводит к образованию НТО и DTO. Растворяющая способность меньше, чем у D<sub>2</sub>O и H<sub>2</sub>O. По химическим свойствам не отличается от H<sub>2</sub>O и D<sub>2</sub>O, но все реакции протекают медленнее. Следы T<sub>2</sub>O содержатся в природных водах и атмосферной влаге. Получение — Пропускание T<sub>2</sub> 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<sup>1, 15</sup>, 10<sup>4–6</sup>, 18<sup>10, 12</sup>, 20<sup>1</sup>.

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

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 Li<sub>2</sub>O<sub>2</sub>).
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 Li<sub>2</sub>Si).

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. 8<sup>5</sup>, 20<sup>4</sup>.

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

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. Li<sub>2</sub>O — 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 CO<sub>2</sub> из воздуха. Получение см. 8<sup>7</sup>, 12<sup>1</sup>, 13<sup>1</sup>, 3, 14<sup>1</sup>.

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

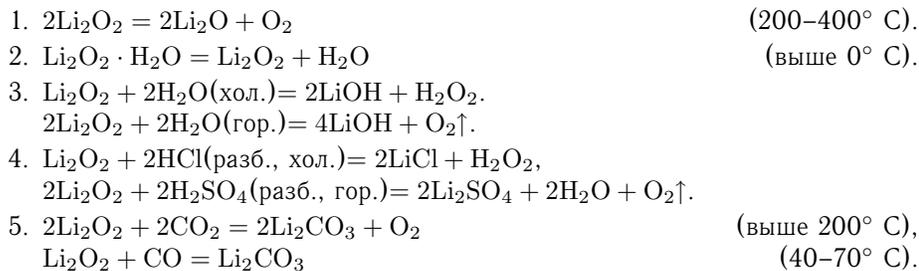
1.  $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ .  
 2.  $\text{Li}_2\text{O} + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = 2\text{LiCl} + \text{H}_2\text{O}$ .  
 3.  $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{S} = \text{Li}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$  (900–1000° С).  
 4.  $\text{Li}_2\text{O} + \text{Si} = 4\text{Li} + \text{SiO}_2$  (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. $\text{Li}_2\text{O}_2$ — ПЕРОКСИД ЛИТИЯ

Белый, при нагревании разлагается без плавления. Полностью гидролизуется водой, реагирует с кислотами. Энергично поглощает  $\text{CO}_2$  из воздуха. Получение см. 12<sup>8</sup>.

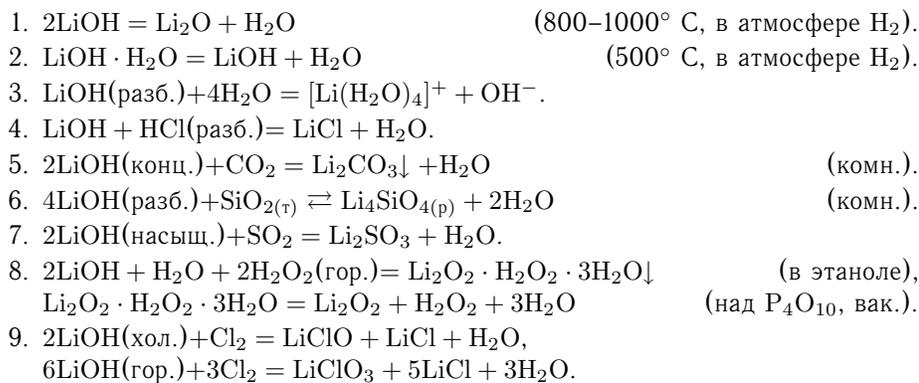
$$M_r = 45,88; \quad d = 2,363.$$



### 12. $\text{LiOH}$ — ГИДРОКСИД ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается в атмосфере  $\text{H}_2$ . Хорошо растворяется в воде. Проявляет свойства основных гидроксидов (щелочь), реагирует с кислотами, кислотными оксидами, поглощает  $\text{CO}_2$  из воздуха. Получение см. 8<sup>1</sup>, 9<sup>2</sup>, 4, 10<sup>1</sup>, 13<sup>9</sup>, 16<sup>6</sup>, 18<sup>11</sup>.

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



### 13. $\text{Li}_2\text{CO}_3$ — 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. 10<sup>7</sup>, 12<sup>5</sup>, 16<sup>4</sup>.

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

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. $\text{LiNO}_3$ — 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. 8<sup>4</sup>, 17<sup>3</sup>, 19<sup>4</sup>.

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

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. $\text{Li}_3\text{PO}_4$ — ОРТОФОСФАТ ЛИТИЯ

Литиофосфат. Белый, плавится без разложения. Плохо растворяется в воде, растворимость возрастает в присутствии гидрата аммиака. Разлагается кислотами. Получение см. 18<sup>7</sup>, 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. $\text{Li}_2\text{SO}_4$ — СУЛЬФАТ ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Вступает в реакции обмена. Получение см. 9<sup>9</sup>, 19<sup>6</sup>.

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

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. 8<sup>6</sup>, 18<sup>5</sup>.

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

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

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<sup>2</sup>, 6, 9<sup>3</sup>, 5, 10<sup>2</sup>, 12<sup>4</sup>, 13<sup>2</sup>, 16<sup>5</sup>.

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

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. $\text{Li}_2\text{S}$ — СУЛЬФИД ЛИТИЯ

Светло-желтый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Кристаллогидратов не образует. Восстановитель; во влажном состоянии окисляется  $\text{O}_2$  воздуха. Реагирует с кислотами, неметаллами. Получение см. 8<sup>8</sup>, 9<sup>6</sup>, 10<sup>3</sup>, 16<sup>8</sup>, 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  $300^\circ \text{C}$ ).
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. $\text{Li}_3\text{N}$ — НИТРИД ТРИЛИТИЯ

Темно-красный, плавится под избыточным давлением, разлагается при нагревании. Полностью гидролизуется в воде, разлагается кислотами. Получение см. 8<sup>9</sup>, 9<sup>7</sup>.

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

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  $\text{Li}_2\text{NH}$ ).

### 21. $\text{LiNH}_2$ — АМИД ЛИТИЯ

Белый, плавится без разложения, разлагается при дальнейшем нагревании. Полностью гидролизуется водой. Реагирует с кислотами. Получение см. 8<sup>12</sup>, 9<sup>12</sup>, 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. Li<sub>2</sub>NH — ИМИД ЛИТИЯ

Белый, при нагревании разлагается. Полностью гидролизуется в воде. Реагирует с кислотами, водородом. Получение см. 8<sup>12</sup>, 21<sup>1</sup>.

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

1.  $3\text{Li}_2\text{NH} = 2\text{Li}_3\text{N} + \text{NH}_3$  (выше 500° С).
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° С).

## 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 Na<sub>2</sub>. В особых условиях образуется фиолетово-синий коллоидный раствор натрия в эфире. Химически растворяется в жидком NH<sub>3</sub> (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, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, уголь, железо, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, SiC, ZrO<sub>2</sub>), образуя серо-черные моноатомные покрытия. Окрашивает пламя газовой горелки в желтый цвет. Наиболее распространенный металл в морской воде. Получение см. 28<sup>32</sup>, 29<sup>11</sup>, 36<sup>10, 11</sup>.

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

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

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° С).
4.  $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaH}$  (250–400° С, *p*).
5.  $2\text{Na} + \text{O}_2(\text{воздух}) = \text{Na}_2\text{O}_2$  (сжигание, примесь Na<sub>2</sub>O),  
 $2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}_2$  (250–400° С).
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<sub>3</sub>, 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<sub>2</sub> плавится без разложения. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом. Получение см. 23<sup>4</sup>, 820<sup>1</sup>.

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

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. Na<sub>2</sub>O — 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<sup>3, 5</sup>, 26<sup>1, 10</sup>, 28<sup>15</sup>, 29<sup>1</sup>, 294<sup>8</sup>, 303<sup>9</sup>.

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

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° С).
5.  $\text{Na}_2\text{O} + \text{NO} + \text{NO}_2 = 2\text{NaNO}_2$  (250° С).
6.  $\text{Na}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{NaAlO}_2$  (1200° С).
7.  $2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}_2$  (250–350° С, *p*).
8.  $\text{Na}_2\text{O} + \text{NH}_3(\text{ж}) \xrightarrow{\tau} \text{NaNH}_2 + \text{NaOH}$  (–50° С).

## 26. $\text{Na}_2\text{O}_2$ — ПЕРОКСИД НАТРИЯ

Белый (иногда желтоватый из-за примеси  $\text{NaO}_2$ ). При нагревании на воздухе желтеет и разлагается, плавится под избыточным давлением  $\text{O}_2$ . Имеет ионное строение  $(\text{Na}^+)_2(\text{O}_2^{2-})$ . Поглощает  $\text{CO}_2$  из воздуха. Полностью разлагается водой, кислотами. Энергично реагирует с кислородом, серой, натрием, моно и диоксидом углерода. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 23<sup>5</sup>, 25<sup>1, 7</sup>, 28<sup>31</sup>.

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

1.  $2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2$  (400–675° С, 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° С).
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° С, *p*).
7.  $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{S} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$  (100° С),  
 $2\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{C}(\text{графит}) = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{O}$  (100° С),  
 $3\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Al}(\text{порошок}) = 2\text{NaAlO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}$  (70–120° С).
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° С).
10.  $\text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na} = 2\text{Na}_2\text{O}$  (130–200° С, 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. $\text{NaO}_2$ — 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. 26<sup>6</sup>, 406<sup>9</sup>.

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

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.  $2\text{NaO}_2 + \text{CO} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$  ( $100^\circ \text{ C}$ ).
7.  $4\text{NaO}_2 + 3\text{C}(\text{графит}) = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2$  ( $100^\circ \text{ C}$ ).
8.  $\text{NaO}_2 + \text{Al}(\text{порошок}) = \text{NaAlO}_2$  ( $100^\circ \text{ C}$ ).

## 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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Реагирует с неметаллами, металлами, амфотерными оксидами и гидроксидами. Получение см. 23<sup>1</sup>, 6, 25<sup>2</sup>, 29<sup>8</sup>, 36<sup>11</sup>.

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

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

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 N<sub>2</sub>),  
 $2\text{NaOH}(\text{разб.}) + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$ .
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. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).
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. Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — 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. 26<sup>8</sup>, 28<sup>19</sup>, 30<sup>1, 4</sup>, 32<sup>7</sup>.

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

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

1.  $\text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2$  (выше  $1000^\circ \text{C}$ ).
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. $\text{NaHCO}_3$ — 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. 28<sup>19</sup>, 29<sup>5</sup>, 36<sup>8</sup>.

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

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. $\text{NaNO}_3$ — 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<sup>5, 22</sup>, 298<sup>5, 15</sup>, 303<sup>14</sup>.

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

- $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2$  (380–500° С, примеси  $\text{Na}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}_2$ ).
- $\text{NaNO}_2(\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + \text{NO}_3^-$  (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. $\text{Na}_2\text{SO}_4$ — 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. 28<sup>4</sup>, 33<sup>5</sup>, 36<sup>3</sup>, 39<sup>6</sup>, 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.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{F}_2 = 2\text{NaF} + \text{SO}_2\text{F}_2 + \text{O}_2$  (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. $\text{NaHSO}_4$ — ГИДРОСУЛЬФАТ НАТРИЯ

Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, создает кислотную среду за счет полного протолита иона  $\text{HSO}_4^-$ . 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. 28<sup>4</sup>, 32<sup>3</sup>, 36<sup>3</sup>, 424<sup>5</sup>, 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. 23<sup>7</sup>, 28<sup>7</sup>, 26, 237<sup>3</sup>, 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(HF<sub>2</sub>) — 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. 28<sup>7</sup>, 29<sup>6</sup>, 34<sup>2</sup>.

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

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. 23<sup>2</sup>, 7, 28<sup>3</sup>, 26, 26<sup>4</sup>, 32<sup>8</sup>.

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

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

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  $50^\circ \text{ C}$ ),  
 $2\text{NaCl}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$  (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.),  
 $2\text{NaCl}_{(т)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) + \text{MnO}_2 = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  ( $100^\circ \text{ C}$ ).
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  $300^\circ \text{ C}$ ).
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. 23<sup>7</sup>, 28<sup>13</sup>, 38<sup>6</sup>.

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

1.  $\text{NaBr} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaBr} + 2\text{H}_2\text{O}$  (выше  $51^\circ \text{ C}$ , 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. 23<sup>7</sup>, 28<sup>14</sup>, 27, 524<sup>7</sup>.

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

1.  $2\text{NaI} = 2\text{Na} + \text{I}_2$  (выше  $1400^\circ \text{ C}$ ).
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  $\text{HIO}_3$ ).
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.  $2\text{NaI}(\text{хол.}) + \text{E}_2 = 2\text{NaE} + \text{I}_2\downarrow$  ( $\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}$ ).  
 $\text{NaI}(\text{гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_2 = \text{NaIO}_3 + 6\text{HCl}$ .
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. Na<sub>2</sub>S — СУЛЬФИД НАТРИЯ

Белый, плавится без разложения, термически устойчивый. Безводный порошкообразный Na<sub>2</sub>S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноактивный; во влажном состоянии окисляется O<sub>2</sub> воздуха, присоединяет серу. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 23<sup>8</sup>, 32<sup>5</sup>, 413<sup>6</sup>.

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

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.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ).
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  $400^\circ \text{ C}$ ).
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  $\text{NH}_4\text{HS}$ ). Присоединяет серу. Типичный восстановитель, окисляется кислородом воздуха. Получение см. 23<sup>11</sup>, 39<sup>7</sup>, 413<sup>6, 12, 22</sup>.

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

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  $\text{Na}_2\text{S}$ . Водный раствор имеет желтую окраску. Окисляются на воздухе. Реагируют с кислотами, сильными восстановителями. Получение смеси  $\text{Na}_2(\text{S}_n)$  см. 23<sup>8</sup>, 39<sup>8</sup>, индивидуальных  $\text{Na}_2(\text{S}_n)$  — 39<sup>8</sup>.

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

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.),  
 $\text{Na}_2(\text{S}_n) + 2\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S}_n$  ( $-15^\circ\text{C}$ ).
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. $\text{NaNH}_2$ — 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. 23<sup>13</sup>, 24<sup>12</sup>, 294<sup>5</sup>.

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

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.  $\text{NaNH}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} = 2\text{NH}_3 + \text{NaCl}$  ( $-40^\circ\text{C}$ , в жидк.  $\text{NH}_3$ ).

## КАЛИЙ

#### 43. К — КАЛИЙ

Щелочной металл. Серебристо-белый (в тонком слое с фиолетовым оттенком), мягкий, низкоплавкий. Синие-зеленый пар калия состоит из атомов К (преобладают) и молекул  $\text{K}_2$ . Химически растворяется в жидком аммиаке (темно-синий раствор), расплаве гидроксида калия. Чрезвычайно реакционноспособный, сильнейший восстановитель; реагирует с  $\text{O}_2$  воздуха, водой (идет воспламенение выделяющегося  $\text{H}_2$ ), 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. 44<sup>1</sup>, 49<sup>25</sup>, 57<sup>6, 7</sup>, 760<sup>13</sup>, 761<sup>22</sup>.

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

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

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. 43<sup>5</sup>.

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

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. K<sub>2</sub>O — ОКСИД КАЛИЯ

Белый, термически устойчивый. Проявляет основные свойства, энергично реагирует с водой (образуется сильнощелочной раствор), кислотами, кислотными и амфотерными оксидами, жидким аммиаком. Получение см. 43<sup>4</sup>, 47<sup>1</sup>, 12, 49<sup>11</sup>, 50<sup>1</sup>.

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

- $2\text{K}_2\text{O} = \text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{K}$  (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. $\text{K}_2\text{O}_2$ — ПЕРОКСИД КАЛИЯ

Белый (с примесью  $\text{KO}_2$  — светло-желтый). При нагревании на воздухе желтеет и разлагается, плавится под избыточным давлением  $\text{O}_2$ . Имеет ионное строение  $(\text{K}^+)_2(\text{O}_2^{2-})$ . Чувствителен к  $\text{CO}_2$  воздуха. Полностью разлагается водой, кислотами, реагирует с металлами и неметаллами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 43<sup>6</sup>, 47<sup>1</sup>, 49<sup>24</sup>.

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

- $2\text{K}_2\text{O}_2 = 2\text{K}_2\text{O} + \text{O}_2$  (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. $\text{KO}_2$ — 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. 43<sup>6</sup>.

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

- $\text{KO}_2 \xrightarrow[\text{-O}_2]{290^\circ \text{C, вак.}} \text{K}_2\text{O}_2 \xrightarrow[\text{-O}_2]{530^\circ \text{C}} \text{K}_2\text{O}$ .
- $2\text{KO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + \text{KHO}_2(\text{p}) + \text{O}_2\uparrow$  (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.  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ).

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. $\text{K}_2\text{O}_3$ — 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. 47<sup>6</sup>, 49<sup>10</sup>.

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

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  $\text{OH}^0$ ).
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. $\text{KOH}$ — 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  $\text{CO}_2$ . Реагирует с неметаллами, металлами. Получение см. 43<sup>1</sup>, 7, 50<sup>10</sup>, 57<sup>7</sup>.

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

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

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.  $\text{KOH(разб.)} + \text{HF(разб.)} = \text{KF} + \text{H}_2\text{O}$ ,  
 $\text{KOH(конц.)} + 2\text{HF(конц.)} = \text{K(HF}_2) + \text{H}_2\text{O}$ .
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),  
 $2\text{KOH(конц.)} + 6\text{H}_2\text{O(гор.)} + 2\text{Al} = 2\text{K[Al(OH)}_4] + 3\text{H}_2\uparrow$ .
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),  
 $\text{KOH} + \text{Al(OH)}_3 = \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (1000° C).
19.  $2\text{KOH(конц., гор.)} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{K[Al(OH)}_4]$ ,  
 $\text{KOH(конц.)} + \text{Al(OH)}_3 = \text{K[Al(OH)}_4]$ .
20.  $\text{KOH(конц.)} + \text{NH}_4\text{Cl(конц.)} = \text{KCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$  (кип.).
21.  $2\text{KOH} + \text{FeI}_2 = 2\text{KI} + \text{Fe(OH)}_2\downarrow$  (в атмосфере N<sub>2</sub>),  
 $2\text{KOH(разб.)} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ag}_2\text{O}\downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$ .
22.  $3\text{KOH(разб.)} + \text{AlCl}_3 = \text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{KCl}$ ,  
 $4\text{KOH(конц.)} + \text{AlCl}_3 = \text{K[Al(OH)}_4] + 3\text{KCl}$ .
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. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).
25.  $4\text{KOH}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{K(катод)} + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{H}_2\text{O}$ .

## 50. K<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — 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. 47<sup>8</sup>, 10, 14, 49<sup>13</sup>, 51<sup>1, 4</sup>, 53<sup>8</sup>.

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

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

1.  $\text{K}_2\text{CO}_3 = \text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2$  (выше  $1200^\circ \text{C}$ ).
2.  $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{CO}_3 + 1,5\text{H}_2\text{O}$  ( $100\text{--}150^\circ \text{C}$ , 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.  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = 2\text{KHCO}_3$  ( $30\text{--}40^\circ \text{C}$ ).
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.  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{кокс}) + \text{CaCN}_2 = 2\text{KCN} + \text{CaCO}_3$  ( $900^\circ \text{C}$ ).
16.  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} = 2\text{KOCN} + 2\text{H}_2\text{O}$  ( $40^\circ \text{C}$ ).

### 51. $\text{KHCO}_3$ — 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. 49<sup>13</sup>, 50<sup>8</sup>.

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

1.  $2\text{KHCO}_3 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  ( $100\text{--}400^\circ \text{C}$ ).
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. $\text{KNO}_3$ — 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. 47<sup>11</sup>, 49<sup>3, 17</sup>, 304<sup>7, 8</sup>.

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

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. $\text{K}_2\text{SO}_4$ — СУЛЬФАТ КАЛИЯ

Арканит. Белый, термически устойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Восстанавливается водородом, углеродом. Получение см. 47<sup>7</sup>, 49<sup>4</sup>, 54<sup>1, 3, 4</sup>, 57<sup>2</sup>, 60<sup>6</sup>, 427<sup>1</sup>.

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

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

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<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup>).
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. Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>).
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. $\text{KHSO}_4$ — ГИДРОСУЛЬФАТ КАЛИЯ

Меркалит. Белый. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде, создает кислотную среду за счет полного протолиза иона HSO<sub>4</sub><sup>-</sup>. Кристаллогидратов не образует. Нейтрализуется щелочами. Реагирует с пероксидом водорода. Получение см. 49<sup>4</sup>, 53<sup>2</sup>, 57<sup>2</sup>.

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

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).

2.  $\text{KHSO}_4(\text{конц.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{HSO}_4^-$ ,  $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$   
(разбавление водой).
3.  $\text{KHSO}_4 + \text{KOH}(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .
4.  $\text{KHSO}_4 + \text{KCl} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$  (450–700° С).
5.  $\text{KHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{KHSO}_3(\text{O}_2) + \text{H}_2\text{O}$  (0° С).
6.  $2\text{KHSO}_4 + \text{TiO}_2 = \text{Ti}(\text{SO}_4)\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  (300° С).
7.  $6\text{KHSO}_4 + \text{M}_2\text{O}_3 = \text{M}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$  (300–500° С;  
M = Al, Cr).
8.  $2\text{KHSO}_4(\text{насыщ.}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow(\text{катод}) + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)(\text{анод})$  (0–7° С).

### 55. KF — ФТОРИД КАЛИЯ

Кароббиит. Белый, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по аниону). Разлагается кислотами. Получение см. 43<sup>8</sup>, 49<sup>6</sup>, 50<sup>7</sup>, 56<sup>1, 7</sup>.

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

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

1.  $\text{KF} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{KF} + 2\text{H}_2\text{O}$  (350° С).
2.  $\text{KF}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{F}^-$ ,  
 $\text{F}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HF} + \text{OH}^-$ ;  $pK_a = 10, 82$ .
3.  $\text{KF} + \text{HF}(\text{конц.}) = \text{K}(\text{HF}_2)$ ,  
 $\text{KF} + n\text{HF}_{(\text{ж})} = \text{KF} \cdot n\text{HF}\downarrow$ , точнее  $\text{K}[\text{F}(\text{HF})_n]$  (n = 1 ÷ 4).
4.  $2\text{KF} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HF}\uparrow$  (кип.).
5.  $\text{KF} + \text{LiOH}(\text{насыщ.}) = \text{KOH} + \text{LiF}\downarrow$ .
6.  $2\text{KF}(\text{конц.}) + \text{H}_2[\text{SiF}_6] = \text{K}_2[\text{SiF}_6]\downarrow + 2\text{HF}$ .
7.  $\text{KF} + \text{SO}_2(\text{ж}) = \text{KSO}_2\text{F}$ .
8.  $\text{KF}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{K}\downarrow(\text{катод}) + \text{F}_2\uparrow(\text{анод})$ .

### 56. K(HF<sub>2</sub>) — 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. 49<sup>6</sup>, 50<sup>7</sup>, 55<sup>3</sup>.

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

1.  $\text{K}(\text{HF}_2) = \text{KF} + \text{HF}$  (310–400° С).
2.  $\text{K}(\text{HF}_2)(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{HF}_2^-$ ,  
 $\text{HF}_2^- \rightleftharpoons \text{HF} + \text{F}^-$ ,  $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $pK_a = 3, 18$ .
3.  $2\text{K}(\text{HF}_2) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{HF}\uparrow$  (кип.).

- $K(HF_2) + KOH(\text{конц.}) = 2KF + H_2O$ .
- $K(HF_2) + Ca(OH)_2(\text{насыщ.}) = KOH + H_2O + CaF_2 \downarrow$ .
- $K(HF_2) + H_2SO_4 + 2SO_3 = 2HSO_3F + KHSO_4$  (комн., в олеуме).
- $K(HF_2)_{(ж)} \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2 \uparrow (\text{катод}) + F_2 \uparrow (\text{анод}) + KF$ .

### 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. 43<sup>2</sup>, 8, 49<sup>3</sup>, 20, 50<sup>4</sup>, 53<sup>4</sup>.

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

- $KCl(\text{разб.}) + 6H_2O = [K(H_2O)_6]^+ + Cl^-$  (рН 7).
- $2KCl_{(т)} + H_2SO_4(\text{конц.}) = K_2SO_4 + 2HCl \uparrow$  (кип.).
- $KCl + KHSO_4 = K_2SO_4 + HCl$  (450–700° C).
- $10KCl_{(т)} + 8H_2SO_4(\text{конц., гор.}) + 2KMnO_{4(т)} = 5Cl_2 \uparrow + 2MnSO_4 + 6K_2SO_4 + 8H_2O$ .
- $KCl(\text{конц.}) + NaClO_4(\text{насыщ.}) = KClO_4 \downarrow + NaCl$  (10° C).
- $2KCl_{(ж)} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2K(\text{катод}) + Cl_2 \uparrow (\text{анод})$ .
- $2KCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2 \uparrow (\text{катод}) + Cl_2 \uparrow (\text{анод}) + 2KOH$ ,  
 $2KCl_{(р)} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2K(\text{катод}) + Cl_2 \uparrow (\text{анод})$ .
- $KCl + 3H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} 3H_2 \uparrow (\text{катод}) + KClO_3(\text{анод})$  [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. 43<sup>8</sup>, 59<sup>4</sup>, 512<sup>1</sup>.

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

- $KBr(\text{разб.}) + 6H_2O = [K(H_2O)_6]^+ + Br^-$  (рН 7).
- $2KBr_{(т)} + H_2SO_4(10\text{--}50\%\text{-я, хол.}) = K_2SO_4 + 2HBr$ ,  
 $2KBr_{(т)} + 3H_2SO_4(> 50\%\text{-я, гор.}) = 2KHSO_4 + Br_2 \uparrow + SO_2 \uparrow + 2H_2O$ .
- $2KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2 \uparrow$  (кип.).
- $5KBr + 3H_2SO_4(\text{разб.}) + KBrO_3 = 3Br_2 + 3K_2SO_4 + 3H_2O$ ,  
 $2KBr + 2H_2SO_4(\text{конц.}) + MnO_2 = Br_2 + K_2SO_4 + MnSO_4 + 2H_2O$  (кип.).
- $KBr + 3H_2O(\text{гор.}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 3H_2 \uparrow (\text{катод}) + KBrO_3(\text{анод})$ .

## 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. 43<sup>8</sup>, 49<sup>21</sup>, 525<sup>4</sup>, 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. K<sub>2</sub>S — СУЛЬФИД КАЛИЯ

Белый, плавится без разложения. Термически устойчивый. Безводный порошокобразный K<sub>2</sub>S 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. 43<sup>9</sup>, 63<sup>6</sup>, 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.  $K_2S_{(р)} \xrightarrow[-KOH]{O_2(\text{воздух}), \tau} S$  (коллоид),  $K_2(S_n)$ ,  $K_2SO_3S$ .
6.  $K_2S_{(т)} + 2O_2 = K_2SO_4$  (выше 500° C).

7.  $K_2S_{(p)} + (n - 1)S = K_2(S_n)$  [кип.],  
 $K_2S + S = K_2(S_2)$  [500° С],  
 $K_2S + 2S = K_2(S_3)$  [кип. в этаноле],  
 $K_2S + 3S = K_2(S_4)$  [250–300° С],  
 $K_2S + 4S = K_2(S_5)$  [175–220° С].
8.  $K_2S + H_2S(\text{насыщ.}) = 2KHS$ .

### 61. $K_2(S_n)$ — ПОЛИСУЛЬФИДЫ(2–) КАЛИЯ

Смесь  $K_2(S_n)$ , ( $n = 2 \div 6$ ) имеет желто-бурую окраску. Все  $K_2(S_n)$  — 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  $K_2(S_n)$  см.  $60^{5, 7}$ , индивидуальных  $K_2(S_n)$  ( $n = 2 \div 5$ ) —  $60^7$ ,  $K_2(S_6)$  —  $61^7$ .

$$K_2(S_2) : \quad M_r = 142, 33; \quad d = 1, 973; \quad t_{пл} = 520^\circ \text{ С.}$$

$$K_2(S_3) : \quad M_r = 174, 39; \quad d = 2, 102; \quad t_{пл} = 292^\circ \text{ С.}$$

$$K_2(S_4) : \quad M_r = 206, 46; \quad t_{пл} = 159^\circ \text{ С.}$$

$$K_2(S_5) : \quad M_r = 238, 53; \quad d = 2, 128; \quad t_{пл} = 211^\circ \text{ С.}$$

$$K_2(S_6) : \quad M_r = 270, 59; \quad d = 2, 02; \quad t_{пл} = 196^\circ \text{ С.}$$

- $K_2(S_n) = K_2S + (n - 1)S$  (выше 600° С).
- $K_2(S_n)[\text{разб.}] + 12H_2O = 2[K(H_2O)_6]^+ + S_n^{2-}$ ,  
 $S_n^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HS_n^- + OH^-$ ;  $pK_o = 7, 70$  ( $n = 4$ ), 8, 30 ( $n = 5$ ).
- $K_2(S_n) + 2HCl(\text{разб.}) = 2KCl + H_2S\uparrow + (n - 1)S\downarrow$  (комн.),  
 $K_2(S_n) + 2HCl(\text{конц.}) = 2KCl + H_2S_n$  (–15° С).
- $2K_2(S_n) + 2H_2O(\text{хол.}) + O_2 = nS(\text{коллоид}) + 4KOH$  (на свету),  
 $2K_2(S_n)[\text{насыщ., гор.}] + 3O_2 = 2K_2SO_3S + (2n - 4)S\downarrow$ .
- $K_2(S_n) + H_2O + SO_2 = K_2SO_3S + H_2S\uparrow + (n - 2)S\downarrow$  (комн.).
- $K_2(S_n) + SnS_2 = K_2[SnS_3] + (n - 1)S\downarrow$ ,  
 $3K_2(S_n) + As_2S_3 = 2K_3[AsS_4] + (3n - 5)S\downarrow$ .
- $K_2(S_5) + S = K_2(S_6)$  [120–180° С].

### 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.  $43^{12}$ ,  $44^8$ ,  $45^7$ .

$$M_r = 55, 12; \quad t_{пл} = 338^\circ \text{ С.}$$

- $6KNH_2 = 6K + 4NH_3 + N_2$  (600–700° С).

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.  $\text{NH}_3$ ).

## РУБИДИЙ

### 63. Rb — РУБИДИЙ

Щелочной металл. Белый, мягкий, весьма низкоплавкий. Пар рубидия окрашен в зеленовато-синий цвет. Химически растворяется в жидком  $\text{NH}_3$  (темно-синий раствор), расплаве  $\text{RbOH}$ . Чрезвычайно реакционноспособный; сильнейший восстановитель. Энергично реагирует с  $\text{O}_2$  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. 64<sup>1</sup>, 65<sup>1</sup>, 69<sup>6</sup>, 73<sup>7</sup>, 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  $\text{H}_2\text{S}$ ).
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.  $\text{NH}_3$ ).
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. 63<sup>6</sup>.

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

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. Rb<sub>2</sub>O — 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<sup>5, 8</sup>, 67<sup>1</sup>, 70<sup>1</sup>.

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

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. Rb<sub>2</sub>O<sub>2</sub> — ПЕРОКСИД РУБИДИЯ

Белый (с примесью RbO<sub>2</sub> — желтый). Термически устойчивый, плавится без разложения. Чрезвычайно чувствителен к O<sub>2</sub> и CO<sub>2</sub> воздуха. Имеет ионное строение (Rb<sup>+</sup>)<sub>2</sub>(O<sub>2</sub><sup>2-</sup>). Полностью разлагается водой, кислотами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 63<sup>8</sup>, 67<sup>1</sup>.

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

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. $\text{RbO}_2$ — НАДПЕРОКСИД РУБИДИЯ

Оранжево-желтый. При нагревании разлагается, плавится под избыточным давлением  $\text{O}_2$ . Имеет ионное строение  $(\text{Rb}^+)(\text{O}_2^-)$ . Энергично реагирует с водой, кислотами, озоном, моно- и диоксидом углерода, аммиаком. Очень сильный окислитель. Получение см. 63<sup>7</sup>, 8, 69<sup>4</sup>.

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

- $\text{RbO}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{400-800^\circ \text{C}} \text{Rb}_2\text{O}_2 \xrightarrow[-\text{O}_2]{\text{выше } 1010^\circ \text{C}} \text{Rb}_2\text{O}$ ,  
 $2\text{RbO}_2 = \text{Rb}_2\text{O}_2 + \text{O}_2$  (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. $\text{RbO}_3$ — ОЗОНИД РУБИДИЯ

Оранжево-красный. Более устойчивый, чем  $\text{KO}_3$ , разлагается при нагревании. Имеет ионное строение  $(\text{Rb}^+)(\text{O}_3^-)$ . Энергично реагирует с водой, кислотами, серой. Очень сильный окислитель. Получение см. 67<sup>7</sup>, 69<sup>4</sup>.

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

- $2\text{RbO}_3 = 2\text{RbO}_2 + \text{O}_2$  (60–90° C).
- $4\text{RbO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{RbOH} + 5\text{O}_2\uparrow$  (примесь радикалов  $\text{OH}^0$ ).
- $4\text{RbO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., хол.}) = 4\text{RbCl} + 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ,  
 $2\text{RbO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб., гор.}) = 2\text{RbCl} + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ .
- $4\text{RbO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{влага}) + 3\text{CO}_2 = \text{Rb}_2\text{CO}_3 + 2\text{RbHCO}_3 + 5\text{O}_2$  (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. $\text{RbOH}$ — 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. 63<sup>1</sup>, 9, 67<sup>2</sup>, 3, 70<sup>7</sup>, 72<sup>3</sup>.

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

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  $\text{H}_2$ ).
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. $\text{Rb}_2\text{CO}_3$ — КАРБОНАТ РУБИДИЯ

Белый, при прокаливании разлагается, плавится только под избыточным давлением  $\text{CO}_2$ . Чувствителен к влаге и  $\text{CO}_2$  воздуха. Очень хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Разлагается кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 67<sup>6</sup>, 9, 69<sup>3</sup>.

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

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. $\text{RbNO}_3$ — 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. 63<sup>4</sup>, 69<sup>3</sup>.

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

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. $\text{Rb}_2\text{SO}_4$ — СУЛЬФАТ РУБИДИЯ

Белый, летучий, плавится и кипит без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Получение см. 63<sup>3</sup>, 73<sup>2</sup>, 3, 74<sup>6</sup>.

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

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<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup>).
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. $\text{RbCl}$ — 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. 63<sup>2</sup>, 10, 69<sup>3</sup>, 70<sup>4</sup>, 72<sup>3</sup>.

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

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

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. $\text{Rb}_2\text{S}$ — СУЛЬФИД РУБИДИЯ

Белый, плавится без разложения. Термически устойчивый. Безводный порошок-кообразный  $\text{Rb}_2\text{S}$  пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноспособный, во влажном воздухе окисляется. Разлагается сильными кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 63<sup>11</sup>, 64<sup>5</sup>.

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

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. 77<sup>1</sup>, 81<sup>6</sup>, 85<sup>9</sup>.

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

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

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  $\text{H}_2\text{S}$ ),  
 $21\text{Cs} + 26\text{HNO}_3(\text{разб., хол.}) = 21\text{CsNO}_3 + \text{NO}\uparrow + \text{N}_2\text{O}\uparrow + \text{N}_2\uparrow + 13\text{H}_2\text{O}$ .
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.  $\text{NH}_3$ ).
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.; E = F, Cl, Br, 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.  $\text{Cs} + 6\text{NH}_3(\text{ж}) = [\text{Cs}(\text{NH}_3)_6](\text{т.-син.})$  [ $-40^\circ \text{C}$ ],  
 $[\text{Cs}(\text{NH}_3)_6] + n\text{NH}_3(\text{ж}) \rightleftharpoons [\text{Cs}(\text{NH}_3)_6]^+ + e^- \cdot n\text{NH}_3.$   
 14.  $4\text{Cs} + 3\text{SiO}_2 = 2\text{Cs}_2\text{SiO}_3 + \text{Si}$  (выше  $300^\circ \text{C}$ ).

### 76. CsH — ГИДРИД ЦЕЗИЯ

Белый. При нагревании разлагается, под избыточным давлением  $\text{H}_2$  плавится без разложения. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами, аммиаком, кислородом, хлором. Получение см. 75<sup>5</sup>.

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

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

### 77. Cs<sub>2</sub>O — 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. 75<sup>7</sup>, 79<sup>1</sup>.

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

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.  $\text{Cs}_2\text{O} + \text{NH}_3(\text{ж}) \xrightarrow{\tau} \text{CsNH}_2\downarrow + \text{CsOH}$  ( $-50^\circ \text{C}$ ).

### 78. Cs<sub>2</sub>O<sub>2</sub> — ПЕРОКСИД ЦЕЗИЯ

Белый (с примесью  $\text{CsO}_2$  — желтый). Термически устойчивый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Чрезвычайно чувствителен к  $\text{O}_2$  воздуха, поглощает влагу и  $\text{CO}_2$ . Полностью разлагается водой, кислотами. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 75<sup>7</sup>, 79<sup>1</sup>.

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

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

3.  $\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}, \text{хол.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}_2$ .
4.  $2\text{Cs}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}, \text{гор.}) = 2\text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ .
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. $\text{CsO}_2$ — НАДПЕРОКСИД ЦЕЗИЯ

Оранжево-желтый, при нагревании разлагается без плавления, плавится под избыточным давлением  $\text{O}_2$ . Имеет ионное строение  $(\text{Cs}^+)(\text{O}_2^-)$ . Энергично реагирует с водой, кислотами, озоном, моно- и диоксидом углерода, аммиаком. Очень сильный окислитель. Получение см. 75<sup>7</sup>, 81<sup>4</sup>.

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

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.  $2\text{CsO}_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}, \text{хол.}) = 2\text{CsCl} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{O}_2\uparrow$ .
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. $\text{CsO}_3$ — ОЗОНИД ЦЕЗИЯ

Оранжево-красный. Более устойчив, чем  $\text{KO}_3$  и  $\text{RbO}_3$ , разлагается при умеренном нагревании. Имеет ионное строение  $(\text{Cs}^+)(\text{O}_3^-)$ . Энергично реагирует с водой, кислотами, серой. Очень сильный окислитель. Получение см. 79<sup>6</sup>, 81<sup>4</sup>.

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

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  $\text{OH}^0$ ).
3.  $4\text{CsO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб.}, \text{хол.}) = 4\text{CsCl} + 5\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ,  
 $2\text{CsO}_3 + 4\text{HCl}(\text{разб.}, \text{гор.}) = 2\text{CsCl} + \text{Cl}_2\uparrow + 2\text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ .
4.  $4\text{CsO}_3 + \text{H}_2\text{O}(\text{влажа}) + 3\text{CO}_2 = \text{Cs}_2\text{CO}_3 + 2\text{CsHCO}_3 + 5\text{O}_2$  (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<sup>1, 8</sup>, 77<sup>2</sup>, 82<sup>7</sup>, 84<sup>3</sup>, 85<sup>9</sup>.

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

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

1.  $\text{CsOH} \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{CsOH} + \text{H}_2\text{O}$  (300° C, в токе H<sub>2</sub>).
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. Cs<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — КАРБОНАТ ЦЕЗИЯ

Белый, при прокаливании разлагается, плавится под избыточным давлением CO<sub>2</sub>. Чувствителен к влаге и CO<sub>2</sub> воздуха. Очень хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону), создает сильнощелочную среду. Разлагается кислотами. Вступает в реакции обмена. Получение см. 77<sup>4</sup>, 81<sup>5</sup>.

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

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. CsNO<sub>3</sub> — 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. 75<sup>3</sup>, 81<sup>3</sup>.

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

1.  $2\text{CsNO}_3 = 2\text{CsNO}_2 + \text{O}_2$  (585–850° С).
2.  $\text{CsNO}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{NO}_3^-$  (рН 7).
3.  $\text{CsNO}_3(\text{насыщ.}) + (1 - 2)\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{CsNO}_3 \cdot (1 - 2)\text{HNO}_3 \downarrow$  (комн.).
4.  $\text{CsNO}_3 + 2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) = \text{CsNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (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.).
5.  $2\text{CsNO}_3 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{N}_2\text{O} + 4\text{H}_2\text{O}$  (350° С).
6.  $\text{CsNO}_3 + \text{Pb} = \text{CsNO}_2 + \text{PbO}$  (400° С).

#### 84. $\text{Cs}_2\text{SO}_4$ — СУЛЬФАТ ЦЕЗИЯ

Белый, летучий, плавится без разложения. Хорошо растворяется в воде (гидролиза нет). Кристаллогидратов не образует. Вступает в реакции обмена. Получение см. 75<sup>3</sup>, 81<sup>3</sup>, 86<sup>6</sup>.

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

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

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

#### 85. $\text{CsCl}$ — 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<sup>2, 9</sup>, 81<sup>3</sup>, 82<sup>4</sup>, 84<sup>3</sup>.

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

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

1.  $\text{CsCl}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Cs}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{Cl}^-$  (рН 7).
2.  $2\text{CsCl}_{(\tau)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$  (кип.).
3.  $\text{CsCl} + \text{CsHSO}_4 = \text{Cs}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$  (550–700° С).
4.  $10\text{CsCl}_{(\tau)} + 8\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) + 2\text{KMnO}_{4(\tau)} = 5\text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{Cs}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$ .
5.  $2\text{CsCl} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6] = \text{Cs}_2[\text{SnCl}_6] \downarrow + 2\text{HCl}$  (в конц. HCl).
6.  $3\text{CsCl} + 3\text{H}[\text{SbCl}_4] = \text{Cs}_3[\text{SbCl}_9] \downarrow + 2\text{HCl}$  (в конц. HCl).
7.  $2\text{CsCl} + \text{H}_2[\text{PtCl}_6] = \text{Cs}_2[\text{PtCl}_6] \downarrow + 2\text{HCl}$  (в разб. HCl).
8.  $2\text{CsCl}_{(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Cs}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow (\text{анод})$ .
9.  $2\text{CsCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2 \uparrow (\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow (\text{анод}) + 2\text{CsOH}$ ,  
 $2\text{CsCl}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{(на Hg-катоде)}]{\text{электролиз}} 2\text{Cs}(\text{катод}) + \text{Cl}_2 \uparrow (\text{анод})$ .

## 86. Cs<sub>2</sub>S — СУЛЬФИД ЦЕЗИЯ

Белый, термически устойчивый. Безводный порошкообразный Cs<sub>2</sub>S пирофорен в сухом воздухе. Хорошо растворяется в воде (сильный гидролиз по аниону). Реакционноспособный, во влажном состоянии окисляется O<sub>2</sub> воздуха, присоединяет серу. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Получение см. 75<sup>10</sup>, 76<sup>5</sup>.

$$M_r = 297,88;$$

1. Cs<sub>2</sub>S · 4H<sub>2</sub>O = Cs<sub>2</sub>S + 4H<sub>2</sub>O (150° С, вак.).
2. Cs<sub>2</sub>S(разб.) + 12H<sub>2</sub>O = 2[Cs(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>+</sup> + S<sub>2</sub><sup>2-</sup>,  
S<sub>2</sub><sup>2-</sup> + H<sub>2</sub>O ⇌ HS<sup>-</sup> + OH<sup>-</sup>; pK<sub>0</sub> = 1,09.
3. Cs<sub>2</sub>S + 2HCl(разб.) = 2CsCl + H<sub>2</sub>S↑.
4. Cs<sub>2</sub>S + 3H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц.) = 2CsHSO<sub>4</sub> + S↓ + SO<sub>2</sub>↑ + 2H<sub>2</sub>O.
5. Cs<sub>2</sub>S(p)  $\xrightarrow[-CsOH]{O_2(\text{воздух}), \tau}$  S(коллоид), Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>), Cs<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>S.

## 87. Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>) — ПОЛИСУЛЬФИДЫ (2-) ЦЕЗИЯ

Смесь Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>) (n = 2, 3, 5, 6) имеет желто-бурюю окраску. Все Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>) — 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 Cs<sub>2</sub>S) гидролизуются по аниону, раствор окрашен в темно-желтый цвет. Окисляются на воздухе, разлагаются кислотами. Обладают окислительным действием. Получение см. 86<sup>5</sup>, 7.

Cs <sub>2</sub> (S <sub>2</sub> ) :	M <sub>r</sub> = 329,94;	t <sub>пл</sub> = 460° С.
Cs <sub>2</sub> (S <sub>3</sub> ) :	M <sub>r</sub> = 362,01;	t <sub>пл</sub> = 217° С.
Cs <sub>2</sub> (S <sub>5</sub> ) :	M <sub>r</sub> = 426,14;	t <sub>пл</sub> = 210° С.
Cs <sub>2</sub> (S <sub>6</sub> ) :	M <sub>r</sub> = 458,21;	t <sub>пл</sub> = 185° С.

1. Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>) = Cs<sub>2</sub>S + (n - 1)S (выше 600° С).
2. Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>)[разб.] + 12H<sub>2</sub>O = 2[Cs(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>+</sup> + S<sub>n</sub><sup>2-</sup>,  
S<sub>n</sub><sup>2-</sup> + H<sub>2</sub>O ⇌ HS<sub>n</sub><sup>-</sup> + OH<sup>-</sup>; pK<sub>0</sub> = 8,30 (n = 5).
3. Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>) + 2HCl(разб.) = 2CsCl + H<sub>2</sub>S↑ + (n - 1)S↓ (комн.),  
Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>) + 2HCl(конц.) = 2CsCl + H<sub>2</sub>S<sub>n</sub> (-15° С).
4. Cs<sub>2</sub>(S<sub>n</sub>) + 2H<sub>2</sub>O(хол.) + O<sub>2</sub> = 2nS(коллоид) + 4CsOH (на свету).

## 88. Fr — ФРАНЦИЙ

Щелочной металл. Белый, весьма легкоплавкий. Радиоактивен, наиболее долгоживущий изотоп <sup>223</sup>Fr (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. 90<sup>12</sup>, 95<sup>9</sup>, 10, 96<sup>9</sup>.

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

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. 91<sup>1</sup>, 92<sup>1</sup>, 93<sup>1</sup>, 94<sup>1</sup>.

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

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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Получение см. 89<sup>1</sup>, 94<sup>5, 6</sup>, 96<sup>4, 5</sup>.

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

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. BeCO<sub>3</sub> — КАРБОНАТ БЕРИЛЛИЯ

Белый, при слабом нагревании разлагается без плавления. Не растворяется в холодной воде. Не переводится в раствор действием CO<sub>2</sub>. Разлагается горячей водой, кислотами, концентрированными щелочами, растворами карбонатов щелочных металлов и аммония. Получение см. 95<sup>8</sup>.

$$M_r = 69,02.$$

1. BeCO<sub>3</sub> = BeO + CO<sub>2</sub> (выше 180° С).
2. BeCO<sub>3</sub> · 4H<sub>2</sub>O = BeCO<sub>3</sub> + 4H<sub>2</sub>O (100° С, вак.).
3. 2BeCO<sub>3</sub> + H<sub>2</sub>O(гор.) = Be<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(OH)<sub>2</sub>↓ + CO<sub>2</sub>↑.
4. BeCO<sub>3</sub> + 2HCl(разб.) = BeCl<sub>2</sub> + CO<sub>2</sub>↑ + H<sub>2</sub>O.
5. BeCO<sub>3</sub> + 4HF(конц.) = H<sub>2</sub>[BeF<sub>4</sub>] + CO<sub>2</sub>↑ + H<sub>2</sub>O.
6. BeCO<sub>3</sub> + 4NaOH(конц., гор.) = Na<sub>2</sub>[Be(OH)<sub>4</sub>] + Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.
7. BeCO<sub>3(т)</sub> + (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>(конц.) = (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>[Be(CO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]<sub>(р)</sub>.

## 93. Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> — НИТРАТ БЕРИЛЛИЯ

Белый, при нагревании разлагается. В чистой воде гидролизуетсся с образованием осадка основных солей, в подкисленной воде хорошо растворяется (гидролиз по катиону). Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 89<sup>2</sup>, 94<sup>7</sup>.

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

1. 8Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> = 2[Be<sub>4</sub>(NO<sub>3</sub>)<sub>6</sub>O] + 4NO + O<sub>2</sub> (125° С, вак.),  
2Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> = 2BeO + 4NO<sub>2</sub> + O<sub>2</sub> (выше 1000° С).
2. 24[Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> · 4H<sub>2</sub>O] = 6[Be<sub>4</sub>(NO<sub>3</sub>)<sub>6</sub>O] + 8HNO<sub>3</sub> + 4NO + 3O<sub>2</sub> + 92H<sub>2</sub>O (100° С).
3. Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>(разб.) + 4H<sub>2</sub>O(хол.) = [Be(H<sub>2</sub>O)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup> + 2NO<sub>3</sub><sup>-</sup> (в разб. HNO<sub>3</sub>),  
[Be(H<sub>2</sub>O)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup> + H<sub>2</sub>O ⇌ [Be(H<sub>2</sub>O)<sub>3</sub>(OH)]<sup>+</sup> + H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>; pK<sub>к</sub> = 5, 70,  
3[Be(H<sub>2</sub>O)<sub>3</sub>(OH)]<sup>+</sup> ⇌ [Be<sub>3</sub>(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>(OH)<sub>3</sub>]<sup>3+</sup> + 3H<sub>2</sub>O.
4. Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O(хол.) = Be(NO<sub>3</sub>)OH↓ + HNO<sub>3</sub>.
5. Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2NaOH(разб.) = Be(OH)<sub>2</sub>↓ + 2NaNO<sub>3</sub>,  
Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 4NaOH(конц.) = Na<sub>2</sub>[Be(OH)<sub>4</sub>] + 2NaNO<sub>3</sub>.
6. Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2(NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O)[конц.] = Be(OH)<sub>2</sub>↓ + 2NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>.
7. 3Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + 2Na<sub>2</sub>HPO<sub>4</sub>(гор.) = Be<sub>3</sub>(PO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>↓ + 4NaNO<sub>3</sub> + 2HNO<sub>3</sub>.
8. Be(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub> + Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> = Be(NH<sub>4</sub>)PO<sub>4</sub>↓ + 2NaNO<sub>3</sub>.

## 94. BeSO<sub>4</sub> — 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. 90<sup>1</sup>, 95<sup>4</sup>.

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

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

### 95. $\text{BeF}_2$ — 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. 89<sup>5</sup>, 90<sup>4</sup>, 6, 98<sup>1</sup>.

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

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

### 96. $\text{BeCl}_2$ — 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. 89<sup>5</sup>, 90<sup>8</sup>.

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

- $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{BeCl}(\text{OH}) + \text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O}$  (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. $\text{Be}_2\text{C}$ — КАРБИД ДИБЕРИЛЛИЯ

Желтовато-красный, очень твердый, при плавлении разлагается. Медленно гидролизуются во влажном воздухе, быстро — в горячей воде. Реагирует с разбавленными кислотами, концентрированными щелочами. Окисляется на воздухе, восстанавливается водородом, легко галогенируется. Получение см. 89<sup>6</sup>, 90<sup>7</sup>.

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

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 аквазацией аниона. Кристаллогидратов не образует. Не реагирует с гидратом аммиака. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Получение см. 90<sup>5</sup>, 95<sup>7</sup>.

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

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. 100<sup>4</sup>, 105<sup>11</sup>, 106<sup>1</sup>.

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

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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Получение см. 99<sup>6</sup>, 101<sup>1</sup>, 102<sup>1</sup>, 103<sup>1, 2</sup>, 104<sup>1</sup>.

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

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 гидроксокомплексы. Поглощает  $\text{CO}_2$  из воздуха. Переводится в раствор солями аммония. Получение см. 99<sup>1</sup>, 103<sup>4</sup>, 104<sup>5</sup>, 105<sup>4</sup>.

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

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. $\text{MgCO}_3$ — 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  $\text{CO}_2$  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. 104<sup>8</sup>.

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

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. 99<sup>3</sup>, 10<sup>0</sup>.

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

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. $\text{MgSO}_4$ — 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. 94<sup>11</sup>, 102<sup>4</sup>.

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

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. 103<sup>3</sup>).
  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<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>).
- шёниты

#### 105. $\text{MgCl}_2$ — ХЛОРИД МАГНИЯ

Хлоромagnesит, бишофит (гидрат). Белый, плавится без разложения, перегоняется в токе H<sub>2</sub>. 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. 99<sup>2</sup>, 4, 7, 100<sup>2</sup>, 5, 101<sup>2</sup>, 5, 102<sup>4</sup>.

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

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. 103<sup>3</sup>).
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.  $\text{MgCl}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{разб.}) + \text{Na}_2\text{HEO}_4 = \text{Mg}(\text{NH}_4)\text{EO}_4\downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$   
(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. $\text{Mg}_3\text{N}_2$ — ДИНИТРИД ТРИМАГНИЯ

Желто-зеленый. При нагревании разлагается. Реагирует с водой, кислотами. Окисляется  $\text{O}_2$  воздуха при высоких температурах. Получение см. 99<sup>6, 9</sup>.

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

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. $\text{Mg}_2\text{Si}$ — СИЛИЦИД ДИМАГНИЯ

Темно-голубой, термически устойчивый. Не реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Гидролизуется водой (легче горячей), разлагается кислотами, галогенами. Получение см. 99<sup>11</sup>.

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

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  $\text{SiH}_4$ ),  
 $2\text{Mg}_2\text{Si} + 8\text{HCl} = 4\text{MgCl}_2 + \text{Si}\downarrow + 2\text{H}_2\uparrow + \text{SiH}_4\uparrow$  (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  $\text{H}_2$ ).
4.  $\text{Mg}_2\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = 2\text{MgCl}_2 + \text{Si}\downarrow$  (30–40° С, в жидк.  $\text{CCl}_4$ ).
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.  $\text{NH}_3$ ).

# 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. 109<sup>1</sup>, 110<sup>10</sup>, 117<sup>10</sup>, 11<sup>1</sup>.

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

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. CaH<sub>2</sub> — ГИДРИД КАЛЬЦИЯ

Белый, плавится без разложения в атмосфере H<sub>2</sub>, при дальнейшем нагревании разлагается. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами. Окисляется на воздухе. Получение см. 108<sup>4</sup>, 117<sup>9</sup>.

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

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 (жженная) 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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Получение см. 108<sup>5</sup>, 109<sup>4</sup>, 113<sup>1</sup>.

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

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. CaO<sub>2</sub> — 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. 112<sup>13</sup>.

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

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)<sub>2</sub> — 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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Получение см. 108<sup>1</sup>, 109<sup>2</sup>, 110<sup>1</sup>.

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

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

### 113. $\text{CaCO}_3$ — КАРБОНАТ КАЛЬЦИЯ

Кальцит (тригональный), арагонит (ромбический). Белый, при прокаливании разлагается, плавится без разложения под избыточным давлением  $\text{CO}_2$ . Практически не растворяется в воде, не реагирует со щелочами. Разлагается кислотами, хлоридом аммония в растворе. Переводится в раствор избытком  $\text{CO}_2$ , образуется гидрокарбонат  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  (известный только в растворе), который определяет временную жесткость природных вод. Получение см. 110<sup>5</sup>, 112<sup>6</sup>, 117<sup>6</sup>.

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

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. 108<sup>3</sup>, 118<sup>3</sup>.

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

- $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{O}_2$  (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. $\text{CaSO}_4$ — 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, MgCl<sub>2</sub>, хлороводородной и азотной кислот. Реагирует с концентрированной серной кислотой. Восстанавливается углеродом при спекании. Определяет постоянную жесткость природных вод. Получение см. 104<sup>7</sup>, 112<sup>4</sup>, 117<sup>8</sup>.

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

- $2\text{CaSO}_4 = 2\text{CaO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$  (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. $\text{CaF}_2$ — 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. 108<sup>6</sup>, 110<sup>3</sup>, 113<sup>3</sup>, 117<sup>7</sup>.

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

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. $\text{CaCl}_2$ — 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. 110<sup>9</sup>, 113<sup>2</sup>.

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

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

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. $\text{CaS}$ — СУЛЬФИД КАЛЬЦИЯ

Ольдгамит. Белый, при плавлении разлагается. Мало растворяется в холодной воде, кристаллогидратов не образует. Разлагается в кипящей воде, сильных кислотах. Восстановитель. Получение см. 108<sup>7</sup>, 109<sup>8</sup>, 113<sup>8</sup>, 115<sup>4, 5</sup>.

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

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. $\text{Ca}_3\text{P}_2$ — ДИФОСФИД ТРИКАЛЬЦИЯ

Красно-коричневый, плавится под избыточным давлением фосфора. Медленно разлагается во влажном воздухе, быстро при прокаливании. Гидролизуется водой, разлагается разбавленными кислотами. Окисляется фтором, кислородом. Получение см. 108<sup>8</sup>, 337<sup>4</sup>.

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

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. $\text{CaC}_2$ — АЦЕТИЛЕНИД КАЛЬЦИЯ

Белый (технический продукт — карбид кальция — буро-черный из-за примеси угля). Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Полностью гидролизуется водой с выделением ацетилена, реагирует с кислотами. Восстановитель. Получение см. 108<sup>9</sup>, 110<sup>9</sup>, 214<sup>1</sup>.

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

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.  $2\text{CaC}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{CaO} + 4\text{CO}_2$  (700–900° C, примесь  $\text{CaCO}_3$ ).
6.  $\text{CaC}_2 + 5\text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2 + 2\text{CCl}_4$  (выше 250° C).
7.  $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 = \text{Ca}(\text{CN})_2$  (300–350° C),  
 $\text{CaC}_2 + \text{N}_2 = \text{CaCN}_2 + \text{C}(\text{графит})$  [1100–1150° C].
8.  $2\text{CaC}_2 + \text{N}_2 + 2\text{NH}_3 = 2\text{CaCN}_2 + \text{C}_2\text{H}_2 + 2\text{H}_2$  (800–900° 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. 122<sup>7</sup>, 127<sup>6, 7</sup>, 128<sup>1</sup>.

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

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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Получение см. 121<sup>5</sup>, 123<sup>1</sup>, 124<sup>1</sup>, 7, 126<sup>1</sup>.

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

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)<sub>2</sub> — 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. 121<sup>1</sup>, 122<sup>1</sup>, 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. $\text{SrCO}_3$ — КАРБОНАТ СТРОНЦИЯ

Стронцианит. Белый, при прокаливании на воздухе разлагается, плавится при избыточном давлении  $\text{CO}_2$ . Не растворяется в воде, не реагирует со щелочами. Разлагается кислотами, хлоридом аммония в растворе. Переводится в раствор избытком  $\text{CO}_2$ . Получение см. 123<sup>7</sup>, 126<sup>4</sup>.

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

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  $\text{H}_2$ ).
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. 121<sup>3</sup>, 124<sup>3</sup>, 128<sup>7</sup>.

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

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. $\text{SrSO}_4$ — СУЛЬФАТ СТРОНЦИЯ

Целестин. Белый, при нагревании разлагается, плавится при избыточном давлении. Очень мало растворяется в воде (растворимость повышается в присутствии  $\text{SrCl}_2$ ). Малореакционноспособный; не реагирует с кислотами

(кроме концентрированной серной кислоты), щелочами. Восстанавливается углеродом при спекании. Получение см. 123<sup>5</sup>, 127<sup>4</sup>, 128<sup>6</sup>.

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

1.  $2\text{SrSO}_4 = 2\text{SrO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$  (выше  $1300^\circ \text{ C}$ ).
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. $\text{SrCl}_2$ — 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. 121<sup>2</sup>, 6, 123<sup>4</sup>, 124<sup>2</sup>.

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

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  $500^\circ \text{ C}$ ).
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. $\text{SrS}$ — СУЛЬФИД СТРОНЦИЯ

Белый, при сильном нагревании плавится и разлагается. Мало растворяется в холодной воде, кристаллогидратов не образует. Разлагается кипящей водой, кислотами. Восстановитель. Поглощает  $\text{CO}_2$  и влагу из воздуха. Получение см. 123<sup>9</sup>, 124<sup>6</sup>, 126<sup>3</sup>.

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

1.  $\text{SrS} = \text{Sr} + \text{S}$  (выше  $2000^\circ \text{ C}$ ).
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. 130<sup>1</sup>, 131<sup>5</sup>.

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

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. ВаН<sub>2</sub> — ГИДРИД БАРИЯ

Белый, при нагревании плавится и разлагается. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами. Окисляется на воздухе. Получение см. 129<sup>4</sup>.

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

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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Получение см. 129<sup>5</sup>, 132<sup>1</sup>, 134<sup>1, 5</sup>, 135<sup>1</sup>.

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

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

### 132. $\text{BaO}_2$ — ПЕРОКСИД БАРИЯ

Белый, при сильном нагревании разлагается. Плохо растворяется в холодной воде. Полностью гидролизуеться теплой водой, разлагается кипящей водой, кислотами. В растворе проявляет окислительно-восстановительные свойства. Сильный окислитель в реакциях при сплавлении. Получение см. 129<sup>5</sup>, 131<sup>3</sup>, 133<sup>8</sup>.

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

1.  $2\text{BaO}_2 = 2\text{BaO} + \text{O}_2$  (выше  $790^\circ \text{ C}$ ).
2.  $\text{BaO}_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} = \text{BaO}_2 + 8\text{H}_2\text{O}$  ( $100^\circ \text{ C}$ , 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  $100^\circ \text{ C}$ ,  $p$ ).
10.  $\text{BaO}_2 + 2\text{O}_3 = \text{Ba}(\text{O}_3^-)_2 + \text{O}_2$  ( $-80^\circ \text{ C}$ , в жидк.  $\text{CCl}_2\text{F}_2$ ).

### 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. 129<sup>1</sup>, 131<sup>1</sup>, 138<sup>3</sup>.

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

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. $\text{BaCO}_3$ — КАРБОНАТ БАРИЯ

Витерит. Белый, при нагревании на воздухе разлагается, плавится под избыточным давлением  $\text{CO}_2$ . Не растворяется в воде. Частично переводится в раствор избытком  $\text{CO}_2$ . Разлагается разбавленными кислотами. Получение см. 131<sup>4</sup>, 133<sup>7</sup>, 137<sup>5</sup>, 138<sup>11</sup>.

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

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  $\text{H}_2$ ).
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. 129<sup>3</sup>, 138<sup>7</sup>.

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

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

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. $\text{BaSO}_4$ — 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. 133<sup>4</sup>, 137<sup>5</sup>.

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

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. $\text{BaCl}_2$ — 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. 133<sup>4</sup>, 134<sup>2</sup>, 138<sup>9</sup>.

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

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. $\text{BaS}$ — 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  $\text{CO}_2$  и влагу из воздуха. Получение см. 129<sup>7</sup>, 10, 134<sup>4</sup>, 136<sup>4</sup>, 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  $2000^\circ \text{C}$ ).
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.  $\text{BaS}_{(\text{T})} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{S}$  ( $450^\circ \text{C}$ , в токе  $\text{CO}_2$ ).
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  $\text{O}_2$ . Получение см. 133<sup>9</sup>, 138<sup>11</sup>.

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

1.  $\text{Ba}(\text{HS})_2 = \text{BaS} + \text{H}_2\text{S}$  (выше  $450^\circ \text{C}$ ).
2.  $\text{Ba}(\text{HS})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{Ba}(\text{HS})_2(\text{насыщ.}) + 4\text{H}_2\text{O}$  ( $20^\circ \text{C}$ ),  
 $\text{Ba}(\text{HS})_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{HS})_2 + 4\text{H}_2\text{O}$  ( $50^\circ \text{C}$ , 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  $^{226}\text{Ra}$ . 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  $\text{RaCl}_2$ . Получают электролизом раствора  $\text{RaCl}_2$  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. 142<sup>1</sup>, 144<sup>7</sup>, 150<sup>3</sup>, 151<sup>1</sup>.

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

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  $\text{B}_{13}\text{C}_2$ ).
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. $\text{B}_2\text{H}_6$ — ДИБОРАН(6)

Родоначальник гомологического ряда бороводородов с общей формулой  $\text{B}_n\text{H}_{n+4}$ . Бесцветный газ, термически неустойчивый. Реакционноспособный; реагирует с водой,  $\text{O}_2$  воздуха, щелочами, аммиаком. Получение см. 158<sup>6</sup>, 159<sup>5</sup>, 175<sup>5</sup>.

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

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. $\text{B}_4\text{H}_{10}$ — ТЕТРАБОРАН(10)

Родоначальник гомологического ряда бороводородов с общей формулой  $\text{B}_n\text{H}_{n+6}$ . Бесцветный газ, термически неустойчивый. Устойчив на воздухе. Медленно разлагается водой, быстро — щелочами в растворе. Реагирует с кислородом, хлором, аммиаком. Получение см. 144<sup>8</sup>.

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

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. $\text{B}_2\text{O}_3$ — 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. 141<sup>5</sup>, 142<sup>4</sup>, 145<sup>1</sup>, 147<sup>8</sup>.

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

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. 141<sup>2</sup>, 147<sup>3</sup>, 150<sup>1</sup>, 160<sup>6</sup>.

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

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

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. 29<sup>16</sup>, 141<sup>4</sup>, 147<sup>4</sup>, 160<sup>1</sup>.

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

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

1.  $NaBO_2 + 6H_2O(\text{хол.}) = [Na(H_2O)_4]^+ + [B(OH)_4]^-$  (рН > 7, см. 160<sup>3</sup>).
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. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> — 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. 144<sup>2</sup>, 145<sup>3</sup>, 160<sup>4</sup>.

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

1. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> · 10H<sub>2</sub>O = Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + 10H<sub>2</sub>O (380° C).
2. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub>(разб.) + 8H<sub>2</sub>O = 2[Na(H<sub>2</sub>O)<sub>4</sub>]<sup>+</sup> + B<sub>4</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> (точнее [B<sub>4</sub>O<sub>5</sub>(OH)<sub>4</sub>]<sup>2-</sup>),  
B<sub>4</sub>O<sub>7</sub><sup>2-</sup> + 11H<sub>2</sub>O ⇌ 4[B(H<sub>2</sub>O)(OH)<sub>3</sub>] + 2OH<sup>-</sup>; pK<sub>0</sub> = 7,89.
3. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + 2HCl(разб.) + 9H<sub>2</sub>O = 2NaCl + 4[B(H<sub>2</sub>O)(OH)<sub>3</sub>],  
Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + 2H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц.) + 5H<sub>2</sub>O = 4B(OH)<sub>3</sub>↓ + 2NaHSO<sub>4</sub> (40–50° C).
4. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + 7H<sub>2</sub>O + 2NaOH(насыщ.) = 4Na[B(OH)<sub>4</sub>],  
Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + 2NaOH = 4NaBO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O (700–750° C).
5. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + 3B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = 2NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub> (650–700° C).
6. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + CoO = 2NaBO<sub>2</sub> + Co(BO<sub>2</sub>)<sub>2</sub>(син.) [750–800° C].
7. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + 2NaOH + 4H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>(конц.) + 11H<sub>2</sub>O = 2Na<sub>2</sub>[B<sub>2</sub>(O<sub>2</sub><sup>2-</sup>)<sub>2</sub>(OH)<sub>4</sub>] · 6H<sub>2</sub>O↓.
8. Na<sub>2</sub>B<sub>4</sub>O<sub>7</sub> + 2H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц.) + 12C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH = 4B(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>O)<sub>3</sub>↑ + 2NaHSO<sub>4</sub> +  
+ 7H<sub>2</sub>O (комн.),  
2B(C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>O)<sub>3</sub> + 18O<sub>2</sub> = B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 12CO<sub>2</sub> + 15H<sub>2</sub>O (сгорание на воздухе).

### 148. NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub> — ОКТАОКСОПЕНТАБОРАТ(III) НАТРИЯ

Белый, плавится с разложением. Растворяется в воде с изменением состава аниона. Реагирует с кислотами, щелочами. Получение см. 147<sup>5</sup>.

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

1. NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub> = NaBO<sub>2</sub> + 2B<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (выше 785° C).
2. NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub> · 5H<sub>2</sub>O = NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub> + 5H<sub>2</sub>O (350° C).
3. NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub>(разб.) + 6H<sub>2</sub>O = [Na(H<sub>2</sub>O)<sub>4</sub>]<sup>+</sup> + [B<sub>5</sub>O<sub>6</sub>(OH)<sub>4</sub>]<sup>-</sup>.
4. NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub> + HCl(разб.) + 12H<sub>2</sub>O = NaCl + 5[B(H<sub>2</sub>O)(OH)<sub>3</sub>].
5. 2NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub> + 2H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц.) + 14H<sub>2</sub>O = 2NaHSO<sub>4</sub> + 10B(OH)<sub>3</sub>↓.
6. NaB<sub>5</sub>O<sub>8</sub> + 8H<sub>2</sub>O + 4NaOH(конц.) = 5Na[B(OH)<sub>4</sub>].

### 149. BF<sub>3</sub> — ТРИФТОРИД БОРА

Бесцветный газ. Гидролизует в влажном воздухе и воде. Образует аддукты с органическими растворителями. Реагирует со щелочами. Вступает в реакции комплексообразования. Получение см. 141<sup>6</sup>, 144<sup>5</sup>, 145<sup>7</sup>, 157<sup>1, 4</sup>.

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

1. BF<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O = (H<sub>3</sub>O)[B(OH)F<sub>3</sub>]<sub>(т)</sub> (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<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>),  
 $\text{BF}_3 + \text{MF}_{(p)} = \text{M}[\text{BF}_4]\downarrow$  (M = K, Rb, Cs).

### 150. BCl<sub>3</sub> — 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. 141<sup>6</sup>, 144<sup>9</sup>.

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

$$t_{кип} = +12,5^\circ \text{ C}.$$

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 H<sub>2</sub>).
6.  $\text{BCl}_3 + \text{AlP} = \text{BP} + \text{AlCl}_3$  (950° С).

### 151. BI<sub>3</sub> — ТРИИОДИД БОРА

Белый, низкоплавкий, легколетучий. Неустойчив на свету. Полностью гидролизуется водой, реагирует со щелочами. Восстановитель. Окисляется кислородом. Получение см. 141<sup>6</sup>, 158<sup>5</sup>.

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

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. B<sub>2</sub>S<sub>3</sub> — ТРИСУЛЬФИД ДИБОРА

Белый, низкоплавкий, перегоняется в токе H<sub>2</sub>S. Растворяется в жидком аммиаке. Химически активный, реагирует с водой, кислотами. Получение см. 141<sup>7, 11, 13</sup>.

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

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

### 153. BN — МОНОНИТРИД БОРА

Белый, графитоподобный ( $\alpha$ -модификация — белый графит) или алмазоподобный ( $\beta$ -модификация — боразон). Тугоплавкий, термически устойчивый, очень твердый ( $\beta$ -модификация). Малореакционноспособный (особенно  $\beta$ -модификация); не реагирует с жидкой водой, кислотами. Разлагается щелочами в растворе. Реагирует с концентрированной фтороводородной кислотой, галогенами. Получение см. 141<sup>8</sup>, 11, 144<sup>6</sup>, 150<sup>5</sup>.

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

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

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

### 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. 142<sup>8</sup>, 143<sup>6</sup>, 158<sup>7</sup>.

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

- $B_3H_6N_3 = 3BN + 3H_2$  ( $300^\circ \text{C}$  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. 141<sup>9</sup>, 150<sup>6</sup>.

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

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

### 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. 144<sup>4</sup>, 145<sup>6</sup>, 149<sup>3</sup>.

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

- $\text{H}[\text{BF}_4](\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{BF}_4]^- + \text{H}_3\text{O}^+$  (в разб. HF).
- $\text{H}[\text{BF}_4] \xrightleftharpoons[-\text{HF}]{\text{H}_2\text{O}(\text{гор.})} [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3]$  (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 акватации и гидролизу. Кристаллогидратов не образует. Разлагается в кипящей воде, концентрированной серной кислоте, щелочах. Получение см. 149<sup>4, 6</sup>, 156<sup>3</sup>.

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

- $\text{Na}[\text{BF}_4] = \text{NaF} + \text{BF}_3$  (выше  $450^\circ \text{C}$ ).
- $\text{Na}[\text{BF}_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{BF}_4]^-$ ,  
 $[\text{BF}_4]^- \xrightleftharpoons[\text{F}^-]{\text{H}_2\text{O}} [\text{B}(\text{H}_2\text{O})\text{F}_3] \xrightleftharpoons[\text{H}_3\text{O}^+]{\text{H}_2\text{O}} [\text{B}(\text{OH})\text{F}_3]^-$ .
- $\text{Na}[\text{BF}_4] + 3\text{H}_2\text{O} = \text{B}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaF} + 3\text{HF}\uparrow$  (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. 142<sup>9</sup>.

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

1.  $2\text{Li}[\text{BH}_4] = 2\text{LiH} + 2\text{B} + 3\text{H}_2$  (выше  $278^\circ \text{C}$ ).
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  $75^\circ \text{C}$ ).
4.  $\text{Li}[\text{BH}_4] + 2\text{O}_2 = \text{LiBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (выше  $250^\circ \text{C}$ ).
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.  $3\text{Li}[\text{BH}_4] + 3\text{NH}_4\text{Cl} = \text{B}_3\text{H}_6\text{N}_3 + 9\text{H}_2 + 3\text{LiCl}$  ( $220^\circ \text{C}$ ).  
 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. 23<sup>14</sup>, 142<sup>6</sup>.

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

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

1.  $\text{Na}[\text{BH}_4] = \text{Na} + \text{B} + 2\text{H}_2$  (выше  $450^\circ \text{C}$ ).
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  $100^\circ \text{C}$ ).
5.  $2\text{Na}[\text{BH}_4] + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{B}_2\text{H}_6\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\uparrow$  ( $-10^\circ \text{C}$ , в хлорбензоле).
6.  $\text{Na}[\text{BH}_4] + 2\text{O}_2 = \text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (выше  $300^\circ \text{C}$ ).

### 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. 141<sup>3</sup>, 145<sup>3</sup>, 146<sup>1</sup>, 147<sup>4</sup>.

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

1.  $\text{Na}[\text{B}(\text{OH})_4] = \text{NaBO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (выше  $306^\circ \text{C}$ ).
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  $60^\circ \text{C}$ , над  $\text{P}_4\text{O}_{10}$ ).
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. 149<sup>5</sup>.

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

1.  $4[B(NH_3)_3F_3] = BN + 3NH_4[BF_4]$  (выше  $125^\circ \text{ C}$ ).
2.  $[B(NH_3)_3F_3] + 2H_2O(\text{хол.}) = [B(H_2O)F_3] + NH_3 \cdot H_2O$ .
3.  $[B(NH_3)_3F_3] + H_2O(\text{гор.}) = NH_4[B(OH)F_3]$ ,  
 $4[B(NH_3)_3F_3] + 3H_2O = B(OH)_3 \downarrow + 3H[BF_4] + 4NH_3 \uparrow$  (кип.).
4.  $[B(NH_3)_3F_3] + HCl(\text{разб.}) + H_2O = NH_4Cl + [B(H_2O)F_3]$ .
5.  $16[B(NH_3)_3F_3] + 14NaOH(\text{разб., хол.}) + 9H_2O = 12Na[BF_4] + Na_2B_4O_7 + 16(NH_3 \cdot H_2O)$ .

## 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. 163<sup>11</sup>, 171<sup>11</sup>.

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

1.  $2(Al, Hg) + 6H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2 \uparrow + 2Hg \downarrow$  (комн.).
2.  $2Al + 6HCl(\text{разб.}) = 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$ .
3.  $8Al + 30HNO_3(\text{разб.}) = 8Al(NO_3)_3 + 3N_2O + 15H_2O$ ,  
 $8Al + 30HNO_3(\text{оч. разб.}) = 8Al(NO_3)_3 + 3NH_4NO_3 + 9H_2O$ .
4.  $2Al + 2(NaOH \cdot H_2O) = 2NaAlO_2 + 3H_2$  ( $400\text{--}500^\circ \text{ C}$ ),  
 $2Al + 2NaOH(\text{конц.}) + 6H_2O(\text{гор.}) = 2Na[Al(OH)_4] + 3H_2 \uparrow$ .
5.  $8Al + 18H_2O + 3KNO_3 + 5KOH = 8K[Al(OH)_4] + 3NH_3 \uparrow$  (кип.).
6.  $4Al(\text{порошок}) + 3O_2 = 2Al_2O_3$  (сгорание на воздухе).
7.  $2Al + 3F_2 = 2AlF_3$  ( $600^\circ \text{ C}$ ),  
 $2Al(\text{порошок}) + 3E_2 = 2AlE_3$  ( $25^\circ \text{ C}$ ;  $E = Cl, Br$ ),  
 $2Al(\text{порошок}) + 3I_2 = 2AlI_3$  ( $25^\circ \text{ C}$ , кат. капля  $H_2O$ ).
8.  $2Al + 3S = Al_2S_3$  ( $150\text{--}200^\circ \text{ C}$ ).
9.  $2Al(\text{порошок}) + N_2 = 2AlN$  ( $800\text{--}1200^\circ \text{ C}$ ),  
 $4Al + P_4 = 4AlP$  ( $500\text{--}800^\circ \text{ C}$ , 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. $\text{Al}_2\text{O}_3$ — 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. 162<sup>6</sup>, 164<sup>1</sup>, 165<sup>1</sup>.

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

- $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}(\text{конц., гор.}) = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ .
- $2\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ,  
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (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<sup>4, 5</sup>, 171<sup>7</sup>, 176<sup>4, 6, 8</sup>.

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

- $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{AlO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O}$  (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° С).
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 ( $\alpha$ -модификация), бёмит ( $\beta$ ). 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. 164<sup>1</sup>, 168<sup>5</sup>, 171<sup>7</sup>.

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

1.  $2\text{AlO}(\text{OH}) = \text{Al}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$  (360–575° С).
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° С).

### 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. 162<sup>3</sup>, 163<sup>5</sup>, 167<sup>8</sup>.

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

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

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° С).
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° С, 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. 167<sup>3</sup>).
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. 163<sup>4</sup>.

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

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° С).
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° С).
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. $\text{NaAlO}_2$ — 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. 25<sup>6</sup>, 28<sup>17</sup>, 23, 162<sup>4</sup>, 163<sup>2</sup>, 3, 176<sup>1</sup>.

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

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. $\text{AlF}_3$ — 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. 162<sup>7</sup>, 11, 164<sup>7</sup>.

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

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.  $\text{AlF}_3 + 3\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_3[\text{AF}_6]$ ,  $\text{AlF}_3 + 3\text{NaF}(\text{конц.}) = \text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ ,  
 $\text{AlF}_3(\text{насыщ.}) + \text{HF}_{(\text{г})} + \text{NH}_{3(\text{г})} = \text{NH}_4[\text{AlF}_4]\downarrow$ .

### 171. $\text{AlCl}_3$ — 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. 162<sup>2</sup>, 7, 163<sup>9</sup>, 164<sup>3</sup>.

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

1.  $2\text{AlCl}_{3(\text{г})} \rightleftharpoons \text{Al}_2\text{Cl}_{6(\text{г})}$  (179,7° C),  
 $\text{Al}_2\text{Cl}_{6(\text{г})} \rightleftharpoons 2\text{AlCl}_{3(\text{г})}$  (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.  $\text{AlCl}_3(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{Cl}^-$  (pH < 7, см. 167<sup>3</sup>).
4.  $\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{HCl}\uparrow$ .
5.  $\text{AlCl}_{3(\text{г})} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{влага воздуха}) = \text{AlCl}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$ .
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.  $2\text{AlCl}_{3(\text{ж})} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Al}(\text{катод}) + 3\text{Cl}_2\uparrow(\text{анод})$ .

### 172. $\text{Al}_2\text{S}_3$ — СУЛЬФИД АЛЮМИНИЯ

Белый, при сильном нагревании возгоняется, плавится под избыточным давлением  $\text{N}_2$ . Полностью гидролизуется водой, не осаждается из водного раствора. Реагирует с кислотами. Получение см. 162<sup>8</sup>.

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

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. $\text{Al}_4\text{C}_3$ — 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. 162<sup>10</sup>, 163<sup>8</sup>.

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

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. 34<sup>6</sup>, 164<sup>5</sup>.

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

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  $\text{O}_2$  воздуха. Сильный восстановитель; реагирует с водой, кислотами, хлоридами неметаллов. Получение см. 9<sup>14</sup>.

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

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  $150^\circ\text{C}$ ),  
 $\text{Li}[\text{AlH}_4] + 4\text{F}_2 = \text{Li}[\text{AlF}_4] + 4\text{HF}$  (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.  $28^{17, 24, 28}$ ,  $162^4$ ,  $164^3$ ,  $169^2$ .

$$M_r = 118,00.$$

- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  ( $800^\circ\text{C}$ ).
- $6\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{насыщ.}) = \text{Na}_6[\text{Al}_6\text{O}_4(\text{OH})_{16}]\downarrow + 4\text{H}_2\text{O}$  ( $40^\circ\text{C}$ , в 50%-м  $\text{NaOH}$ ),  
 $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{насыщ.}) + 3\text{NaOH}(50\text{-}\dot{\text{y}}) + 3\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_4[\text{Al}(\text{OH})_7] \cdot 3\text{H}_2\text{O}\downarrow$  ( $60\text{--}65^\circ\text{C}$ ),  
 $4\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{насыщ.}) = \text{Na}_4[\text{Al}_4\text{O}_3(\text{OH})_{10}]\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$  ( $100^\circ\text{C}$ , в 50%-м  $\text{NaOH}$ ).
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4](\text{разб.}) + 4\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$  (в конц.  $\text{NaOH}$ ),  
 $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + [\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{OH})_4]^-$  (в разб.  $\text{NaOH}$ ).
- $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \xrightarrow{\tau} \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + \text{NaOH}$  (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  $\text{Ga}_2$ , газ — одноатомный. Пассивируется в холодной воде (образуется устойчивая оксидная пленка). Сильный восстановитель; реагирует с горячей водой, сильными кислотами, щелочами, гидратом аммиака, неметаллами. Получение см.  $178^3$ ,  $182^9$ .

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

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

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

### 178. $\text{Ga}_2\text{O}_3$ — 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. 179<sup>1</sup>, 180<sup>1</sup>, 181<sup>1</sup>, 183<sup>6</sup>.

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

- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = 2\text{GaCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$
- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4],$   
 $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} = 2\text{NaGaO}_2 + \text{H}_2\text{O}$  (выше 150° С).
- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 2\text{Ga} + 3\text{H}_2\text{O}$  (700° С).
- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 3\text{SCl}_2\text{O} = 2\text{GaCl}_3 + 3\text{SO}_2$  (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).
- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 6\text{NaHSO}_4 = \text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$  (350–400° С).
- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + \text{ZnCO}_3 = (\text{ZnGa}_2)\text{O}_4 + \text{CO}_2$  (900–1000° С).
- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = \text{Ga}_2\text{S}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$  (600–700° С).
- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 2\text{NH}_3 = 2\text{GaN} + 3\text{H}_2\text{O}$  (1000–1200° С).
- $\text{Ga}_2\text{O}_3 + 4\text{Ga} = 3\text{Ga}_2\text{O}$  (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. 177<sup>1</sup>, 180<sup>4, 5, 8</sup>, 181<sup>4, 5</sup>, 182<sup>5, 6</sup>, 183<sup>2</sup>.

$$M_r = 120,74.$$

- $\text{Ga}(\text{OH})_3 = \text{GaO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O}$  (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  $150^\circ \text{C}$ ).
- $\text{Ga}(\text{OH})_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}(\text{конц., хол.}) = \text{NH}_4[\text{Ga}(\text{OH})_4]$ .

### 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. 177<sup>3</sup>.

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

- $4\text{Ga}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{Ga}_2\text{O}_3 + 12\text{NO}_2 + 3\text{O}_2$  (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. 178<sup>5</sup>.

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

- $2\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{Ga}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2 + 3\text{O}_2$  (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.).
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3(\text{разб.}) + 12\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Ga}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-}$  ( $\text{pH} < 7$ , см. 180<sup>3</sup>).
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{NaOH}(\text{разб.}) = 2\text{Ga}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  
 $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 8\text{NaOH}(\text{конц., гор.}) = 2\text{Na}[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3\text{Na}_2\text{SO}_4$ .
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{разб.}] = 2\text{Ga}(\text{OH})_3\downarrow + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ,  
 $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + 8(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц., хол.}] = 2\text{NH}_4[\text{Ga}(\text{OH})_4] + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ .
- $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{M}_2\text{SO}_4 + 24\text{H}_2\text{O} = 2\{\text{M}\text{Ga}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}\}\downarrow$   
(M =  $\text{K}^+, \text{Rb}^+, \text{Cs}^+, \text{NH}_4^+$ ).

### 182. GaCl<sub>3</sub> — 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<sup>2, 7</sup>, 178<sup>1, 4</sup>, 179<sup>3</sup>, 183<sup>3</sup>.

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

1. GaCl<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O = Ga(Cl)O + 2HCl (выше 300° C).
2. GaCl<sub>3</sub>(разб.) + 6H<sub>2</sub>O(хол.) = Ga[(H<sub>2</sub>O)<sub>6</sub>]<sup>3+</sup> + 3Cl<sup>-</sup> (pH < 7, см. 180<sup>3</sup>).
3. GaCl<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O(гор.) = GaCl(OH)<sub>2</sub>↓ + 2HCl,  
GaCl<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O(пар) = GaO(OH) + 3HCl (350° C).
4. GaCl<sub>3</sub> + HCl(конц.) = H[GaCl<sub>4</sub>] (комн., в 6 M HCl).
5. GaCl<sub>3</sub> + 3NaOH(разб.) = Ga(OH)<sub>3</sub>↓ + 3NaCl,  
GaCl<sub>3</sub> + 4NaOH(конц., гор.) = Na[Ga(OH)<sub>4</sub>] + 3NaCl.
6. GaCl<sub>3</sub> + 3(NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O)[разб.] = Ga(OH)<sub>3</sub>↓ + 3NH<sub>4</sub>Cl,  
GaCl<sub>3</sub> + 4(NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O)[конц., хол.] = NH<sub>4</sub>[Ga(OH)<sub>4</sub>] + 3NH<sub>4</sub>Cl.
7. GaCl<sub>3</sub> + 4LiH = Li[GaH<sub>4</sub>] + 3LiCl (до 10° C, в эфире).
8. 4GaCl<sub>3</sub> + 2Ga = 3(Ga<sup>+</sup>)[GaCl<sub>4</sub>] (до 150° C).
9. 2GaCl<sub>3(p)</sub>  $\xrightarrow{\text{электролиз}}$  2Ga↓(катод) + 3Cl<sub>2</sub>↑(анод).

### 183. Ga<sub>2</sub>S<sub>3</sub> — 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<sup>8, 9</sup>, 178<sup>7</sup>.

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

1. Ga<sub>2</sub>S<sub>3</sub> = Ga<sub>2</sub>S<sub>2</sub> + S (950–1300° C).
2. Ga<sub>2</sub>S<sub>3</sub> + 6H<sub>2</sub>O = 2Ga(OH)<sub>3</sub>↓ + 3H<sub>2</sub>S↑.
3. Ga<sub>2</sub>S<sub>3</sub> + 6HCl(разб.) = 2GaCl<sub>3</sub> + 3H<sub>2</sub>S↑.
4. Ga<sub>2</sub>S<sub>3</sub> + 5NaOH(конц., гор.) + 3H<sub>2</sub>O = 2Na[Ga(OH)<sub>4</sub>] + 3NaHS.
5. Ga<sub>2</sub>S<sub>3</sub> + Na<sub>2</sub>S = 2Na[GaS<sub>2</sub>] (700–800° C).
6. 2Ga<sub>2</sub>S<sub>3</sub> + 9O<sub>2</sub> = 2Ga<sub>2</sub>O<sub>3</sub> + 6SO<sub>2</sub> (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<sup>4, 5</sup>, 188<sup>8</sup>.

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

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. $\text{In}_2\text{O}_3$ — ОКСИД ИНДИЯ(III)

Светло-желтый (при высокой температуре — коричневый), малолетучий, плавится под избыточным давлением  $\text{O}_2$ , 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. 184<sup>3</sup>, 186<sup>1</sup>, 187<sup>1</sup>, 188<sup>1</sup>, 190<sup>4</sup>.

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

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<sup>4, 5</sup>, 188<sup>5, 6</sup>, 189<sup>3, 4</sup>.

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

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. 184<sup>2</sup>, 186<sup>2</sup>.

$$M_r = 300, 83.$$

- $2\text{In}(\text{NO}_3)_3 = 2\text{In}(\text{NO}_3)\text{O} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$  (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. 186<sup>2</sup>.

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

- $2\text{In}_2(\text{SO}_4)_3 = 2\text{In}_2\text{O}_3 + 6\text{SO}_2 + 3\text{O}_2$  (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.) +  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (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. $\text{InCl}_3$ — ХЛОРИД ИНДИЯ(III)

Белый, летучий, плавится без разложения под избыточным давлением  $\text{Cl}_2$ . Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону), хлороводородной кислоте. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Вступает в реакции обмена. Получение см. 184<sup>1, 4</sup>, 185<sup>2, 6</sup>, 190<sup>1</sup>.

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

- $\text{InCl}_3 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{In}(\text{Cl})\text{O} + 2\text{HCl} + 3\text{H}_2\text{O}$  (56–200° С).
- $\text{InCl}_3$  (разб.) +  $6\text{H}_2\text{O} = [\text{In}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+} + 3\text{Cl}^-$  (рН < 7, см. 187<sup>3</sup>).

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° C, в присутствии  $\text{NH}_4\text{F}$ ).
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. $\text{In}_2\text{S}_3$ — 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. 184<sup>5</sup>, 185<sup>8</sup>, 188<sup>7</sup>, 189<sup>7</sup>.

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

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° C).
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° C, 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<sup>1, 4</sup>, 198<sup>5</sup>, 199<sup>4</sup>.

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

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° C, сгорание на воздухе),  
 $4\text{Tl} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{TlOH}$  (50–70° C).
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 H<sub>2</sub>),  
 $2Tl + 3S = Tl_2S_3$  (200–250° С).

### 192. Tl<sub>2</sub>O — 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<sup>1, 7</sup>, 194<sup>1, 2</sup>, 195<sup>1</sup>, 196<sup>1</sup>.

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

- $Tl_2O_{(г)} = Tl_2O_{(т)} \rightleftharpoons 2Tl + O_2$  (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. Tl<sub>2</sub>O<sub>3</sub> — ОКСИД ТАЛЛИЯ(III)

Авиценнит. Коричнево-черный, малолетучий, плавится без разложения по избыточным давлением O<sub>2</sub>, 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<sup>3, 4</sup>, 196<sup>8</sup>, 197<sup>1, 3, 5</sup>, 200<sup>4, 6</sup>.

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

- $Tl_2O_3 = Tl_2O + O_2$  (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 CO<sub>2</sub> из воздуха. Получение см. 191<sup>3</sup>, 192<sup>2</sup>, 198<sup>4</sup>.

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

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. Tl<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> — 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 CO<sub>2</sub> из воздуха. Получение см. 194<sup>7</sup>.

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

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. TlNO<sub>3</sub> — 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. 191<sup>2</sup>, 194<sup>4, 5</sup>.

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

\*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. 191<sup>2</sup>, 193<sup>5</sup>, 196<sup>3</sup>.

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

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

### 198. $\text{Tl}_2\text{SO}_4$ — 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. 191<sup>1</sup>, 201<sup>3</sup>.

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

- $\text{Tl}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + 2n\text{H}_2\text{O} = 2[\text{Tl}(\text{H}_2\text{O})_n]^+ + \text{SO}_4^{2-}$  (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. 191<sup>5</sup>, 195<sup>3</sup>, 196<sup>4</sup>, 197<sup>4</sup>, 198<sup>2</sup>.

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

- $2TlCl \rightleftharpoons TlCl_{1-x}$  (фиол.) +  $0,5xCl_2$  (на свету, комн.).
- $TlCl_{(т)} + H_2SO_4$  (конц.) =  $TlHSO_4$  (р) +  $HCl\uparrow$  (20–40° C).
- $TlCl + 5HNO_3$  (конц.) =  $Tl(NO_3)_3 + 2NO_2\uparrow + HCl + 2H_2O$ .
- $2TlCl + H_2 = 2Tl + 2HCl$  (650–750° C).
- $3TlCl + 6HCl$  (конц.) +  $8KCl + KClO_3 = 3K_3[TlCl_6] + 3H_2O$ .
- $TlCl$  (суспензия) +  $Cl_2 = TlCl_3$  (комн.).

### 200. $TlCl_3$ — 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. 199<sup>6</sup>.

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

- $2TlCl_3 = Tl[Tl^{III}Cl_4] + Cl_2$  (выше 40° C),  
 $TlCl_3 = TlCl + Cl_2$  (выше 150° C).
- $TlCl_3 \cdot 4H_2O = TlCl_3 + 4H_2$  (комн., вак., над  $H_2SO_4$ ).
- $TlCl_3$  (конц.) +  $3H_2O$  (хол.) =  $[Tl(H_2O)_3Cl_3]$  (в разб. HCl),  
 $2[Tl(H_2O)_3Cl_3] \rightleftharpoons [Tl(H_2O)_4Cl_2]^+ + [TlCl_4]^- + 2H_2O$ ;  $pK_c = 0,5$ .
- $2TlCl_3$  (разб.) +  $3H_2O$  (гор.) =  $Tl_2O_3\downarrow + 6HCl$ .
- $TlCl_3 + HCl$  (конц.) =  $H[TlCl_4]$ .
- $2TlCl_3 + 6NaOH$  (разб.) =  $Tl_2O_3\downarrow + 6NaCl + 3H_2O$ .
- $2TlCl_3 + 3H_2S = Tl_2S\downarrow + 2S\downarrow + 6HCl$ .
- $TlCl_3 + 3KCl$  (конц.) =  $K_3[TlCl_6]$ ,  $2TlCl_3 + 3CsCl = Cs_3[Tl_2Cl_9]$ .
- $TlCl_3$  (конц.) +  $2Tl$  (порошок) =  $3TlCl\downarrow$ .

### 201. $Tl_2S$ — 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. 191<sup>6</sup>, 196<sup>5</sup>.

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

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 ( $\alpha$ -C). Известны также термодинамически метастабильные формы:  $\beta$ -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) [ $n \leq 1,2$ ; 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  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HCl}$ ). 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  $\text{HCOOH}$ .

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

1.  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O(пар)} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$  (выше  $230^\circ \text{ C}$ , кат.  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ).
2.  $\text{CO} + \text{NaOH} = \text{Na(HCOO)}$  [ $120\text{--}130^\circ \text{ C}$ ,  $p$ ].
3.  $\text{CO} + 3\text{H}_2 = \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}^*$  (150–200° C, кат. Ni),  
 $\text{CO} + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH}$  (250–300° C,  $p$ , кат.  $\text{CuO/Cr}_2\text{O}_3$ ).
4.  $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$  (комн., кат.  $\text{MnO}_2/\text{CuO}$ ),  
 $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$  (сжигание на воздухе).
5.  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{CCl}_2\text{O}$  (125–150° C, кат.  $\text{C/Pt}$ ).
6.  $\text{CO} + \text{S} = \text{CSO}$  (350° C, кат.  $\text{C}$ ).
7.  $\text{CO} + \text{NH}_3 = \text{HCN} + \text{H}_2\text{O}$  (500–800° 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.  $\text{CO} + \text{H}_2\text{O(пар)} + \text{CaO} = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2$  (400–500° C).
10.  $4\text{CO} + \text{Ni} = [\text{Ni}(\text{CO})_4]$  (50–100° C).
11.  $5\text{CO} + \text{Fe} = [\text{Fe}(\text{CO})_5]$  (100–200° 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. CO<sub>2</sub> — ДИОКСИД УГЛЕРОДА

Углекислый газ. Бесцветный, тяжелее воздуха, термически устойчив, при сжатии и охлаждении легко переходит в жидкое и твердое состояния. Твердый  $\text{CO}_2$  («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<sup>1, 2</sup>, 202<sup>4</sup>, 203<sup>4</sup>.

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

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

\*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.  $\text{Cu}_2\text{O}$ ).
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. $\text{H}_2\text{CO}_3$ — 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  $\text{H}_2\text{CO}_3$  (молекулы  $\text{H}_2\text{CO}_3$  обнаружены также и в газовой фазе). Слабая кислота, нейтрализуется щелочами с образованием кислых и средних солей. Получение см. 204<sup>3</sup>.

$$M_r = 62,02.$$

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. $\text{CCl}_4$ — 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 98<sup>7</sup>, 120<sup>6</sup>, 208<sup>6</sup>.

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

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. $\text{CCl}_2\text{O}$ — 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. 203<sup>5</sup>, 206<sup>4</sup>, 208<sup>7</sup>.

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

- $\text{CCl}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = \text{H}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}$ ,  
 $\text{CCl}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CO}_2 + 2\text{HCl}$  (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).

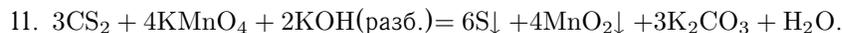
### 208. $\text{CS}_2$ — СЕРОУГЛЕРОД

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. 202<sup>6</sup>.

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

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

- $\text{CS}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{S}$  (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/MoS<sub>2</sub>).
- $\text{CS}_2 + 3\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{SO}_2$  (сгорание на воздухе).
- $\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2 = \text{CCl}_4 + \text{S}_2\text{Cl}_2$  (кат. MnCl<sub>2</sub>/AlCl<sub>3</sub>).
- $\text{CS}_2 + 3\text{Cl}_2\text{O} = \text{CCl}_2\text{O} + 2\text{SCl}_2\text{O}$ ,  $\text{CS}_2 + 3\text{SO}_3 = \text{CSO} + 4\text{SO}_2$  (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. $\text{C}_2\text{N}_2$ — ДИЦИАН

Бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха. Плохо растворяется в холодной воде. По химическим свойствам подобен  $\text{I}_2$ . Сгорает в кислороде, разлагается горячей водой и кислотами, реагирует со щелочами. Получение см. 108<sup>10</sup>, 210<sup>6, 9</sup>, 574<sup>1</sup>.

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

1.  $\text{C}_2\text{N}_2 = 2(\bullet\text{CN})$  — радикал циан (выше  $1000^\circ \text{ C}$ ).
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. $\text{HCN}$ — 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  $25^\circ \text{ C}$  в равновесной смеси 0,5% изо-формы, при охлаждении количесиво 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  $\text{HCN}$  — полярный протонный растворитель с высокой диэлектрической проницаемостью. Получение см. 202<sup>7</sup>, 203<sup>7</sup>, 212<sup>3-5</sup>, 839<sup>6</sup>.

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

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),  
 $4\text{HCN} + \text{O}_2 = 2\text{C}_2\text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  ( $150^\circ \text{ C}$ , кат.  $\text{Ag}$ ).

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

## 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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Присоединяет кислород, серу. Восстановитель. Вступает в реакции обмена и комплексообразования. Получение см.  $49^7$ ,  $50^{15}$ ,  $62^6$ .

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

- $\text{KCN}(\text{разб.}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = [\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + \text{CN}^-$ ,  
 $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^-$ ;  $\text{p}K_0 = 4,69$ .

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. $\text{H}_2\text{CN}_2$ — 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. 214<sup>5</sup>, 273<sup>17</sup>.

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

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.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ).  
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. $\text{CaCN}_2$ — ЦИАНАМИД КАЛЬЦИЯ

Белый (технический продукт — темно-серый из-за примеси угля). Летучий, плавится без разложения под избыточным давлением  $\text{N}_2$ , 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. 110<sup>11</sup>, 113<sup>6</sup>, 120<sup>7</sup>, 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  $\text{NCS—SCN}$ . 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  $\text{I}_2$ ; слабый окислитель и восстановитель. Получение см. 217<sup>6</sup>, 7, 218<sup>6</sup>, 7, 572<sup>6</sup>.

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

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. $\text{HNCS}$ — 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. 217<sup>4</sup>, 5, 218<sup>10</sup>.

$M_r = 59,09$ ;  $t_{пл}(\text{мономер}) = -110^\circ\text{C}$ ; (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. 212<sup>7</sup>, 218<sup>5</sup>.

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

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

1.  $\text{KNCS} = \text{KCN} + \text{S}$  (выше  $500^\circ\text{C}$ ).
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.  $2\text{KNCS} + 2\text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) + \text{MnO}_2 = (\text{SCN})_2 + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$  ( $0^\circ\text{C}$ ).
7.  $2\text{KNCS}(\text{р}) + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{KI} + (\text{SCN})_2$  ( $0^\circ\text{C}$ ).
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.  $\text{KNCS}(\text{конц.}) + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = (\text{NO}^+)\text{NCS} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$  ( $0^\circ\text{C}$ ).
10.  $2\text{KNCS} + \text{SnO}_2 = \text{SnS} + 2\text{CO} + \text{N}_2 + \text{K}_2\text{S}$  ( $450^\circ\text{C}$ ).
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.) +  $\text{KCl}$ ,  
 $6\text{KNCS}(\text{конц.}) + \text{FeCl}_3 = \text{K}_3[\text{Fe}(\text{NCS})_6]$  (красн.) +  $3\text{KCl}$ .

## 218. $\text{NH}_4\text{NCS}$ — 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. 275<sup>12</sup>.

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

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. 210<sup>7</sup>.

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

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. 50<sup>16</sup>, 212<sup>6</sup>, 10, 11, 217<sup>8</sup>.

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

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° С).
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. $\text{NH}_4\text{OCN}$ — 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. 220<sup>6</sup>.

$$M_r = 60,06.$$

1.  $\text{NH}_4\text{OCN} \xrightleftharpoons[160-190^\circ \text{ С, вак.}]{60^\circ \text{ С}} \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O}$ .  
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° С, в жидк.  $\text{CCl}_4$ ).  
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. 223<sup>1</sup>, 226<sup>13, 14</sup>, 233<sup>3, 4, 6</sup>, 237<sup>7, 8</sup>.

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

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. $\text{SiH}_4$ — 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<sup>1-3, 5</sup>, 224<sup>1</sup>, 226<sup>15</sup>, 233<sup>3, 4</sup>.

$$M_r = 28,086; \quad d_{(ж)} = 0,68^{(-184)}; \quad \rho = 1,250 \text{ г/л (н. у.)}$$

$$t_{пл} = -185^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = -111,9^\circ \text{ C}$$

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.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ ).
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  $\text{Si}_2\text{H}_6$  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  $\text{Si}_2\text{H}_6$ ). Получение смеси силанов см. 107<sup>3</sup>; 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.  $\text{NaOH}$ ).
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. $\text{SiO}$ — 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  $\text{Si}_n$  и  $(\text{SiO}_2)_n$ . Реагирует с перегретым водяным паром, разлагается фтороводородной кислотой (медленнее, чем  $\text{SiO}_2$ ), щелочами (быстрее, чем  $\text{SiO}_2$ ). Окисляется кислородом, галогенами. Получение см. 226<sup>12</sup>.

$$M_r = 44,09;$$

$$d = 2,15.$$

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  $\text{SiS}_2$ ).
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. $\text{SiO}_2$ — 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:

$\alpha$ -кварц (тригон.):  $d = 2,648$ ;  $t(\rightarrow \beta\text{-кварц}) = 573^\circ \text{C}$ ,

$\beta$ -кварц (гексагон.):  $d = 2,533$ ;  $t(\rightarrow \beta\text{-тридимит}) = 870^\circ \text{C}$ ;  $t_{\text{пл}} = 1550^\circ \text{C}$ ,

$\alpha$ -тридимит (ромбич.):  $d = 2,265$ ;  $t(\rightarrow \beta\text{-тридимит}) = 163^\circ \text{C}$ ,

$\beta$ -тридимит (гексагон.):  $d = 2,192$ ;  $t(\rightarrow \beta\text{-кristобалит}) = 1470^\circ \text{C}$ ;  
 $t_{\text{пл}} = 1680^\circ \text{C}$ ,

$\alpha$ -кristобалит (тетрагон.):  $d = 2,334$ ;  $t(\rightarrow \beta\text{-кristобалит}) = 470^\circ \text{C}$ ,

$\beta$ -кristобалит (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.):  $d = 2,05$ ;  $t(\rightarrow \beta\text{-кristобалит}) = 800\text{--}900^\circ \text{C}$ ,

волокнистый кремнезем (ромбич.):  $d = 1,975$ ;

$t(\rightarrow \beta\text{-кristобалит}) = 1390^\circ \text{C}$ ,

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<sup>1, 6</sup>, 227<sup>1</sup>, 228<sup>4, 6</sup>, 233<sup>1, 2, 12, 13</sup>.

$$M_r = 60,08;$$

$$t_{\text{пл}} = 2950^\circ \text{C};$$

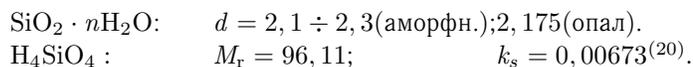
$$k_s = (\alpha\text{-кварц}) = 0,001^{(25)}; \quad (\text{аморфн.}) 0,0125^{(26)}, 0,017^{(38)}, 0,0416^{(98)}.$$

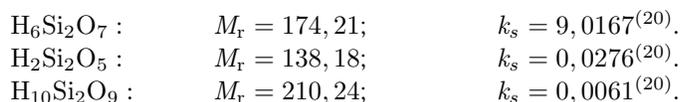
1.  $\text{SiO}_2(\text{аморфн.}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}(\text{гидрогель}) \downarrow \rightleftharpoons \text{H}_4\text{SiO}_4(\text{p})$ .
2.  $\text{SiO}_2 + 6\text{HF}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$  (до 35° C),  
 $\text{SiO}_2 + 4\text{HF}(\text{r}) = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$  (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  $\text{SiO}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ . 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  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ . 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  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  не выделено. Не реагирует с кислотами, гидратом аммиака. Переводятся полностью в раствор действием концентрированных щелочей. По остальным свойствам подобны диоксиду кремния  $\text{SiO}_2$ . 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. 230<sup>3</sup>, 4, 233<sup>1</sup>.

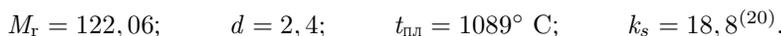




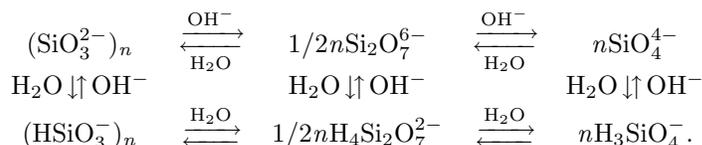
1.  $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$  (900–1000° C).
2.  $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  (гидрогель)  $\rightleftharpoons \text{H}_4\text{SiO}_4(\text{p})$ ,  $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$  (гидрозо́ль);
  - а)  $\text{H}_4\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{SiO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $\text{p}K_{\text{к}} = 9, 80$ ,  
 $\text{H}_3\text{SiO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SiO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $\text{p}K_{\text{к}} = 11, 73$ ;  
 $\text{H}_2\text{SiO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSiO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $\text{p}K_{\text{к}} = 12, 00$ ,  
 $\text{HSiO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SiO}_4^{4-} + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $\text{p}K_{\text{к}} = 13, 70$ ;
  - б)  $2\text{H}_4\text{SiO}_4 \xrightarrow{\tau} \text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ ,  
 $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7 \xrightarrow{\tau} \text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + 2\text{H}_2\text{O}$ ,  
 $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5 + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_9$ ,  
 $n\text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_9 \xrightarrow{\tau} 2(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$  (гидрозо́ль)  $+ 3n\text{H}_2\text{O}$ .
3.  $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} + 4\text{NaOH}$  (конц.)  $= \text{Na}_4\text{SiO}_4 + (2 + n)\text{H}_2\text{O}$ .

### 228. $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ — 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. 28<sup>20</sup>, 226<sup>3, 5</sup>, 230<sup>1</sup>.



1.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + 9\text{H}_2\text{O}$  (100–300° C).
2.  $n\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (разб.)  $+ 8n\text{H}_2\text{O}$  (хол.)  $= 2n[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+ + (\text{SiO}_3^{2-})_n$ ,



3.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + (n + 1)\text{H}_2\text{O}$  (гор.)  $\xrightarrow{\tau} 2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$  (гидрогель).
4.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl}$  (разб.)  $= \text{SiO}_2 \downarrow + 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ .
5.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{NaOH}$  (конц., хол.)  $= \text{Na}_4\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ .
6.  $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2 = \text{SiO}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{CO}_3$ .

### 229. $\text{K}_2\text{SiO}_3$ — 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. 44<sup>7</sup>, 226<sup>5</sup>.

$$M_r = 154, 28; \quad t_{пл} = 976^\circ \text{ C}.$$

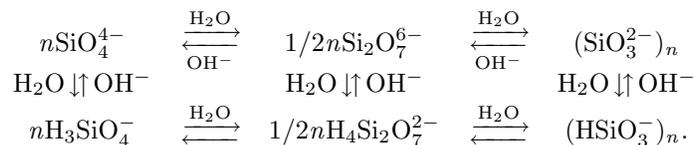
1.  $n\text{K}_2\text{SiO}_3 + 12n\text{H}_2\text{O}(\text{хол.}) = 2n[\text{K}(\text{H}_2\text{O})_6]^+ + (\text{SiO}_3^{2-})_n$  (рН > 7, см. 228<sup>2</sup>).
2.  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + (n + 1)\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) \xrightarrow{\tau} 2\text{KOH} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}(\text{гидрогель})$ .
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.  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 12\text{MoO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4[\text{SiMo}_{12}\text{O}_{40}]$ (желт.) +  $\text{K}_2\text{SO}_4$  (кип.).
7.  $\text{K}_2\text{SiO}_3 + 12\text{WO}_3 + 2\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_4[\text{SiW}_{12}\text{O}_{40}]\downarrow$ (бел.) +  $2\text{KCl}$  (в эфире).

### 230. $\text{Na}_4\text{SiO}_4$ — 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. 222<sup>2</sup>, 226<sup>3, 4</sup>, 227<sup>3</sup>.

$$M_r = 184, 04; \quad t_{пл} = 1120^\circ \text{ C} (\text{разл.}); \quad k_s = 28, 3^{(20)}.$$

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.),  
 $n\text{Na}_4\text{SiO}_4 \xrightarrow[-\text{NaCl}]{\text{HCl}(\text{разб.})} n\text{H}_4\text{SiO}_4(\text{p}) \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{\tau} (\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$ (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. 226<sup>5</sup>.

$$M_r = 182, 15; \quad d = 2, 496; \quad t_{пл} = 874^\circ \text{ C}.$$

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. 230<sup>2</sup>).

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. $\text{SiF}_4$ — 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<sup>3, 7</sup>, 226<sup>2, 6, 8</sup>, 236<sup>1, 3</sup>, 237<sup>1, 2, 6</sup>.

$$M_r = 104,08; \quad d_{(\text{ж})} = 1,590^{(-78)}; \quad \rho = 4,684 \text{ г/л (н. у.)};$$

$$t_{\text{субл}} = -95,7^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{пл}} = -90,2^\circ \text{ C (p)}; \quad t_{\text{кип}} = -65^\circ \text{ C (p)}.$$

1.  $\text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар.}) = \text{SiO}_2 + 4\text{HF}$  (выше  $800^\circ \text{ C}$ ).
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.  $\text{SiF}_4 + 4\text{M} = \text{Si} + 4\text{MF}$  ( $500^\circ \text{ C}$ ,  $\text{M} = \text{Na, K}$ ),  
 $\text{SiF}_4 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgF}_2$  ( $500\text{--}600^\circ \text{ C}$ , примесь  $\text{Mg}_2\text{Si}$ ).
6.  $\text{SiF}_4 + \text{Si} \rightleftharpoons 2\text{SiF}_{2(\text{r})}$  ( $1100\text{--}1400^\circ \text{ C}$ , вак.).
7.  $\text{SiF}_4 + 2\text{MF} = \text{M}_2[\text{SiF}_6]$  ( $200^\circ \text{ C}$ ,  $p$ ;  $\text{M} = \text{Li, Na, K, Rb, Cs}$ ).

### 233. $\text{SiCl}_4$ — 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. 222<sup>8</sup>, 226<sup>9</sup>.

$$M_r = 169,90; \quad d = 1,483^{(20)}; \quad t_{\text{пл}} = -68,8^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = +57,6^\circ \text{ C}.$$

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.  $\text{AlCl}_3$ ).
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, M = Na, 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.  $\text{SbCl}_5$ ).
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. $\text{SiS}_2$ — 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<sup>11, 16</sup>, 226<sup>10</sup>.

$$M_r = 92, 22; \quad d = 2, 02; \quad t_{\text{пл}} = 1090^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1130^\circ \text{C}.$$

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.  $\text{SiS}_2 + \text{M}_2\text{S}(\text{конц.}) = \text{M}_2[\text{SiS}_3]$  (M = Na, K).

### 235. $\text{SiC}$ — 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 SiO<sub>2</sub>. 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. 222<sup>13</sup>.

$$M_r = 40, 10; \quad d = 3, 217; \quad t_{пл} = 2830^\circ \text{ C (разл.)}.$$

1. SiC = Si + C [выше 2830° C].
2. SiC + 2H<sub>2</sub>O(пар) = SiO<sub>2</sub> + CH<sub>4</sub> (выше 1300° C).
3. 3SiC + 8HNO<sub>3</sub>(конц.) = 3SiO<sub>2</sub>↓ + 3CO<sub>2</sub>↑ + 8NO↑ + 4H<sub>2</sub>O (в конц. HCl),  
3SiC + 18HF(конц.) + 8HNO<sub>3</sub>(конц.) = 3H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + 3CO<sub>2</sub>↑ + 8NO↑ + 10H<sub>2</sub>O.
4. SiC + 4NaOH(конц.) + O<sub>2</sub> = Na<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub> + C(графит)↓ + 2H<sub>2</sub>O,  
SiC + 4NaOH + 2O<sub>2</sub> = Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + 2H<sub>2</sub>O + Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> (выше 350° C).
5. 2SiC + 3O<sub>2</sub> = 2SiO<sub>2</sub> + 2CO (950–1700° C).
6. SiC + 2Cl<sub>2</sub> = SiCl<sub>4</sub> + C(графит) [600–1200° C].
7. 6SiC + 7N<sub>2</sub> = 2Si<sub>3</sub>N<sub>4</sub> + 3C<sub>2</sub>N<sub>2</sub> (1000–1400° C).
8. 2SiC + 5Mg = 2Mg<sub>2</sub>Si + MgC<sub>2</sub> (700° C).
9. SiC + Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + 2O<sub>2</sub> = Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + 2CO<sub>2</sub> (выше 850° C),  
SiC + 4Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub> = Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub> + Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> + 2Na<sub>2</sub>O (700–800° C).

### 236. H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] — 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 H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>]·4H<sub>2</sub>O [*t*<sub>пл</sub> = –53° C (с разл.)] и H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>]·2H<sub>2</sub>O (*t*<sub>пл</sub> ≈ +19° C) имеют ионное строение (H<sub>5</sub>O<sub>2</sub><sup>+</sup>)<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] и (H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>)<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>]. Не разлагается разбавленными кислотами. Нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака, реагирует с карбонатами щелочных, щелочноземельных металлов и аммония. Получение см. 222<sup>3–5</sup>, 226<sup>2</sup>, 232<sup>2–4, 9</sup>.

$$M_r = 180, 12; \quad d = 1, 111(13, 3\% \text{-й р-р}), 1, 314(34\% \text{-й р-р}).$$

1. H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] ⇌ SiF<sub>4</sub> + 2HF (комн., в жидк. HF).
2. H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + 2H<sub>2</sub>O ⇌ [Si(H<sub>2</sub>O)<sub>2</sub>F<sub>4</sub>] + 2HF (pH < 7, см. 480<sup>3</sup>).
3. H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] = SiF<sub>4</sub>↑ + 2HF (в конц. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).
4. H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + 2NaOH(разб.) = Na<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>]↓ + 2H<sub>2</sub>O,  
H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + 2(NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O)[разб.] = (NH<sub>4</sub>)<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + 2H<sub>2</sub>O.
5. H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + M<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = M<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + CO<sub>2</sub>↑ + H<sub>2</sub>O (M = Li<sup>+</sup>, NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, 1/2Mg<sup>2+</sup>),  
H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + M<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> = M<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>]↓ + CO<sub>2</sub>↑ + H<sub>2</sub>O (M = Na, K, Rb, Cs),  
H<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>] + MCO<sub>3</sub> = M<sub>2</sub>[SiF<sub>6</sub>]↓ + CO<sub>2</sub>↑ + H<sub>2</sub>O (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. 232<sup>7</sup>, 236<sup>4, 5</sup>.

$$M_r = 188,05; \quad d = 2,68; \quad t_{\text{пл}} = 846^\circ \text{C} (p); \quad k_s = 0,6^{(20)}, 1,96^{(80)}.$$

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. 239<sup>1</sup>, 240<sup>10</sup>, 243<sup>5</sup>.

$$M_r = 72,610; \quad d = 5,350; \quad t_{\text{пл}} = 937^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} \approx 2850^\circ \text{C}.$$

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  $\text{GeH}_4$ , свойства остальных германов аналогичны. Получение см. 238<sup>5</sup>, 240<sup>12</sup>, 243<sup>8</sup>.

$\text{GeH}_4$ :  $M_r = 76,64$ ;  $\rho = 0,08988$  г/л (н. у.);  $t_{\text{пл}} = -165,8^\circ \text{C}$ ;  $t_{\text{кип}} = -88,5^\circ \text{C}$ .  
 $\text{Ge}_2\text{H}_6$ :  $M_r = 121,27$ ;  $d_{(\text{г})} = 1,98$ ;  $t_{\text{пл}} = -109^\circ \text{C}$ ;  $t_{\text{кип}} = +30^\circ \text{C}$ .  
 $\text{Ge}_3\text{H}_8$ :  $M_r = 225,89$ ;  $d_{(\text{г})} = 2,2$ ;  $t_{\text{пл}} = -105,6^\circ \text{C}$ ;  $t_{\text{кип}} = +110,7^\circ \text{C}$ .  
 $\text{Ge}_4\text{H}_{10}$ :  $M_r = 300,52$ ;  $t_{\text{кип}} = +177^\circ \text{C}$ .  
 $\text{Ge}_5\text{H}_{12}$ :  $M_r = 375,15$ ;  $t_{\text{кип}} = +235^\circ \text{C}$ .

- $\text{GeH}_4 = \text{Ge} + 2\text{H}_2$  (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. $\text{GeO}_2$ — ОКСИД ГЕРМАНИЯ(IV)

Белый, существует в двух полиморфных модификациях ( $\alpha$ -тетрагональная,  $\beta$ -тригональная) и в аморфной (стекловидной) форме. Прокаленные  $\alpha$ -модификация и аморфная форма химически пассивны; приведенные ниже реакции относятся к  $\beta$ -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<sup>2, 6</sup>, 239<sup>2, 3</sup>, 241<sup>4</sup>, 243<sup>1, 3</sup>, 245<sup>1, 2, 6</sup>.

$M_r = 104,61$ ;  $d = 6,239(\alpha)$ ,  $4,730(\beta)$ ,  $3,637(\text{аморфн.})$ ;  
 $t(\alpha \rightarrow \beta) = 1033^\circ \text{C}$ ;  $t_{\text{пл}} = 1116^\circ \text{C}$ ;  $k_s = 0,43^{(20)}$ ,  $1,0^{(100)}$ .

- $m\text{GeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = m\text{GeO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$  (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 H<sub>2</sub>).
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. Na<sub>2</sub>GeO<sub>3</sub> — 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. 238<sup>4</sup>, 240<sup>4</sup>, 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. GeCl<sub>2</sub> — ХЛОРИД ГЕРМАНИЯ(II)

Белый мономер, устойчив только в диоксановом растворе. Легко переходит в желтый полимер (GeCl<sub>2</sub>)<sub>n</sub>, нелетучий, термически неустойчивый. Реагирует с водой, кислотами, щелочами. Окисляется кислородом. Получение см. 243<sup>6</sup>, 244<sup>2</sup>.

$$M_r = 143, 52.$$

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.  $\text{GeCl}_2 + \text{HCl}_{(\text{r})} = \text{GeHCl}_{3(\text{ж})}$  (или H[GeCl<sub>3</sub>]) [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. $\text{GeCl}_4$ — 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<sup>3, 7</sup>, 240<sup>3</sup>, 242<sup>1, 6</sup>.

$$M_r = 214, 42; \quad d = 1, 880^{(20)}; \quad t_{\text{пл}} = -49, 5^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = +83, 1^\circ \text{ C}.$$

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. $\text{GeS}$ — 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<sup>8, 10</sup>, 242<sup>7</sup>, 245<sup>4, 5</sup>.

$$M_r = 104, 68; \quad d = 4, 01; \quad t_{\text{пл}} = 655^\circ \text{ C}; \quad \text{ПР}^{18} = 3, 0 \cdot 10^{-35}.$$

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.  $\text{CHCl}_3$ ).
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. $\text{GeS}_2$ — 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. 238<sup>8</sup>, 239<sup>4</sup>, 240<sup>6</sup>, 243<sup>4</sup>.

$$M_r = 136, 74; \quad d = 2, 94; \quad t_{\text{пл}} = 825^\circ \text{ C}.$$

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 ( $\beta$ -модификация, белое олово). Ниже +13,2° С рассыпается в серый порошок ( $\alpha$ -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. 247<sup>8</sup>, 249<sup>4</sup>, 250<sup>10</sup>, 252<sup>16, 17</sup>.

$$M_r = 118,710; \quad d = 5,75(\alpha), 7,31(\beta);$$

$$t_{\text{пл}} = 231,9681^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 2620^\circ \text{C}.$$

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.),  
 $5\text{Sn} + 12\text{HNO}_3(\text{разб.}) \xrightarrow{\tau} 5\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$  (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. CCl<sub>4</sub>).
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 NH<sub>4</sub>Cl).
10.  $\text{Sn}(\text{порошок}) + \text{CuSO}_4(\text{р}) = \text{SnSO}_4 + \text{Cu}\downarrow$  (в разб. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>).

### 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. 248<sup>9</sup>, 249<sup>1, 4</sup>, 252<sup>9</sup>.

$$M_r = 134, 71; \quad d = 6, 25; \quad t_{\text{пл}} = 1040^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 1425^\circ \text{ C}.$$

1.  $2\text{SnO} = \text{SnO}_2 + \text{Sn}_{(\text{ж})}$  (400° C).
2.  $\text{SnO}_{(\text{т})} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + 2\text{OH}^-$ ; pPP<sup>25</sup> = 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. SnO<sub>2</sub> — ОКСИД ОЛОВА(IV)

Касситерит. Белый, плавится и кипит без разложения. Из раствора кристаллизуется гидрат SnO<sub>2</sub> · nH<sub>2</sub>O (1 < n ≤ 2, α-модификация), при стоянии под раствором переходит в химически пассивную β-модификацию (n ≤ 1); соединения стехиометрического состава Sn(OH)<sub>4</sub> и H<sub>2</sub>SnO<sub>3</sub> не выделены. Все указанные ниже реакции относятся к α-SnO<sub>2</sub> · nH<sub>2</sub>O. Не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Проявляет амфотерные свойства; реагирует с концентрированными кислотами и щелочами. Восстанавливается водородом, углеродом, оловом. Получение см. 246<sup>3</sup>, 247<sup>1, 5</sup>, 251<sup>1, 4, 6, 7</sup>, 253<sup>1, 2, 5, 6</sup>.

$$M_r = 150, 71; \quad d = 7, 00; \quad t_{\text{пл}} = 1630^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 2500^\circ \text{ C}.$$

1.  $\text{SnO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$  (600° C).
2.  $\text{SnO}_{2(\text{т})} + 8\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{4+} + 4\text{OH}^-$ ; pPP<sup>25</sup> = 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)<sub>2</sub> — 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<sup>4, 6, 7</sup>, 252<sup>5, 6</sup>.

$$M_r = 152, 72.$$

1.  $\text{Sn(OH)}_2 = \text{SnO} + \text{H}_2\text{O}$  (60–120° С, в атмосфере H<sub>2</sub>).
2.  $\text{Sn(OH)}_{2(\tau)} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn(H}_2\text{O)}_3]^{2+} + 2\text{OH}^-$ ;  $\text{pPP}^{25} = 26, 26$ ,  
 $\text{Sn(OH)}_{2(\tau)} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Sn(OH)}_3]^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $\text{pPP}^{25} = 14, 43$ .
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 N<sub>2</sub>),  
 $2\text{Na[Sn(OH)}_3]_{(p)} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Sn}\downarrow(\text{катод}) + \text{O}_2\uparrow(\text{анод}) + 2\text{NaOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ .
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. SnSO<sub>4</sub> — 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 P<sub>4</sub>O<sub>10</sub>).
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. 248<sup>4</sup>, 253<sup>4</sup>.

$$M_r = 310, 83; \quad d = 4, 5(\text{кр.}).$$

- $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 = \text{SnO}_2 + \text{SO}_3$  (150–200° C).
- $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \downarrow \rightleftharpoons \text{Sn}(\text{SO}_4)_2(\text{насыщ.}) + 2\text{H}_2\text{O}$  (комн., в разб.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ),  
 $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnSO}_4(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$  (выше 50° C).
- $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2(\text{разб.}) + n\text{H}_2\text{O} = [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})_n(\text{SO}_4)]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$  (в разб.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).
- $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$  (кип.).
- $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 6\text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{SO}_4.$
- $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{SnO}_2\downarrow + 2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O},$   
 $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6] + 2\text{Na}_2\text{SO}_4.$
- $\text{Sn}(\text{SO}_4)_2 + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{SnO}_2\downarrow + 2(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}.$

### 252. $\text{SnCl}_2$ — ХЛОРИД ОЛОВА(II)

Белый, плавится и кипит без разложения. При стоянии на воздухе гидролизуется влагой и окисляется  $\text{O}_2$ . 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  $\text{SnCl}_2$  в концентрированно хлороводородной кислоте. Получение см. 246<sup>1</sup>.

$$M_r = 189, 62; \quad d = 3, 95; \quad t_{\text{пл}} = 247^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 652^\circ \text{ C}; \quad k_s = 269, 8^{(15)}.$$

- $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2] + \text{H}_2\text{O}^*$  (80° C),  
 $\text{SnCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{SnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (130–135° C, ток сухого HCl).
- $\text{SnCl}_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = [\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2],$   
 $7[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2] + 13\text{H}_2\text{O} \longrightarrow [\text{Sn}_3(\text{OH})_4]^{2+} + [\text{Sn}_4(\text{OH})_6]^{2+} + 14\text{Cl}^- + 10\text{H}_3\text{O}^+.$
- $\text{SnCl}_2(\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{SnCl}(\text{OH})\downarrow + \text{HCl}$  (разбавление).
- $\text{SnCl}_2 + \text{HCl}(\text{конц.}) = \text{H}[\text{SnCl}_3].$
- $\text{SnCl}_2 + 2\text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{Sn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl},$   
 $\text{SnCl}_2 + 3\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + 2\text{NaCl}.$
- $\text{SnCl}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})[\text{конц.}] = \text{Sn}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$
- $\text{SnCl}_2 + \text{O}_2(\text{воздух}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{влага}) \xrightarrow{\tau} 2\text{SnCl}_4 + 4\text{SnCl}(\text{OH}).$

\*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  $\text{N}_2$ ).
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. $\text{SnCl}_4$ — 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. 246<sup>7</sup>, 252<sup>7</sup>, 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 =  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ).
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. $\text{SnS}$ — СУЛЬФИД ОЛОВА(II)

Герценбергит. Коричневый и темно-серый, мягкий. Возгоняется при нагревании в потоке  $\text{H}_2$ . Не растворяется в воде. Не реагирует с гидратом аммиака, сульфидами щелочных металлов. Разлагается кислотами, щелочами. Переводится в раствор действием полисульфида аммония. Получение см. 246<sup>9</sup>, 248<sup>10</sup>, 252<sup>8</sup>, 255<sup>1</sup>.

$$M_r = 150, 78; \quad d = 5, 1; \quad t_{\text{пл}} = 880^\circ \text{C}; \quad \rho_{\text{ПП}}^{25} = 27, 52.$$

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. $\text{SnS}_2$ — 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. 246<sup>9</sup>, 256<sup>5</sup>.

$$M_r = 182, 84; \quad d = 4, 5; \quad \rho_{\text{PP}}^{25} = 57, 64.$$

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. 246<sup>5</sup>, 248<sup>3</sup>, 252<sup>10, 11</sup>, 253<sup>3</sup>.

$$M_r = 333, 14; \quad d = 1, 925(\text{кр.}); \quad t_{\text{пл}} = 19, 2^\circ\text{C} (\text{кр.}).$$

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. Na<sub>2</sub>[Sn(OH)<sub>6</sub>] — 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. 246<sup>4</sup>, 248<sup>5</sup>, 249<sup>4, 5</sup>.

$$M_r = 266,73; \quad k_s = 61,3^{(15,5)}, 50^{(100)}.$$

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<sup>17, 19</sup>, 265<sup>10</sup>, 266<sup>7</sup>, 269<sup>7, 8</sup>.

$$M_r = 207,2; \quad d = 11,337; \quad t_{\text{пл}} = 327,502^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1745^\circ \text{C}.$$

- $\text{Pb} + 3\text{H}_2\text{SO}_4 (> 80\%) = \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \quad (30-50^\circ \text{C}),$   
 $\text{Pb} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{PbSO}_4\downarrow + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип}).$
- $3\text{Pb} + 8\text{HNO}_3 (\text{разб., гор.}) = 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}.$
- $\text{Pb} + 2\text{NaOH} (\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{H}_2\uparrow.$
- $2\text{Pb} + \text{O}_2 = 2\text{PbO} \quad (\text{выше } 600^\circ \text{C}),$   
 $3\text{Pb} + 2\text{O}_2 = (\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 \quad (400-500^\circ \text{C}).$
- $\text{Pb} + \text{E}_2 = \text{PbE}_2 \quad (200-300^\circ \text{C}; \text{E} = \text{F}, \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}),$   
 $\text{Pb} + 2\text{F}_2 = \text{PbF}_4 \quad (400-500^\circ \text{C}).$
- $\text{Pb} + 2\text{HF} = \text{PbF}_2 + \text{H}_2 \quad (160^\circ \text{C}).$
- $\text{Pb} + \text{E} = \text{PbE} \quad (800-1200^\circ \text{C}; \text{E} = \text{S}, \text{Se}, \text{Te}).$
- $2\text{Pb} (\text{порошок}) + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 2\text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow,$   
 $2\text{Pb} + \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + \text{CO}_2 \xrightarrow{\tau} \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow.$

### 259. PbO — ОКСИД СВИНЦА(II)

Красный (низкотемпературная  $\alpha$ -модификация, глёт) или желтый (высокотемпературная  $\beta$ -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<sup>1, 4</sup>, 263<sup>1</sup>, 264<sup>1, 18</sup>, 269<sup>4</sup>.

$$M_r = 223,20; \quad d = 9,13(\alpha), 9,45(\beta); \quad t_{\text{пл}} = 886^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = 1535^\circ \text{C}.$$

$$t(\alpha \rightarrow \beta) = 1033^\circ \text{C}; \quad t_{\text{пл}} = 1116^\circ \text{C}; \quad k_s = 0,43^{(20)}, 1,0^{(100)}.$$

- $\text{PbO}_{(\tau)} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + 2\text{OH}^-; \quad \text{pPP}^{25} = 15,42.$
- $\text{PbO} + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{PbCl}_2\downarrow + \text{H}_2\text{O},$   
 $\text{PbO} + 2\text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}.$
- $\text{PbO} + \text{H}_2\text{O} (\text{гор.}) + 2\text{NaOH} (\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4],$   
 $\text{PbO} + 2\text{NaOH} = (\text{Na}_2\text{Pb})\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \quad (400^\circ \text{C}).$
- $2\text{PbO} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow.$

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, К).
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.  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ).
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. $\text{PbO}_2$ — ОКСИД СВИНЦА(IV)

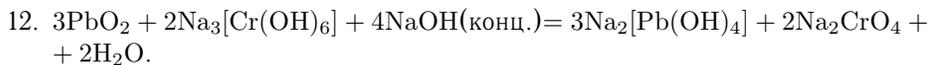
Платтнерит. Темно-коричневый, тяжелый, при слабом нагревании разлагается без плавления. Не реагирует с водой. Из раствора осаждается гидрат  $m\text{PbO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ . Не реагирует с разбавленными кислотами и щелочами, гидратом аммиака. Разлагается концентрированными кислотами, медленно переводится в раствор концентрированными щелочами при кипячении. Сильный окислитель в кислотной и щелочной среде. Получение см. 259<sup>7</sup>, 261<sup>4</sup>, 267<sup>2</sup>, 4, 271<sup>2</sup>, 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  $\text{O}_2$ . Не реагирует с водой, гидратом аммиака. Разлагается концентрированными кислотами и щелочами. Сильный окислитель. Получение см. 258<sup>4</sup>, 259<sup>5</sup>, 260<sup>5</sup>, 263<sup>6</sup>, 271<sup>5</sup>.

$$M_r = 239, 20; \quad d = 9, 375; \quad t_{\text{пл}} = 830^\circ \text{C} (p).$$

1.  $2(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 = 6\text{PbO} + \text{O}_2$  (выше  $550^\circ \text{C}$ ).
2.  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_{4(\text{т})} + 8\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2[\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + \text{Pb}^{\text{IV}} + 4\text{OH}^-$ ;  $\text{pPP}^{18} = 50, 28$ .
3.  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 8\text{HCl}(\text{конц., гор.}) = 3\text{PbCl}_2\downarrow + \text{Cl}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ .
4.  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 4\text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{PbO}_2\downarrow + 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .
5.  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 6\text{NaOH}(\text{конц.}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{гор.}) = 2\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6]$ .
6.  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 8\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 2\text{KI} = 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{I}_2\downarrow + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$ .
7.  $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4 + 6\text{HNO}_3(\text{разб.}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ .

### 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  $\text{CO}_2$  из воздуха. Слабый восстановитель. Получение см. 258<sup>8</sup>, 264<sup>6, 7</sup>, 266<sup>5</sup>.

$$M_r = 241, 21.$$

1.  $\text{Pb}(\text{OH})_2 = \text{PbO} + \text{H}_2\text{O}$  ( $140-145^\circ \text{C}$ ).
2.  $\text{Pb}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Pb}(\text{H}_2\text{O})_3]^{2+} + 2\text{OH}^-$ ;  $\text{pPP}^{25} = 15, 26$ ,  
 $\text{Pb}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Pb}(\text{OH})_3]^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $\text{pPP}^{25} = 19, 92$ .
3.  $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}(\text{разб.}) = \text{PbCl}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ,  
 $\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) = \text{PbSO}_4\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ ,  
 $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3(\text{разб.}) = \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ .
4.  $\text{Pb}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]_{(\text{р})}$ ,  
 $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4]_{(\text{р})} = \text{PbO}\downarrow + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O}$  (кип.).
5.  $2\text{Pb}(\text{OH})_2(\text{суспензия}) + \text{CO}_2 = \text{Pb}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + \text{H}_2\text{O}$ .
6.  $\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{PbO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$  (в разб.  $\text{NaOH}$ ).
7.  $2\text{Pb}(\text{OH})_2 + \text{Ca}(\text{ClO})_2 = 2\text{PbO}_2\downarrow + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (в разб.  $\text{NaOH}$ ).

### 263. $\text{PbCO}_3$ — 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  $\text{CO}_2$ . Окисляется кислородом. Получение см. 259<sup>11</sup>, 264<sup>15</sup>, 265<sup>7</sup>.

$$M_r = 267, 21; \quad d = 6, 55; \quad \rho_{\text{ПР}}^{25} = 13, 44.$$

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. 258<sup>2</sup>, 259<sup>2</sup>.

$$M_r = 331, 21; \quad d = 4, 53; \quad k_s = 52, 2^{(20)}, 107, 4^{(80)}.$$

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.  $\text{HNO}_3$ ; 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. $\text{PbSO}_4$ — СУЛЬФАТ СВИНЦА(II)

Англезит. Белый. При прокаливании разлагается, плавится под избыточным давлением  $\text{O}_2$ . 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. 258<sup>1</sup>, 262<sup>3</sup>, 264<sup>5</sup>, 269<sup>2–6</sup>.

$$M_r = 303, 26; \quad d = 6, 2 \div 6, 4; \quad t_{\text{пл}} = 1170^\circ \text{ C } (p); \quad \text{pPP}^{25} = 7, 77.$$

- $2\text{PbSO}_4 = 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2 + \text{O}_2$  (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. $\text{PbCl}_2$ — 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. 258<sup>5</sup>, 259<sup>2</sup>, 262<sup>3</sup>, 263<sup>3</sup>.

$$M_r = 278, 11; \quad d = 5, 85; \quad t_{\text{пл}} = 501^\circ \text{ C};$$

$$t_{\text{кип}} = 950^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0, 978^{(20)}, 2, 62^{(80)}.$$

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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).
12.  $\text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2\text{MCl} = \text{M}_2[\text{PbCl}_6]$  (M =  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ; в конц.  $\text{HCl}$ ).

#### 267. $\text{PbCl}_4$ — 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. 266<sup>11</sup>.

$$M_r = 349,01; \quad d = 3,18^{(0)}; \quad t_{\text{пл}} = -7^\circ \text{С}.$$

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; 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.  $\text{PbCl}_4(\text{ж}) + 2\text{MCl} = \text{M}_2[\text{PbCl}_6]$  (M =  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ).

#### 268. $\text{PbI}_2$ — 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. 258<sup>5</sup>, 264<sup>8</sup>, 266<sup>8</sup>, 270<sup>3</sup>.

$$M_r = 367, 14; \quad d = 6, 16; \quad t_{пл} = 402^\circ \text{ C}; \quad k_s = 0, 076^{(25)}, 0, 3^{(80)}.$$

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. 258<sup>7</sup>, 263<sup>7</sup>.

$$M_r = 239, 27; \quad d = 7, 1(\text{аморфн.}), 7, 58; \quad t_{пл} = 1077^\circ \text{ C}; \quad p_{PP}^{25} = 28, 06.$$

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. 264<sup>8</sup>, 268<sup>6</sup>.

$$M_r = 627, 01; \quad d = 4, 21; \quad t_{пл} = 349^\circ \text{ C (разл.);}$$

\*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),  
 $\text{K}[\text{PbI}_3]_{(p)} + \text{KI}(\text{конц.}) \rightleftharpoons \text{K}_2[\text{PbI}_4]_{(p)}$ .
- $8\text{K}[\text{PbI}_3] + 15\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц., гор.}) = 8\text{PbSO}_4\downarrow + 12\text{I}_2\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow + 12\text{H}_2\text{O} + 4\text{K}_2\text{SO}_4$ .
- $2\text{K}[\text{PbI}_3] + 8\text{HNO}_3(30\text{-я}) = 2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 3\text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$  (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. 259<sup>12</sup>, 260<sup>5</sup>, 261<sup>5</sup>.

$$M_r = 355, 22;$$

$$d = 3, 975;$$

- $\text{Na}_2[\text{Pb}(\text{OH})_6] = \text{Na}_2\text{PbO}_3(\text{желт.}) + 3\text{H}_2\text{O}$  (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. $\text{N}_2$ — 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  $\text{N}_2$  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  $\text{H}_2$  и  $\text{O}_2$  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  $^{14}\text{N}$  (с примесью  $^{15}\text{N}$ ). Получение в промышленности — фракционная дистилляция жидкого воздуха при глубоком охлаждении, в лаборатории — см. 179<sup>6</sup>, 283<sup>8</sup>, 294<sup>1</sup>, 304<sup>11</sup>, 305<sup>1</sup>, <sup>3</sup>, 762<sup>1</sup>.

$$M_r = 28,014; \quad d_{(г)} = 0,8792; \quad d_{(ж)} = 0,808^{(-196)};$$

$$\rho = 1,25056 \text{ г/л (н. у.);} \quad t_{пл} = -210,0^\circ \text{ C;} \quad t_{кип} = -195,802^\circ \text{ C;} \\ \nu_s = 2,35^{(0)}, 1,54^{(20)}, 0,96^{(60)}.$$

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/MnO<sub>2</sub>).
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. NH<sub>3</sub> — АММИАК

Бесцветный газ, при комнатной температуре под избыточным давлением сжижается; жидкий аммиак — бесцветный, твердый аммиак — белый. Хорошо растворяется в воде? образует гидрат NH<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O, раствор имеет слабощелочную среду. Разбавленные растворы аммиака (3–10%-й NH<sub>3</sub>) называют нашатырным спиртом, концентрированные растворы (18,5–25%-й NH<sub>3</sub>) — 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. 31<sup>3</sup>, 272<sup>2</sup>, 275<sup>2</sup>, 283<sup>4</sup>.

$$M_r = 17,03; \quad d_{(\text{ж})} = 0,6814^{(-35)}; \quad \rho = 0,7708 \text{ г/л (н. у.)};$$

$$t_{\text{пл}} = -77,75^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = -33,4^\circ \text{ C}; \quad k_s = 87,5^{(0)}, 52,6^{(20)}, 15,4^{(80)}.$$

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  $\text{N}_2$ ).
10.  $2\text{NH}_3 + \text{Cl}_2 = \text{NH}_2\text{Cl} + \text{NH}_4\text{Cl}$  (комн., в атмосфере  $\text{N}_2$ ),  
 $8\text{NH}_3 + 3\text{Cl}_2 = \text{N}_2 + 6\text{NH}_4\text{Cl}$  (сгорание).
11.  $3\text{NH}_{3(\text{ж})} + \text{S} \rightleftharpoons [\text{S}(\text{NH}_3)_3]^0$  (-40° C, примесь  $\text{S}_4\text{N}_4$ ),  
 $16\text{NH}_3 + 4\text{S} + 6\text{Cl}_2 = \text{S}_4\text{N}_4 + 12\text{NH}_4\text{Cl}$  (30–50° C, в жидк.  $\text{CCl}_4$ ).
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. ND<sub>3</sub> — ТРИДЕЙТЕРИОАММИАК

Бесцветный газ/ Хорошо растворяется в обычной и тяжелой воде. По химическим свойствам аналогичен NH<sub>3</sub>. Получение см. 6<sup>14</sup>.

$$M_r = 20, 05; \quad t_{\text{пл}} = -74, 36^\circ \text{ С}; \quad t_{\text{кип}} = -31, 04^\circ \text{ С}.$$

#### 275. NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O — ГИДРАТ АММИАКА

Ранее неверно назывался гидроксидом аммония NH<sub>4</sub>OH (такое ионное соединение не существует). Белый, кристаллическая решетка — молекулярная. Известны также твердые гидраты 2NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O ( $M_r = 52, 08$ ;  $t_{\text{пл}} = -78, 2^\circ \text{ С}$ ) и NH<sub>3</sub> · 2H<sub>2</sub>O ( $M_r = 53, 06$ ;  $t_{\text{пл}} = -97^\circ \text{ С}$ ). Присутствует в бесцветном растворе аммиака, представляет собой межмолекулярное соединение с водородными связями N ··· H—O. Разбавленные растворы (3–10%-й NH<sub>3</sub>,  $d = 0, 982 \div 0, 958$ ) называют нашатырным спиртом (используются в медицине), концентрированные растворы (18,5–25%-й NH<sub>3</sub>,  $d = 0, 93 \div 0, 91$ ) — 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 K<sub>2</sub>[HgI<sub>4</sub>] (следы NH<sub>3</sub> · H<sub>2</sub>O дают желтое окрашивание раствора). Получение см. 273<sup>2</sup>, 289<sup>10</sup>.

$$M_r = 35, 05; \quad t_{\text{пл}} = -77^\circ \text{ С}.$$

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. 275<sup>7</sup>, 277<sup>6</sup>.

$$M_r = 96,09;$$

$$k_s = 100^{(15)}.$$

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  $70^\circ \text{C}$ ).
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. $\text{NH}_4\text{HCO}_3$ — 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. 273<sup>13</sup>, 276<sup>1, 5</sup>.

$$M_r = 79,06; \quad d = 1,58; \quad t_{\text{пл}} = 106^\circ \text{C} (p); \quad k_s = 21,7^{(20)}.$$

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. $\text{NH}_4\text{NO}_3$ — НИТРАТ АММОНИЯ

Аммонийная селитра. Белый, гигроскопичный, термически неустойчивый (примесь  $\text{NH}_4\text{Cl}$  понижает температуру разложения, примеси  $\text{NH}_4\text{F}$  и  $\text{NH}_4\text{Br}$  — повышают). Хорошо растворяется в воде с высоким *эндо*-эффектом (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными щелочами. Слабый окислитель и восстановитель. Получение см. 275<sup>5</sup>, 305<sup>6</sup>.

$$M_r = 80,03; \quad d = 1,72; \quad t_{\text{пл}} = 169,6^\circ \text{C}; \quad k_s = 192,0^{(20)}, 580,0^{(80)}.$$

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. 273<sup>4</sup>, 275<sup>4</sup>, 280<sup>3</sup>.

$$M_r = 132, 14; \quad d = 1, 769; \quad k_s = 75, 4^{(20)}, 94, 1^{(80)}.$$

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. 278<sup>2</sup>).
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. $\text{NH}_4\text{HSO}_4$ — 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  $\text{HSO}_4^-$  и обратимого гидролиза по катиону. Кристаллогидратов не образует. Нейтрализуется гидратом аммиака. Получение см. 273<sup>4</sup>, 275<sup>4</sup>, 279<sup>3</sup>, 421<sup>4</sup>.

$$M_r = 115, 11; \quad d = 1, 78; \quad t_{\text{пл}} = 251^\circ \text{ С};$$

$$t_{\text{кип}} = 490^\circ \text{ С}; \quad k_s = 100^{(18-25)}.$$

1.  $\text{NH}_4\text{HSO}_4 = \text{NH}_3 + \text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$  (выше 500° С, примеси  $\text{SO}_2$ ,  $\text{O}_2$ ),  
 $2\text{NH}_4\text{HSO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$  (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. $\text{NH}_4\text{F}$ — ФТОРИД АММОНИЯ

Белый, гигроскопичный, при нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. Разлагается концентрированными кислотами, щелочами. Получение см. 275<sup>3</sup>.

$$M_r = 37,04; \quad d = 1,009; \quad k_s = 82,6^{(20)}, 117,6^{(80)}.$$

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. 278<sup>2</sup>).
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. 275<sup>3</sup>, 281<sup>1, 5</sup>.

$$M_r = 57,04; \quad d = 1,50; \quad t_{\text{пл}} = 126,2^\circ \text{C}; \quad k_s = 60,15^{(20)}, 292,7^{(80)}.$$

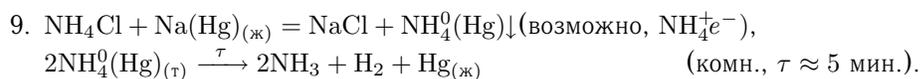
1.  $\text{NH}_4(\text{HF}_2) = \text{NH}_3 + 2\text{HF}$  (выше 238° С).
2.  $\text{NH}_4(\text{HF}_2)(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{HF}_2^-$ ,  
 $\text{HF}_2^- \rightleftharpoons \text{HF} + \text{F}^-$ ;  $pK_c = 0,6$ ,  
 $\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{F}^- + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $pK_k = 3,18$ .
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. $\text{NH}_4\text{Cl}$ — 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. 273<sup>3</sup>, 275<sup>3</sup>, 290<sup>11</sup>.

$$M_r = 53,49; \quad d = 1,527; \quad t_{\text{пл}} = 400^\circ \text{C} (p); \quad k_s = 37,2^{(20)}, 65,6^{(80)}.$$

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. 278<sup>2</sup>).
3.  $2\text{NH}_4\text{Cl}_{(\tau)} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$  (кип.).
4.  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}(\text{насыщ., гор.}) = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ ,  
 $2\text{NH}_4\text{Cl}_{(\tau)} + \text{Ca}(\text{OH})_2(\tau) = 2\text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$  (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. $\text{NH}_4\text{Br}$ — 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. 275<sup>3</sup>, 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. 278<sup>2</sup>).
- $2\text{NH}_4\text{Br}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{SO}_4(30\text{-}\% \text{-я, гор.}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr}\uparrow,$   
 $2\text{NH}_4\text{Br}_{(\text{т})} + 3\text{H}_2\text{SO}_4(> 50\% \text{-я, гор.}) = 2\text{NH}_4\text{HSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{SO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}.$
- $\text{NH}_4\text{Br} + \text{NaOH}(\text{насыщ., гор.}) = \text{NaBr} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O},$   
 $\text{NH}_4\text{Br}_{(\text{т})} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(\text{т})} = 2\text{NH}_3 + \text{CaBr}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (200^\circ \text{ C}).$
- $2\text{NH}_4\text{Br}(\text{конц., гор.}) + \text{Mg} = \text{MgBr}_2 + \text{H}_2\uparrow + 2\text{NH}_3\uparrow.$
- $\text{NH}_4\text{Br}(\text{насыщ.}) + \text{KNO}_2(\text{насыщ.}) = \text{N}_2\uparrow + \text{KBr} + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип.}).$

#### 285. $\text{NH}_4\text{I}$ — ИОДИД АММОНИЯ

Белый, гигроскопичный, летучий, термически малоустойчивый. Хорошо растворяется в воде (гидролиз по катиону). Кристаллогидратов не образует. При хранении твердый  $\text{NH}_4\text{I}$  и его водный раствор желтеют вследствие разложения. Разлагается концентрированными кислотами-окислителями и щелочами, реагирует с иодом, типичными окислителями. Получение см. 275<sup>3</sup>, 276<sup>10</sup>.

$$M_r = 144, 94; \quad d = 2, 514; \quad k_s = 172, 3^{(20)}, 228, 8^{(80)}.$$

- $\text{NH}_4\text{I} = \text{NH}_3 + \text{HI}$  (выше 404,7° С).
- $\text{NH}_4\text{I}(\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{I}^-$  (рН < 7, см. 278<sup>2</sup>).
- $8\text{NH}_4\text{I}_{(\text{т})} + 9\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) = 4\text{I}_2\downarrow + \text{H}_2\text{S}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 8\text{NH}_4\text{HSO}_4 \quad (30\text{--}50^\circ \text{ C}),$   
 $2\text{NH}_4\text{I}_{(\text{т})} + 4\text{HNO}_3(\text{конц.}) = \text{I}_2\downarrow + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NH}_4\text{NO}_3 \quad (\text{кип.}).$
- $\text{NH}_4\text{I} + \text{NaOH}(\text{насыщ., гор.}) = \text{NaI} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$
- $5\text{NH}_4\text{I} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\tau} 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{I}_2\downarrow + \text{NH}_4[\text{I}(\text{I}_2)] \quad (\text{комн., на свету}).$
- $\text{NH}_4\text{I}_{(\text{п})} + \text{I}_{2(\text{т})} = \text{NH}_4[\text{I}(\text{I}_2)]_{(\text{п})}.$
- $10\text{NH}_4\text{I} + 8\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KMnO}_4 = 5\text{I}_2\downarrow + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} + 5(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4.$

#### 286. $\text{NH}_4\text{HS}$ — 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. 273<sup>5</sup>, 275<sup>8</sup>, 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  $20^\circ \text{ C}$ ).
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  $10^\circ \text{ C}$ ).
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. 286<sup>5</sup>, 6.

1.  $(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n) = 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} + (n-1)\text{S}$  (выше  $120^\circ \text{ C}$ ).
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. $\text{N}_2\text{H}_4$ — 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,  $\text{O}_2$  воздуха, щелочными металлами.

Сильный восстановитель. Хорошо растворяет неорганические соли, например LiCl, CaCl<sub>2</sub>, NaNO<sub>3</sub>, NaClO<sub>4</sub>, Mg(ClO<sub>4</sub>)<sub>2</sub>. Получение см. 273<sup>1</sup>, 289<sup>1</sup>, 290<sup>1</sup>, 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 N<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub>).
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. N<sub>2</sub>H<sub>4</sub> · H<sub>2</sub>O — ГИДРАТ ГИДРАЗИНА

Бесцветная жидкость, гигроскопичная, чувствительная к O<sub>2</sub> 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. 275<sup>15</sup>, 288<sup>2</sup>.

$$M_r = 50,06; \quad d = 1,032^{(20)}; \quad t_{пл} = -51,7^\circ \text{ C} (p); \quad t_{кип} = 120,1^\circ \text{ C}.$$

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 = N<sub>3</sub><sup>-</sup>, ClO<sub>4</sub><sup>-</sup>).
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. Na<sub>2</sub>MoO<sub>4</sub>),  
 $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 4\text{KOH}(\text{разб.}) + 2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2) \xrightarrow{\tau} \text{N}_2\uparrow + 4\text{K}_2\text{SO}_4 + 5\text{H}_2\text{O}$ .

9.  $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 4\text{Cu}(\text{OH})_2 = 2\text{Cu}_2\text{O} \downarrow + \text{N}_2 \uparrow + 7\text{H}_2\text{O}$  (кип.),  
 $3(\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 4\text{KMnO}_4 \xrightarrow{\tau} 3\text{N}_2 \uparrow + 4\text{MnO}_2 \downarrow + 4\text{KOH} + 7\text{H}_2\text{O}$ .
10.  $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}^0(\text{Zn, конц. NaOH}) = 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ ,  
 $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] = 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$ .

### 290. $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}$ — ХЛОРИД ГИДРАЗИНИЯ(1+)

Белый, низкоплавкий, термически неустойчивый. Чувствителен к  $\text{O}_2$  воздуха. Хорошо растворяется в воде (слабый гидролиз по катиону). Реагирует с концентрированной хлороводородной кислотой, щелочами. Сильный восстановитель, слабый окислитель. Получение см. 289<sup>3</sup>.

$$M_r = 68, 51; \quad t_{\text{пл}} = 89^\circ \text{ C}; \quad k_s = 179^{(25)}.$$

- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} = \text{N}_2\text{H}_4 + \text{HCl}$  ( $\approx 350^\circ \text{ C}$ ).
- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{разб.}) = \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{Cl}^-$ ,  
 $\text{N}_2\text{H}_5^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+$ ;  $pK_K = 8, 23$ .
- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl}(\text{т}) + \text{HCl}(\text{конц.}) = \text{N}_2\text{H}_6\text{Cl}_2 \downarrow$  (комн.),  
 $\text{N}_2\text{H}_6\text{Cl}_2 = \text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}$  (выше  $198^\circ \text{ C}$ ).
- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{NaOH}(\text{конц.}) = \text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$ .
- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{NH}_3 = \text{N}_2\text{H}_4 + \text{NH}_4\text{Cl}$  ( $150\text{--}190^\circ \text{ C}$ ).
- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 2\text{O}_2(\text{воздух}) \xrightarrow{\tau} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2 + \text{HCl}$ .
- $5\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 4\text{KEO}_3 = 5\text{N}_2 \uparrow + 4\text{KCl} + 12\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$  (E = Br, I),  
 $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 2\text{E}_2 \xrightarrow{\tau} \text{N}_2 \uparrow + 4\text{HE} + \text{HCl}$  (E = Cl, Br, I).
- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 3\text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = \text{N}_2\text{O} \uparrow + 5\text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$  (кат.  $\text{Na}_2\text{MoO}_4$ ).
- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 4\text{FeCl}_3 \xrightarrow{\tau} \text{N}_2 \uparrow + 4\text{FeCl}_2 + 5\text{HCl}$ ,  
 $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 4\text{AgNO}_3 = 4\text{Ag} \downarrow + \text{N}_2 + 4\text{HNO}_3 + \text{HCl}$ .
- $5\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 7\text{HCl}(\text{разб.}) + 4\text{KMnO}_4 = 5\text{N}_2 \uparrow + 4\text{MnCl}_2 + 16\text{H}_2\text{O} + 5\text{KCl}$ .
- $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl}(\text{разб.}) + 2\text{H}^0(\text{Zn}) = 2\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  
 $\text{N}_2\text{H}_5\text{Cl} + 4\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{H}[\text{SnCl}_3] = 2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6]$ .

### 291. $\text{NH}_2\text{OH}$ — ГИДРОКСИЛАМИН

Белый, весьма гигроскопичный, летучий, перегоняется в вакууме. Термически неустойчив. Чувствителен к  $\text{O}_2$  воздуха. При комплексообразовании иногда изомеризуется ( $\text{M}-\text{NH}_2\text{OH} \rightarrow \text{M}-\text{ONH}_2$ ). Хорошо растворяется в воде, образует гидрат  $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$  (раствор слабощелочной). Частично разлагается в растворе (катализаторы — ионы переходных металлов, ингибитор  $\text{SnO}_2$ ). Проявляет основные свойства, реагирует с кислотами. Сильный восстановитель, слабый окислитель. Жидкий  $\text{NH}_2\text{OH}$  хорошо растворяет KI, KCN, NaCl,  $\text{NaNO}_3$ , NaOH. Получение см. 292<sup>10</sup>.

$$M_r = 33, 03; \quad d = 1, 204; \quad t_{\text{пл}} = 32^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = 58^\circ \text{ C (вак.)};$$

- $3\text{NH}_2\text{OH} = \text{NH}_3 + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$  (выше  $100^\circ \text{ C}$ ).
- $\text{NH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3\text{OH}^+ + \text{OH}^-$ ;  $pK_0 = 7, 97$ .

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. 291<sup>4</sup>, 296<sup>5</sup>.

$$M_r = 69,49; \quad d = 1,67; \quad t_{\text{пл}} = 159^\circ \text{C} (\text{разл.}); \quad k_s = 83^{(17)}, 194^{(100)}.$$

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  $159^\circ \text{C}$ ).
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.  $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl} + \text{Na}(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = \text{NH}_2\text{OH} + \text{NaCl}\downarrow + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$  ( $0^\circ \text{C}$ , 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. $\text{HN}_3$ — АЗИДОВОДОРОД

Азоимид. Бесцветная жидкость. Чрезвычайно взрывчатый. Перегоняется с эфиром. Азид-ион  $\text{N}_3^-$  — 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  $\text{HN}_3$  и  $\text{HCl}$  по действию подобна «царской водке» (переводит в раствор золото и платину). Получение см. 288<sup>5</sup>, 294<sup>4, 14</sup>, 302<sup>11</sup>.

$$M_r = 43,03; \quad d = 1,13^{(20)}; \quad t_{\text{пл}} = -80^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = +35,7^\circ \text{C}.$$

1.  $2\text{HN}_3 = 3\text{N}_2 + \text{H}_2$  (выше  $300^\circ \text{C}$ ).
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. $\text{NaN}_3$ — 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<sup>4, 6</sup>, 293<sup>8, 9</sup>.

$$M_r = 65,01; \quad d = 1,846; \quad t_{\text{пл}} \approx 200^\circ \text{C}; \quad k_s = 40,8^{(20)}, 55,3^{(100)}.$$

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  $10^\circ \text{C}$ , вак.).
5.  $\text{NaN}_3 + \text{H}_2 = \text{NaNH}_2 + \text{N}_2$  ( $200^\circ \text{C}$ , примесь  $\text{NH}_3$ , 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<sub>2</sub>O — ОКСИД ДИАЗОТА

«Веселящий газ», закись азота. Бесцветный газ, термически устойчивый. Плохо растворяется в воде. При сильном охлаждении из раствора кристаллизуется клатрат N<sub>2</sub>O · 5,75H<sub>2</sub>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. 31<sup>4</sup>, 52<sup>5</sup>, 278<sup>1</sup>, 300<sup>1</sup>.

$$M_r = 44,01; \quad d_{(ж)} = 1,226^{(-89)}; \quad \rho = 1,9778 \text{ г/л (н. у.);}$$

$$t_{пл} = -90,9^\circ \text{ С}; \quad t_{кип} = -88,6^\circ \text{ С}; \quad \nu_s = 130,0^{(0)}, 62,9^{(20)}, 54,4^{(25)}.$$

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<sub>2</sub>).
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<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), в жидком состоянии — частично (≈ 25% N<sub>2</sub>O<sub>2</sub>), 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 NO<sub>2</sub>. Вступает в реакции комплексообразования. Получение см. 273<sup>7</sup>, 303<sup>4</sup>, 304<sup>12, 14</sup>, 306<sup>6, 20, 31</sup>.

$$M_r = 30,01; \quad d_{(ж)} = 1,269^{(-152)}; \quad \rho = 1,3402 \text{ г/л (н. у.)}.$$

$$t_{пл} = -163,6^\circ \text{ C}; \quad t_{кип} = -151,7^\circ \text{ C};$$

$$\nu_s = 7,38^{(0)}, 4,71^{(20)}, 2,70^{(80)}.$$

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. NH<sub>3</sub>).  
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 NO<sub>2</sub>:  
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.  $2\text{NO}_2 + 2\text{Cl}_2\text{O} = 2(\text{NO}_2)\text{ClO} + \text{Cl}_2$  ( $0^\circ \text{C}$ ).
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. $\text{N}_2\text{O}_5$ — 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. 306<sup>33</sup>, 566<sup>4</sup>.

$$M_r = 108,01; \quad d_{(T)} = 1,642; \quad t_{\text{пл}} = 41^\circ \text{C} (p).$$

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,  $\text{HNO}_2(\text{O}_2^{2-})$ ] ( $-80^\circ \text{C}$ ).
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.  $\text{N}_2\text{O}_5 + 5\text{Cu} = 5\text{CuO} + \text{N}_2$  ( $500^\circ \text{C}$ ).
9.  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{HClO}_4(\text{безводн.}) = (\text{NO}_2^+)\text{ClO}_4 + \text{HNO}_3$ .
10.  $\text{N}_2\text{O}_{5(\text{ж})} \rightleftharpoons \text{NO}_2^+ + \text{NO}_3^-$ ,  $\text{N}_2\text{O}_{5(\text{т})} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{5(\text{т})}$  (до  $32^\circ \text{C}$ ).

### 300. $\text{H}_2\text{N}_2\text{O}_2$ — АЗОТОВАТИСТАЯ КИСЛОТА

Белое твердое вещество, гигроскопичное, чувствительное к  $\text{O}_2$  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. 291<sup>7</sup>, 302<sup>12</sup>, 303<sup>12</sup>.

$$M_r = 62,03.$$

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  $\text{HNO}_2$ . Разлагается кислотами, проявляет слабые окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 291<sup>7</sup>, 300<sup>3</sup>, 303<sup>11</sup>.

$$M_r = 105,99;$$

$$d = 2,466.$$

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. $\text{HNO}_2$ — 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)O<sub>2</sub> кислотой не является. Нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака. Реагирует с атомным водородом, кислородом, пероксидом водорода. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Получение см. 296<sup>22</sup>, 297<sup>2</sup>, 306<sup>4</sup>, 314<sup>2</sup>, 424<sup>7</sup>.

$$M_r = 105,99.$$

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 HNO<sub>3</sub>).
4.  $2\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{NO}^+ + \text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O}$  (0° С, в 30%-й HNO<sub>3</sub>),  
 $\text{NO}^+ + \text{NO}_2^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_3$ .
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 N<sub>2</sub>O).
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. NaNO<sub>2</sub> — НИТРИТ НАТРИЯ

Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. В сухом состоянии устойчив на воздухе, во влажном — окисляется O<sub>2</sub> 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. 25<sup>5</sup>, 28<sup>22</sup>, 31<sup>6</sup>, 36<sup>7</sup>, 302<sup>5</sup>.

$$M_r = 69,00; \quad d = 2,168; \quad t_{\text{пл}} = 271^\circ \text{С}; \quad k_s = 82,9^{(0)}, 135,5^{(80)}.$$

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. 304<sup>2</sup>).
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.  $\text{NH}_3$ ].
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. $\text{KNO}_2$ — 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<sup>15, 17</sup>, 52<sup>1, 4, 9</sup>.

$$M_r = 85, 10; \quad d = 1, 915; \quad t_{\text{пл}} = 440^\circ \text{ C}; \quad k_s = 306, 7^{(0)}, 376^{(80)}.$$

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.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ),  
 $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 = \text{KNO}_3 + 2\text{HBr}$ .
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. $\text{NH}_4\text{NO}_2$ — НИТРИТ АММОНИЯ

Белый, неустойчив при хранении (желтеет), разлагается при нагревании. Чувствителен к  $\text{O}_2$  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. 278<sup>4</sup>, 297<sup>4</sup>, 304<sup>15</sup>.

$$M_r = 64,04; \quad d = 1,69; \quad k_s = 180,1^{(20)}, 300^{(34)}.$$

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. $\text{HNO}_3$ — 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%  $\text{HNO}_3$ ;  $d = 1,41^{(20)}$ ;  $t_{\text{кип}} = 120,7^\circ \text{C}$ ). Образует гидраты  $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$  (точнее  $\text{H}_3\text{NO}_4$  — 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  $\text{HNO}_3$  и HCl («царская водка») обладает сильным окислительным действием (превосходит чистую  $\text{HNO}_3$ ), переводит в раствор золото и платину. Еще более активна

смесь концентрированных  $\text{HNO}_3$  и  $\text{HF}$ . Безводная кислота — протонный растворитель. Получение см.: в промышленности — 273<sup>7</sup>, в лаборатории — 52<sup>6</sup>, 298<sup>5</sup>, 299<sup>2</sup>.

$$M_r = 63,01; \quad d = 1,503^{(25)}; \quad t_{\text{пл}} = -41,6^\circ \text{C}; \quad t_{\text{кип}} = +82,6^\circ \text{C} \text{ (разл.)}.$$

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  $\text{H}_2$ ),  
 $12\text{HNO}_3(\text{разб.}) + 5\text{Sn} \xrightarrow{\tau} 5\text{Sn}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$  (примесь  $\text{NO}$ ).
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  $\text{H}_2$ ).
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.  $2\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{N}_2\text{O}_3\uparrow$  ( $0^\circ \text{C}$ ),  
 $4\text{HNO}_3(\text{конц.}) + \text{As}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{AsO}_4 + 4\text{NO}_2\uparrow$  (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. $\text{NH}_2\text{Cl}$ — ХЛОРАМИН

Бесцветная маслянистая жидкость. При низких температурах разлагается, более устойчив в атмосфере  $\text{NH}_3$ . 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. 273<sup>10</sup>, 275<sup>15</sup>, 288<sup>8</sup>.

$$M_r = 51,48; \quad t_{\text{пл}} = -66^\circ \text{C}.$$

- $3\text{NH}_2\text{Cl} = \text{N}_2 + \text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{HCl}$  (выше  $-40^\circ \text{C}$ ).
- $\text{NH}_2\text{Cl}(\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HClO}$  (до  $10^\circ \text{C}$ ).

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.  $\text{CuCl}_2$ ).
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. $\text{NF}_3$ — ТРИФТОРИД АЗОТА

Бесцветный газ. Термически устойчивый (в отличие от  $\text{E}_3\text{N}$ , 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. 272<sup>6</sup>, 273<sup>9</sup>, 309<sup>6</sup>.

$$M_r = 71,00; \quad d_{(\text{ж})} = 1,885^{(-130)}; \quad \rho = 3,168 \text{ г/л (н. у.);}$$

$$t_{\text{пл}} = -206,78^\circ \text{ C}; \quad t_{\text{кип}} = -129^\circ \text{ C}.$$

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).