

Р. А. Лидин

СПРАВОЧНИК ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ



Р. А. Лидин

СПРАВОЧНИК

ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

**Химические элементы
Атомы, молекулы, ионы
Простые и сложные
вещества
Водные растворы
Физические величины
и их единицы**

**МОСКВА
«ПРОСВЕЩЕНИЕ»
«УЧЕБНАЯ ЛИТЕРАТУРА»
1997**

УДК 373.167.1
ББК 24.1
Л55

Рецензенты: заведующая отделом естественных дисциплин Института повышения квалификации и переподготовки работников народного образования Московской области Н. Н. Веденяпина, заведующий кафедрой общей и неорганической химии Московского института стали и сплавов доктор хим. наук Г. М. Курдюмов

Лидин Р. А.
Л55 **Справочник по общей и неорганической химии.**— М.: Просвещение: Учеб. лит., 1997.— 256 с.: ил.— ISBN 5-09-007182-9.

Оригинальное по структуре пособие совмещает достоинства справочной, методической и дидактической литературы. Аккумулятор основных химических знаний, понятий, законов, теорий и т. д. Систематизирует и расширяет материал учебников по общей и неорганической химии. В книге даны алгоритмы составления уравнений реакций, расчетные формулы для решения задач различных типов.

Справочник адресован широкому кругу читателей.

ББК 24.1

ISBN 5-09-007182-9

© Издательство «Просвещение»,
1997
Все права защищены

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	5
1. Химические элементы	7
1.1. Список элементов (от названий к символам). Порядковые номера	—
1.2. Список элементов (от символов к названиям). Степени окисления	8
1.3. Распространение элементов в природе	9
1.3.1. Физическая распространенность элементов	—
1.3.2. Кларки элементов	10
1.3.3. Химическая распространенность элементов	—
1.3.4. Состав литосферы	—
1.3.5. Состав гидросферы	11
1.3.6. Состав атмосферы	—
1.3.7. Жизненно важные элементы	—
1.4. История открытия элементов	12
1.4.1. Исторические периоды развития химии и открытие элементов	—
1.4.2. Даты и приоритеты открытия элементов	—
1.4.3. Исторические сведения об открытии некоторых элементов	16
1.5. Происхождение русских и латинских названий и символов элементов	27
2. Атомы. Электронное строение и энергетические характеристики	34
2.1. Относительные атомные массы. Электронные формулы. Радиусы. Радиоактивность	—
2.2. Электронные конфигурации атомов элементов от водорода до криптона	38
2.3. Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов	39
3. Молекулы. Химическая связь и строение	41
3.1. Двухатомные частицы. Структурные формулы. Энергия и длина связи. Полярность	—
3.2. Многоатомные частицы с центральным атомом <i>sp</i> -элемента. Тип гибридизации. Геометрическая форма. Энергия и длина связи. Валентные углы. Полярность	43
3.3. Многоатомные частицы с центральным атомом <i>d</i> -элемента. Геометрическая форма. Энергия и длина связи. Строение <i>d</i> -подуровня. Магнитный момент. Цвет	45
3.4. Определение типа гибридизации и геометрической формы многоатомных частиц с центральным атомом <i>sp</i> -элемента	48
4. Химические реакции	53
4.1. Уравнения реакций. Молекулярные и ионные уравнения. Уравнения гидролиза и электролиза	—
4.2. Энергетика и направление реакций	55
4.2.1. Термодинамическая возможность протекания реакций	—
4.2.2. Термодинамические константы веществ	56
5. Окислительно-восстановительные реакции	61
5.1. Типичные окислители и восстановители	—
5.1.1. Реакции при сплавлении	—
5.1.2. Реакции в водном растворе	—
5.2. Окислительно-восстановительные переходы в водном растворе	62
5.2.1. Полуреакции и потенциалы восстановления окислителей	—
5.2.2. Полуреакции и потенциалы окисления восстановителей	65
5.3. Электрохимический ряд напряжений металлов	69
5.4. Направление реакций в водном растворе	—
5.5. Подбор коэффициентов в уравнениях реакций	70
5.5.1. Метод электронного баланса	—
5.5.2. Метод электронно-ионного баланса	71
6. Кислотно-основные реакции	74
6.1. Константы кислотности веществ (водный раствор, 25 °С)	—
6.2. Интервал pH осаждения гидроксидов металлов	76

6.3. Кислотно-основные индикаторы	77
7. Растворимость неорганических веществ	—
7.1. Растворимость твердых веществ	—
7.1.1. Хорошо растворимые вещества	—
7.1.2. Малорастворимые и практически нерастворимые вещества	79
7.1.3. Растворимость, осаждение и гидролиз солей при комнатной температуре	80
7.2. Растворимость газообразных и жидких веществ	81
8. Классы неорганических веществ	83
8.1. Сводная таблица классов веществ	—
8.2. Дефиниции классов веществ	84
9. Номенклатура неорганических веществ	87
9.1. Современные химические формулы и названия	—
9.1.1. Химические элементы	88
9.1.2. Простые вещества	89
9.1.3. Сложные вещества	—
9.1.4. Комплексные соединения	92
9.1.5. Гидраты	93
9.2. Устаревшие формулы и названия	94
9.2.1. Индивидуальные вещества	—
9.2.2. Группы веществ	95
9.3. Тривиальные названия	96
9.3.1. Индивидуальные вещества	—
9.3.2. Смеси, растворы	97
9.3.3. Сплавы	99
9.4. Минералогические названия	100
10. Свойства и получение неорганических веществ	102
10.1. Металлы и их соединения	105
10.1.1. Натрий	107
10.1.2. Калий	116
10.1.3. Кальций	131
10.1.4. Алюминий	136
10.1.5. Железо	140
10.2. Неметаллы и их соединения	150
10.2.1. Водород	151
10.2.2. Хлор	154
10.2.3. Кислород	157
10.2.4. Сера	160
10.2.5. Азот	166
10.2.6. Фосфор	175
10.2.7. Углерод	179
10.2.8. Кремний	184
10.3. Качественные реакции веществ	187
Формульный указатель	188
11. Водные растворы	193
11.1. Способы приготовления растворов	—
11.2. Плотность воды при различных температурах	194
11.3. Плотность растворов	195
11.3.1. Распространенные кислоты и щелочи	—
11.3.2. Лабораторные реактивы	196
12. Физические величины и их единицы. Физические постоянные. Дефиниции и расчетные формулы	198
Приложения	221
1. Выдающиеся ученые-химики	—
2. Растворы важнейших реактивов в лаборатории	230
3. Названия химических элементов на английском, французском и немецком языках	231
4. Латинский и греческий алфавиты	234
Литература	236
Предметно-именной указатель	237

Светлой памяти
Константина Васильевича Астахова,
педагога и ученого

Предисловие

Уважаемый читатель, вы держите в руках не обычное учебное пособие, а справочник в широком смысле этого слова.

Во-первых, в нем содержатся необходимые характеристики химических элементов — символы, названия, степени окисления и распространенность в природе (раздел 1), электронное строение их атомов (раздел 2), молекулярное строение соединений элементов (раздел 3), термодинамические константы (раздел 4), электрохимический ряд напряжений, окислительно-восстановительные потенциалы и константы кислотности (разделы 5, 6), растворимость и свойства растворов (разделы 7, 11). Эти сведения представлены в форме таблиц, которые построены однотипно — от химической формулы вещества к его константам.

Во-вторых, представлены описательные сведения, которые в учебнике разбросаны по отдельным параграфам и страницам. Здесь история открытия, происхождение названий и символов элементов (раздел 1), краткие биографические данные выдающихся химиков мира (приложение 1), названия элементов на различных языках (приложение 3), определения физических величин и их единиц (раздел 12).

В-третьих, в справочнике имеется обширный дидактический материал учебника — предсказание геометрической формы молекул (раздел 3), правила составления уравнений реакций и термодинамическое обоснование возможности их протекания (раздел 4), типичные окислители и восстановители, установление направления окислительно-восстановительных реакций и методы подбора коэффициентов в их уравнениях (раздел 5), сводная таблица растворимости и гидролиза солей (раздел 7) и определения всех важнейших классов неорганических веществ и сводная таблица классов (раздел 8), правила составления химических формул и названий (неорганическая номенклатура, раздел 9), способы приготовления растворов (раздел 11), формулировки основных законов химии и расчетные формулы, используемые при решении химических задач (раздел 12).

В-четвертых, в этой книге вы встретите специальные сведения, необходимые при изучении теории и практики химии, такие,

как список жизненно важных элементов (раздел 1), интервалы рН осаждения гидроксидов металлов и набор распространенных индикаторов (раздел 6), список устаревших формул и названий, еще встречающихся в химической литературе, а также тривиальных и минералогических названий веществ (раздел 9), состав растворов важнейших реактивов в лаборатории (приложение 2), латинский и греческий алфавиты (приложение 4).

В-пятых, данный справочник содержит весь фактологический материал школьного курса химии (раздел 10). Охарактеризованы химические свойства и получение неорганических веществ для металлов (натрий, калий, кальций, алюминий, железо) и неметаллов (водород, хлор, кислород, сера, азот, фосфор, углерод, кремний). Приведены необходимые и достаточные наборы уравнений реакций с участием простых веществ, оксидов, гидроксидов, солей и бинарных соединений указанных металлов и неметаллов. Отдельно выделены способы синтеза этих веществ в лаборатории и в промышленности, качественные реакции их обнаружения.

Таким образом, в весьма компактной форме представлено основное содержание учебного предмета «Общая и неорганическая химия».

При написании этой книги автор основывался на результатах своей многолетней педагогической работы, начало которой протекало под руководством его учителя профессора К. В. Астахова, а также на опыте создания своих предыдущих учебных пособий и справочников.

В процессе работы над книгой автор пользовался большой поддержкой, сердечным вниманием и творческими консультациями академика РАН Н. Т. Кузнецова, заслуженного деятеля науки и техники РФ Б. Д. Степина, профессора В. А. Молочко, докторов Л. Ю. Аликберовой, Н. С. Рукк, А. А. Цветкова, кандидатов химических наук Л. Л. Андреевой, Г. П. Логиновой, О. И. Агаповой, практической помощью Л. И. Назаровой, Н. А. Айнетдиновой, Т. П. Саниной и других коллег, полезным обсуждением и рядом важных замечаний и предложений рецензентов. Автор выражает им глубокую признательность. Все замечания и предложения по улучшению содержания справочника будут приняты с благодарностью.

Автор надеется, что пособие выдержит испытание временем, станет настольной книгой многих учителей и преподавателей химии, которые порекомендуют ее учащимся с развитым интересом к естественным наукам.

Профессор Р. А. Лидин

1. ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

1.1. Список элементов (от названий к символам). Порядковые номера

Приведены названия химических элементов, их символы и порядковые номера (Z) в Периодической системе. Элементы с порядковыми номерами 106—110, не имеющие пока названий и символов, в таблице не указаны.

Происхождение названий и символов элементов см. в разделе 1.5.

Произношение символов см. в разделе 1.2.

Название	Символ	Z	Название	Символ	Z	Название	Символ	Z
Азот	N	7	Кобальт	Co	27	Рений	Re	75
Активный	Ac	89	Кремний	Si	14	Родий	Rh	45
Алюминий	Al	13	Криптон	Kr	36	Ртуть	Hg	80
Америций	Am	95	Ксенон	Xe	54	Рубидий	Rb	37
Аргон	Ar	18	Курчатовий	Ku	104	Рутений	Ru	44
Астат	At	85	Кюрий	Cm	96	Самарий	Sm	62
Барий	Ba	56	Лантан	La	57	Свинец	Pb	82
Бериллий	Be	4	Литий	Li	3	Селен	Se	34
Берклий	Bk	97	Люуренсий	Lr	103	Сера	S	16
Бор	B	5	Лютеций	Lu	71	Серебро	Ag	47
Бром	Br	35	Магний	Mg	12	Скандий	Sc	21
Ванадий	V	23	Марганец	Mn	25	Стронций	Sr	38
Висмут	Bi	83	Медь	Cu	29	Сурьма	Sb	51
Водород	H	1	Менделевий	Md	101	Таллий	Tl	81
Вольфрам	W	74	Молибден	Mo	42	Тантал	Ta	73
Гадолиний	Gd	64	Мышьяк	As	33	Теллур	Te	52
Галлий	Ga	31	Натрий	Na	11	Тербий	Tb	65
Гафний	Hf	72	Неодим	Nd	60	Технеций	Tc	43
Гелий	He	2	Неон	Ne	10	Титан	Ti	22
Германий	Ge	32	Нептуний	Np	93	Торий	Th	90
Гольмий	Ho	67	Никель	Ni	28	Тулий	Tm	69
Диспрозий	Dy	66	Нильсборий	Ns	105	Углерод	C	6
Европий	Eu	63	Ниобий	Nb	41	Уран	U	92
Железо	Fe	26	Нобелий	No	102	Фермий	Fm	100
Золото	Au	79	Олово	Sn	50	Фосфор	P	15
Индий	In	49	Осмий	Os	76	Франций	Fr	87
Иод	I	53	Палладий	Pd	46	Фтор	F	9
Иридий	Ir	77	Платина	Pt	78	Хлор	Cl	17
Иттербий	Yb	70	Плутоний	Pu	94	Хром	Cr	24
Иттрий	Y	39	Полоний	Po	84	Цезий	Cs	55
Кадмий	Cd	48	Празеодим	Pr	59	Церий	Ce	58
Калий	K	19	Прометий	Pm	61	Цинк	Zn	30
Калифорний	Cf	98	Протактиний	Pa	91	Цирконий	Zr	40
Кальций	Ca	20	Радий	Ra	88	Эйнштейний	Es	99
Кислород	O	8	Радон	Rn	86	Эрбий	Er	68

1.2. Список элементов (от символов к названиям). Степени окисления

Приведены символы химических элементов в алфавитном порядке (в индексе слева — порядковые номера элементов в Периодической системе) и их названия.

Произношение символов элементов совпадает, как правило, с их названиями. Исключения отмечены значком * и даны в примечании к таблице.

Представлены характерные степени окисления для каждого элемента в порядке следования в ряду целых рациональных чисел.

Происхождение символов элементов и их названий см. в разделе 1.5.

Электрострикатность элементов см. в разделе 2.3.

Символ	Название	Степень окисления	Символ	Название	Степень окисления
⁸⁹ Ac	Актиний	0, +III	⁸⁷ Fg	Франций	0, +I
⁴⁷ Ag*	Серебро	0, +I	³¹ Ga	Галлий	0, +III
¹³ Al	Алюминий	0, +III	⁶⁴ Gd	Гадолиний	0, +III
⁹⁵ Am	Америций	0, +II, III, IV	³² Ge	Германий	0, +II, IV
¹⁸ Ar	Аргон	0	¹ H*	Водород	-I, 0, +I
³³ As*	Мышьяк	-III, 0, +III, V	² He	Гелий	0
⁸⁵ At	Астат	-I, 0, +I, V	⁷² Hf	Гафний	0, +IV
⁷⁹ Au	Золото	0, +I, III	⁸⁰ Hg*	Ртуть	0, +I, II
⁵ B	Бор	-III, 0, +III	⁶⁷ Ho	Гольмий	0, +III
⁵⁶ Ba	Барий	0, +II	⁵³ I	Иод	-I, 0, +I, V, VII
¹ Be	Бериллий	0, +II	⁴⁹ In	Индий	0, +III
⁸³ Bi	Висмут	0, +III, V	⁷⁷ Ir	Иридий	0, +III, IV
⁹⁷ Bk	Берклий	0, +III, IV	¹⁹ K	Калий	0, +I
³⁵ Br	Бром	-I, 0, +I, V, VII	³⁶ Kr	Криптон	0, +II
⁶ C*	Углерод	-IV, I, 0, +II, IV	¹⁰⁴ Ku	Курчатовий	0, +IV
²⁰ Ca	Кальций	0, +II	⁵⁷ La	Лантан	0, +III
⁴⁸ Cd	Кадмий	0, +II	³ Li	Литий	0, +I
⁵⁸ Ce	Церий	0, +III, IV	¹⁰³ Lr	Лоуренсий	0, +III
⁹⁸ Cf	Калифорний	0, +III, IV	⁷¹ Lu	Лютеций	0, +III
¹⁷ Cl	Хлор	-I, 0, +I, III, IV, V, VI, VII	¹⁰¹ Md	Менделевий	0, +II, III
⁹⁶ Cm	Кюрий	0, +III, IV	¹² Mg	Магний	0, +II
²⁷ Co	Кобальт	0, +II, III	²⁵ Mn	Марганец	0, +II, IV, VI, VII
²⁴ Cr	Хром	0, +II, III, VI	⁴² Mo	Молибден	0, +IV, VI
⁵⁵ Cs	Цезий	0, +I	⁷ N*	Азот	-III, 0, +I, II, III, IV, V
²⁹ Cu*	Медь	0, +I, II	¹¹ Na	Натрий	0, +I
⁶⁶ Dy	Диспрозий	0, +III	⁴¹ Nb	Ниобий	0, +IV, V
⁶⁸ Er	Эрбий	0, +III	⁶⁰ Nd	Неодим	0, +III
⁹⁹ Es	Эйнштейний	0, +II, III	¹⁰ Ne	Неон	0
⁶³ Eu	Европий	0, +II, III	²⁸ Ni	Никель	0, +II, III
⁹ F	Фтор	-I, 0	¹⁰² No	Нобелий	0, +II, III
²⁶ Fe*	Железо	0, +II, III, VI	⁹³ Np	Нептуний	0, +III, IV, VI, VII
¹⁰⁰ Fm	Фермий	0, +II, III			

Символ	Название	Степень окисления	Символ	Название	Степень окисления
¹⁰⁵ Ns	Нильсборий	0, +V	²¹ Sc	Скандий	0, +III
⁸ O*	Кислород	-II, I, 0, +II	³⁴ Se	Селен	-II, 0, +IV, VI
⁷⁶ Os	Осмий	0, +IV, VI, VIII	¹⁴ Si*	Кремний	-IV, 0, +II, IV
¹⁵ P*	Фосфор	-III, 0, +I, III, V	⁶² Sm	Самарий	0, +II, III
⁹¹ Pa	Протактиний	0, +IV, V	⁵⁰ Sn*	Олово	0, +II, IV
⁸² Pb*	Свинец	0, +II, IV	³⁸ Sr	Стронций	0, +II
⁴⁶ Pd	Палладий	0, +II, IV	⁷³ Ta	Тантал	0, +IV, V
⁶¹ Pm	Прометий	0, +III	⁶⁵ Tb	Тербий	0, +III, IV
⁸⁴ Po	Полоний	0, +II, IV	⁴³ Tc	Технеций	0, +IV, VII
⁵⁹ Pt	Празеодим	0, +III, IV	⁵² Te	Теллур	-II, 0, +IV, VI
⁷⁸ Pt	Платина	0, +II, IV	⁹⁰ Th	Торий	0, +IV
⁹⁴ Pu	Плутоний	0, +III, IV, V, VI	²² Ti	Титан	0, +II, III, IV
⁸⁸ Ra	Радий	0, +II	⁸¹ Tl	Таллий	0, +I, III
³⁷ Rb	Рубидий	0, +I	⁶⁹ Tm	Тулий	0, +III
⁷⁵ Re	Рений	0, +IV, VII	⁹² U	Уран	0, +III, IV, VI
⁴⁵ Rh	Родий	0, +III, IV	²³ V	Ванадий	0, +II, III, IV, V
⁸⁶ Rn	Радон	0, +II, IV, VI, VIII	⁷⁴ W	Вольфрам	0, +IV, VI
⁴⁴ Ru	Рутений	0, +II, IV, VI, VIII	⁵⁴ Xe	Ксенон	0, +II, IV, VI, VIII
¹⁶ S*	Сера	-II, 0, +IV, VI	³⁹ Y	Иттрий	0, +III
⁵¹ Sb	Сурьма	0, +III, V	⁷⁰ Yb	Иттербий	0, +II, III
			³⁰ Zn	Цинк	0, +II
			⁴⁰ Zr	Цирконий	0, +IV

* Произношение символов некоторых элементов:

Ag — аргентум	Cu — купрум	N — эн	S — эс
As — арсеникум	Fe — феррум	O — о	Sb — стибium
Au — аурум	H — аш	P — пэ	Si — силициум
C — цэ	Hg — гидраргирум	Pb — плюмбум	Sn — станнум

1.3. Распространение элементов в природе

1.3.1. ФИЗИЧЕСКАЯ РАСПРОСТРАНЕННОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ

Химические элементы расположены в порядке убывания их физической распространенности (т. е. их массовых долей) в земной коре.

Земная кора (общая масса принята за 100%) — это:

литосфера (твердая оболочка на глубину до 17 км) — 93,06%

гидросфера (вода морей и океанов, озер и рек) — 6,91%

атмосфера (воздушная оболочка на высоту до 15 км) — 0,03%

Радиоактивные элементы, не имеющие стабильных изотопов, обозначены значком *.

1. O	6. Na	11. Cl	16. N	21. Cr	26. Cu	31. Sn
2. Si	7. K	12. P	17. Rb	22. Ni	27. W	32. Y
3. Al	8. Mg	13. C	18. F	23. Sr	28. Li	33. Nd
4. Fe	9. H	14. Mn	19. Ba	24. V	29. Ce	34. Nb
5. Ca	10. Ti	15. S	20. Zr	25. Zn	30. Co	35. Pb

36. La	45. Gd	54. *U	63. Hg	72. Os	81. Re	90. *Np
37. B	46. Ge	55. Yb	64. Cd	73. Pd	82. Kr	91. *Pu
38. Ga	47. As	56. Er	65. Tl	74. Te	83. Xe	92. *Fr
39. Mo	48. Be	57. Ho	66. Bi	75. Au	84. *Ra	93. *Pm
40. *Th	49. Pr	58. Eu	67. Tm	76. Pt	85. *Pa	94. *At
41. Ta	50. Sc	59. Tb	68. In	77. Ne	86. *Ac	Остальные
42. Cs	51. Hf	60. Se	69. Ag	78. He	87. *Po	элементы в
43. Br	52. Dy	61. Lu	70. I	79. Ir	88. *Rn	природе от-
44. Sm	53. Ar	62. Sb	71. Ru	80. Rh	89. *Tc	сутствуют

1.3.2. КЛАРКИ ЭЛЕМЕНТОВ

Приведены кларки химических элементов, выраженные массовой долей (%) элемента в земной коре. Элементы расположены в порядке убывания физической распространенности (см. также раздел 1.3.1).

1. O	49,50	10. Ti	0,410	19. Ba	0,0260	28. Li	0,0060
2. Si	25,80	11. Cl	0,190	20. Zn	0,0210	29. Ce	0,0043
3. Al	7,57	12. P	0,090	21. Cr	0,0190	30. Co	0,0037
4. Fe	4,70	13. C	0,087	22. Ni	0,0150	31. Sn	0,0035
5. Ca	3,38	14. Mn	0,085	23. Sr	0,0140	32. Y	0,0026
6. Na	2,63	15. S	0,048	24. V	0,0140	33. Nd	0,0022
7. K	2,41	16. N	0,030	25. Zn	0,0120	34. Nb	0,0019
8. Mg	1,95	17. Rb	0,029	26. Cu	0,0100	35. Pb	0,0018
9. H	0,88	18. F	0,028	27. W	0,0064	Итого 99,98 мас. %	

Остальные элементы (в сумме) — 0,02 мас. %

1.3.3. ХИМИЧЕСКАЯ РАСПРОСТРАНЕННОСТЬ ЭЛЕМЕНТОВ

Химические элементы расположены в порядке убывания химической распространенности (т. е. их атомной доли, %) в земной коре.

1. O	55,00	9. K	1,100	17. N	0,0250	25. Sr	0,0029
2. Si	16,35	10. Ti	0,152	18. Li	0,0160	26. Cu	0,0028
3. H	15,52	11. C	0,129	19. Cr	0,0064	27. Zn	0,0015
4. Al	4,99	12. Cl	0,095	20. Rb	0,0060	28. Co	0,0012
5. Na	2,03	13. P	0,052	21. V	0,0049	29. Be	0,0011
6. Ca	1,50	14. Mn	0,028	22. Zr	0,0040	30. B	0,0006
7. Fe	1,49	15. S	0,027	23. Ba	0,0034	Итого 99,99 атомн. %	
8. Mg	1,42	16. F	0,026	24. Ni	0,0032		

Остальные элементы (в сумме) — 0,01 атомн. %

1.3.4. СОСТАВ ЛИТОСФЕРЫ

Химические элементы расположены в порядке убывания их массовой доли (%) в литосфере (см. раздел 1.3.1).

1. O 46,60	10. H 0,140	19. Cr 0,0200	28. Y 0,0040
2. Si 27,72	11. P 0,118	20. Zr 0,0160	29. Li 0,0030
3. Al 8,13	12. Mn 0,100	21. Rb 0,0120	30. Nd 0,0024
4. Fe 5,00	13. F 0,070	22. V 0,0110	31. Nb 0,0024
5. Ca 3,63	14. S 0,052	23. Ni 0,0080	32. Co 0,0023
6. Na 2,83	15. Sr 0,045	24. Zn 0,0065	33. La 0,0018
7. K 2,59	16. Ba 0,040	25. N 0,0046	34. Ga 0,0015
8. Mg 2,09	17. C 0,032	26. Ce 0,0046	35. Pb 0,0015
9. Ti 0,44	18. Cl 0,020	27. Cu 0,0045	Итого 99,75 мас. %

Остальные элементы (в сумме) — 0,25 мас. %

1.3.5. СОСТАВ ГИДРОСФЕРЫ

Химические элементы расположены в порядке убывания их массовой доли (%) в гидросфере (см. раздел 1.3.1).

1. O 85,600	4. Na 1,1050	7. K 0,0416	10. Sr 0,0009
2. H 10,780	5. Mg 0,1326	8. Br 0,0068	11. B 0,0005
3. Cl 1,987	6. S 0,0928	9. C 0,0028	Итого 99,75 мас. %

Остальные элементы (в сумме) — 0,25 мас. %

1.3.6. СОСТАВ АТМОСФЕРЫ

Приведено содержание газов в сухом воздухе (вблизи поверхности Земли) в объемных и массовых долях:

средняя плотность сухого воздуха 1,2925 г/л (при н. у.)

средняя относительная молекулярная масса сухого воздуха 28,966 а. е. м.

Растворимость воздуха в воде см. в разделе 7.2.

Газ	Объемная доля, %	Массовая доля, %	Газ	Объемная доля, %	Массовая доля, %
N ₂	78,09	75,52	Kr	1,1 · 10 ⁻⁴	3,2 · 10 ⁻⁴
O ₂	20,94	23,13	H ₂	5,0 · 10 ⁻⁵	3,5 · 10 ⁻⁶
Ar	0,932	1,2853	N ₂ O	2,5 · 10 ⁻⁵	3,8 · 10 ⁻⁵
CO ₂	0,0318	0,0483	CO	1,0 · 10 ⁻⁵	9,7 · 10 ⁻⁶
Ne	0,0018	0,0013	Xe	8,5 · 10 ⁻⁶	3,9 · 10 ⁻⁵
He	4,6 · 10 ⁻⁴	7,2 · 10 ⁻⁵	O ₃	2,0 · 10 ⁻⁷	3,3 · 10 ⁻⁷
CH ₄	1,5 · 10 ⁻⁴	8,3 · 10 ⁻⁵			

Другие газы (H₂O, SO₂, NH₃, HCl, HF, Pb, Hg, I₂, NO, Rn): (в сумме) ≤ 0,0036 объемн. % ≤ 0,0145 мас. %

1.3.7. ЖИЗНЕННО ВАЖНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Химические элементы расположены по убыванию их массовой доли (%) в организме взрослого человека.

1. O 65,04	5. Ca 1,40	9. Cl 0,250	13. Si 0,010
2. C 18,25	6. P 0,80	10. S 0,210	14. Zn 0,010
3. H 10,05	7. K 0,27	11. Mg 0,100	15. Al 0,001
4. N 2,65	8. Na 0,26	12. Fe 0,010	Итого 99,311 мас.%

Остальные элементы (в сумме) — 0,689 мас.%

Микроэлементы, существенные для жизни человека, животных и растений:

- 1 · 10⁻³ мас.% — F, Mn, Cu, Br, I
- 1 · 10⁻⁴ мас.% — B, Ti, As, Pb
- 1 · 10⁻⁵ мас.% — V, Cr, Co, Se, Mo, Sn

Содержание воды в организме взрослого человека:

- 26,5 мас.% — внутриклеточная вода
- 46,0 мас.% — внеклеточная вода

1.4. История открытия элементов

1.4.1. ИСТОРИЧЕСКИЕ ПЕРИОДЫ РАЗВИТИЯ ХИМИИ И ОТКРЫТИЕ ЭЛЕМЕНТОВ

Период	Элементы	
	Число	Символы
1. Предалхимический до IV в.	11	Ag, Au, C, Cu, Fe, Hg, Pb, S, Sb, Sn, Zn
2. Алхимический IV — сер. XVI в.	13	Указанные выше и As, Bi
3. Классический 1551—1750 гг. 1751—1800 гг.	16	Указанные выше и Co, P, Pt
	34	Указанные выше и Ba, Be, Cl, Cr, F, H, Mn, Mo, N, Ni, O, Sr, Te, Ti, U, W, Y, Zr
4. Количественный 1801—1869 гг.	63	Указанные выше и Al, B, Br, Ca, Cd, Ce, Cs, Er, I, In, Ir, K, La, Li, Mg, Na, Nb, Os, Pd, Rb, Rh, Ru, Se, Si, Ta, Tb, Th, Tl, V
5. Современный 1870—1900 гг. 1901—1925 гг. 1926—1993 гг.	83	Указанные выше и Ac, Ar, Dy, Ga, Gd, Ge, He, Ho, Kr, Nd, Ne, Po, Pr, Ra, Rn, Sc, Sm, Tm, Xe, Yb
	88 110	Указанные выше и Eu, Hf, Lu, Pa, Re Указанные выше и Am, At, Bk, Cf, Cm, Es, Fm, Fr, Ku, Lr, Md, No, Np, Ns, Pm, Pu, Tc, 106, 107, 108, 109, 110

1.4.2. ДАТЫ И ПРИОРИТЕТЫ ОТКРЫТИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Приведены авторы и даты открытия всех химических элементов. Авторы и даты открытия выделены курсивом; представлены, кроме приоритетных, также ученые, внесшие большой вклад

в предсказание, химическую идентификацию и выделение элементов в свободном виде, разработку промышленных способов их получения. Для некоторых элементов авторы и даты открытия не установлены; эти элементы в виде простых веществ, сплавов или соединений известны с древних времен или со средних веков. Знаком * отмечены названия элементов, об истории открытия которых подробнее рассказано в разделе 1.4.3.

Сведения об авторах открытий и других ученых см. в приложении 1.

Происхождение названий и символов элементов см. в разделе 1.5.

Название	Авторы и дата открытия
Азот*	К. Шееле (1769—1771), Д. Резерфорд (1772), А. де Лавуазье (1775—1777), Ж. Шапгаль (1790)
Активный	А. Дебьерн (1899), Ф. Гизель (1902)
Алюминий*	А. Маргграф (1754), Х. Эрстед (1825), Ф. Вёлер (1827—1845), А. Сент-Клер Девилль (1854—1856), Ч. Холл (1886), П. Эру (1886)
Америций	Г. Сиборг, А. Гиорсо и сопр. (1945)
Аргон*	Д. Рэлей и У. Рамзай (1894)
Астат	Э. Сегре, Д. Корсон и К. Макензи (1940)
Барий	К. Шееле и Й. Ган (1774), Г. Дэви (1808), Р. Бунзен (1841—1855)
Бериллий	Н. Воклен (1798), Ф. Вёлер и А. Бюсси (1828), Л. Нильсон (1884), П. Лебо (1898)
Берклий	Г. Сиборг, А. Гиорсо и сопр. (1949)
Бор	псевдо-Гебер (XIII—XIV вв.), Л. Гей-Люссак и Л. Тенар (1808), Г. Дэви (1808), Ф. Вёлер и А. Сент-Клер Девилль (1857)
Бром*	А. Балар (1826)
Ванадий	А. дель Рио (1801), Н. Сефстрём (1830), Ф. Вёлер (1830), Г. Роско (1865)
Висмут*	— (XV—XVI вв.), Агрикола (1550—1556), Василий Валентин (1599—1602), И. Потт (1739)
Водород*	Г. Кавендиш (1766), А. де Лавуазье и Ж.-Б. Мёнье де ла Плас (1783—1785), Г. Дэви (1800)
Вольфрам	К. Шееле (1781), Ф. де Элюяр (1783), А. Муассан (1897)
Гадолиний	Ж. Мариньяк (1880), Ф. Лекок де Буабодран (1886)
Галлий*	Д. И. Менделеев (1871), Ф. Лекок де Буабодран (1875)
Гафний	Д. Костер и Й. Хевеши (1923)
Гелий	П. Жансен (1868), Н. Локьер и Э. Франкланд (1868—1871), У. Рамзай и У. Крукс (1895)
Германий*	Д. И. Менделеев (1871), К. Винклер (1886), В. Ю. Рихтер (1886), Л. Мейер (1886)
Гольмий	П. Клеве (1879)
Диспрозий	Ф. Лекок де Буабодран (1886)
Европий	Э. Демарсе (1896—1901)
Железо*	— (3000—2500 лет до н. э.), П. П. Аносов (1841), Г. Бессемер (1855), П. Мартен (1865), С. Томас (1876)
Золото*	— (5000 лет до н. э.), В. Бирингуччо (1540), П. Р. Багратион (1843)
Индий	Ф. Райх и Х. Рихтер (1863)
Иод*	Б. Куртуа (1811), Л. Гей-Люссак (1811—1813), Г. Девн (1814)
Иридий	С. Теннант (1804)
Иттербий	Ж. Мариньяк (1878), Ж. Урбен (1907)

Название	Авторы и дата открытия
Иттрий	<i>Ю. Гадолин (1794), Ф. Вёлер (1828)</i>
Кадмий	<i>К. Герман (1817), Ф. Штроемeyer (1817)</i>
Калий*	<i>А. Дюамель де Монсо (1736), А. Маргграф (1758), М. Клапрот (1797), Г. Дэви (1807), Л. Гей-Люссак и Л. Тенар (1808)</i>
Калифорний	<i>Г. Сиборг, А. Гиорсо и соотр. (1950)</i>
Кальций*	<i>Г. Дэви (1808), Р. Бунзен (1841—1855)</i>
Кислород*	<i>К. Шееле (1769—1771), Д. Пристли (1774), А. де Лавуазье (1775—1777), Г. Дэви (1800)</i>
Кобальт	<i>Г. Брандт (1735), Й. Берцелиус (1808)</i>
Кремний*	<i>О. Тахений (1666), Й. Берцелиус (1823), А. Сент-Клер Девилль (1854)</i>
Криптон	<i>У. Рамзай и М. Траверс (1898)</i>
Ксенон	<i>У. Рамзай и М. Траверс (1898), Л. Полинг (1933), Н. Бартлетт (1962)</i>
Курчатовий	<i>Г. Н. Флёрв, И. Звара и соотр. (1964—1969)</i>
Кюрий	<i>Г. Сиборг, А. Гиорсо и соотр. (1944)</i>
Лантан	<i>К. Мосандер (1839), Ф. Мутман (1902)</i>
Литий	<i>Й. Арведсон (1817), Г. Дэви (1818), Х. Гмелин (1818), Р. Бунзен (1841—1855)</i>
Лоуренсий	<i>А. Гиорсо и соотр. (1961—1971), Г. Н. Флёрв и соотр. (1965—1971)</i>
Лютеций	<i>Ж. Урбен (1907), К. Ауэр (1907)</i>
Магний*	<i>Г. Дэви (1808), А. Бюсси (1830), Р. Бунзен (1841—1855)</i>
Марганец*	<i>К. Шееле, Т. Бергман и Й. Ган (1774), Р. Бунзен (1841—1855)</i>
Медь*	<i>— (5000—3500 лет до н. э.), Агрикола (1550—1556), Василий Валентин (1599—1602)</i>
Менделевий	<i>Г. Сиборг, А. Гиорсо и соотр. (1955)</i>
Молибден	<i>К. Шееле (1778), П. Йельм (1783), А. Муассан (1895)</i>
Мышьяк*	<i>— (IV в. до н. э.), Альберт Великий (1250), Парацельс (начало XVI в.), Г. Брандт (1733—1735)</i>
Натрий*	<i>А. Дюамель де Монсо (1736), А. Маргграф (1758), М. Клапрот (1797), Г. Дэви (1807), Л. Гей-Люссак и Л. Тенар (1808), Р. Бунзен (1841—1855)</i>
Неодим	<i>К. Ауэр (1885), Ф. Мутман (1902)</i>
Неон	<i>У. Рамзай и М. Траверс (1898)</i>
Нептуний	<i>Э. Макмиллан и Ф. Эйблсон (1940), Г. Сиборг и А. Валь (1942)</i>
Никель	<i>А. Кронстедт (1751), Т. Бергман (1775)</i>
Нильсборий	<i>Г. Н. Флёрв, И. Звара и соотр. (1970)</i>
Ниобий	<i>Ч. Хатчетт (1801), Г. Розе (1844), К. Бломстрандт (1866), Ж. Мариньяк (1866)</i>
Нобелий	<i>Г. Сиборг, А. Гиорсо и соотр. (1957—1958), Г. Н. Флёрв и соотр. (1957—1965)</i>
Олово*	<i>— (4000 лет до н. э.), Р. Бэкон (2-я половина XIII в.), псевдо-Гебер (XIII—XIV вв.), А. Либавий (1597), Э. Кохен (1899)</i>
Осмий	<i>С. Теннант (1904)</i>
Палладий	<i>У. Волластон (1803)</i>
Платина*	<i>— (в Европе с XVIII в.), А. де Ульоа (1738), Ф. Ахард (1779), У. Волластон (1804)</i>
Плутоний	<i>Г. Сиборг, Э. Макмиллан и соотр. (1940)</i>
Полоний	<i>М. Склодовская-Кюри и П. Кюри (1898)</i>
Празеодим	<i>К. Ауэр (1885), Ф. Мутман (1902)</i>
Прометий	<i>Д. Марински, Л. Гленденин и Ч. Кориелл (1945)</i>
Протактиний	<i>О. Ган и Л. Майтнер (1913—1918), Ф. Содди и Д. Крэнстон (1918)</i>
Радий	<i>М. Склодовская-Кюри, П. Кюри и Ж. Бемон (1898), Э. Демарсе (1901), А. Дебьерн (1910)</i>

Название	Авторы и дата открытия
Радон	<i>Ф. Дорн (1900)</i> , Э. Резерфорд и Ф. Содди (1902), У. Рамзай (1903)
Рений	<i>В. Ноддак и И. Такке-Ноддак (1925—1928)</i>
Родий	<i>У. Волластон (1804)</i>
Ртуть*	— (2000 лет до н. э.), Г. Брандт (1735)
Рубидий	<i>Р. Бунзен и Г. Кирхгофф (1861)</i>
Рутений	<i>К. К. Клаус (1844)</i>
Самарий	<i>Ф. Лекок де Буабодран (1879)</i> , Э. Демарсе (1901), Ф. Мутман (1902)
Свинец*	— (5000—3400 лет до н. э.), Агрикола (1550—1556)
Селен	<i>Й. Берцелиус и Й. Ган (1817)</i>
Сера*	— (5000 лет до н. э.), Р. Бэкон (2-я половина XIII в.), псевдо-Гебер (XIII—XIV вв.), Василий Валентин (1599—1602)
Серебро*	— (5000—4500 лет до н. э.), В. Бирингуччо (1540), Агрикола (1550—1556)
Скандий	<i>Д. И. Менделеев (1871)</i> , <i>Л. Нильсон (1879)</i> , П. Клеве (1879)
Стронций	<i>А. Крофорд и У. Крукшенк (1787)</i> , М. Клапрот (1793), Г. Дэви (1808), Р. Бунзен (1841—1855)
Сурьма*	— (3000 лет до н. э.), Парацельс (начало XVI в.), Василий Валентин (1599—1602), Г. Брандт (1735)
Таллий	<i>У. Крукс (1861)</i> , К. Лами (1862)
Тантал	<i>А. Экеберг (1802)</i> , У. Волластон (1809), Й. Берцелиус (1824)
Теллур	<i>Ф. Мюллер фон Райхенштейн (1782)</i> , М. Клапрот (1798)
Тербий	<i>К. Мосандер (1843)</i>
Технеций	<i>Э. Сегре и К. Перриер (1937)</i>
Титан	У. Грегор (1789—1791), М. Клапрот (1795—1797), Й. Берцелиус (1825), Ф. Вёлер и А. Сент-Клер Девилль (1875), Л. Нильсон (1887)
Торий	<i>Й. Берцелиус (1828)</i> , Л. Нильсон (1883)
Тулий	<i>П. Клеве (1879)</i>
Углерод*	— (50 тыс. лет до н. э.), А. де Лавуазье (1775—1777), С. Теннант и У. Волластон (1796)
Уран	<i>М. Клапрот (1789)</i> , Э. Пелиго (1841), А. Муассан (1896)
Фермий	<i>Г. Сиборг, А. Гиорсо и сотр. (1952)</i>
Фосфор*	<i>Х. Бранд (1669)</i> , И. Кункель (середина 1670-х гг.), Р. Бойль (1680), А. Маргграф (1750), Ф. Вёлер (1829), А. Шрёттер (1847—1849)
Франций	<i>М. Пере (1939)</i>
Фтор*	<i>К. Шееле (1771)</i> , А. Ампер (1810), А. Муассан (1886)
Хлор*	И. Глаубер (1648), <i>К. Шееле (1774)</i> , К. Бертолле (1786—1789), Г. Дэви (1810), Л. Гей-Люссак (1811—1813)
Хром*	<i>Н. Воклен (1797)</i> , М. Клапрот (1797), Р. Бунзен (1841—1855)
Цезий	<i>Р. Бунзен и Г. Кирхгофф (1861)</i> , К. Сеттерберг (1882)
Церий	<i>Й. Берцелиус и В. Хисингер (1803)</i> , М. Клапрот (1803), К. Мосандер (1839)
Цинк*	— (5000—3000 лет до н. э.), Василий Валентин (1599—1602), А. Маргграф (1754), И. Генкель (1721), Г. Брандт (1735)
Цирконий	<i>М. Клапрот (1789)</i> , Й. Берцелиус (1825)
Эйнштейний	<i>Г. Сиборг, А. Гиорсо и сотр. (1952)</i>
Эрбий	<i>К. Мосандер (1843)</i> , Ж. Мариньяк (1878)

1.4.3. ИСТОРИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ ОБ ОТКРЫТИИ НЕКОТОРЫХ ЭЛЕМЕНТОВ

Приведены сведения об открытии распространенных химических элементов, отмеченных в разделе 1.4.2 значком *. Представлены важнейшие химические реакции и процессы, использованные для химической идентификации и получения элементов в свободном виде, их важнейших соединений.

Сведения об авторах открытий и о других ученых см. в приложении 1.

Происхождение названий элементов см. в разделе 1.5.

Азот. Открыт Д. Резерфордом в 1772 г. Он сжигал на воздухе уголь и серу ($C + S + 2O_2 = CO_2 + SO_2$). Образующуюся смесь газов пропускал через известковую воду [$2Ca(OH)_2 + CO_2 + SO_2 = CaCO_3 \downarrow + CaSO_3 \downarrow + 2H_2O$] и в остатке получал газ, не поглощаемый раствором щелочи. Этот газ гасил пламя свечи (не поддерживал горение) и вызывал удушье подопытных животных (не поддерживал дыхание). А. де Лавуазье доказал (1775—1777), что газ Резерфорда входит в состав воздуха наряду с кислородом, и назвал его азотом (латинское название элемента введено в 1790 г. Ж. Шапталем). Соединения азота — аммиак NH_3 и соли аммония (NH_4Cl , NH_4HCO_3 и др.), азотная кислота HNO_3 и ее соли (нитраты $NaNO_3$, KNO_3 , $AgNO_3$ и др.) — были известны еще западным алхимикам (XI—XIII вв.).

Алюминий. Открыт Х. Эрстедом в 1825 г. Он восстановил хлорид этого элемента амальгамой калия при нагревании ($AlCl_3 + 3K = 3KCl + Al$) и выделил металл. Позже способ Эрстеда был улучшен Ф. Вёлером (он брал для реакции чистый калий), ему же принадлежит описание химических свойств алюминия. Впервые алюминий промышленным способом получил в 1854 г. А. Сент-Клер Девилль по способу Вёлера (с заменой калия на более безопасный натрий). Год спустя на Парижской выставке он продемонстрировал первый слиток металла, а в 1856 г. выделил алюминий электролизом расплава хлорида в присутствии поваренной соли [$2AlCl_3 = 2Al$ (катод) + $3Cl_2 \uparrow$ (анод)]. В России алюминий называли в то время «серебром из глины», так как главной составной частью глины является глинозем Al_2O_3 . Промышленный способ получения металла электролизом расплава Al_2O_3 в криолите [$2Al_2O_3 = 2Al$ (катод) + $3O_2 \uparrow$ (анод)] разработан независимо друг от друга Ч. Холлом и П. Эру в 1886 г. Двойная соль алюминия и калия — квасцы $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — известна с глубокой древности (VII—V вв. до н. э.).

Аргон. Открыт Д. Рэлеем и У. Рамзаем в 1894 г. по характерному спектру. Рэлей заметил, что химически чистый азот (полученный, например, в результате реакции $NH_4NO_2 = N_2 + 2H_2O$) и атмосферный азот (выделенный из жидкого воздуха) имеют различную плотность: первый всегда несколько легче, чем второй. Рамзай, приглашенный Рэлеем объяснить эту загадку при-

роды, доказал, что различие в плотности возникает из-за присутствия в воздухе более тяжелых примесей, главным образом аргона. Различие в плотности незначительно (1,251 г/л для чистого N_2 и 1,257 г/л для атмосферного N_2), поэтому открытие аргона образно назвали «торжеством третьего знака (после запятой)». Рамзай описал свойства аргона и установил его место в Периодической системе элементов (3-й период, VIIIA-группа). Затем были открыты все остальные элементы VIIIA-группы — благородные газы.

Бром. Открыт А. Баларом в 1826 г. Он действовал хлором на рассол морских соляных промыслов, содержащий бромиды ($2Br^- + Cl_2 = Br_2 + 2Cl^-$). Важнейшим источником брома служат природные воды нефтяных и газовых скважин, морей и некоторых минеральных источников, а также рассолы калийного производства.

Висмут. Известен со средних веков. О выделении этого металла в свободном виде сообщают в своих сочинениях Агрикола, Василий Валентин и Т. Бергман. Химическую индивидуальность висмута установил И. Потт в 1739 г. Оксид Bi_2O_3 уже в XVI в. использовали как желто-коричневую краску, а нитрат $Bi(NO_3)_3$ — как косметическое средство (испанские белила).

Водород. Открыт Г. Кавендишем в 1766 г. При действии разбавленной серной кислоты на цинк он наблюдал выделение газа — «горючего воздуха» ($Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2 \uparrow$). Кавендиш обстоятельно исследовал физико-химические свойства этого газа: он обнаружил, что водород очень легкий (значительно легче воздуха) и продуктом его сгорания на воздухе является вода (1784). В 1783—1785 гг. А. де Лавуазье и Ж.-Б. Мёнье де ла Плас осуществили опыты по синтезу воды при сгорании водорода в кислороде над ртутью ($2H_2 + O_2 = 2H_2O$) и восстановлении раскаленного оксида железа(III) водородом ($Fe_2O_3 + 3H_2 = 2Fe + 3H_2O$), а также опыт по разложению водяного пара нагретым железом ($2Fe + 3H_2O = Fe_2O_3 + 3H_2$). Позже Г. Дэви провел разложение жидкой воды электролизом [$2H_2O = 2H_2 \uparrow$ (катод) + $O_2 \uparrow$ (анод)].

Галлий. Существование и свойства неизвестного элемента — эка-алюминия (который должен занять место в Периодической системе под алюминием) были очень точно предсказаны Д. И. Менделеевым в 1871 г. на основе Периодического закона. Открыт галлий Ф. Лекоком де Буабодраном в 1875 г. и выделен им в чистом виде из цинковой обманки (минерал сфалерит). За это ученый удостоился похвалы Менделеева, назвавшего Лекока «истинным укрепителем Периодического закона».

Сравнение свойств эка-алюминия и галлия

	Эка-алюминий R	Галлий Ga
<i>Элемент</i>		
положение в Периодической системе	В периоде — после цинка, в группе — под алюминием	4-й период, IIIA-группа
порядковый номер	31	31
метод открытия	Спектральный анализ	Спектральный анализ
атомная масса (а. е. м.)	69	69,72
степень окисления	+III	+III
<i>Металл</i>		
плотность (г/см ³)	5,9	5,904
температура плавления	Легкоплавкий	$t_{пл}$ 29,78 °C
поведение на воздухе	Устойчив	Устойчив
метод получения	Восстановление из соединений	Восстановление оксида водородом или электролиз раствора хлорида
отношение к воде	Будет реагировать при нагревании	Реагирует с кипящей водой и перегретым паром
отношение к кислотам	Будет легко реагировать	Легко реагирует с HCl (выделение H ₂)
отношение к щелочам	Будет реагировать	Реагирует (выделение H ₂)
<i>Оксид</i>		
формула	R ₂ O ₃	Ga ₂ O ₃
плотность (г/см ³)	5,5	5,88
<i>Гидроксид</i>		
формула	R(OH) ₃	Ga(OH) ₃
химические свойства	Слабоосновные	Амфотерные
отношение к щелочам и гидрату аммиака	Будет растворяться	Растворяется, образует [Ga(OH) ₄] ⁻
<i>Сульфат</i>		
формула	R ₂ (SO ₄) ₃	Ga ₂ (SO ₄) ₃
отношение к кипящей воде	Будет давать осадок основной соли	Дает осадок соли Ga(SO ₄)OH
отношение к растворам карбонатов	Будет давать осадок	Дает осадок Ga(OH) ₃ (выделение CO ₂)
<i>Квасцы</i>		
образование	Да	Да
формула	KR(SO ₄) ₂	KGa(SO ₄) ₂
<i>Хлорид</i>		
формула	RCl ₃	GaCl ₃
летучесть	Высокая	Высокая
температура кипения	Низкая	$t_{кип}$ 201,3 °C
<i>Сульфид</i>		
формула	R ₂ S ₃	Ga ₂ S ₃
осаждение из раствора	Не будет	Не осаждается, но гидролизуется с образованием осадка Ga(OH) ₃ и газа H ₂ S

Германий. Существование и свойства неизвестного элемента — эка-силиция (который должен занять место в Периодической системе под кремнием) были очень точно предсказаны Д. И. Менделеевым в 1871 г. на основе Периодического закона. Открыт германий К. Винклером в 1886 г. при исследовании минерала аргиродит, им выделены GeS_2 и GeO_2 . После опубликования сообщения об открытии германия Менделеев и одновременно с ним В. Ю. Рихтер и Л. Мейер указали Винклеру на совпадение со свойствами эка-силиция. Винклер подтвердил это дальнейшими исследованиями. Он удостоился похвалы Менделеева, назвавшего Винклера «истинным укрепителем Периодического закона».

Сравнение свойств эка-силиция и германия

	Эка-силиций R	Германий Ge
<i>Элемент</i>		
положение в Периодической системе	В периоде — после эка-алюминия (галлия); в группе — под кремнием	4-й период, IVA-группа
порядковый номер	32	32
атомная масса (а. е. м.)	72	72,61
степень окисления	+ II, + IV	+ II, + IV
<i>Металл</i>		
плотность (г/см^3)	5,5	5,35
метод получения	Восстановление из соединений	Восстановление GeO_2 или $\text{K}_2[\text{GeF}_6]$ водородом
отношение к кислотам	Не будет вытеснять H_2	Не реагирует с HCl и H_2SO_4 (разб.)
<i>Оксиды</i>		
формулы	RO, RO_2	GeO, GeO_2
плотность высшего оксида (г/см^3)	4,7	4,703
<i>Гидроксид</i>		
формула	$\text{Ge}(\text{OH})_4$	$\text{GeO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
химические свойства	Слабоосновные	Амфотерные
<i>Хлориды</i>		
формулы	$\text{RCl}_2, \text{RCl}_4$	$\text{GeCl}_2, \text{GeCl}_4$
<i>Высший хлорид</i>		
агрегатное состояние при 20°C	Жидкость	Жидкость
летучесть	Высокая	Высокая
температура кипения ($^\circ\text{C}$)	90	83,1
плотность при 20°C (г/см^3)	1,9	1,880
отношение к воде	Будет легко разлагаться	Легко гидролизуется до GeO_2 и HCl

Сульфид формула отношение к раство- ру NH_4HS	Эка-силиций R	Германий Ge
	RS_2 Будет растворяться	GeS_2 Растворяется, образует $[\text{GeS}_3]^{2-}$

Железо. Известно с глубокой древности (Древний Египет, Индия, Персия); железный век — эпоха в развитии человечества, наступившая в начале 1-го тысячелетия до н. э. в связи с распространением выплавки железа и изготовления железных орудий труда и оружия; железный век пришел на смену бронзовому веку (см. рубрику «Медь»). Сталь появилась впервые в Индии (X в. до н. э.), чугун — только в средние века. Восточные мастера (в Сирии) умели выплавлять особо стойкую литую сталь (булат), упоминаемую еще Аристотелем (IV в. до н. э.). Указание на железо как на определенный металл имеется в Ветхом завете и у Гомера. Первое железо, использованное человеком, имело метеоритное происхождение. По-видимому, в Древнем Египте (VI в. до н. э.) появились первые горны (обычные ямы) для выплавки стали, лишь во II в. они были заменены шахтными печами. Доменные печи для выплавки чугуна известны с XVI в. во Франции и Фландрии. Тогда же возникли способы передела чугуна в сталь сильным продуванием воздуха. Современные методы выплавки стали из чугуна (процессы Бессемера, Мартена и Томаса) изобретены во 2-й половине XIX в. Секрет булата, утерянный в XIII—XIV вв., раскрыл в середине XIX в. П. П. Аносов.

Золото. Известно с глубокой древности у всех культурных народов; первый металл, нашедший применение в доисторическую эпоху. В Древнем Египте широко употреблялся сплав золота с серебром (самородное золото) — *асем*, в Древней Греции — *электрон*. Добывался металл из золотоносных россыпей (самый крупный из найденных самородков весил 112 кг), из него чеканили монету, делали ювелирные украшения. Древние греки и римляне знали свойства золотой амальгамы — сплава золота с ртутью. Указание на золото как на определенный металл имеется в Ветхом завете и у Гомера. Средневековые алхимики (вплоть до XV в.) безуспешно пытались найти некий «философский камень», который бы позволил превратить неблагородные металлы в золото; они же одновременно разработали методы выделения и очистки металла, наблюдали растворение золота в царской водке (смеси концентрированных HNO_3 и HCl) и изучали свойства сплавов, о чем свидетельствуют сочинения В. Бирингуччо. Способ извлечения золота из руд (цианирование) открыл П. Р. Багратион в 1843 г. Этот способ используется и сегодня $\{\text{Au (в руде)} + 8\text{CN}^- + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + 4\text{OH}^-, 2[\text{Au}(\text{CN})_2]^- + \text{Zn} = [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-} + 2\text{Au} \downarrow (\text{чистое})\}$.

Иод. Открыт Б. Куртуа в 1811 г. При кипячении серной кислоты с рассолом золы морских водорослей он наблюдал выделение фиолетового пара, при охлаждении превращающегося в темные кристаллы с ярким блеском ($2\text{NaI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$). Элементарная природа иода установлена в 1811—1813 гг. Л. Гей-Люссаком (а чуть позже и Г. Дэви). Гей-Люссак получил также многие производные (HI , HIO_3 , I_2O_5 , ICI и др.). Важнейшим природным источником иода служат буровые воды нефтяных и газовых скважин.

Калий. Открыт Г. Дэви в 1807 г. При электролизе влажного едкого кали KOH на ртутном катоде он получил амальгаму калия, а после отгонки ртути — чистый металл [$4\text{KOH} = 4\text{K}$ (Hg -катод) + $\text{O}_2 \uparrow$ (анод) + $2\text{H}_2\text{O}$]. Дэви определил его плотность, изучил химические свойства, в том числе разложение воды ($2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2 \uparrow$) и поглощение водорода ($2\text{K} + \text{H}_2 = 2\text{KH}$). В 1808 г. Л. Гей-Люссак и Л. Тенар выделили калий химическим путем — прокаливанием KOH с углем ($4\text{KOH} + \text{C} = 4\text{K} + \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$). Соединения калия (KOH , K_2CO_3 и др.) были известны еще арабским и западным алхимикам: они получали KOH (в смеси с NaOH) сильным нагреванием негашеной известки CaO с влажной золой морских растений, содержащей K_2CO_3 и Na_2CO_3 ($\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{CaCO}_3$). Производство поташа K_2CO_3 выщелачиванием древесной золы было одним из развитых промыслов Древней Руси. Отличие K_2CO_3 от Na_2CO_3 доказал А. Дюамель де Монсо в 1736 г., различие соединений калия и натрия в окрашивании пламени обнаружил А. Марграф в 1758 г. Как установил в 1797 г. М. Клапрот, калий содержится не только в растениях, но и в минералах (алюмосиликатных породах). Соли калия прочнее удерживаются землей, чем соли натрия; поэтому натрий концентрируется в морях, а калий рассеян в почве, откуда он усваивается растениями.

Кальций. Открыт Г. Дэви в 1808 г. При электролизе на ртутном катоде влажной гашеной известки $\text{Ca}(\text{OH})_2$ он получил амальгаму, а после отгонки ртути — чистый кальций [$2\text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{Ca}$ (Hg -катод) + $\text{O}_2 \uparrow$ (анод) + $2\text{H}_2\text{O}$]. Позже Р. Бунзен выделил металл электролизом расплава хлорида [$\text{CaCl}_2 = \text{Ca}$ (катод) + $\text{Cl}_2 \uparrow$ (анод)]. Природное соединение кальция — известняк (мрамор, мел) CaCO_3 применялся с древних времен (VI—V вв. до н. э.) как строительный материал, удобрение и нейтрализатор укуса, а известь CaO и гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ использовались для приготовления строительных растворов. Кальций — наиболее распространенный металл в живых организмах.

Кислород. Открыт К. Шееле в 1769—1771 гг. и независимо от него Д. Пристли в 1774 г. Газ, который собирал Шееле при прокаливании HgO ($2\text{HgO} = 2\text{Hg} + \text{O}_2$), Ag_2CO_3 ($2\text{Ag}_2\text{CO}_3 = 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2$), KNO_3 ($2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$) и смеси MnO_2 с H_2SO_4 ($2\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$), поддерживал горение и дыхание; к тем же выводам пришел и Пристли. Боль-

шой вклад в определение состава воздуха и химическую идентификацию кислорода внесли А. де Лавуазье и Г. Дэви (см. рубрики «Азот», «Водород»). При обжиге металлов в кислороде был открыт закон сохранения массы (М. В. Ломоносов, А. де Лавуазье). Указание на то, что воздух является смесью газов, впервые встречается у Леонардо да Винчи (конец XV в.) — выдающегося художника эпохи Возрождения, талантливого ученого и инженера.

Кремний. Предсказан в 1810 г. Й. Берцелиусом. Позже (в 1823 г.) он выделил аморфный кремний путем восстановления фторида SiF_4 калием ($\text{SiF}_4 + 4\text{K} = 4\text{KF} + \text{Si}$) и подробно описал его химические свойства. Кремень (кремнезёмный камень) был основным материалом для выделки орудий труда и для высекания огня у первобытных людей (эпоха каменного века, 2 млн.— 6 тыс. лет до н. э.). Минерал горный хрусталь (прозрачный кварц) SiO_2 знали еще древние греки в I в. Самый крупный из найденных до сих пор кристаллов кварца весил 1,5 т. Свойство цемента затвердевать в воде открыли в Древнем Риме (I в. до н. э.). Стеклоделие возникло в Месопотамии (III в. до н. э.). Секретное изготовление фарфора в Китае известно с IV в., в Европе (Саксония) раскрыл (но держал в тайне) секрет фарфоровой массы И. Бёттгер в начале XVIII в. В России развитием производства стекла, фарфора и пигментов для них мы обязаны М. В. Ломоносову и Д. И. Виноградову; последний раскрыл древний секрет белого фарфора.

Магний. Открыт Г. Дэви в 1808 г. При электролизе влажного оксида MgO на ртутном катоде он получил амальгаму этого металла [$2\text{MgO} = 2\text{Mg}$ (Hg-катод) + $\text{O}_2 \uparrow$ (анод)]. Чистый магний химическим путем выделил А. Бюсси в 1830 г. ($\text{MgCl}_2 + 2\text{K} = 2\text{KCl} + \text{Mg}$). Р. Бунзен несколько позже провел электролиз расплава [$\text{MgCl}_2 = \text{Mg}$ (катод) + $\text{Cl}_2 \uparrow$ (анод)]. Оксид MgO (жжёная магнезия) известен с начала XVIII в., а горькая (английская) соль $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ уже в XVIII в. применялась в Англии как лечебное средство, добываемое из воды минеральных источников.

Марганец. Открыт К. Шееле, Т. Бергманом и Й. Ганом в 1774 г. При прокаливании смеси MnO_2 с углем они выделили металл ($\text{MnO}_2 + \text{C} = \text{CO}_2 + \text{Mn}$) и изучили его химические свойства. Стекловары еще в древние времена использовали природный MnO_2 (минерал пиролюзит) для обесцвечивания зеленого железосодержащего стекла (и называли минерал «стекольным мылом»). Такой способ применяется и сегодня.

Медь. Известна с глубокой древности в чистом виде и как сплав с оловом — бронза. Бронзовый век — эпоха в развитии человечества, характеризующаяся применением бронзы для изготовления домашней утвари, орудий труда и оружия. По-видимому, в доисторическое время человеку случайно удалось получить этот сплав (прокаливанием меди с минералами олова), более легкоплавкий и лучше поддающийся обработке, чем сама медь.

Указание на медь имеется в Ветхом завете и у Гомера. Медь изредка встречается в самородном виде, самый крупный из найденных самородков весил 420 т. Зеленый малахит $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ умели разлагать на CuO , CO_2 и H_2O еще древние римляне. Многовековой опыт извлечения меди из руд описан Агриколой (середина XVI в.), а в сочинениях Василия Валентина приведен способ выделения меди из раствора медного купороса (вытеснение железом: $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu} \downarrow$).

Мышьяк. Известен в виде соединений с глубокой древности. Аристотель (IV в. до н. э.) упоминает золотисто-желтый As_2S_3 и ядовитый белый As_2O_3 . В 1250 г. Альберт Великий описал свойства мышьяка придавать желтый цвет белым металлам и отбеливать медь (наивное алхимическое желание перевести все благородные металлы в желтое золото и белое серебро). Парацельс в начале XVI в. открыл мышьяковую кислоту H_3AsO_4 . В 1733 г. Г. Брандт впервые показал, что «белый мышьяк» As_2O_3 является оксидом, и выделил из него элементарный серый мышьяк, а также описал его химические свойства.

Натрий. Открыт Г. Дэви в 1807 г. При электролизе влажного едкого натра NaOH на ртутном катоде он выделил амальгаму, а после отгонки ртути — чистый натрий [$4\text{NaOH} = 4\text{Na}$ (Hg-катод) + $\text{O}_2 \uparrow$ (анод) + $2\text{H}_2\text{O}$]. Дэви отметил легкую окисляемость натрия на воздухе, изучил его действие на воду ($2\text{Na} + \text{O}_2 = \text{Na}_2\text{O}$, $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$). В 1808 г. Л. Гей-Люссак и Л. Тенар получили металл химическим путем — прокаливанием щелочи с железом ($6\text{NaOH} + 2\text{Fe} = 6\text{Na} + \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$). Большой вклад в идентификацию натрия внесли А. Дюамель де Монсо, А. Маргграф и М. Клапрот (см. рубрику «Калий»). Издревле человек употреблял в пищу поваренную соль NaCl , она высоко ценилась из-за трудности солеварения — выпаривания природных соленых вод. В Ветхом завете упоминается природная сода Na_2CO_3 , добывавшаяся из египетских содовых озер и употреблявшаяся для приготовления мыла и варки стекла. Открытие сульфата Na_2SO_4 и его лечебных свойств приписывается И. Глауберу (1648). Промышленное получение соды по способу Сольве ведется с 1863 г. в Бельгии (в России — с 1869 г.).

Олово. Известно с глубокой древности в виде бронзы (см. рубрику «Медь»). Указание на олово как на определенный металл имеется в Ветхом завете и у Гомера. Чистое олово получено не ранее XII в., о нем упоминает в своих трудах Р. Бэкон. До этого олово всегда содержало переменное количество свинца (сплав олова со свинцом — припой). Особенно у древних греков и римлян ценился «белый свинец» (т. е. почти чистое олово) из-за своей большей твердости по сравнению с «черным свинцом» (почти чистым свинцом). Металлургия олова описана в сочинениях псевдо-Гебера (прокаливание касситерита SnO_2 с углем: $\text{SnO}_2 + \text{C} = \text{CO}_2 + \text{Sn}$). Хлорид SnCl_4 получил впервые А. Либавий в 1597 г. Аллотропию олова и явление «оловянной чумы»

(рассыпание олова в порошок при низких температурах) объяснил Э. Кохен в 1899 г. (белое олово при охлаждении переходит в порошок серого олова). Из-за разрушения паянных оловом канистр с керосином и банок с продуктами погибла в 1912 г. экспедиция Р.-Ф. Скотта — английского исследователя Антарктиды.

Платина. Самородки платины — «белого золота» (вернее, сплавов с другими металлами семейства платины, а также с медью, железом и золотом) находили еще в древние времена в Египте, Испании, Абиссинии, на острове Борнео. Первые достоверные сведения о существовании в природе этого элемента относятся к началу XVIII в., когда платина была обнаружена в золотосодержащих песках Колумбии. В Европе платина стала известна после 1738 г., когда А. де Ульоа привез ее образцы и подробный отчет об этом металле из Южной Америки во Францию и Испанию. Химические свойства платины изучил Ф. Ахард, в чистом виде металл получил У. Волластон в 1804 г.

Ртуть. Известна с древних времен. Нередко ее находили в самородном виде (жидкие капли в горных породах), но чаще получали обжигом природной киновари $\text{HgS} + \text{O}_2 = \text{Hg} + \text{SO}_2$. Древние греки и римляне использовали ртуть для очистки золота (амальгамирование и отгонка ртути), знали о ядовитости самой ртути и ее соединений, в частности сулемы HgCl_2 . Много веков алхимики считали ртуть главной составной частью всех металлов и полагали, что если жидкой ртути возратить твердость (с помощью серы и мышьяка), то получится золото. Однако, проводя такие наивные и безнадёжные опыты по трансформации неблагородных металлов в золото, алхимики параллельно накопили много данных о способах получения ртути и ее химических свойствах. Выделение ртути в чистом виде описано Г. Брандтом в 1735 г.

Свинец. Известен с глубокой древности. Изделия из этого металла (монеты, медальоны) использовались в Древнем Египте, свинцовые водопроводные трубы — в Древнем Риме. Указание на свинец как на определенный металл имеется в Ветхом завете. Выплавка свинца была, по-видимому, первым из известных человеку металлургических процессов ($2\text{PbS} + 3\text{O}_2 = 2\text{PbO} + 2\text{SO}_2$, $2\text{PbO} + \text{C} = 2\text{Pb} + \text{CO}_2$). Природные соединения свинца — минералы глёт PbO (красный), сурик ($\text{Pb}^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}}\text{O}_4$), галенит PbS и церуссит PbCO_3 также были известны древним грекам и римлянам; гидроксокарбонат $\text{Pb}_3(\text{CO}_3)_2(\text{OH})_2$ широко применялся как минеральная краска и косметическое средство (см. рубрику «Олово»). Большое количество свинца использовалось до сих пор (вместе с сурьмой и оловом) для отливки типографских шрифтов.

Сера. Известна с глубокой древности (о ней есть упоминание у Гомера). Серу находили в самородном виде, использовали для приготвления красок и уничтожения вредных насекомых, из нее готовили косметические и медицинские препараты, сернистый

газ SO_2 применяли для беления тканей. У алхимиков сера считалась одним из «начал» всех металлов (признак горючести и желтой окраски), что подробно описано в трудах Р. Бэкона (XIII в.). В средние века (после XI в.) алхимики научились готовить купоросное масло — серную кислоту H_2SO_4 при нагревании серы с селитрой KNO_3 (Василий Валентин) или железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ с квасцами $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ (псевдо-Гебер). Фабричным способом серная кислота получена впервые в Англии и Шотландии в середине XVIII в. Современный (контактный) способ получения серной кислоты разработан в XIX в. Исходным сырьем служили пирит $\text{Fe}(\text{S}_2)$ и другие сульфидные руды; их обжигали, получали SO_2 , который затем при контакте с катализатором и O_2 переводили в SO_3 и далее водой в H_2SO_4 . В России серная кислота приготавливалась вначале в аптеках (по указу 1663 г.), заводское производство было организовано в 1718 г. по прямому указанию царя Петра I Великого.

Серебро. Известно с глубокой древности у всех культурных народов (египтяне, индусы, вавилоняне и др.). Указание на серебро как на определенный металл имеется в Ветхом завете и у Гомера. Серебро находили в самородном виде, самый крупный из найденных до сих пор самородков весил 13,5 т. Из этого металла чеканили монету, делали ювелирные украшения, бытовую и культовую посуду, столовые приборы, украшения для мебели, одежды и др. Использовались природные соединения серебра — минералы аргентит Ag_2S и хлораргентит AgCl ; выплавлялось и серебро, содержащееся как примесь в свинцово-цинковых рудах. Древние греки и римляне знали свойства амальгамы (сплава со ртутью). В сочинениях В. Бирингуччо и Агриколы (XVI в.) подробно изложены способы добычи серебра, техника амальгамирования.

Сурьма. Известна с глубокой древности. Свободную сурьму выделяли в XIV—XV вв. западные алхимики при нагревании Sb_2S_3 с железом ($\text{Sb}_2\text{S}_3 + 3\text{Fe} = 3\text{FeS} + 2\text{Sb}$) и признали ее разновидностью металлов (Василий Валентин, Парацельс). Использовали сурьму для отливки типографского шрифта (вместе со свинцом и оловом), для изготовления медицинских препаратов (например, алгаротов порошок $\text{Sb}_4\text{Cl}_2\text{O}_5$). Минерал стибнит Sb_2S_3 использовался как косметическое средство — черная краска для бровей и ресниц. Обзор методов выделения сурьмы в чистом виде принадлежит Г. Брандту (1735).

Углерод. Известен с глубокой древности в виде сажи, каменного и древесного угля. Последний применялся для обогрева жилищ и выплавки металлов. Издавна известны природные аллотропные модификации углерода — алмаз (самый твердый и прозрачный драгоценный камень) и графит (мягкий, черный; уже в средние века служил для изготовления карандашей). Индивидуальность этого химического элемента утвердил А. де Лавуазье в 1789 г., он же ранее установил природу алмаза и углекис-

лого газа, а К. Шееле в 1779 г. — тождество графита и минерального угля. С. Теннант и У. Волластон в 1796 г. провели дорогостоящий опыт — сжигание алмаза ($C + O_2 = CO_2$), тем самым доказав чисто углеродную природу алмаза и отсутствие в нем примесей.

Фосфор. Открыт Х. Брандом в 1669 г. (первое в истории химии датированное открытие элемента). Прокаливая остаток от выпаривания мочи с углем и песком, Бранд получил белую пыль, которая светилась в темноте (явление фосфоресценции). Это был белый фосфор P_4 . Индивидуальность фосфора как элемента утвердил А. де Лавуазье, который использовал фосфор для изучения реакций сгорания и в результате чего открыл (независимо от М. В. Ломоносова) закон сохранения массы. Существенно улучшили способ получения фосфора И. Кункель и Р. Бойль (конец XVII в.), А. Маргграф (середина XVIII в.) и Ф. Вёлер (начало XIX в.). До сих пор фосфор в промышленности получают по способу Вёлера — прокаливанием фосфатной руды с углем и песком $[Ca_3(PO_4)_2 + 5C + 3SiO_2 = 3CaSiO_3 + 5CO + 2P]$. Аморфную аллотропную модификацию фосфора — красный фосфор P_n — выделил, нагревая белый фосфор без доступа воздуха, А. Шрёттер в середине XIX в. Использование красного фосфора для изготовления современных спичек начато в Швеции в 1855 г. (безопасные, или шведские, спички). Залежи апатитов $Ca_5(PO_4)_3(Cl, OH, F)$, имеющие мировое значение, обнаружены в России А. Е. Ферсманом в 1926 г. (Хибинские горы Кольского полуострова).

Фтор. Открыт К. Шееле в 1771 г. При обработке минерала флюорита CaF_2 серной кислотой ($CaF_2 + H_2SO_4 = CaSO_4 \downarrow + 2HF$) он выделил HF в виде водного раствора (плавиковая кислота). Это событие рассматривается в истории химии как открытие фтора. Аналогию с хлором предположил в 1810 г. А. Ампер, его поддержал Г. Дэви. Последний изучил разъедающее действие плавиковой кислоты по отношению к стеклу ($SiO_2 + 6HF = H_2[SiF_6] + 2H_2O$). В свободном виде фтор получили ввиду его агрессивности (например, $F_2 + H_2O = 2HF + O^0$) лишь сто лет спустя (А. Муассан, 1886); таким же в общих чертах остается и современный способ получения F_2 — электролиз жидкого безводного HF [$2HF = H_2 \uparrow$ (катод) + $F_2 \uparrow$ (анод)]. Наличие фтора в зубной эмали установлено в конце XVIII в. Промышленная химия фтора (особенно его органических соединений и полимеров) получила развитие только во 2-ой половине XX в.

Хлор. Открыт К. Шееле в 1774 г. При обработке пиролюзита MnO_2 соляной кислотой он выделил газ ($MnO_2 + 4HCl = MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$) и изучил его химические свойства. Г. Дэви (1810) первым обосновал элементарную природу хлора. Подробное описание получения «соляного спирта HCl действием купоросного масла на морскую соль» дал И. Глаубер в 1648 г. ($NaCl + H_2SO_4 = NaHSO_4 + HCl$). Аналогия между хлором и

иодом установлена Л. Гей-Люссаком в 1811—1813 гг. Исторически первые белильные растворы приготовлены по инициативе К. Бертолле в 1792 г. (жавелевая вода, содержащая KClO) и А. Лабаррака в 1820 г. (лабарракова вода, содержащая NaClO). Производство белильной (хлорной) извести — смеси $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ с CaCl_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ было налажено в Англии в середине XIX в., впервые ее получил С. Теннант в 1799 г. Современный способ получения Cl_2 — электролиз расплавов и растворов хлоридов [например, $2\text{NaCl} = 2\text{Na}$ (катод) + $\text{Cl}_2 \uparrow$ (анод), $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 \uparrow$ (катод) + $\text{Cl}_2 \uparrow$ (анод) + 2NaOH] осуществляется с конца XIX в.

Хром. Открыт Н. Вокленом в 1797 г. Он прокалил зеленый оксид Cr_2O_3 с углем ($\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{C} = 3\text{CO} + 2\text{Cr}$) и выделил тугоплавкий металл (с примесью карбидов). Сам оксид Cr_2O_3 Воклен получил разложением «сибирского красного свинца» — минерала крокоит PbCrO_4 , найденного за 30 лет до этого близ Екатеринбурга. Современный способ получения чистого хрома (Х. Гольдшмитд, 1894) отличается от способа Воклена только видом восстановителя (алюминий или кремний вместо угля). Большой вклад в изучение соединений хрома внесли М. Клапрот и Р. Бунзен в конце XVIII — начале XIX в. Процесс электролитического покрытия железа хромом (хромирование) разработан в 20-х гг. XX в.

Цинк. Известен с глубокой древности (Индия, Китай) в виде сплава с медью — *латуни*, упоминаемой Гомером, а также Аристотелем (IV в. до н. э.). Этот важный сплав древние греки приготовили, по-видимому, случайно, сплавления медь с цинковыми рудами, вероятнее всего, с благородным галмеем ZnCO_3 (минерал смитсонит) — исторически первым известным в Древней Греции минералом. Арабские алхимики (X в.) были знакомы с оксидом ZnO — белым рыхлым порошком, которому они дали образное название «философская шерсть»; использовали ZnO (и применяют до сих пор) как косметическую пудру и медицинскую присыпку. Западные алхимики отличали цинк от других металлов (с XIV в.) и пытались превратить его, как и другие неблагородные металлы, в золото (Василий Валентин). Способ получения цинка ($\text{ZnO} + \text{C} = \text{CO} + \text{Zn}$) описан И. Генкелем (1721) и Г. Брандтом (1735). А. Маргграф впервые выделил цинк из карбоната ZnCO_3 — так родилось производство этого металла. Широко используется сульфид ZnS — первый известный люминофор (при наличии примеси меди он светится в темноте после облучения).

1.5. Происхождение русских и латинских названий и символов элементов

Приведено происхождение (этимология) русских названий химических элементов, а также (при несовпадении) их латинских названий. В скобках после латинских названий даны символы

элементов, они образованы первой и одной из последующих букв этих названий.

Сокращения языков:

арабск.— арабский	нем.— немецкий
ассир.— ассирийский	русск.— русский
греч.— древнегреческий	санскр.— санскритский (древнеиндийский)
исп.— испанский	тур.— турецкий
лат.— латинский (классический или средневековый)	франц.— французский
	шведск.— шведский

Названия элементов на английском, французском и немецком языках см. в приложении 3.

Сведения об ученых см. в приложении 1.

Химические формулы минералов см. в разделе 9.4.

Азот — от греч. *азотикос* (безжизненный, *а* — отрицание и *зоэ* — жизнь). Лат. Nitrogenium (N) — *рождающий селитру*, от греч. *нитрон* (селитра) и *генес* (род, происхождение).

Актиний — от греч. *актис* (луч); по радиоактивности элемента (распадается с α - и β -излучением). Лат. Actinium (Ac).

Алюминий — от лат. *алуминис* (родительный падеж лат. *алумен* — квасцы); по содержанию в квасцах. Лат. Aluminium (Al).

Америций — от *Америка* (часть света); место работы первооткрывателей. Лат. Americium (Am).

Аргон — от греч. *аргос* (бездеятельный, инертный); по химической инертности элемента. Лат. Argon (Ar).

Астат — от греч. *астатос* (неустойчивый); по радиоактивности элемента (период полураспада 8,1 ч). Лат. Astatium (At).

Барий — от греч. *барис* (тяжелый); по большой плотности минерала барит. Лат. Barium (Ba).

Бериллий — от греч. *бериллос* (зеленый драгоценный камень); по окраске минерала изумруд. Лат. Beryllium (Be).

Берклий — от *Беркли* (город в США); место работы первооткрывателей. Лат. Berkelium (Bk).

Бор — от лат. *боракс* (бура, белый минерал), восходит к арабск. *боурак* или *баврак* (белый цвет минеральных веществ). Лат. Borum (B).

Бром — от греч. *бромос* (зловонный); по запаху жидкого брома. Лат. Bromum (Br).

Ванадий — от шведск. *Ванадис* (имя древнескандинавской богини красоты); по красивому цвету соединений. Лат. Vanadium (V).

Висмут — от нем. *вайсмуттер* (белое вещество); по окраске многих солей. Лат. Bismuthum (Bi) — от *бисмут* (латинизированный алхимический вариант нем. *вайсмуттер*).

Водород — перевод с лат. Hydrogenium (H), от греч. *хидор* (вода) и *генес* (род, происхождение).

Вольфрам — от нем. *вольф* (волк) и *рам* (взбитые сливки, пена). При выплавке олова примесь вольфрама дает много шлака и понижает выход олова; по выражению Агриколы, «вольфрам поедает олово, как волк овцу». Лат. Wolframium (W).

- Гадолиний** — в честь Ю. Гадолина. Лат. Gadolinium (Gd).
- Галлий** — от лат. *галлус* (галльский петух, символ Франции); по названию страны и фамилии первооткрывателя [первая часть фамилии — *Лекок* (в переводе с франц. — *петух*)]. Лат. Gallium (Ga).
- Гафний** — от лат. *Гафния* (древнее название Копенгагена); по месту работы первооткрывателей. Лат. Hafnium (Hf).
- Гелий** — от греч. *Гелиос* (Солнце); по открытию в солнечном спектре. Лат. Helium (He).
- Германий** — от *Германия* (страна); по месту работы первооткрывателя. Лат. Germanium (Ge).
- Гольмий** — от лат. *Гольмия* (древнее название Стокгольма); по столице страны (Швеция), где работал первооткрыватель. Лат. Holmium (Ho).
- Диспрозий** — от греч. *диспроситос* (труднодоступный); по трудности обнаружения. Лат. Dysprosium (Dy).
- Европий** — от *Европа* (часть света); по месту работы первооткрывателя. Лат. Europium (Eu).
- Железо** — возможно, восходит к санскр. *гала* (металл, руда). Лат. Ferrum (Fe) — от лат. *ферро* (меч).
- Жолиотий** — см. рубрику «Нобелий».
- Золото** — одного корня с русск. *желтый*; по цвету металла. Лат. Aurum (Au) — от лат. *аурора* (утренняя заря); по блеску металла.
- Индий** — от исп. *индиго* (ярко-синяя краска); по характерной линии в спектре. Лат. Indium (In).
- Иод** — от греч. *иодес* (фиолетовый); по цвету парообразного иода. Лат. Iodum (I).
- Иридий** — от лат. *иридис* (радуга); по разнообразию окраски соединений. Лат. Iridium (Ir).
- Иттербий** — от шведск. *Иттербю* (название селения); по месту обнаружения минерала гадолинит, содержащего скандий, иттрий, лантаноиды. Лат. Ytterbium (Yb).
- Иттрий** — см. Иттербий. Лат. Yttrium (Y).
- Кадмий** — от греч. *Кадмея* (древняя крепость города Фивы); по месту нахождения цинковой руды, содержащей кадмий (смесь минералов сфалерит и смитсонит). Лат. Cadmium (Cd).
- Калий** — от арабск. *аль-кали* (едкое начало золы морских растений); по свойствам поташа и едкого кали. Лат. Kalium (K).
- Калифорний** — от *Калифорния* (штат США); по месту работы первооткрывателей. Лат. Californium (Cf).
- Кальций** — от лат. *калцис* (родительный падеж лат. *калкс* — камень, известняк); по содержанию в известняке. Лат. Calcium (Ca).
- Кислород** — перевод лат. *Оxygenium* (O), от греч. *оксис* (кислый, кислотный) и *генес* (род, происхождение).
- Кобальт** — от нем. *кобольд* (домовой, гном); по трудности переработки (якобы из-за шалости гномов) руд этого металла. Лат. Cobaltum (Co).

Кремний — от русск. *кремень* (твердый камень для высекания огня, кремнезем). Лат. *Silicium* (Si) — от лат. *силицис* (родительный падеж лат. *силекс* — кремнезем).

Криптон — от греч. *криптос* (тайный, скрытый); по трудности выделения из воздуха. Лат. *Krypton* (Kr).

Ксенон — от греч. *то ксенон* (нечто постороннее, странное); по неожиданному открытию как примеси к криптону. Лат. *Xenon* (Xe).

Курчатовий — в честь И. В. Курчатова. Лат. *Kurtchatovium* (Ku).

Кюрий — в честь П. Кюри и М. Склодовской-Кюри. Лат. *Curium* (Cm).

Лантан — от греч. *лантано* (скрываюсь, прячусь); по трудности обнаружения. Лат. *Lanthanum* (La).

Литий — от греч. *литос* (камень); по открытию в ничем не примечательном, похожем на обычный камень минерале петалит (алюмосиликат). Лат. *Lithium* (Li).

Лоуренсий — в честь Э. Лоуренса. Лат. *Lawrencium* (Lr). Название и символ не являются общепринятыми; предложение первооткрывателей — *резерфордий* [лат. *Rutherfordium* (Rf)] — в честь Э. Резерфорда.

Лютеций — от лат. *Лутециа* (древнее поселение на месте современного Парижа); по месту работы первооткрывателя. Лат. *Lutetium* (Lu).

Магний — от лат. *магнесиа альба* (белая магнезия); по минералу гидромагнезит, содержащему этот металл и найденному древними греками около города Магнесиа в Малой Азии (ныне город Маниса в Турции). Лат. *Magnesium* (Mg).

Марганец — от греч. *манганес* (очищающий); по осветляющему действию (в процессе варки стекла) минерала пиролюзит. Лат. *Manganum* (Mn).

Медь — происхождение русского названия не установлено. Лат. *Cuprum* (Cu) — от греч. *купрос* (название острова Кипр); по месту добычи медных руд.

Менделевий — в честь Д. И. Менделеева. Лат. *Mendelevium* (Md).

Молибден — от греч. *молибдос* (любой материал, оставляющий черную черту на бумаге, в частности и минерал молибденит). Лат. *Molybdaenum* (Mo).

Мышьяк — от русск. *мышь* и *яд*; по применению препаратов мышьяка для истребления грызунов. Лат. *Arsenicum* (As) — от греч. *арсеникон* (золотисто-желтый); по цвету минерала аурипигмент.

Натрий — от арабск. *натрон* или *натрун* (моющее средство); по применению природной соды и едкого натра для изготовления мыла. Лат. *Natrium* (Na).

Неодим — от греч. *неос* (новый) и *дидимос* (близнец); по открытию вместе с празеодимом. Лат. *Neodymium* (Nd).

Неон — от греч. *то неон* (нечто новое); по неожиданной окраске спектра, удивившей сына одного из первооткрывателей (У. Рамзая). Лат. Neon (Ne).

Нептуний — от *Нептун* (название планеты Солнечной системы); по месту в Периодической системе за ураном (как планета Нептун по удаленности от Солнца следует за Ураном). Лат. Nertunium (Np).

Никель — от нем. *никкель* (сокращение бранного слова рудокопов *никколаус*); рабочие в XVIII в. принимали за медную руду красный минерал никелин («фальшивая медь»), из которого, однако, медь не выплавлялась. Лат. Niccolum (Ni).

Нильсборий — в честь Нильса Бора. Лат. Nielsbohrium (Ns).

Ниобий — от греч. *Ниобея* (имя дочери Тантала); по близости свойств ниобия и тантала (см. Тантал). Лат. Niobium (Nb).

Нобелий — в честь А. Нобеля. Лат. Nobelium (No). Название и символ не являются общепринятыми; предложение первооткрывателей — *жолитий* [лат. Joliotium (Jl)] — в честь Ф. Жолио и И. Жолио-Кюри.

Олово — происхождение русского названия не установлено. Лат. Stannum (Sn) — от лат. *стагнанс* (стоящий на месте; восходит к санскр. *стагс* — твердый, стойкий); по большей твердости этого металла по сравнению со свинцом.

Осмий — от греч. *осме* (запах); по своеобразному сильному запаху летучего высшего оксида. Лат. Osmium (Os).

Палладий — от *Паллада* (название малой планеты Солнечной системы, или астероида); по времени открытия элемента вскоре после обнаружения этого астероида. Лат. Palladium (Pd).

Платина — от исп. *платина* (серебрецо); пренебрежительное название металла, похожего на серебро, но не имеющего полезных свойств последнего — легкоплавкости и ковкости. Лат. Platinum (Pt).

Плутоний — от *Плутон* (название планеты Солнечной системы); по месту в Периодической системе за нептунием (как планета Плутон по удаленности от Солнца следует за Нептуном). Лат. Plutonium (Pu).

Полоний — от лат. *Полониа* (Польша); по родине одного из первооткрывателей (М. Склодовской-Кюри). Лат. Polonium (Po).

Празеодим — от греч. *празинос* (цвет зелени лука-порея) и *дидимос* (близнец); по цвету соединений в отличие от розовой окраски соединений его спутника — неодима. Лат. Praseodymium (Pr).

Прометий — от греч. *Прометеус* (Прометей; в древнегреческой мифологии — титан, похитивший огонь у богов Олимпа и передавший его людям); по синтезу этого элемента в «огне» ядерного реактора. Лат. Promethium (Pm).

Протактиний — от греч. *о протос* (предшествующий в ряду) и названия элемента актиний (см. рубрику «Актиний»); по расположению в одном из рядов радиоактивного распада перед актинием. Лат. Protactinium (Pa).

Радий — от лат. *радиус* (луч); по радиоактивности элемента (распадается с α -излучением). Лат. Radium (Ra).

Радон — от корня названия элемента *радий* и суффикса *-он* (по аналогии с названиями других элементов VIIIA-группы); по образованию при α -распаде радия. Лат. Radon (Rn).

Резерфордий — см. рубрику «Лоуренсий».

Рений — от лат. *Ренус* (Рейн); по названию главной реки страны (Германия), где работали первооткрыватели. Лат. Rhenium (Re).

Родий — от греч. *родон* (розовый цвет); по окраске соединений. Лат. Rhodium (Rh).

Ртуть — вероятно, тюркского происхождения. Лат. Mercurius — *Меркурий* (в древнеримской мифологии имя бога — покровителя подвижной деятельности человека, торговли и путешествий); по подвижности жидкой ртути; символ Hg — от устаревшего латинского алхимического названия этого элемента *Hydragyrum* (греч. *хидрагирос* — жидкое, как вода, серебро, где *хидор* — вода и *агирос* — серебро); по серебристому цвету жидкой ртути.

Рубидий — от лат. *рубидус* (красно-коричневый цвет); по характерным линиям в спектре. Лат. Rubidium (Rb).

Рутений — от лат. *Рутения* (Россия); по названию родины первооткрывателя. Лат. Ruthenium (Ru).

Самарий — от *самарскит* (минерал, в котором был открыт этот элемент; сам минерал назван в честь русского геолога В. Е. Самарского-Быховца, обнаружившего его на Урале). Лат. Samarium (Sm).

Свинец — происхождение русского названия не установлено. Лат. Plumbum (Pb) — от лат. *плумбум* (у древних римлян названия сплавов свинца с оловом: *плумбум нигрум* — черный свинец, т. е. сплав, содержащий больше свинца, и *плумбум альбум* — белый свинец, т. е. сплав, содержащий больше олова).

Селен — от греч. *Селене* (Луна); по сопутствованию селена теллuru в его рудах (как Луна — спутник Земли; см. *Теллур*). Лат. Selenium (Se).

Сера — от санскр. *сира* (светло-желтый); по цвету природной серы. Лат. Sulfur (S) — от санскр. *сулвери* (горючий порошок); по горючести серы.

Серебро — возможно, от ассир. *сарпу* (светлый); по цвету металла. Лат. Argentum (Ag) — от греч. *аргос* (белый, восходит к санскр. *арганга* — светлый).

Скандий — от лат. *Скандиа* (полуостров Скандинавия); по месту работы первооткрывателя. Лат. Scandium (Sc).

Стронций — от англ. *Строншиан* (название деревни в шотландском графстве Аргайлл); по месту обнаружения минерала, содержащего стронций (стронцианита). Лат. Strontium (Sr).

Сурьма — от тур. *сюрме* (черная краска для бровей и ресниц); по применению на Древнем Востоке минерала стибнит в

косметике. Лат. *Stibium* (Sb) — от греч. *стиби* (черная метка). Устаревшее латинское название сурьмы *Antimonium* — от *антимоний* (алхимическое название минерала стибнит).

Таллий — от греч. *таллос* (ярко-зеленый цвет стеблей травянистых растений); по характерной линии в спектре. Лат. *Thallium* (Tl).

Тантал — от греч. *Танталос* (имя героя древнегреческой мифологии); по словам первооткрывателя: «как Тантал испытывал муки жажды, стоя по горло в воде, так оксид данного элемента не способен реагировать с избытком кислоты». Лат. *Tantalum* (Ta).

Теллур — от лат. *теллурис* (родительный падеж лат. *теллус* — мать-земля); по открытию элемента в золотоносной «земле» (смеси соединений золота и серебра с теллуrom). Лат. *Tellurium* (Te).

Тербий — см. рубрику «Иттербий». Лат. *Terbium* (Tb).

Технеций — от греч. *технетос* (искусственный); по впервые проведенному в лаборатории синтезу химического элемента, отсутствующего в природе. Лат. *Technetium* (Tc).

Титан — от греч. *Титанес* (Титаны в древнегреческой мифологии — боги, отличавшиеся гордым и стойким нравом); по химической устойчивости минерала рутил. Лат. *Titanium* (Ti).

Торий — от шведск. *горйорд* (камень, горная порода; это слово восходит к имени *Тор*, в древнескандинавской мифологии бог грома и бури, изображавшийся с каменным молотом); по открытию элемента в обычном камне — минерале торит. Лат. *Thorium* (Th).

Тулий — от греч. *Туле* (древнее название Северо-Западного побережья Скандинавии); по месту нахождения минералов, содержащих тулий. Лат. *Thulium* (Tm).

Углерод — от русск. *рождающий уголь*. Лат. *Carboneum* (C) — от лат. *карбонис* (родительный падеж лат. *карбо* — древесный уголь, восходит к санскр. *кра* — гореть).

Уран — от названия планеты Солнечной системы; по времени открытия элемента (вскоре после обнаружения планеты Уран). Лат. *Uranium* (U).

Фермий — в честь Э. Ферми. Лат. *Fermium* (Fm).

Фосфор — от греч. *фосфорос* (светящийся в темноте: *фос* — свет и *форос* — несущий); по свечению белого фосфора. Лат. *Phosphorus* (P).

Франций — от франц. *Франс* (Франция); по месту работы первооткрывателя. Лат. *Francium* (Fr).

Фтор — от греч. *фторос* (разрушающий); по разъедающему действию фтора на стекло. Лат. *Fluogium* (F) — от лат. *флуор* (текучесть); по использованию в металлургии минерала флюорит в качестве плавня (флюса), понижающего температуру плавки.

Хлор — от греч. *клорос* (желто-зеленый цвет увядающей листвы); по окраске газообразного хлора. Лат. *Chlogium* (Cl).

Хром — от греч. *крома* (цвет, краска); по яркой разнообразной окраске соединений. Лат. *Chromium* (Cr).

Цезий — от лат. *цесиус* (серо-синий или голубой цвет неба); по окраске характерных линий в спектре. Лат. *Caesium* (Cs).

Церий — от *Церепа* (малая планета Солнечной системы, или астероид); по открытию элемента вскоре после обнаружения астероида. Лат. *Cerium* (Ce).

Цинк — от нем. *цинк* (белый металл, восходит к арабск. *харасин* — металл из Китая); по месту выработки металла, завезенного в средние века в Европу. Лат. *Zincum* (Zn).

Цирконий — от *циркон* (название минерала, от арабск. *заркун* — золотисто-желтый цвет); по окраске драгоценных разновидностей этого минерала. Лат. *Zirconium* (Zr).

Эйнштейний — в честь А. Эйнштейна. Лат. *Einsteinium* (Es).

Эрбий — см. рубрику «Иттербий». Лат. *Erbium* (Er).

2. АТОМЫ. ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ И ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ

2.1. Относительные атомные массы.

Электронные формулы.

Радиусы. Радиоактивность

Элементы приведены в алфавитном порядке их символов, в левом нижнем индексе у символов — порядковые номера элементов в Периодической системе.

Значения относительной атомной массы A_r даны по Международной таблице 1987 г. с указанием точности одной-двух значащих цифр и отвечают природному изотопному составу элементов. Верхним индексом * обозначены радиоактивные элементы, не имеющие стабильных изотопов. Для этих элементов значения A_r относятся к наиболее долгоживущим изотопам.

Представленные электронные формулы согласуются с экспериментальными данными, в них выделены валентные электроны (находятся вне квадратных скобок). Электронные формулы атомов элементов 2-го и последующих периодов сокращены за счет указания символа предшествующего благородного газа (элемента VIIIA-группы); например, запись формулы атома Ga = $[_{18}\text{Ar}, 3d^{10}]4s^24p^1$ следует читать $1s^22s^22p^63s^23p^63d^{10}4s^24p^1$. В некоторых случаях указано по две равнозначно возможные электронные формулы (экспериментально подтвержденный выбор отсутствует).

Приведены также атомные, ковалентные и ионные радиусы — $r_{\text{ат}}$, $r_{\text{ков}}$ и $r_{\text{ион}}$ соответственно; прочерк означает отсутствие данных.

Энергетические диаграммы заполнения электронами атомных орбиталей элементов с $Z=1-36$ см. в разделе 2.2.

Элемент	A_r , а. е. м.	Электронная формула	Радиус, пм.		
			$r_{ат}$	$r_{ков}$	$r_{нов}$
⁸⁹ Ac	227,027750 ± 3	[₈₆ Rn] 6d ¹ 7s ²	203	171	Ac ³⁺ 126
⁴⁷ Ag	107,8682 ± 2	[₃₆ Kr] 4d ¹⁰ 5s ¹	145	134	Ag ⁺ 114
¹³ Al	26,981539 ± 5	[₁₀ Ne] 3s ² 3p ¹	143	118	Al ³⁺ 68
⁹⁵ *Am	243,061375 ± 3	[₈₆ Rn] 5f ⁷ 7s ²	—	—	Am ²⁺ 135 Am ⁴⁺ 99
¹⁸ Ar	39,948 ± 1	[₁₀ Ne] 3s ² 3p ⁶	195	97	—
³³ As	74,92151 ± 2	[₁₈ Ar, 3d ¹⁰] 4s ² 4p ³	130	121	As ³⁻ 208, As ⁵⁺ 60
⁸⁵ *At	209,98713 ± 1	[₅₄ Xe, 4f ¹⁴ , 5d ¹⁰] 6s ² 6p ⁵	—	—	—
⁷⁹ Au	196,96654 ± 3	[₅₄ Xe, 4f ¹⁴ , 5d ¹⁰] 6s ¹	144	136	Au ⁺ 151, Au ³⁺ 99
⁵ B	10,811 ± 5	[₂ He] 2s ² 2p ¹	98	89	B ³⁺ 25
⁵⁶ Ba	137,327 ± 7	[₅₄ Xe] 6s ²	218	198	Ba ²⁺ 149
⁴ Be	9,012182 ± 3	[₂ He] 2s ²	112	107	Be ²⁺ 59
⁸³ Bi	208,98037 ± 3	[₅₄ Xe, 4f ¹⁴ , 5d ¹⁰] 6s ² 6p ³	170	147	Bi ³⁺ 117, Bi ⁵⁺ 90
⁹⁷ *Bk	247,070300 ± 6	[₈₆ Rn] 5f ⁸ - ⁹ 6d ¹ - ⁰ 7s ²	—	—	Bk ³⁺ 110, Bk ⁴⁺ 97
³⁵ Br	79,904 ± 1	[₁₈ Ar, 3d ¹⁰] 4s ² 4p ⁵	—	114	Br ⁻ 182 Br ⁷⁺ 53
⁶ C	12,011 ± 1	[₂ He] 2s ² 2p ²	92	77	C ⁴⁻ 246, C ⁴⁺ 30
²⁰ Ca	40,078 ± 4	[₁₈ Ar] 4s ²	197	174	Ca ²⁺ 114
⁴⁸ Cd	112,411 ± 8	[₃₆ Kr, 4d ¹⁰] 5s ²	156	148	Cd ²⁺ 109
⁵⁸ Ce	140,115 ± 4	[₅₄ Xe] 4f ¹⁻² 5d ¹⁻⁰ 6s ²	183	165	Ce ³⁺ 115, Ce ⁴⁺ 101
⁹⁸ *Cf	251,079580 ± 5	[₈₆ Rn] 5f ¹⁰ 7s ²	—	—	Cf ³⁺ 109 Cf ⁴⁺ 96
¹⁷ Cl	35,4527 ± 9	[₁₀ Ne] 3s ² 3p ⁵	—	99	Cl ⁻ 167, Cl ⁷⁺ 41
⁹⁶ *Cm	247,070347 ± 5	[₈₆ Rn] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²	—	—	Cm ³⁺ 111, Cm ⁴⁺ 99
²⁷ Co	58,93320 ± 1	[₁₈ Ar] 3d ⁷ 4s ²	125	116	Co ²⁺ 84, Co ³⁺ 72
²⁴ Cr	51,9961 ± 6	[₁₈ Ar] 3d ⁵ 4s ¹	126	118	Cr ³⁺ 76, Cr ⁶⁺ 35
⁵⁵ Cs	132,90543 ± 5	[₅₄ Xe] 6s ¹	266	225	Cs ⁺ 181
²⁹ Cu	63,546 ± 3	[₁₈ Ar] 3d ¹⁰ 4s ¹	128	120	Cu ⁺ 91, Cu ²⁺ 87
⁶⁶ Dy	162,50 ± 2	[₅₄ Xe] 4f ¹⁰ 6s ²	177	159	Dy ³⁺ 105,
⁶⁸ Er	167,26 ± 3	[₅₄ Xe] 4f ¹² 6s ²	175	157	Er ³⁺ 103

Элемент	A_r , а. е. м.	Электронная формула	Радиус, пм		
			$r_{ат}$	$r_{ков}$	$r_{ион}$
*Es	252,08294 ± 2	[₈₆ Rn] 5f ¹¹ 7s ²	—	—	—
⁶³ Eu	151,965 ± 9	[₅₄ Xe] 4f ⁷ 6s ²	200	185	Eu ²⁺ 131, Eu ³⁺ 109
⁹ F	18,9984032 ± 9	[₂ He] 2s ² 2p ⁵	—	71	F ⁻ 119
²⁶ Fe	55,847 ± 3	[₁₈ Ar] 3d ⁶ 4s ²	124	117	Fe ²⁺ 84, Fe ³⁺ 74
*Fm	257,095099 ± 8	[₈₆ Rn] 5f ¹² 7s ²	—	—	—
⁸⁷ Fr	223,019733 ± 4	[₈₆ Rn] 7s ¹	280	—	Fr ⁺ 194
³¹ Ga	69,723 ± 4	[₁₈ Ar, 3d ¹⁰] 4s ² 4p ¹	148	126	Ga ³⁺ 76
⁶⁴ Gd	157,25 ± 3	[₅₄ Xe] 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²	179	162	Gd ³⁺ 108
³² Ge	72,61 ± 2	[₁₈ Ar, 3d ¹⁰] 4s ² 4p ²	137	122	Ge ⁴⁺ 67
₁ H	1,0078250 ± 1	1s ¹	46	37	H ⁻ 136, H ⁺ —24
² He	4,002602 ± 2	1s ²	90	32	—
⁷² Hf	178,49 ± 2	[₅₄ Xe, 4f ¹⁴] 5d ² 6s ²	159	147	Hf ⁴⁺ 85
⁸⁰ Hg	200,59 ± 3	[₅₄ Xe, 4f ¹⁴ 5d ¹⁰] 6s ²	157	151	Hg ⁺ 133, Hg ²⁺ 116
⁶⁷ Ho	164,93032 ± 3	[₅₄ Xe] 4f ¹¹ 6s ²	176	158	Ho ³⁺ 104
⁵³ I	126,90447 ± 3	[₃₆ Kr, 4d ¹⁰] 5s ² 5p ⁵	137	133	I ⁻ 206, I ⁷⁺ 67
⁴⁹ In	114,82 ± 1	[₃₆ Kr, 4d ¹⁰] 5s ² 5p ¹	162	144	In ³⁺ 94
⁷⁷ Ir	192,22 ± 3	[₅₄ Xe, 4f ¹⁴] 5d ⁷ 6s ²	136	127	Ir ³⁺ 82, Ir ⁴⁺ 77
¹⁹ K	39,0983 ± 1	[₁₈ Ar] 4s ¹	228	195	K ⁺ 152
³⁶ Kr	83,80 ± 1	[₁₈ Ar, 3d ¹⁰] 4s ² 4p ⁶	212	110	—
* ¹⁰⁴ Ku	261,10869 ± 22	[₈₆ Rn, 5f ¹⁴] 6d ² 7s ²	—	—	—
⁵⁷ La	138,9055 ± 2	[₅₄ Xe] 5d ¹ 6s ²	187	169	La ³⁺ 117
₃ Li	6,941 ± 2	[₂ He] 2s ¹	151	134	Li ⁺ 90
* ¹⁰³ Lr	260,10532 ± 6	[₈₆ Rn, 5f ¹⁴] 6d ¹ 7s ²	—	—	—
⁷¹ Lu	174,967 ± 1	[₅₄ Xe, 4f ¹⁴] 5d ¹ 6s ²	174	156	Lu ³⁺ 100
¹⁰¹ Md	258,09857 ± 12	[₈₆ Rn] 5f ¹³ 7s ²	—	—	—
¹² Mg	24,3050 ± 6	[₁₀ Ne] 3s ²	160	145	Mg ²⁺ 86
²⁵ Mn	54,93805 ± 1	[₁₈ Ar] 3d ⁵ 4s ²	126	117	Mn ²⁺ 89, Mn ⁷⁺ 60
⁴² Mo	95,94 ± 1	[₃₆ Kr] 4d ⁵ 5s ¹	136	130	Mo ⁴⁺ 79, Mo ⁶⁺ 73
⁷ N	14,00674 ± 7	[₂ He] 2s ² 2p ³	—	75	N ³⁻ 132 N ⁵⁺ 27
¹¹ Na	22,989768 ± 6	[₁₀ Ne] 3s ¹	187	154	Na ⁺ 116
⁴¹ Nb	92,90638 ± 2	[₃₆ Kr] 4d ⁴ 5s ¹	144	134	Nb ⁴⁺ 82, Nb ⁵⁺ 78
⁶⁰ Nd	144,24 ± 3	[₅₄ Xe] 4f ¹⁴ 6s ²	182	164	Nd ³⁺ 112
¹⁰ Ne	20,1797 ± 6	[₂ He] 2s ² 2p ⁶	160	69	—

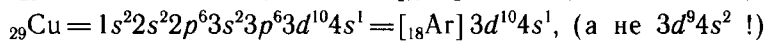
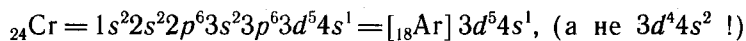
Элемент	A_r , а. е. м.	Электронная формула	Радиус, пм		
			$r_{ат}$	$r_{ков}$	$r_{ион}$
^{28}Ni	$58,69 \pm 1$	$[\text{Ar}] 3d^8 4s^2$	125	115	Ni^{2+} 83, Ni^{3+} 72
$^{102}\text{No}^*$	$259,100931 \pm 12$	$[\text{Rn}] 5f^{14} 7s^2$	—	—	No^{2+} 124
$^{93}\text{Np}^*$	$237,048168 \pm 2$	$[\text{Rn}] 5f^{4-5} 6d^{1-0} 7s^2$	150	—	Np^{3+} 115, Np^{7+} 85
$^{105}\text{Ns}^*$	$262,11376 \pm 16$	$[\text{Rn}, 5f^{14}] 6d^3 7s^2$	—	—	
^8O	$15,9994 \pm 3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$	—	73	O^{2-} 126
^{76}Os	$190,2 \pm 1$	$[\text{Xe}, 4f^{14}] 5d^6 6s^2$	134	126	Os^{4+} 77, Os^{8+} 53
^{15}P	$30,973762 \pm 4$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^3$	120	110	P^{3-} 186, P^{5+} 35
$^{91}\text{Pa}^*$	$231,03588 \pm 2$	$[\text{Rn}] 5f^{1-2} 6d^{2-1} 7s^2$	162	158	Pa^{4+} 104, Pa^{5+} 92
^{82}Pb	$207,2 \pm 1$	$[\text{Xe}, 4f^{14} 5d^{10}] 6s^2 6p^2$	175	147	Pb^{2+} 133, Pb^{4+} 92
^{46}Pd	$106,42 \pm 1$	$[\text{Kr}] 4d^{10}$	138	128	Pd^{2+} 100, Pd^{4+} 76
$^{61}\text{Pm}^*$	$144,912743 \pm 4$	$[\text{Xe}] 4f^6 6s^2$	181	163	Pm^{3+} 111
$^{84}\text{Po}^*$	$208,982404 \pm 5$	$[\text{Xe}, 4f^{14} 5d^{10}] 6s^2 6p^4$	167	—	Po^{4+} 108
^{59}Pr	$140,90765 \pm 3$	$[\text{Xe}] 4f^3 6s^2$	182	164	Pr^{3+} 113, Pr^{4+} 99
^{78}Pt	$195,08 \pm 3$	$[\text{Xe}, 4f^{14}] 5d^9 6s^1$	139	130	Pt^{2+} 94, Pt^{4+} 77
$^{94}\text{Pu}^*$	$244,064199 \pm 5$	$[\text{Rn}] 5f^6 7s^2$	150	—	Pu^{3+} 114, Pu^{6+} 85
$^{88}\text{Ra}^*$	$226,025403 \pm 3$	$[\text{Rn}] 7s^2$	235	—	Ra^{2+} 162
^{37}Rb	$85,4678 \pm 3$	$[\text{Kr}] 5s^1$	247	211	Rb^+ 166
^{75}Re	$186,207 \pm 1$	$[\text{Xe}, 4f^{14}] 5d^5 6s^2$	137	128	Re^{4+} 77, Re^{7+} 67
^{45}Rh	$102,90550 \pm 3$	$[\text{Kr}] 4d^8 5s^1$	135	125	Rh^{3+} 81, Rh^{4+} 74
$^{86}\text{Rn}^*$	$222,017571 \pm 3$	$[\text{Xe}, 4f^{14} 5d^{10}] 6s^2 6p^6$	—	145	—
^{44}Ru	$101,07 \pm 2$	$[\text{Kr}] 4d^7 5s^1$	132	125	Ru^{4+} 76, Ru^{8+} 50
^{16}S	$32,066 \pm 6$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^4$	—	103	S^{2-} 170, S^{6+} 43
^{51}Sb	$121,75 \pm 3$	$[\text{Kr}, 4d^{10}] 5s^2 5p^3$	150	141	Sb^{3+} 90, Sb^{5+} 74
^{21}Sc	$44,955910 \pm 9$	$[\text{Ar}] 3d^1 4s^2$	161	144	Sc^{3+} 89
^{34}Se	$78,96 \pm 3$	$[\text{Ar}, 3d^{10}] 4s^2 4p^4$	119	117	Se^{2-} 184, Se^{6+} 56
^{14}Si	$28,0855 \pm 3$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^2$	132	114	Si^{4-} 257, Si^{4+} 54

Элемент	A_r , а. е. м.	Электронная формула	Радиус, пм		
			$r_{ат}$	$r_{ков}$	$r_{ион}$
^{62}Sm	$150,36 \pm 3$	$[\text{Xe}] 4f^6 6s^2$	181	163	Sm^{2+} 136, Sm^{3+} 110
^{50}Sn	$118,710 \pm 7$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^2$	158	140	Sn^{2+} 102, Sn^{4+} 83
^{38}Sr	$87,62 \pm 1$	$[\text{Kr}] 5s^2$	215	191	Sr^{2+} 132
^{73}Ta	$180,9479 \pm 1$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^3 6s^2$	144	134	Ta^{4+} 82, Ta^{5+} 78
^{65}Tb	$158,92534 \pm 3$	$[\text{Xe}] 4f^8 -9 5d^{1-0} 6s^2$	177	161	Tb^{3+} 106, Tb^{4+} 90
^{43}Tc	$97,907215 \pm 4$	$[\text{Kr}] 4d^5 5s^2$	135	127	Tc^{4+} 79, Tc^{7+} 70
^{52}Te	$127,60 \pm 3$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^4$	143	136	Te^{2-} 207, Te^{6+} 70
^{90}Th	$232,0381 \pm 1$	$[\text{Rn}] 6d^2 7s^2$	180	165	Th^{4+} 108
^{22}Ti	$47,88 \pm 3$	$[\text{Ar}] 3d^2 4s^2$	145	133	Ti^{3+} 81, Ti^{4+} 75
^{81}Tl	$204,3833 \pm 2$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^{10} 6s^2 6p^1$	176	148	Tl^+ 164, Tl^{3+} 103
^{69}Tm	$168,93421 \pm 3$	$[\text{Xe}] 4f^{13} 6s^2$	174	156	Tm^{3+} 102
^{92}U	$238,0289 \pm 1$	$[\text{Rn}] 5f^3 6d^1 7s^2$	153	142	U^{3+} 117, U^{6+} 87
^{23}V	$50,9415 \pm 1$	$[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$	131	123	V^{4+} 72, V^{5+} 68
^{74}W	$183,85 \pm 3$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^4 6s^2$	137	130	W^{4+} 80, W^{6+} 74
^{54}Xe	$131,29 \pm 2$	$[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^6$	220	130	Xe^{8+} 62
^{39}Y	$88,90585 \pm 2$	$[\text{Kr}] 4d^1 5s^2$	180	162	Y^{3+} 104
^{70}Yb	$173,04 \pm 3$	$[\text{Xe}] 4f^{14} 6s^2$	193	170	Yb^{2+} 116, Yb^{3+} 101
^{30}Zn	$65,39 \pm 2$	$[\text{Ar}] 3d^{10} 4s^2$	138	127	Zn^{2+} 88
^{40}Zr	$91,224 \pm 2$	$[\text{Kr}] 4d^2 5s^2$	159	147	Zr^{4+} 86

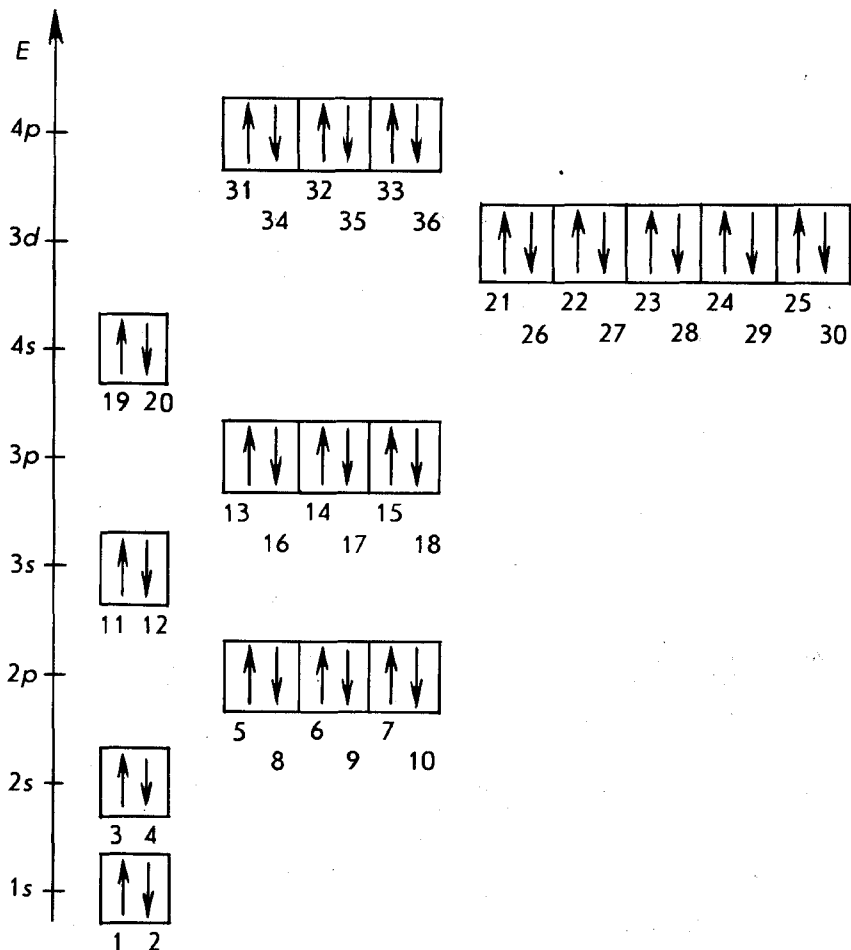
2.2. Электронные конфигурации атомов элементов от водорода до криптона

Приведена энергетическая диаграмма заполнения атомных орбиталей электронами для элементов с порядковыми номерами 1 (H) — 36 (Kr) в соответствии с принципами *минимума энергии*, *запрета* (принцип Паули) и *максимальной мультиплетности* (правило Хунда). Номера электронов отвечают последовательности заполнения электронами энергетических подуровней и равны порядковым номерам элементов в Периодической системе.

Исключения:



Эти конфигурации подтверждены экспериментально. Электронные формулы атомов элементов см. в разделе 2.1.



2.3 Энергия ионизации и сродство к электрону. Электроотрицательность элементов

Приведены энергия ионизации первого электрона I (эВ), сродство к первому электрону A (эВ) для нейтрального атома, электроотрицательность χ по шкале Оллреда и Рохова (данные

1983 г.). Для неметаллов, обозначенных знаком *, после таблицы дана шкала электроотрицательности. Таблица повторяет расположение элементов в Периодической системе. Многоточие означает отсутствие данных.

	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
<i>I</i>	¹ H*							² He*
<i>A</i>	13,60							24,59
χ	0,75 2,10							0 5,50
<i>I</i>	³ Li	⁴ Be	⁵ B*	⁶ C*	⁷ N*	⁸ O*	⁹ F*	¹⁰ Ne*
<i>A</i>	5,39	9,32	8,30	11,26	14,53	13,62	17,42	21,56
χ	0,59 0,97	0,38 1,47	0,30 2,01	1,27 2,50	0,21 3,07	1,47 3,50	3,49 4,10	0 4,84
<i>I</i>	¹¹ Na	¹² Mg	¹³ Al	¹⁴ Si*	¹⁵ P*	¹⁶ S*	¹⁷ Cl*	¹⁸ Ar*
<i>A</i>	5,14	7,65	5,99	8,15	10,49	10,36	12,97	15,76
χ	0,34 0,93	0 1,23	0,46 1,47	1,38 2,25	0,80 2,32	2,08 2,60	3,61 2,83	0 3,20
<i>I</i>	¹⁹ K	²⁰ Ca	³¹ Ga	³² Ge	³³ As*	³⁴ Se*	³⁵ Br*	³⁶ Kr*
<i>A</i>	4,34	6,11	6,00	7,90	9,78	9,75	11,81	14,00
χ	0,47 0,91	0 1,04	0,39 1,82	1,74 2,02	1,07 2,11	2,02 2,48	3,37 2,74	0 2,94
<i>I</i>	³⁷ Rb	³⁸ Sr	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I*	⁵⁴ Xe*
<i>A</i>	4,18	5,69	5,79	7,34	8,64	9,01	10,45	12,13
χ	0,42 0,89	0 0,99	0,72 1,49	1,25 1,72	1,05 1,82	1,96 2,02	3,08 2,21	0 2,40
<i>I</i>	⁵⁶ Cs	⁵⁶ Ba	⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At*	⁸⁶ Rn*
<i>A</i>	3,89	5,21	6,11	7,42	12,25	8,43	9,20	10,75
χ	0,39 0,86	0 0,97	0,50 1,44	1,14 1,55	0,95 1,67	1,87 1,76	2,79 1,90	0 2,06
<i>I</i>	⁸⁷ Fr*	⁸⁸ Ra						
<i>A</i>	3,98	5,28						
χ	... 0,86	... 0,97						

	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIБ	VIIIB		IB	IIБ	
<i>I</i>	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn
<i>A</i>	6,54	6,82	6,74	6,77	7,44	7,87	7,86	7,64	7,73	9,39
χ	0 1,20	0,39 1,32	0,64 1,45	0,98 1,56	0 1,60	0,58 1,64	0,94 1,70	1,28 1,75	1,23 1,75	0,09 1,66
<i>I</i>	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd
<i>A</i>	6,22	6,84	6,88	7,10	7,28	7,37	7,46	8,34	7,58	8,99
χ	0 1,11	0,45 1,22	1,13 1,23	1,18 1,30	0,73 1,36	1,14 1,42	1,24 1,45	1,02 1,35	1,30 1,42	0 1,46
<i>I</i>	◇	⁷² Hf	⁷³ Ta	⁷⁴ W	⁷⁵ Re	⁷⁶ Os	⁷⁷ Ir	⁷⁸ Pt	⁷⁹ Au	⁸⁰ Hg
<i>A</i>		7,50	7,89	7,98	7,88	8,50	9,10	8,90	9,23	10,44
χ		0 1,23	0,62 1,33	0,50 1,40	0,15 1,46	1,44 1,52	1,97 1,55	2,13 1,44	2,31 1,42	0 1,44

	IIIБ	IVБ	VБ	VIБ	VIIБ	VIIIБ			IB	IIБ
I	◇◇	¹⁰⁴ Ku	¹⁰⁵ Ns	106	107	108	109	110		
A			
χ		1,20		

◇		⁵⁷ La	⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd
Лантаноиды	I	5,58	5,47	5,42	5,49	5,55	5,63	5,66	6,16
	A	0,55	0,52	0,52	0,52	0,52	0,52	0,52	0,52
	χ	1,08	1,08	1,07	1,07	1,07	1,07	1,01	1,11
			⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	⁷¹ Lu
	I		5,85	5,93	6,02	6,10	6,18	6,25	5,43
	A		0,52	0,52	0,52	0,52	0,52	0,52	0,52
	χ		1,10	1,10	1,10	1,11	1,11	1,06	1,14
◇◇		⁸⁹ Ac	⁹⁰ Th	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm
Актиноиды	I	5,12	6,08	5,89	6,19	6,20	6,06	5,99	6,09
	A
	χ	1,00	1,11	1,14	1,22	1,22	1,22	1,20	1,20
			⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	¹⁰³ Lr
	I		6,30	6,41	6,52	6,64	6,74	6,84	...
	A	
	χ		1,20	1,20	1,20	1,20	1,20	1,20	1,20

*Шкала электроотрицательности неметаллов:

He, Ne, F, O, Ar, N, Kr, Cl, Br, S, C, Xe, Se, P, Si, I, As, H, Rn, Te, B, At

Убывание χ →

3. МОЛЕКУЛЫ.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ

3.1. Двухатомные частицы. Структурные формулы. Энергия и длина связи. Полярность

Двухатомные химические частицы — молекулы, радикалы и ионы — расположены по алфавиту химических формул. Строение частиц представлено их структурными формулами. Показана кратность химической связи:

A—B — одинарная связь, или σ-связь (одна общая пара электронов)

A=B — двойная связь, или (σ+π)-связь (две общие пары электронов)

A≡B — тройная связь, или (σ+2π)-связь (три общие пары электронов)

Для радикалов и ион-радикалов точкой (·) указаны неспаренные электроны. Возможные собственные (неподеленные) электронные пары атомов опущены. Прочерк означает невозможность изображения структурной формулы.

Экспериментальные данные — энергия химической связи $E_{св}$, длина химической связи $l_{св}$ и постоянный дипольный момент p (только для молекул и радикалов) — отвечают состоянию идеального газа. Многоточие в графах « $l_{св}$ » и « p » означает отсутствие данных, прочерк в графе « p » для ионов — отсутствие (по определению) у них дипольного момента.

Частица	Структурная формула	$E_{св}$, кДж/моль	$l_{св}$, пм	p , Д	Частица	Структурная формула	$E_{св}$, кДж/моль	$l_{св}$, пм	p , Д
Al ₂	Al—Al	175	247	0	² HF	² H—F	572	92	1,95
Br ₂ ⁺	(·Br—Br) ⁺	320	...	—	¹ H ² H	¹ H— ² H	439	74	0
Br ₂	Br—Br	194	228	0	¹ H ³ H	¹ H— ³ H	442	74	0
Br ₂ ⁻	—	86	...	—	¹ HI	¹ H—I	298	161	0,42
BrCl	Br—Cl	219	214	0,57	² HI	² H—I	299	161	0,45
BrF	Br—F	233	176	1,29	¹ HO	¹ H—O·	428	97	1,65
C ₂ ⁺	(C—C·) ⁺	531	146	—	² HO	² H—O·	435	97	1,69
C ₂	C=C	605	134	0	³ HO	³ H—O·	437	97	1,72
C ₂ ⁻	(C=C·) ⁻	786	127	—	¹ HO	(¹ H—O) ⁻	463	96	—
CN ⁺	(C=N) ⁺	477	129	—	I ₂ ⁺	(·I—I) ⁺	254	...	—
CN	C=N·	762	117	0,90	I ₂	I—I	153	267	0
CN ⁻	(C≡N) ⁻	1004	111	—	I ₂ ⁻	—	106	...	—
CO ⁺	(C=O·) ⁺	811	123	—	IBr	I—Br	179	247	1,21
CO	C≡O	1076	113	0,11	ICl	I—Cl	212	232	0,65
Cl ₂ ⁺	(·Cl—Cl) ⁺	392	189	—	IF	I—F	281	191	...
Cl ₂	Cl—Cl	243	199	0	K ₂	K—K	57	392	0
Cl ₂ ⁻	—	124	...	—	N ₂ ⁺	(N=N·) ⁺	846	112	—
ClF	Cl—F	251	163	0,65	N ₂	N≡N	945	110	0
F ₂ ⁺	(·F—F) ⁺	323	133	—	N ₂ ⁻	(·N=N) ⁻	598	...	—
F ₂	F—F	159	141	0	NO ⁺	(N≡O) ⁺	1051	106	—
F ₂ ⁻	—	121	...	—	NO	·N=O	632	115	0,16
¹ H ₂ ⁺	—	260	106	—	NO ⁻	(N=O) ⁻	506	122	—
¹ H ₂	¹ H— ¹ H	436	74	0	Na ₂	Na—Na	73	308	0
¹ H ₂ ⁻	—	≈ 15	...	—	O ₂ ⁺	(·O=O) ⁺	646	112	—
² H ₂	² H— ² H	440	74	0	O ₂	O=O	498	121	0
³ H ₂	³ H— ³ H	443	74	0	O ₂ ⁻	(·O—O) ⁻	397	134	—
¹ HBr	¹ H—Br	366	141	0,79	O ₂ ⁻	(O—O) ²⁻	207	150	—
² HBr	² H—Br	367	141	0,83	P ₂ ⁺	(P=P·) ⁺	430	199	—
¹ HCl	¹ H—Cl	432	128	1,08	P ₂	P≡P	489	189	0
² HCl	² H—Cl	433	128	1,12	S ₂ ⁺	(·S=S) ⁺	522	183	—
¹ HF	¹ H—F	566	92	1,91	S ₂	S=S	426	189	0

3.2. Многоатомные частицы с центральным атомом *sp*-элемента. Тип гибридизации. Геометрическая форма. Энергия и длина связи. Валентные углы. Полярность

Многоатомные частицы AB_n — молекулы, радикалы и ионы — расположены по алфавиту химических формул. Представлены типы гибридизации орбиталей центрального атома А и геометрические формы частиц. В графе «Форма» указаны номера пространственных изображений (см. раздел 3.4). В формулах частиц неподделенные пары электронов показаны двумя точками :, неспаренные электроны — точкой ·. В графе «Связь» первым указан символ центрального атома, многоточие над валентной чертой σ -связи $\overset{\cdot\cdot}{\text{---}}$ отвечает наличию π -составляющей.

Представлены энергии химических связей $E_{\text{св}}$, длины связей $l_{\text{св}}$, валентные углы (обозначения углов см. выше на пространственных изображениях) и постоянные дипольные моменты молекул ρ . Экспериментальные данные для молекул и радикалов отвечают состоянию идеального газа, данные для ионов — состоянию водного раствора или ионного кристалла. Многоточие в графах « $E_{\text{св}}$ », «Валентный угол», « ρ » означает отсутствие данных, прочерк в графе « ρ » — отсутствие (по определению) постоянного дипольного момента у ионов.

Частица	Тип	Форма	Связь	$E_{\text{св}}$, кДж/моль	$l_{\text{св}}$, пм	Валентный угол	ρ , Д
$AlCl_3$	sp^2	2	Al—Cl	421	206	120°	0
$[AlF_6]^{3-}$	sp^3d^2	8	Al—F	...	181	90°	—
$[AlH_4]^-$	sp^3	4	Al—H	...	155	109,5°	—
$[Al(H_2O)_6]^{3+}$	sp^3d^2	8	Al—O	...	188	90°	—
$[Al(OH)_4]^-$	sp^3	4	Al—O	...	175	109,5°	—
BCl_3	sp^2	2	B—Cl	456	174	120°	0
BF_3	sp^2	2	B—F	613	131	120°	0
$[BF_4]^-$	sp^3	4	B—F	...	140	109,5°	—
$[BH_4]^-$	sp^3	4	B—H	...	126	109,5°	—
BO_2	sp	1	$B\overset{\cdot\cdot}{\text{---}}O$...	127	180°	—
$B(OH)_3$	sp^2	2	B—O	536	136	120°	0
$[B(OH)_4]^-$	sp^3	4	B—O	...	147	109,5°	—
$BeCl_2$	sp	1	Be—Cl	461	175	180°	0
BeF_2	sp	1	Be—F	632	140	180°	0
$[BeF_4]^{2-}$	sp^3	4	Be—F	...	155	109,5°	—
$:BrO_3^-$	sp^3	5	$Br\overset{\cdot\cdot}{\text{---}}O$...	178	112°	—
BrO_4^-	sp^3	4	$Br\overset{\cdot\cdot}{\text{---}}O$...	161	109,5°	—
CCl_4	sp^3	4	C—Cl	327	177	109,5°	0
CF_4	sp^3	4	C—F	485	132	109,5°	0
C^1H_4	sp^3	4	C— ¹ H	411	109	109,5°	0
C^2H_4	sp^3	4	C— ² H	...	110	109,5°	0
CO_2	sp	1	$C\overset{\cdot\cdot}{\text{---}}O$	803	117	180°	0
CO_3^{2-}	sp^2	2	$C\overset{\cdot\cdot}{\text{---}}O$...	129	120°	—
CS_2	sp	1	$C\overset{\cdot\cdot}{\text{---}}S$	573	155	180°	0

Частица	Тип	Форма	Связь	$E_{св}$, кДж/моль	$\rho_{св}$, пм	Валентный угол	ρ , Д
$Cl_3N:$	sp^3	5	N—Cl	313	176	108°	...
$::ClO_2$	sp^3	6	Cl \equiv O	258	147	118°	0,78
$::ClO_2^-$	sp^3	6	Cl \equiv O	...	157	111°	—
$:ClO_3^-$	sp^3	5	Cl \equiv O	...	145	106°	—
ClO_4^-	sp^3	4	Cl \equiv O	...	148	109,5°	—
$Cl_2O::$	sp^3	6	O—Cl	209	170	111°	1,69
HCN	sp	1	C—H	531	107	180°	2,96
			C \equiv N	887	115		
HClO::	sp^3	6	HO—Cl	218	169	103°	...
HClO ₄	sp^3	4	Cl—OH	...	164	106°	...
			Cl \equiv O	...	141	113°	
H(:N)O ₂	sp^2	3	N—OH	...	144	111°	...
			N \equiv O	...	117		
HNO ₃	sp^2	2	N—OH	...	141	115°	2,16
			N \equiv O	...	121	130°	
¹ H ₂ O::	sp^3	6	O— ¹ H	459	96	105°	1,86
² H ₂ O::	sp^3	6	O— ² H	472	97	105°	1,87
(H ₃ O) ⁺	sp^3	5	O—H	...	95	109°	—
H ₃ PO ₄	sp^3	4	P—OH	...	157	112°	...
			P \equiv O	...	152	106°	
¹ H ₂ S::	sp^3	6	S— ¹ H	363	134	92°	0,93
² H ₂ S::	sp^3	6	S— ² H	373	135	92°	0,94
H ₂ SO ₄	sp^3	4	S—OH	...	153	100°	...
			S \equiv O	...	142	125°	
$:IO_3^-$	sp^3	5	I \equiv O	...	182	97°	—
IO_4^-	sp^3	4	I \equiv O	...	178	109,5°	—
IO_6^{5-}	sp^3d^2	8	I \equiv O	...	185	90°	—
N_3^-	sp	1	N \equiv N	...	117	180°	—
NCS ⁻	sp	1	C \equiv N	...	122	180°	—
			C \equiv S	...	158		
$:NF_3$	sp^3	5	N—F	281	137	102°	0,24
$::NH_2^-$	sp^3	6	N—H	...	103	104°	—
$:N^1H_3$	sp^3	5	N— ¹ H	386	103	107°	1,46
$:N^2H_3$	sp^3	5	N— ² H	399	103	107°	1,50
NH ₄ ⁺	sp^3	4	N—H	...	104	109,5°	—
$:NH_2OH$	sp^3	5	N—H	...	102	107°	...
			N—OH	...	145	103°	
NH ₃ OH ⁺	sp^3	4	N—H	...	99	...	—
			N—OH	...	141	...	
NO ₂ ⁺	sp	1	N \equiv O	...	110	180°	—
$\cdot NO_2$	sp^2	3	N \equiv O	607	120	134°	0,32
$:NO_2^-$	sp^2	3	N \equiv O	...	124	115°	—
NO ₃ ⁻	sp^2	2	N \equiv O	...	124	120°	—
N ₂ O	sp	1	N \equiv N	678	113	180°	0,17
			N \equiv O	435	118		
$:O_3$	sp^2	3	O \equiv O	201	127	117°	0,53
$::O_3^-$	sp^3	6	O—O	...	138	108°	—
$::OF_2$	sp^3	6	O—F	190	141	103°	0,30
$:PCl_3$	sp^3	5	P—Cl	326	204	100°	0,78
PCl ₄ ⁺	sp^3	4	P—Cl	...	198	109,5°	—
PCl ₅	sp^3d	7	P—Cl*	260	212	α 90°	0
			P—Cl	...	202	β 120°	

Частица	Тип	Форма	Связь	$E_{\text{св}}$ кДж/моль	$l_{\text{св}}$ пм	Валентный угол	ρ , Д
$[\text{PCl}_6]^-$	sp^3d^2	8	P—Cl	...	207	90°	—
$:\text{PF}_3$	sp^3	5	P—F	490	156	97°	1,03
PF_5	sp^3d	7	P—F*	461	158	α 90°	0
			P—F		153	β 120°	
$[\text{PF}_6]^-$	sp^3d^2	8	P—F	...	159	90°	—
$:\text{PH}_3$	sp^3	5	P—H	322	141	94°	0,58
PH_4^+	sp^3	4	P—H	...	142	109,5°	—
PO_4^{3-}	sp^3	4	P $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$...	156	109,5°	—
$:\text{SCl}_2\text{O}$	sp^3	5	S—Cl	226	208	96°	1,44
			S $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$	532	144	106°	
SCl_2O_2	sp^3	4	S—Cl	...	201	100°	1,80
			S $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$...	140	124°	
SF_6	sp^3d^2	8	S—F	329	156	90°	0
$:\text{SO}_2$	sp^2	3	S $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$	537	143	119°	1,67
SO_3	sp^2	2	S $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$	471	142	120°	0
$:\text{SO}_3^{2-}$	sp^3	5	S $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$...	152	105°	—
SO_4^{2-}	sp^3	4	S $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$...	147	109,5°	—
SiCl_4	sp^3	4	Si—Cl	381	202	109,5°	0
SiF_4	sp^3	4	Si—F	565	156	109,5°	0
$[\text{SiF}_6]^{2-}$	sp^3d^2	8	Si—F	...	170	90°	—
SiH_4	sp^3	4	Si—H	318	148	109,5°	0
SiO_2	sp	1	Si $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$	452	155	180°	0
SiO_4^{4-}	sp^3	4	Si $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$...	157	109,5°	—
$:\text{SnCl}_2$	sp^2	3	Sn—Cl	386	242	100°	...
$[:\text{SnCl}_3]^-$	sp^3	5	Sn—Cl	...	243	...	—
SnCl_4	sp^3	4	Sn—Cl	323	228	109,5°	0
$[\text{SnCl}_6]^{2-}$	sp^3d^2	8	Sn—Cl	...	233	90°	—
$[:\text{Sn}(\text{OH})_3]^-$	sp^3	5	Sn—O	...	207	...	—
$[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$	sp^3d^2	8	Sn—O	...	206	90°	—

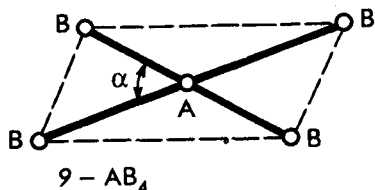
3.3. Многоатомные частицы с центральным атомом d-элемента. Геометрическая форма. Энергия и длина связи. Строение d-подуровня. Магнитный момент. Цвет

Многоатомные частицы AB_n ($n \geq 2$) — молекулы и ионы — расположены по алфавиту химических формул. Представлены геометрические формы частиц (указаны номера пространственных изображений, см. ниже) и длины химических связей $l_{\text{св}}$, а в примечании к таблице — энергии связей в некоторых молекулах. В графе «Связь» первым показан символ центрального атома А, многооточие над валентной чертой $\overset{\cdot\cdot\cdot}{\text{O}}$ соответствует π -составляющей.

Используются пространственные изображения некоторых геометрических форм раздела 3.4:

1 — частицы AB_2
 2 — частицы AB_3
 4 — частицы AB_4

7 — частицы AB_5
 8 — частицы AB_6



и, кроме того, пространственное изображение еще одной геометрической формы 9 — плоскоквадратной для частиц AB_4 (см. слева).

Валентная характеристика центрального атома представлена степенью окисления элемента и электронной формулой $(n-1)d$ -подуровня связанного атома, а также распределением электронов в нем (следующие по увеличению энергии ns -, np - и nd -подуровни электронов не содержат) и магнитным моментом μ частиц. Распределение электронов в $(n-1)d$ -подуровне отражено числом электронных пар (e_2) и неспаренных электронов (e_1).

Цвет молекулярных веществ дан для конденсированного (твердого или жидкого) состояния в комнатных условиях, остальные экспериментальные данные — для состояния идеального газа; все данные для ионов отвечают состоянию водного раствора.

Многоточие в графах « $l_{св}$ », « μ » отвечает отсутствию данных.

Частица	Форма	Связь	$l_{св}$, пм	$(n-1)d$ -Подуровень			μ , μ_B	Цвет
				Формула	e_2	e_1		
$[Ag(CN)_2]^-$	1	Ag—C	213	$Ag^1 4d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
$[Ag(NH_3)_2]^+$	1	Ag—N	188	$Ag^1 4d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
$[AuCl_4]^-$	9	Au—Cl	224	$Au^{III} 5d^8$	4	0	0	Св.-желт.
$CdCl_2$	1	Cd—Cl	221 ^a	$Cd^{II} 4d^{10}$	5	0	0	Бел.
$[Cd(H_2O)_6]^{2+}$	8	Cd—O	...	$Cd^{II} 4d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
$[Cd(NH_3)_6]^{2+}$	8	Cd—N	...	$Cd^{II} 4d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
$CoCl_2$	1	Co—Cl	212 ^a	$Co^{II} 3d^7$	2	3	...	Голуб.
$[CoCl_4]^{2-}$	4	Co—Cl	234	$Co^{II} 3d^7$	2	3	4,70	Син.
$[Co(H_2O)_6]^{2+}$	8	Co—O	...	$Co^{II} 3d^7$	2	3	4,90	Розов.
$[Co(NCS)_4]^{2-}$	4	Co—N	...	$Co^{II} 3d^7$	2	3	4,30	Син.
$[Co(NH_3)_6]^{2+}$	8	Co—N	...	$Co^{II} 3d^7$	2	3	5,04	Св.-желт.
$[Co(NH_3)_6]^{3+}$	8	Co—N	...	$Co^{III} 3d^6$	3	0	0	Т.-желт.
$[Co(NO_2)_6]^{3-}$	8	Co—N	...	$Co^{III} 3d^6$	3	0	0	Желт.
$[Cr(CO)_6]$	8	$Cr \equiv C$	192 ^a	$Cr^0 3d^6$	3	0	0	Бел.
$[Cr(Cl)O_3]^-$	4	Cr—Cl	219	$Cr^{VI} 3d^0$	0	0	0	Оранжев.
		$Cr \equiv O$	161					
$[Cr(H_2O)_6]^{2+}$	8	Cr—O	...	$Cr^{II} 3d^4$	0	4	4,80	Син.
$[Cr(H_2O)_6]^{3+}$	8	Cr—O	201	$Cr^{III} 3d^3$	0	3	3,85	Серо-син.
CrO_3	2	$Cr \equiv O$	163 ^a	$Cr^{VI} 3d^0$	0	0	0	Красн.
CrO_4^{2-}	4	$Cr \equiv O$	166	$Cr^{VI} 3d^0$	0	0	0	Желт.
$[Cr(OH)_6]^{3-}$	8	Cr—O	189	$Cr^{III} 3d^3$	0	3	3,75	Зелен.
$[CuCl_2]^-$	1	Cu—Cl	234	$Cu^I 3d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
$[Cu(H_2O)_4]^{2+}$	9	Cu—O	...	$Cu^{II} 3d^9$	4	1 ^o	1,80	Голуб.
$[Cu(NH_3)_2]^+$	1	Cu—N	...	$Cu^I 3d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.

Частица	Форма	Связь	$t_{св. пм}$	(n-1)d-Подуровень			μ, μ_B	Цвет
				Формула	e_2	e_1		
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	9	Cu-N	205	$\text{Cu}^{II}3d^9$	4	1 ⁶	1,89	Т.-син.
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	8	Fe-N	200	$\text{Fe}^{III}3d^5$	2	1	2,40	Желт.-зелен.
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	8	Fe-C	189	$\text{Fe}^{II}3d^6$	3	0	0	Св.-желт.
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	7	$\text{Fe}^{\equiv}\text{C}^*$	180 ^a	Fe^03d^8	4	0	0	Желт.
		$\text{Fe}^{\equiv}\text{C}$	184 ^a					
FeCl_2	1	Fe-Cl	217 ^a	$\text{Fe}^{II}3d^6$	1	4	...	Бел.
FeCl_3	2	Fe-Cl	213 ^a	$\text{Fe}^{III}3d^5$	0	5	...	Т.-коричнев.
$[\text{FeF}_6]^{3-}$	8	Fe-F	203	$\text{Fe}^{III}3d^5$	0	5	5,98	Бесцветн.
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	8	Fe-O	210	$\text{Fe}^{II}3d^6$	1	4	5,30	Св.-зелен.
$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	8	Fe-O	207	$\text{Fe}^{III}3d^5$	0	5	5,90	Коричнев.
FeO_4^{2-}	4	$\text{Fe}^{\equiv}\text{O}$	165	$\text{Fe}^{VI}3d^2$	0	2	2,85	Красн.
HgCl_2	1	Hg-Cl	225 ^a	$\text{Hg}^{II}5d^{10}$	5	0	0	Бел.
$[\text{Hg}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	4	Hg-O	238	$\text{Hg}^{II}5d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
		Hg-I	277					
HgI_2	1	Hg-I	259 ^a	$\text{Hg}^{II}5d^{10}$	5	0	0	Красн.
$[\text{HgI}_4]^{2-}$	4	Hg-I	278	$\text{Hg}^{II}5d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
$[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	8	Mn-O	...	$\text{Mn}^{II}3d^5$	0	5	5,96	Св.-розов.
MnO_4^-	4	$\text{Mn}^{\equiv}\text{O}$	163	$\text{Mn}^{VII}3d^0$	0	0	0	Фиол.
MnO_4^{2-}	4	$\text{Mn}^{\equiv}\text{O}$	166	$\text{Mn}^{VI}3d^1$	0	1	1,80	Зелен.
MnO_4^-	4	$\text{Mn}^{\equiv}\text{O}$	171	Mn^V3d^2	0	2	...	Син.
$[\text{Ni}(\text{CO})_4]$	4	$\text{Ni}^{\equiv}\text{C}$	184 ^a	Ni^03d^{10}	5	0	0	Бесцветн.
NiCl_2	1	Ni-Cl	206 ^a	$\text{Ni}^{II}3d^8$	3	2	...	Желт.
$[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	8	Ni-O	...	$\text{Ni}^{II}3d^8$	3	2	3,20	Ярко-зелен.
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	8	Ni-N	...	$\text{Ni}^{II}3d^8$	3	2	3,11	Син.
$[\text{PtCl}_6]^{2-}$	8	Pt-Cl	232	$\text{Pt}^{IV}5d^6$	3	0	0	Желт.
$[\text{Sc}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	8	Sc-O	...	$\text{Sc}^{III}3d^0$	0	0	0	Бесцветн.
TiCl_4	4	Ti-Cl	231 ^a	$\text{Ti}^{IV}3d^0$	0	0	0	Бесцветн.
$[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	8	Ti-O	...	$\text{Ti}^{III}3d^1$	0	1	1,75	Фиол.
$[\text{V}(\text{CO})_6]$	8	$\text{V}^{\equiv}\text{C}$	201	V^03d^5	2	1	...	Сине-зелен.
VCl_4	4	V-Cl	214 ^a	$\text{V}^{IV}3d^1$	0	1	...	Красн.
$[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$	8	V-O	240	$\text{V}^{II}3d^3$	0	3	3,86	Фиол.
$[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	8	V-O	235	$\text{V}^{III}3d^2$	0	2	2,76	Сине-зелен.
$[\text{V}(\text{H}_2\text{O})_5\text{O}]^{2+}$	8	V-O	230	$\text{V}^{IV}3d^1$	0	1	1,75	Син.
		$\text{V}^{\equiv}\text{O}$	167					
VO_4^{3-}	4	$\text{V}^{\equiv}\text{O}$	175	V^V3d^0	0	0	0	Бесцветн.
$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	4	Zn-C	202	$\text{Zn}^{II}3d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
ZnCl_2	1	Zn-Cl	205 ^a	$\text{Zn}^{II}3d^{10}$	5	0	0	Бел.
$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	4	Zn-O	198	$\text{Zn}^{II}3d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	4	Zn-N	...	$\text{Zn}^{II}3d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.
$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	4	Zn-O	192	$\text{Zn}^{II}3d^{10}$	5	0	0	Бесцветн.

^a Энергия связи (кДж/моль):

Cd-Cl 276	$\text{Fe}^{\equiv}\text{C}$ 120	$\text{Ni}^{\equiv}\text{C}$ 143
Co-Cl 378	$\text{Fe}^{II}-\text{Cl}$ 405	$\text{Ni}-\text{Cl}$ 367
Cr-C 124	$\text{Fe}^{III}-\text{Cl}$ 345	Ti-Cl 430
$\text{Cr}^{\equiv}\text{O}$ 479	Hg-Cl 226	V-Cl 382
$\text{Fe}^{\equiv}\text{C}^*$ 120	Hg-I 145	Zn-Cl 320

⁶ $3d^9 \rightarrow 3d^84d^1$

3.4. Определение типа гибридизации и геометрической формы многоатомных частиц с центральным атомом sp -элемента

Понятие о гибридизации атомных орбиталей позволяет определить (предсказать) геометрическую форму частиц AB_n (молекулы, радикалы, ионы), где A — центральный атом sp -элемента, B — концевые атомы (связанные с атомом A каждый по отдельности) или группы атомов. (В этом случае символ B относится к атому группы, непосредственно связанному с атомом A , например атому O в группах H_2O и OH^- .)

Геометрическая форма частиц AB_n определяется стереохимическим (пространственным) расположением осей валентных гибридных орбиталей атома A , т. е. расположением в пространстве σ -связей $A-B$, что, в свою очередь, зависит от типа гибридизации орбиталей атома A .

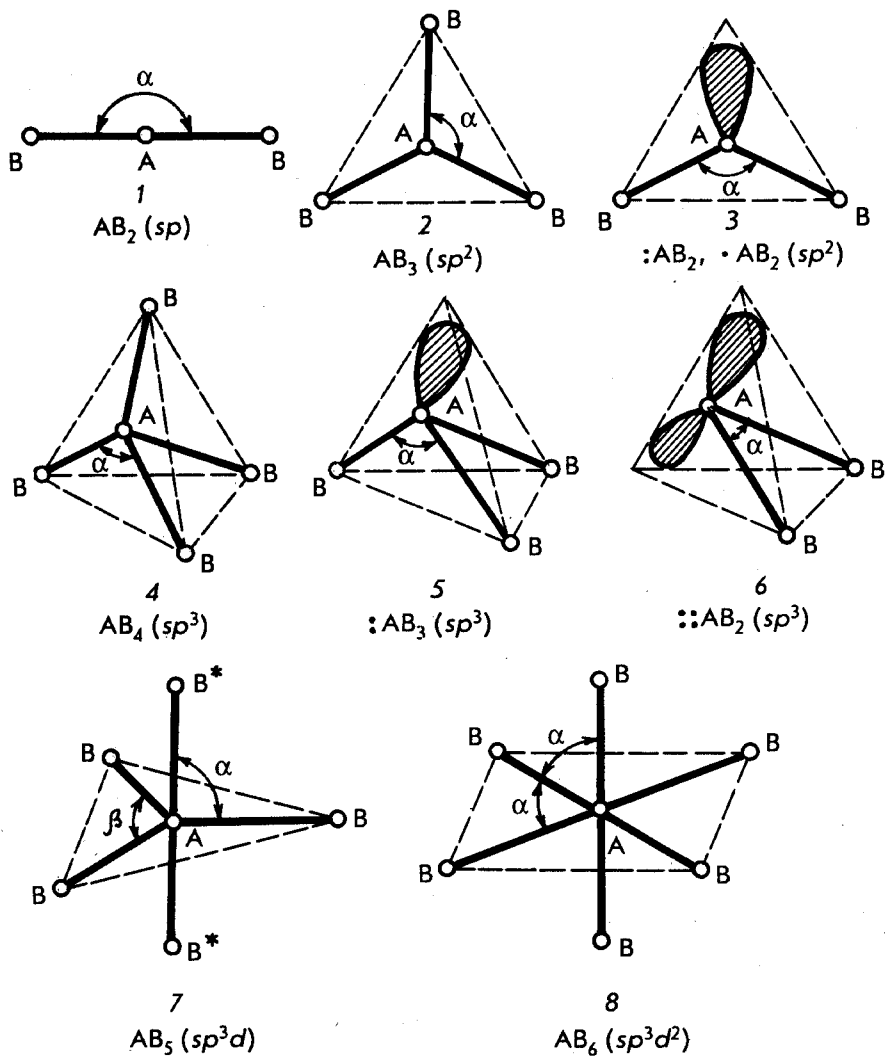
Тип гибридизации	Геометрическая форма	Частицы AB_n (номер изображения)
sp	Линейная (дигональная)	AB_2 (1)
sp^2	Треугольная (тригональная) <i>Та же, незавершенная</i>	AB_3 (2) : AB_2 , · AB_2 (3)
sp^3	Тетраэдрическая <i>Та же, незавершенная</i> <i>Та же, дважды незавершенная</i>	AB_4 (4) : AB_3 (5) :: AB_2 , ··: AB_2 (6)
sp^3d sp^3d^2	Тригонально-бипирамидальная Октаэдрическая	AB_5 (7) AB_6 (8)

Пространственные изображения геометрических форм частиц AB_n (номера 1—8) показаны на рисунках.

В записи типов гибридизации соблюдается обычный энергетический порядок указания подуровней $ns - np - nd$ (см. раздел 2.2).

В число гибридных орбиталей включаются валентные орбитали атома A , участвующие в образовании σ -связей $A-B$ и содержащие неподеленную пару валентных электронов (в формулах частиц обозначена двумя точками) или неспаренный электрон (обозначен точкой). При наличии гибридной орбитали (орбиталей) с парой электронов или с неспаренным электроном геометрическая форма называется незавершенной. На рисунках геометрических форм частиц AB_n орбитали с неподеленными парами (неспаренными электронами) изображены заштрихованными «лепестками» (номера 3, 5, 6), а на рисунках конкретных частиц — «лепестками» с обычным указанием электронов стрелками, как в разделе 2.2 (см. ниже, примеры 2, 4).

Алгоритм определения геометрической формы частиц AB_n через тип гибридизации валентных орбиталей центрального атома A sp -элемента:



а) рассчитываются по формуле частицы степени окисления элементов А и В;

б) составляются (в соответствии с данными раздела 2.1) электронные формулы валентных подуровней заряженных атомов А и В (заряды считаются равными степеням окисления) и устанавливается донорная или акцепторная функция этих атомов при образовании σ -связи $A \leftarrow B$ (А — акцептор, В — донор пары электронов) или $A \rightarrow B$ (А — донор, В — акцептор пары электронов);

в) указывается число σ -связей А—В;

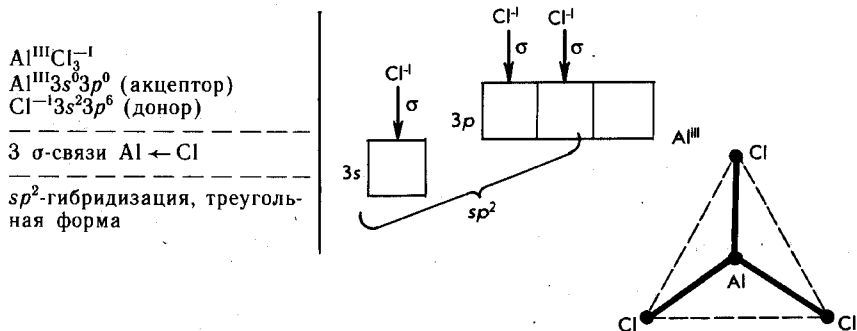
г) изображается энергетическая диаграмма валентных подуровней заряженного атома А (в соответствии с разделом 2.2), причем у катионов электроны удаляются по диаграмме справа налево с полным освобождением орбиталей (а не в порядке заполнения ими орбиталей);

д) изображаются σ -связи $A \leftarrow B$ или $A \rightarrow B$;

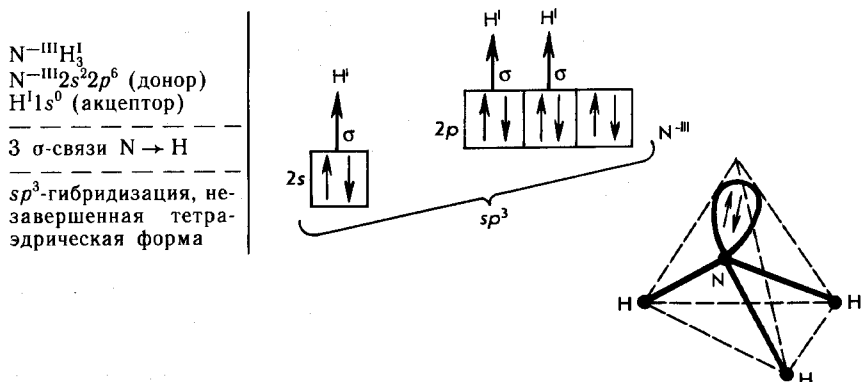
е) фиксируется тип гибридизации на диаграмме, т. е. перечисляются обозначения валентных подуровней атома А ($ns - np - nd$) с указанием числа их орбиталей (верхним индексом, число 1 опускается), участвующих в образовании σ -связей А—В и содержащих пары электронов (неспаренные электроны), при этом свободные орбитали атома А не учитываются;

ж) устанавливается (по приведенной выше таблице) геометрическая форма частиц AB_n и дается их пространственное изображение (по соответствующим рисункам).

Пример 1. Хлорид алюминия $AlCl_3$



Пример 2. Аммиак NH_3

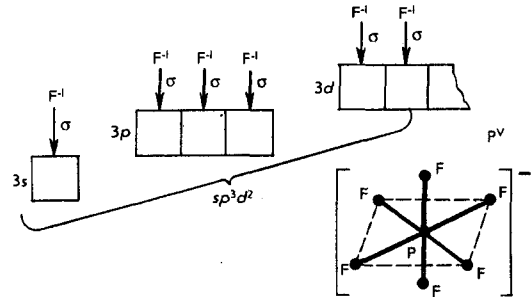


Пример 3. Гексафторофосфат (V)-ион $[\text{PF}_6]^-$

$[\text{P}^{\text{V}}\text{F}_6^{-1}]^-$
 $\text{P}^{\text{V}}3s^03p^03d^0$ (акцептор)
 $\text{F}^{-1}2s^22p^6$ (донор)

6 σ -связей $\text{P} \leftarrow \text{F}$

sp^3d^2 -гибридизация, октаэдрическая форма



Если атомы В — это атомы кислорода или (реже) атомы других элементов (концевые атомы, не связанные в группы), каждый из которых способен быть донором двух (или большего числа) пар электронов, то в частицах AB_n формируются (помимо σ -связей) также и π -связи. Последние не определяют геометрической направленности связей, уже зафиксированной при σ -связывании, но упрочняют их.

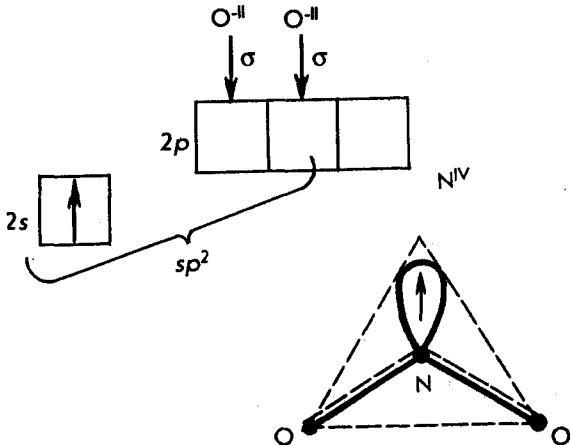
В алгоритме определения типа гибридизации и геометрической формы π -связывание учитывается в этапе в), где указывается число связей, и в этапе ж), где на рисунке геометрической формы образование π -связей изображается обычной чертой (если π -связь двухцентровая, т. е. концевой атом В один, например атом N в примере 5, см. ниже) или пунктиром рядом с σ -связями (если π -связь многоцентровая, т. е. концевых атомов два или более, например два атома О в примере 4, см. ниже).

Пример 4. Диоксид азота NO_2

$\text{N}^{\text{IV}}\text{O}_2^{-\text{II}}$
 $\text{N}^{\text{IV}}2s^12p^0$ (акцептор)
 $\text{O}^{-\text{II}}2s^22p^2p^{1+1}p^{1+1}$ (донор)

2 σ -, π -связи $\text{N} \leftarrow \text{O}$

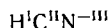
sp^2 -гибридизация, незавершенная треугольная форма



Здесь валентный $2p$ -подуровень атома $\text{O}^{-\text{II}}$ разделен по орбиталам ($2p_{rrr}$) и показано насыщение подуровня свободного атома

O ($2p^2p^1p^1$, см. раздел 2.2) двумя дополнительными электронами ($2p^2p^{1+1}p^{1+1}$). Эти две образовавшиеся пары электронов участвуют в формировании двух связей N—O с трехцентровым π -связыванием (σ -, π -связи).

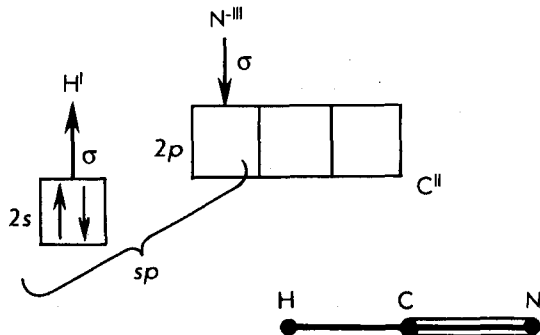
Пример 5. Циановодород HCN



$H^I 1s^0$ (акцептор)
 $N^{-III} 2s^2 2p^{1+1} 2p^{1+1} 2p^{1+1}$ (донор)
 $C^{II} 2s^2 2p^0$ (донор, акцептор)

1 σ -связь C → H,
 1 σ -, π -, π -связь C ← N

sp -гибридизация, линейная форма



Здесь валентный $2p$ -подуровень атома N^{-III} насыщен тремя дополнительными электронами ($2s^2 2p^{1+1} 2p^{1+1} 2p^{1+1}$) и этот атом — донор трех пар электронов в образовавшейся двухцентрковой σ -, π -, π -связи $C \equiv N$; центральный атом C^{II} , кроме того что он акцептор пар электронов со стороны атома N^{-III} , он еще и донор своей пары электронов по отношению к атому H^I — акцептору этой пары.

Частица AB_n с атомами В одного и того же элемента и при отсутствии гибридной орбитали с парой электронов (неспаренным электроном) классифицируется как геометрически правильная, т. е. содержащая одинаковые по длине связи А—В и следующие валентные углы:

Геометрическая форма	Валентный угол
Линейная (sp)	$\alpha = 180^\circ$
Треугольная (sp^2)	$\alpha = 120^\circ$
Тетраэдрическая (sp^3)	$\alpha = 109,5^\circ$
Тригонально-бипирамидальная (sp^3d)	$\alpha = 90^\circ, \beta = 120^\circ$
Октаэдрическая (sp^3d^2)	$\alpha = 90^\circ$

(Обозначения валентных углов см. на рисунках.)

В противном случае, когда В — атомы разных элементов (например, H и N в HCN) или разные группы атомов (например, O и OH в $HClO_4$) и имеется хотя бы одна орбиталь с парой электронов (неспаренным электроном), частица будет геометрически искаженной, т. е. содержащей различные по длине связи А—В и несколько отличающиеся от правильных значений валентные углы.

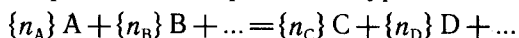
Результаты предсказания типа гибридизации и геометрической формы, а также примеры правильных и искаженных по длинам связей и значениям валентных углов для различных частиц АВ_n с центральным атомом *sp*-элемента см. в разделе 3.2. Для частиц с центральным атомом *d*-элемента (см. раздел 3.3) предсказание геометрического строения только по составу частицы невозможно и здесь не рассматривается.

4. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

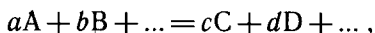
4.1. Уравнения реакций.

Молекулярные и ионные уравнения. Уравнения гидролиза и электролиза

Химическая реакция изображается уравнением

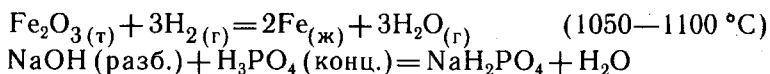


или



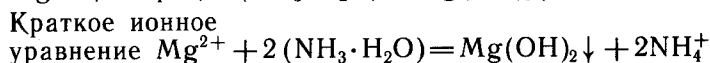
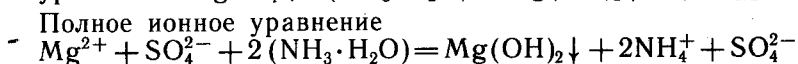
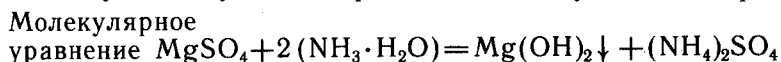
где вещества А, В ..., формулы которых стоят слева от знака равенства, называются реагентами (исходными веществами), вещества С, D, ..., формулы которых стоят справа, — продуктами этой реакции (конечными веществами), целочисленные параметры $\{n_A\}=a$, $\{n_B\}=b$, $\{n_C\}=c$, $\{n_D\}=d$, ... — стехиометрическими коэффициентами. Знак равенства означает полное (необратимое) протекание реакции. При необходимости указать что-либо над знаком равенства он заменяется стрелкой (→).

Любая химическая реакция вне зависимости от агрегатного состояния веществ (реагентов, продуктов), вида химической среды и условий проведения изображается молекулярным уравнением, например

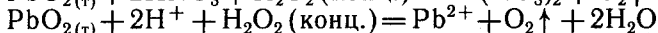
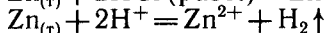
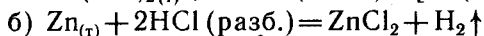
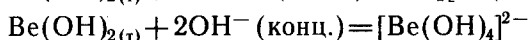
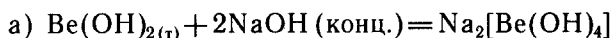


Химическая реакция, протекающая в водном растворе при участии ионов, изображается молекулярным и ионным уравнениями. В ионном уравнении все сильные электролиты записываются в виде формул их ионов, а твердые и газообразные вещества и слабые электролиты (включая воду) — в виде изображений их формульных единиц — формул реальных или условных молекул (*правило Бертолле*). Справа от формулы осадка продукта ставится стрелка, направленная вниз (↓), а справа от формулы газа — стрелка, направленная вверх (↑).

В полном ионном уравнении указываются формулы всех ионов, а в кратком ионном уравнении одинаковые по химическому составу и числу ионы справа и слева опускаются. Пример:



При известном навыке полное ионное уравнение может быть опущено и после молекулярного уравнения сразу записывается краткое ионное уравнение, например

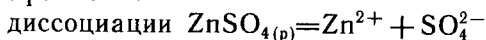


Агрегатное состояние веществ указывается при необходимости (для правильного понимания химизма процесса), а в термохимических уравнениях (подробнее об их записи см. в разделе 12, рубрика "Q") указание на агрегатное состояние обязательно.

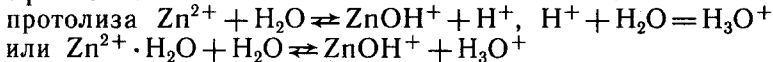
Гидролиз солей представляется в виде системы двух уравнений — *электролитической диссоциации* (необратимый процесс) и собственно *гидролиза*, или *протолиза* (обратимый процесс, вместо знака равенства ставится знак обратимости \rightleftharpoons), например

а) гидролиз соли по катиону:

Уравнение



Уравнение

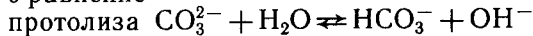


б) Гидролиз соли по аниону:

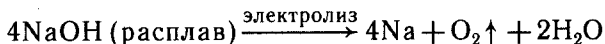
Уравнение



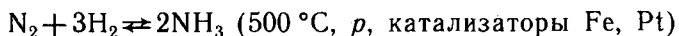
Уравнение



Уравнения электролиза (электрохимических реакций) сопровождаются указанием на вид процесса, например



В уравнение реакции включаются при необходимости указания на условия проведения процесса (температура, давление, катализатор), например



различные константы — тепловой эффект реакции, константа кислотности, стандартный потенциал, произведение растворимости и др., а также названия малоизвестных веществ, характерная окраска реагентов и продуктов и прочие сведения, позволяющие правильно разобраться в химизме процесса.

4.2. Энергетика и направление реакций

4.2.1. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКАЯ ВОЗМОЖНОСТЬ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ

Термодинамическая возможность самопроизвольного протекания химических реакций в стандартных условиях определяется стандартной энергией Гиббса реакции:

$\Delta G_T^\circ < 0$ — прямая реакция протекает

$\Delta G_T^\circ > 0$ — прямая реакция невозможна

Для некоторой обратимой реакции в соответствии с уравнением $\Delta G_T^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, где ΔH° — стандартная энтальпия и ΔS° — стандартная энтропия реакции, в зависимости от значений ΔH° и ΔS° и температуры T величина ΔG_T° может принять: отрицательное значение ($\Delta G_T^\circ < 0$), и тогда прямая реакция становится преобладающей;

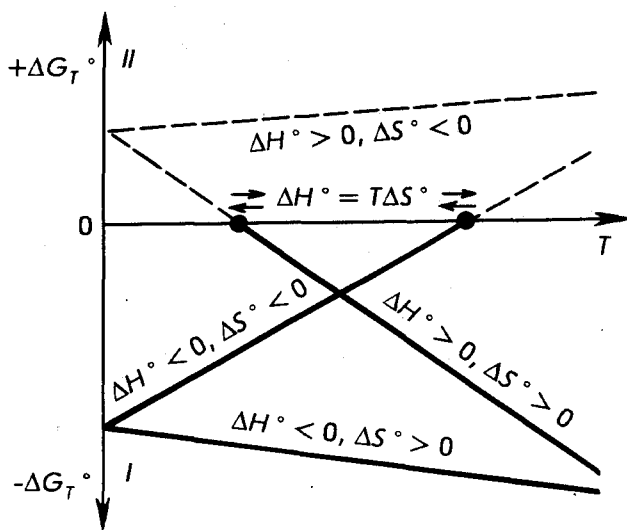
положительное значение ($\Delta G_T^\circ > 0$), и тогда обратная реакция становится преобладающей;

нулевое значение ($\Delta G_T^\circ = 0$), и тогда оба направления реакции становятся равновозможными (состояние равновесия).

При этом для реакций с одинаковым по знаку набором значений ΔH° и ΔS° (либо $\Delta H^\circ < 0$ и $\Delta S^\circ < 0$, либо $\Delta H^\circ > 0$ и $\Delta S^\circ > 0$) при изменении температуры величина ΔG_T° меняет знак (проходит через нулевое значение). Другими словами, преобладающее направление таких реакций можно изменить с помощью нагревания или охлаждения. Реакции с разными по знаку наборами значений ΔH° и ΔS° имеют постоянную по знаку величину ΔG_T° и не меняют ее при изменении температуры (см. рисунок). Из практики известно, что при значениях $\Delta G_T^\circ < -(40-80)$ кДж реакции протекают практически необратимо в прямом направлении (слева направо по уравнению реакции).

Расчет значений ΔG_T° см. в разделе 12, рубрика " ΔG_T° ".

Определение возможности протекания обменных реакций в водном растворе проводится по данным о растворимости твердых и газообразных веществ (см. раздел 7) и силе электролитов



(см. раздел 6.1). При малой растворимости продукта выпадает его осадок или он выделяется в виде газа, а при малой степени протекания электролитической диссоциации (протолиза) образуется продукт — слабый электролит, в том числе и вода; сама реакция в этих случаях протекает практически необратимо.

Для окислительно-восстановительных реакций в водном растворе возможность их протекания устанавливается сравнением значений стандартных потенциалов окислителя и восстановителя (см. раздел 5.4).

4.2.2. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ КОНСТАНТЫ ВЕЩЕСТВ

Представлены стандартная энтальпия образования ΔH° , стандартная энтропия S° и стандартная энергия Гиббса образования ΔG_{298}° для индивидуальных веществ (атомных, молекулярных, ионных, металлических) в различных агрегатных состояниях. Для большинства твердых веществ указана конкретная кристаллическая система (сингония).

Характеристики свободного электрона e^- : ΔH° (кДж/моль) = 0; S° [Дж/(К·моль)] = 20,869; ΔG_{298}° (кДж/моль) = 0.

Многоточие означает отсутствие данных.

Сокращения:

ам. — аморфный	ромб. — ромбический
гекс. — гексагональный	тв. — твердый
жидк. — жидкий	тетр. — тетрагональный
куб. — кубический	триг. — тригональный
мон. — моноклинный	трикл. — триклинный

Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° Дж/ К·моль	ΔG°_{298} кДж/ моль	Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° Дж/ К·моль	ΔG°_{298} кДж/ моль
Ag (куб.)	0	43	0	CO (газ)	-110	198	-137
AgCl (куб.)	-127	96	-110	CO ₂ (газ)	-393	214	-394
AgNO ₃ (ромб.)	-124	141	-33	CS ₂ (жидк.)	+88	151	+64
Ag ₂ O (куб.)	-31	121	-11	Ca (гекс.)	0	42	0
Ag ₂ S (мон.)	-33	144	-41	CaC ₂ (тетр.)	-62	70	-67
Ag ₂ SO ₄ (ромб.)	-715	200	-618	CaCO ₃ (триг.)	-1207	92	-1128
Al (куб.)	0	28	0	CaCl ₂ (ромб.)	-794	114	-749
Al ₄ C ₃ (триг.)	-208	89	-196	CaF ₂ (куб.)	-1228	69	-1176
AlCl ₃ (мон.)	-704	111	-629	CaH ₂ (ромб.)	-175	42	-136
Al ₂ O ₃ (гекс.)	-1675	51	-1582	CaHPO ₄ (трикл.)	-1813	111	-1680
Al(OH) ₃ (мон.)	-1295	70	-1157	Ca(H ₂ PO ₄) ₂ (тв.)	-3115	190	-2812
AlO(OH) (ромб.)	-994	42	-917	CaMg(CO ₃) ₂ (гекс.)	-2315	155	-2152
AlPO ₄ (гекс.)	-1734	91	-1618	Ca(NO ₃) ₂ (куб.)	-938	193	-743
Al ₂ S ₃ (гекс.)	-509	96	-492	CaO (куб.)	-635	40	-604
Al ₂ (SO ₄) ₃ (гекс.)	-3441	239	-3100	CaO (тетр.)	-659	43	-598
As (сер., гекс.)	0	36	0	Ca(OH) ₂ (триг.)	-985	83	-897
As (желт., ромб.)	+8	Ca ₃ (PO ₄) ₂ (триг.)	-4125	236	-3889
As ₄ (газ)	+143	330	+88	Ca ₅ (PO ₄) ₃ F (гекс.)	-6888	388	-6507
Au (куб.)	0	48	0	CaSO ₄ (ромб.)	-1434	107	-1322
B (гекс.)	0	6	0	CaSiO ₃ (трикл.)	-1635	82	-1550
BCl ₃ (газ)	-404	290	-389	Ca ₂ SiO ₄ (мон.) (CaTi)O ₃	-2308	128	-2193
B ₂ H ₆ (газ)	+35	232	+87	(мон.)	-1662	94	-1577
B ₂ O ₃ (гекс.)	-1272	54	-1193	CaWO ₄ (тетр.)	-1641	126	-1534
B(OH) ₃ (трикл.)	-1094	89	-969	Cd (гекс.)	0	52	0
Ba (куб.)	0	61	0	CdO (куб.)	-258	55	-228
BaCl ₂ (ромб.)	-845	124	-797	Cl ₂ (газ)	0	223	0
BaO (куб.)	-538	70	-510	Cl ₃ N (жидк.)	+230
Ba(OH) ₂ (ромб.)	-943	100	-854	ClO ₂ (газ)	+104	257	+122
BaSO ₄ (ромб.)	-1458	132	-1347	Cl ₂ O (газ)	+76	266	+94
Be (гекс.)	0	10	0	Cl ₂ O ₇ (газ)	+287	565	+399
BeCl ₂ (ромб.)	-491	83	-446	Co (гекс.)	0	30	0
BeO (гекс.)	-607	14	-578	Cr (куб.)	0	24	0
Be(OH) ₂ (тетр.)	-903	55	-816	CrCl ₂ (ромб.)	-395	115	-356
Bi (триг.)	0	57	0	CrCl ₃ (триг.)	-516	123	-446
BiCl ₃ (куб.)	-378	172	-313	CrCl ₂ O ₂ (жидк.)	-597	209	-525
Bi(Cl)O (тетр.)	-369	103	-319	(Cr ^{III} Fe ^{II})O ₄ (куб.)	-1454	146	-1353
Bi ₂ O ₃ (мон.)	-575	151	-494	CrO ₃ (ромб.)	-584	67	-505
Bi(OH) ₃ (ам.)	-715	118	-583	Cr ₂ O ₃ (триг.)	-1141	81	-1059
Bi ₂ S ₃ (ромб.)	-156	200	-153	Cr(OH) ₂ (ам.)	-659	81	-576
Bг ₂ (жидк.)	0	152	0	Cr(OH) ₃ (ам.)	-976	95	-847
Bг ₂ (газ)	+31	245	+3	Cr ₂ (SO ₄) ₃ (гекс.)	-3310	288	-2986
C (графит, гекс.)	0	6	0	Cs (куб.)	0	85	0
C (алмаз, куб.)	+2	2	+3	Cu (куб.)	0	33	0
CCl ₄ (жидк.)	-135	216	-65				
CF ₄ (газ)	-933	262	-888				
CH ₄ (газ)	-75	186	-51				
C ₂ H ₂ (газ)	+226	200	+209				
CH ₃ COOH (жидк.)	-484	160	-389				
C ₂ H ₅ OH (жидк.)	-277	161	-174				

Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° Дж/ К·моль	ΔG_{298}° кДж/ моль	Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° Дж/ К·моль	ΔG_{298}° кДж/ моль
$\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ (мон.)	-1048	222	-901	$^1\text{H}_2\text{O}$ (жидк.)	-286	70	-237
CuCl (куб.)	-136	87	-119	$^1\text{H}_2\text{O}$ (газ)	-242	189	-229
CuCl_2 (мон.)	-216	108	-172	$^2\text{H}_2\text{O}$ (жидк.)	-294	76	-243
CuI (куб.)	-68	97	-70	$^2\text{H}_2\text{O}$ (газ)	-250	198	-235
$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ (тв.)	-310	192	-117	$^3\text{H}_2\text{O}$ (газ)	-252	204	-237
CuO (мон.)	-156	43	-128	H_2O_2 (жидк.)	-187	110	-120
Cu_2O (куб.)	-171	92	-148	H_3PO_4 (мон.)	-1279	110	-1119
$\text{Cu}(\text{OH})_2$ (ам.)	-444	84	-359	H_2S (газ)	-21	206	-34
CuS (гекс.)	-53	67	-54	H_2SO_4 (жидк.)	-814	157	-690
Cu_2S (ромб.)	-79	121	-86	Hg (жидк.)	0	76	0
CuSO_4 (ромб.)	-770	112	-662	Hg (газ)	+61	175	+31
F_2 (газ.)	0	203	0	HgCl_2 (ромб.)	-225	146	-179
Fe (куб.)	0	27	0	Hg_2Cl_2 (тетр.)	-266	192	-211
$\text{Fe}(\text{As})\text{S}$ (трикл.)	-106	108	-110	HgO (ромб.)	-90	70	-58
Fe_3C (ромб.)	+24	108	+18	HgS (красн., триг.)	-59	82	-51
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ (жидк.)	-764	338	-695	HgS (черн., куб.)	-54	88	-48
FeCl_2 (триг.)	-342	118	-303	I_2 (ромб.)	0	116	0
FeCl_3 (триг.)	-397	142	-332	I_2 (жидк.)	+22	137	+16
$(\text{Fe}^{\text{III}}\text{Cu}^{\text{I}}\text{S}_2)$ (тетр.)	-181	118	-179	I_2 (газ)	+62	261	+19
$(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}}\text{O}_4)$ (куб.)	-1118	146	-1015	I_2O_5 (тв.)	-183
FeO (куб.)	-271	61	-251	K (куб.)	0	65	0
Fe_2O_3 (триг.)	-824	87	-742	K (жидк.)	+2	71	≈ 0
$\text{Fe}(\text{OH})_2$ (триг.)	-574	92	-493	K (газ)	+89	160	+61
$\text{FeO}(\text{OH})$ (ромб.)	-559	67	-490	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ (триг.)	-2470	205	-2240
FePO_4 (тетр.)	-1297	101	-1185	KBr (куб.)	-393	96	-380
FeS (гекс.)	-101	60	-101	KBrO_3 (триг.)	-358	149	-269
$\text{Fe}(\text{S}_2)$ (куб.)	-174	53	-163	KCN (куб.)	-114	128	-102
FeSO_4 (ромб.)	-928	108	-820	K_2CO_3 (мон.)	-1150	156	-1064
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ (ромб.)	-2581	259	-2247	KCl (куб.)	-437	82	-409
FeSiO_3 (ромб.)	-1195	94	-1118	KClO_3 (мон.)	-399	143	-297
Fe_2SiO_4 (ромб.)	-1480	145	-1379	KClO_4 (ромб.)	-433	151	-303
Ga (ромб.)	0	41	0	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (трикл.)	-1398	200	-1290
Ge (куб.)	0	31	0	$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ (триг.)	-2068	291	-1888
H (атомный газ)	+218	115	+203	KF (куб.)	-2352	240	-2134
$^1\text{H}_2$ (газ)	0	131	0	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (ромб.)	-569	67	-539
$^2\text{H}_2$ (газ)	0	145	0	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (тетр.)	-1188	598	-1088
$^3\text{H}_2$ (газ)	0	153	0	KH (куб.)	-58	50	-34
HBr (газ)	-36	199	-53	$\text{K}(\text{HF}_2)$ (тетр.)	-928	105	-860
HCN (жидк.)	+110	113	+126	KH_2PO_4 (ромб.)	-1569	135	-1416
HCl (газ)	-92	187	-95	K_2HPO_4 (тв.)	-1776	179	-1637
HClO_4 (жидк.)	-41	188	+78	KI (куб.)	-331	104	-325
HF (газ)	-271	174	-273	KIO_3 (мон.)	-500	151	-417
HI (газ)	+24	206	-1	KMnO_4 (ромб.)	-829	172	-729
HNO_3 (жидк.)	-174	156	-81	KNCS (ромб.)	-202	124	-180
$^1\text{H}_2\text{O}$ (гекс.)	-292	39	-234				

Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° Дж/ К·моль	ΔG°_{298} кДж/ моль	Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° Дж/ К·моль	ΔG°_{298} кДж/ моль
KNO ₂ (мон.)	-354	117	-280	(NH ₄) ₂ Cr ₂ O ₇	-1808
KNO ₃ (ромб.)	-495	113	-395	(мон.)
KO ₂ (тетр.)	-284	117	-238	NH ₄ F (гекс.)	-467	72	-352
KO ₃ (тетр.)	-261	105	-181	NH ₄ (HF ₂)			
K ₂ O (куб.)	-363	94	-322	(ромб.)	-807	116	-655
KOH (ромб.)	-425	79	-379	NH ₄ I (куб.)	-202	117	-113
K ₃ PO ₄ (куб.)	-1988	212	-1859	NH ₄ NO ₂ (тв.)	-238	254	-117
K ₂ S (куб.)	-421	113	-406	NH ₄ NO ₃			
K ₂ SO ₄ (ромб.)	-1438	176	-1320	(ромб.)	-366	151	-184
K ₂ S ₂ O ₆ (O ₂)				NH ₂ OH (ромб.)	-115	67	-17
(трикл.)	-1918	279	-1699	(NH ₄) ₂ SO ₄			
K ₂ [SiF ₆] (куб.)	-2966	236	-2810	(ромб.)	-1181	220	-901
K ₂ SiO ₃ (ромб.)	-1542	146	-1449	NH ₄ VO ₃			
Li (куб.)	0	29	0	(ромб.)	-1051	141	-886
Li (жидк.)	+2	34	+1	NO (газ)	+91	211	+87
Li (газ)	+161	139	+128	NO ₂ (газ)	+33	240	+51
Li[AlH ₄] (мон.)	-177	88	-48	N ₂ O (газ)	+82	220	+104
Li ₂ CO ₃ (мон.)	-1213	90	-1129	N ₂ O ₃ (газ)	+83	312	+139
LiCl (куб.)	-408	59	-384	N ₂ O ₄ (жидк.)	-19	209	+98
LiNO ₃ (триг.)	-488	88	-385	N ₂ O ₄ (газ)	+9	304	+98
Li ₂ O (куб.)	-599	38	-562	N ₂ O ₅ (гекс.)	-43	178	+114
LiOH (тетр.)	-485	43	-439	N ₂ O ₅ (газ)	+11	356	+115
Li ₃ PO ₄ (ромб.)	-2092	105	-1963	Na (куб.)	0	51	0
Li ₂ SO ₄ (мон.)	-1436	114	-1321	Na (жидк.)	+13	58	+11
Mg (гекс.)	0	33	0	Na (газ)	+108	154	+77
(MgAl ₂) ₂ O ₄				Na ₃ [AlF ₆]			
(куб.)	-2315	81	-2190	(мон.)	-3317	238	-3153
MgCO ₃				NaAlO ₂			
(триг.)	-1096	66	-1012	(гекс.)	-1133	71	-1070
MgCl ₂ (триг.)	-641	90	-592	Na ₂ B ₄ O ₇			
MgO (куб.)	-601	27	-569	(трикл.)	-3291	190	-3096
Mg(OH) ₂				NaBr (куб.)	-361	87	-349
(триг.)	-925	63	-834	NaBrO ₃			
Mg ₃ (PO ₄) ₂				(куб.)	-343	131	-253
(мон.)	-3790	189	-3548	Na ₂ CO ₃ (мон.)	-1132	135	-1048
MgS (куб.)	-347	46	-341	NaCl (куб.)	-411	72	-384
MgSO ₄				NaF (куб.)	-577	51	-547
(ромб.)	-1280	92	-1166	NaFeO ₂			
Mg ₂ Si (куб.)	-78	82	-77	(триг.)	-698	88	-640
Mn (куб.)	0	32	0	NaN (куб.)	-61	40	-38
MnCl ₂ (триг.)	-481	118	-440	NaHCO ₃			
MnO (куб.)	-385	60	-363	(мон.)	-914	102	-816
MnO ₂ (тетр.)	-520	53	-465	Na(HF ₂)			
Mn ₂ O ₇ (жидк.)	-726	171	-544	(триг.)	-922	91	-854
Mn(OH) ₂				NaHSO ₄			
(триг.)	-702	82	-617	(трикл.)	-1132	125	-1003
MnS (куб.)	-214	78	-218	NaI (куб.)	-290	99	-287
MnSO ₄				NaNO ₃			
(ромб.)	-1066	112	-958	(триг.)	-469	117	-368
N ₂ (газ)	0	192	0	Na ₂ O (куб.)	-418	75	-379
NF ₃ (газ)	-133	261	-91	Na ₂ O ₂ (гекс.)	-510	95	-447
NH ₃ (газ.)	-46	192	-16	NaOH (ромб.)	-425	64	-379
N ₂ H ₄ (жидк.)	+50	122	+149	Na ₃ PO ₄ (тетр.)	-1917	174	-1789
NH ₄ Br (куб.)	-271	113	-175	Na ₄ P ₂ O ₇			
NH ₄ Cl (куб.)	-315	95	-203	(ромб.)	-3166	270	-2947

Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° Дж/ К·моль	ΔG_{298}° кДж/ моль	Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° Дж/ К·моль	ΔG_{298}° кДж/ моль
Na ₂ S (куб.)	-372	77	-355	Rb (куб.)	0	77	0
Na ₂ SO ₃ (триг.)	-1090	146	-1002	S (α, ромб.)	0	32	0
Na ₂ SO ₄ (ромб.)	-1388	149	-1270	S (β, мон.)	≈ 0	33	≈ 0
Na ₂ S ₂ O ₇ (тв.)	-1938	S ₈ (газ)	+102	431	+50
Na ₂ (SO ₃ S) (мон.)	-1117	225	-1043	SCl ₂ (жидк.)	-49
Na ₂ [SiF ₆] (триг.)	-2918	191	-2757	S ₂ Cl ₂ (жидк.)	-61	167	-25
Na ₂ SiO ₃ (ромб.)	-1588	114	-1464	SCl ₂ O (жидк.)	-246	279	-223
Na ₄ SiO ₄ (мон.)	-2106	196	-1976	SCl ₂ O ₂ (жидк.)	-378	216	-305
Na ₃ VO ₄ (куб.)	-1636	190	-1516	SF ₄ (газ)	-770	290	-726
Ni (куб.)	0	30	0	SF ₆ (газ)	-1221	291	-1117
O (атомный газ)	+249	161	+232	SO ₂ (газ)	-297	248	-300
O ₂ (газ.)	0	205	0	SO ₃ (мон.)	-455	52	-369
O ₃ (газ)	+143	239	+163	SO ₃ (жидк.)	-468	122	-373
OF ₂ (газ)	-22	247	-5	SO ₃ (газ)	-396	257	-371
P (бел., куб.)	0	41	0	Sb (триг.)	0	46	0
P (красн., ам.)	-17	23	-12	SbCl ₃ (ромб.)	-383	184	-324
P (черн., ромб.)	-38	23	-33	SbCl ₅ (жидк.)	-440	301	-350
P ₄ (газ)	+60	280	+25	Sc (гекс.)	0	35	0
PCl ₃ (жидк.)	-319	217	-272	Se (сер., триг.)	0	42	0
PCl ₃ (газ.)	-287	312	-268	Se (красн., мон.)	+7
PCl ₅ (тетр.)	-445	171	-318	Si (куб.)	0	19	0
PCl ₅ O (жидк.)	-597	222	-521	SiC (α, гекс.)	-63	16	-60
PF ₃ (газ)	-919	273	-897	SiC (β, куб.)	-65	17	-63
PF ₅ (газ)	-1593	293	-1517	SiCl ₄ (жидк.)	-687	240	-620
PH ₃ (газ)	+5	210	+13	SiH ₄ (газ.)	+34	205	+57
P ₂ O ₅ (триг.)	-1492	115	-1349	SiO ₂ (кварц, триг.)	-912	41	-857
Pb (куб.)	0	65	0	SiO ₂ (ам.)	-902	47	-849
PbBr ₂ (ромб.)	-278	162	-262	Sn (бел., тетр.)	0	52	0
PbCl ₂ (ромб.)	-359	136	-314	Sn (сер., куб.)	-2	44	≈ 0
PbCrO ₄ (мон.)	-915	169	-817	SnCl ₂ (ромб.)	-331	132	-288
PbF ₂ (ромб.)	-679	96	-628	SnCl ₄ (жидк.)	-511	259	-440
PbI ₂ (триг.)	-178	175	-176	SnO (тетр.)	-286	56	-257
Pb(N ₃) ₂ (тетр.)	-1049	166	-948	SnO ₂ (тетр.)	-581	52	-520
Pb(NO ₃) ₂ (куб.)	-447	213	-251	Sn(OH) ₂ (ам.)	-561	155	-492
PbO (красн., тетр.)	-219	66	-189	Sr (куб.)	0	53	0
PbO (желт., ромб.)	-217	69	-188	Te (триг.)	0	50	0
PbO ₂ (тетр.)	-277	72	-218	Th (куб.)	0	53	0
Pb(OH) ₂ (гекс.)	-545	88	-452	Ti (гекс.)	0	31	0
(Pb ^{II} Pb ^{IV})O ₄ (тетр.)	-723	211	-606	TiCl ₃ (триг.)	-732	140	-665
PbS (куб.)	-101	91	-99	TiCl ₄ (жидк.)	-805	252	-738
PbSO ₄ (ромб.)	-920	149	-813	TiO ₂ (рутил, тетр.)	-944	50	-889
Pt (куб.)	0	42	0	TiO(OH) ₂ (ам.)	-1059
				V (куб.)	0	29	0
				VCl ₄ (жидк.)	-576	235	-504
				V ₂ O ₅ (ромб.)	-1550	131	-1419
				Zn (гекс.)	0	42	0

Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° , Дж/ К·моль	ΔG°_{298} кДж/ моль	Вещество	ΔH° кДж/ моль	S° , Дж/ К·моль	ΔG°_{298} кДж/ моль
Zn(NO ₃) ₂ (тв.)	-495	192	-299	ZnCl ₂ (тетр.)	-415	109	-369
ZnO (гекс.)	-351	44	-321	ZnS (α, куб.)	-209	58	-204
Zn(OH) ₂ (тв.)	-644	75	-554	ZnS (β, гекс.)	-195	68	-193
				ZnSO ₄ (ромб.)	-980	110	-869

5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

5.1. Типичные окислители и восстановители

5.1.1. РЕАКЦИИ ПРИ СПЛАВЛЕНИИ

Окислители Cl₂, F₂, KClO₃, K₂FeO₄, KMnO₄, KNO₃, K₂S₂O₆(O₂), MnO₂, NaBiO₃, Na₂O₂, O₂, PbO₂, (Pb^{II}Pb^{IV})O₄

Восстановители Al, C (кокс), CO, Ca, H₂, K, Mg, Na

5.1.2. РЕАКЦИИ В ВОДНОМ РАСТВОРЕ

Вещества расположены по уменьшению окислительной (восстановительной) способности.

Окислители в кислотной среде

- | | | | |
|---|------------------------------------|---|--|
| 1. F ₂ | 7. K ₂ FeO ₄ | 13. PbO ₂ | 19. KIO ₃ |
| 2. Na ₂ O ₂ | 8. NaBiO ₃ | 14. Cl ₂ | 20. Br ₂ |
| 3. NiO(OH) | 9. CoO(OH) | 15. K ₂ Cr ₂ O ₇ | 21. HNO ₃ (конц.) |
| 4. (Pb ^{II} Pb ^{IV})O ₄ | 10. H ₂ O ₂ | 16. MnO ₂ | 22. I ₂ |
| 5. O ₃ | 11. KMnO ₄ | 17. O ₂ | 23. H ₂ SO ₄ (конц.) |
| 6. K ₂ S ₂ O ₆ (O ₂) | 12. KBrO ₃ | 18. KNO ₂ | 24. H ⁺ (разб.) |

Окислители в щелочной среде

- | | | | |
|---|-----------------------------------|-----------------------|--|
| 1. F ₂ | 5. Na ₂ O ₂ | 9. NaBrO | 13. PbO ₂ |
| 2. K ₂ S ₂ O ₆ (O ₂) | 6. Br ₂ | 10. KMnO ₄ | 14. (Pb ^{II} Pb ^{IV})O ₄ |
| 3. Cl ₂ | 7. H ₂ O ₂ | 11. I ₂ | 15. K ₂ CrO ₄ |
| 4. O ₃ | 8. NaClO | 12. O ₂ | 16. H ₂ O |

Восстановители в кислотной среде

- | | | | |
|---------------------------|--|-------------------------------------|--------------------------------------|
| 1. Ca | 7. Al | 13. Na ₂ SO ₃ | 19. C ₂ H ₅ OH |
| 2. Na | 8. Zn | 14. H ₂ | 20. H ₂ O ₂ |
| 3. Mg | 9. H(PH ₂ O ₂) | 15. TiCl ₃ | 21. KI |
| 4. CaH ₂ | 10. H ₂ C ₂ O ₄ | 16. H[SnCl ₃] | 22. FeSO ₄ |
| 5. H (атомарн.) | 11. H ₂ (PHO ₃) | 17. H ₂ S | 23. KNO ₂ |
| 6. (NH ₃ OH)Cl | 12. (N ₂ H ₅)Cl | 18. SO ₂ | 24. HCl (конц.) |

Восстановители в щелочной среде

- | | | | |
|-----------------------------------|---------------------------------------|------------------------------------|---|
| 1. NH_2OH (конц.) | 5. $\text{Li}[\text{AlH}_4]$ | 9. SO_2 | 13. $\text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3]$ |
| 2. Ca | 6. Al | 10. $\text{Na}_2(\text{PHO}_3)$ | 14. Na_2SO_3 |
| 3. H (атомарн.) | 7. CaH_2 | 11. Zn | 15. H_2 |
| 4. Mg | 8. $\text{Na}(\text{PH}_2\text{O}_2)$ | 12. N_2H_4 (конц.) | 16. Na_2S |

5.2. Окислительно-восстановительные переходы в водном растворе

Приведены важнейшие переходы распространенных окислителей и восстановителей в продукты реакции в виде изменения степеней окисления элементов и полуреакций восстановления (для окислителей) или полуреакций окисления (для восстановителей) в кислотной и щелочной средах. Формулы реагентов — окислителей и восстановителей — указаны первыми в графе «Полуреакция восстановления (окисления)».

Для сильных электролитов — кислот, щелочей и растворимых солей — представлены только формулы катионов или анионов, активных в реакциях окисления-восстановления; для слабых электролитов, газов и твердых веществ даны молекулярные формулы.

Отсутствие полуреакции восстановления (окисления) либо в кислотной, либо в щелочной среде означает, что в данной среде не существует реагент с указанной формулой или реакция практически не протекает. Прочерк в графе «Среда» означает, что указанная полуреакция протекает одинаково в кислотной и щелочной средах. Слабокислотная (рН 6—7) и (или) слабощелочная (рН 7—8) среды условно обозначены как нейтральная среда.

В графе « φ° » приведены стандартные потенциалы соответствующих полуреакций: $\varphi_{\text{ок}}^\circ$ — для восстановления реагентов-окислителей (Ок) и $\varphi_{\text{вс}}^\circ$ — для окисления реагентов-восстановителей (Вс). Следует иметь в виду, что сила окислителей увеличивается в кислотной среде, а сила восстановителей — в щелочной среде.

5.2.1. ПОЛУРЕАКЦИИ И ПОТЕНЦИАЛЫ ВОССТАНОВЛЕНИЯ ОКИСЛИТЕЛЕЙ

Элемент	Переход	Среда	Полуреакция восстановления	$\varphi_{\text{ок}}^\circ$, В
Vi	+V → +III	Кисл.	$\text{NaBiO}_3(\text{r}) + 6\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+$	+1,81
Br	+III → 0	Кисл.	Bi^{3+} [точнее, $\text{Bi}_6(\text{OH})_{12}^{6+}$] + $3\text{e}^- = \text{Bi} \downarrow$	+0,22
	+V → 0	Кисл.	2BrO_3^- (конц.) + $12\text{H}^+ + 10\text{e}^- = \text{Br}_{2(\text{p})} + 6\text{H}_2\text{O}$	+1,51
	+V → -I	Щел.	BrO_3^- (конц.) + $3\text{H}_2\text{O} + 6\text{e}^- = \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,61
	+I → 0	Кисл.	$2\text{HBrO}(\text{p}) + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{Br}_{2(\text{p})} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,57

Элемент	Переход	Среда	Полуреакция восстановления	$\Phi_{\text{ок}}^{\circ}$, В
Cl	+ I → - I	Щел.	$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+ 0,76
	0 → - I	—	$\text{Br}_{2(\text{p})} + 2e^- = 2\text{Br}^-$	+ 1,09
	—	—	$\text{Br}_{2(\text{ж})} + 2e^- = 2\text{Br}^-$	+ 1,07
	+ V → 0	Кисл.	$2\text{ClO}_3^- (\text{конц.}) + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{Cl}_2 \uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,47
	+ V → - I	Щел.	$\text{ClO}_3^- (\text{конц.}) + 3\text{H}_2\text{O} + 6e^- = \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+ 0,62
Co	+ I → 0	Кисл.	$2\text{HClO}_{(\text{p})} + 2\text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,63
	—	Кисл.	$2\text{ClO}^- + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 2,14
	+ I → - I	Щел.	$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+ 0,92
	0 → - I	—	$\text{Cl}_{2(\text{p})} + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	+ 1,40
	—	—	$\text{Cl}_{2(\text{r})} + 2e^- = 2\text{Cl}^-$	+ 1,36
Co	+ III → + II	Кисл.	$\text{CoO}(\text{OH})_{(\text{r})} + 3\text{H}^+ + 1e^- = \text{Co}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,77
	Cr	+ VI → + III	Кисл.	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6e^- = 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
—		Щел.	$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3e^- = [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 2\text{OH}^-$	- 0,17
—		Нейтр.	$\text{HCrO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	+ 1,13
—		Нейтр.	$\text{HCrO}_4^- + 3\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 4\text{OH}^-$	+ 0,02
Cu	+ III → + II	Кисл.	$\text{Cr}^{3+} + 1e^- = \text{Cr}^{2+}$	- 0,41
	+ II → + I	Кисл.	$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + 1e^- = \text{CuCl} \downarrow$	+ 0,55
	—	Кисл.	$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + 1e^- = \text{CuI} \downarrow$	+ 0,86
	—	Щел.	$2\text{Cu}(\text{OH})_{2(\text{r})} + 2e^- = \text{Cu}_2\text{O} \downarrow + 2\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$	- 0,09
F	+ I → 0	Кисл.	$\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{Cu} \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,47
	0 → - I	Кисл.	$\text{F}_2(\text{r}) + 2\text{H}^+ + 2e^- = 2\text{HF}_{(\text{p})}$	+ 3,09
	—	Щел.	$\text{F}_2(\text{r}) + 2e^- = 2\text{F}^-$	+ 2,87
Fe	+ VI → + III	Кисл.	$\text{FeO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 3e^- = \text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,90
	+ III → + II	Кисл.	$\text{Fe}^{3+} + 1e^- = \text{Fe}^{2+}$	+ 0,77
	—	Кисл.	$\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{S}_{(\text{p})} + 1e^- = \text{FeS} \downarrow + 2\text{H}^+$	+ 0,57
H	+ I → 0	Кисл.	$2\text{H}^+ (\text{разб.}) + 2e^- = \text{H}_2 \uparrow$	± 0,00
	—	Кисл.	$2\text{HF}_{(\text{p})} + 2e^- = \text{H}_2 \uparrow + 2\text{F}^-$	+ 0,19
	—	Щел.	$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$	- 0,83
Hg	+ II → + I	Кисл.	$\text{Hg}^{2+} + 2e^- = \text{Hg}_{(\text{ж})} \downarrow$	+ 0,85
	—	Кисл.	$2\text{HgCl}_{2(\text{p})} + 2e^- = \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \downarrow + 2\text{Cl}^-$	+ 0,66
	+ I → 0	—	$\text{Hg}_2^{2+} + 2e^- = 2\text{Hg}_{(\text{ж})} \downarrow$	+ 0,80
I	—	Кисл.	$\text{Hg}_2\text{Cl}_{2(\text{r})} + 2e^- = 2\text{Hg}_{(\text{ж})} \downarrow + 2\text{Cl}^-$	+ 0,27
	+ V → 0	Кисл.	$2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + 10e^- = \text{I}_2 \downarrow + 6\text{H}_2\text{O}$	+ 1,19
	0 → - I	—	$\text{I}_2(\text{r}) + 2e^- = 2\text{I}^-$	+ 0,54
Mn	—	—	$[\text{I}(\text{I})_2]^- (\text{или } \text{I}_2 \cdot \text{I}^-) + 2e^- = 3\text{I}^-$	+ 0,53
	+ VII → + VI	Щел.	$\text{MnO}_4^- + 1e^- = \text{MnO}_4^{2-}$	+ 0,56
	+ VII → + IV	Нейтр.	$\text{MnO}_4^- + 4\text{H}^+ + 3e^- = \text{MnO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 1,73
	+ VII → + II	Нейтр.	$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3e^- = \text{MnO}_2 \downarrow + 4\text{OH}^-$	+ 0,62
	+ VI → + IV	Кисл.	$\text{MnO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + 5e^- = \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+ 1,53
Mn	+ VI → + IV	Нейтр.	$\text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2e^- = \text{MnO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	+ 2,31
	—	Нейтр.	$\text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{MnO}_2 \downarrow + 4\text{OH}^-$	+ 0,65

Элемент	Переход	Среда	Полуреакция восстановления	$\varphi_{ок}^{\circ}$, В	
N	+IV → +II	Кисл.	$MnO_{2(r)} + 4H^+ + 2e^- = Mn^{2+} + 2H_2O$	+1,24	
	+V → +IV	Кисл.	$NO_3^- + 2H^+ \text{ (конц.)} + 1e^- = NO_2 \uparrow + H_2O$	+0,77	
	+V → +III	Кисл.	$NO_3^- \text{ (соль)} + 2H^+ + 2e^- = NO_2^- + H_2O$	+0,84	
	+V → +II	Кисл.	$NO_3^- + 4H^+ \text{ (разб.)} + 3e^- = NO \uparrow + 2H_2O$	+0,96	
	+V → +I	Кисл.	$2NO_3^- + 10H^+ \text{ (разб.)} + 8e^- = N_2O \uparrow + 5H_2O$	+1,12	
	+V → 0	Кисл.	$2NO_3^- + 12H^+ \text{ (разб.)} + 10e^- = N_2 \uparrow + 6H_2O$	+1,24	
	+V → -III	Кисл.	$NO_3^- + 10H^+ \text{ (оч. разб.)} + 8e^- = NH_4^+ + H_2O$	+0,88	
Ni		Щел.	$NO_3^- \text{ (соль)} + 7H_2O + 8e^- = NH_3 \times H_2O + 9OH^-$	-0,12	
		Кисл.	$NO_2^- + 2H^+ + 1e^- = NO \uparrow + H_2O$	+1,20	
	+III → 0	Кисл.	$2NO_2^- + 8H^+ + 6e^- = N_2 \uparrow + 4H_2O$	+1,51	
	+III → +II	Кисл.	$NiO(OH)_{(r)} + 3H^+ + 1e^- = Ni^{2+} + 2H_2O$	+2,25	
	O	0 → -II	Кисл.	$O_{2(r)} + 4H^+ + 4e^- = 2H_2O$	+1,23
			Щел.	$O_{2(r)} + 2H_2O + 4e^- = 4OH^-$	+0,40
	P		Кисл.	$O_{3(r)} + 2H^+ + 2e^- = H_2O + O_2 \uparrow$	+2,08
			Щел.	$O_{3(r)} + H_2O + 2e^- = 2OH^- + O_2 \uparrow$	+1,25
		-I → -II	Кисл.	$H_2O_{2(p)} + 2H^+ + 2e^- = 2H_2O$	+1,76
			Щел.	$H_2O_{2(p)} + 2e^- = 2OH^-$	+0,94
		Кисл.	$Na_2O_{2(r)} + 4H^+ + 2e^- = 2H_2O + 2Na^+$	+2,86	
		Щел.	$Na_2O_{2(r)} + 2H_2O + 2e^- = 4OH^- + 2Na^+$	+1,20	
		—	$S_2O_6(O_2^{-1})^{2-} \text{ (конц.)} + 2e^- = 2SO_4^{2-}$	+1,96	
P	0 → -III	Щел.	$P \text{ (красн.)} + 3H_2O + 3e^- = PH_3 \uparrow + 3OH^-$	-0,92	
Pb	+IV → +II	Щел.	$P \text{ (бел.)} + 3H_2O + 3e^- = PH_3 \uparrow + 3OH^-$	-0,87	
		Кисл.	$PbO_{2(r)} + 4H^+ + 2e^- = Pb^{2+} + 2H_2O$	+1,46	
		Щел.	$PbO_{2(r)} + 2H_2O + 2e^- = [Pb(OH)_3]^- + OH^-$	+0,19	
		Кисл.	$(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_{4(r)} + 8H^+ + 2e^- = 3Pb^{2+} + H_2O$	+2,16	
		Щел.	$(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_{4(r)} + 4H_2O + OH^- + 2e^- = 3[Pb(OH)_3]^-$	+0,03	
Pd	+II → 0	Кисл.	$[PdCl_4]^{2-} + 2e^- = Pd \downarrow + 4Cl^-$	+0,64	
S	+VI → +IV	Кисл.	$SO_4^{2-} + 4H^+ \text{ (конц.)} + 2e^- = SO_2 \uparrow + 2H_2O$	+0,16	
	+VI → 0	Кисл.	$SO_4^{2-} + 8H^+ \text{ (конц.)} + 6e^- = S \downarrow + 4H_2O$	+0,35	
	+VI → -II	Кисл.	$SO_4^{2-} + 10H^+ \text{ (конц.)} + 8e^- = H_2S \uparrow + 4H_2O$	+0,31	
	+IV → 0	Кисл.	$SO_{2(p,r)} + 4H^+ + 4e^- = S \downarrow + 2H_2O$	+0,45	
Se	0 → -II	Щел.	$S_{(r)} + 2e^- = S^{2-}$	-0,44	
	+VI → +IV	Кисл.	$SeO_4^{2-} + 4H^+ + 2e^- = H_2SeO_{3(p)} + H_2O$	+1,15	
	0 → -II	Щел.	$Se_{(r)} + 2e^- = Se^{2-}$	-0,67	
Sn	+II → 0	Кисл.	$[SnCl_3]^- + 2e^- = Sn \downarrow + 3Cl^-$	-0,20	
Ti	+IV → +III	Кисл.	$Ti(OH)_2^{2+} + 2H^+ + 1e^- = Ti^{3+} + 2H_2O$	+0,10	
V	+V → +IV	Кисл.	$VO_3^+ + 2H^+ + 1e^- = VO^{2+} + H_2O$	+1,00	
		Кисл.	$V_2O_5(r) + 6H^+ + 2e^- = 2VO^{2+} + 3H_2O$	+0,96	

Элемент	Переход	Среда	Полуреакция восстановления	$\varphi_{ок}^{\circ}$, В
	+IV \rightarrow +III	Кисл.	$VO^{2+} + 2H^{+} + 1e^{-} = V^{3+} + H_2O$	+0,36
	+III \rightarrow +II	Кисл.	$V^{3+} + 1e^{-} = V^{2+}$	-0,26

5.2.2. ПОЛУРЕАКЦИИ И ПОТЕНЦИАЛЫ ОКИСЛЕНИЯ ВОССТАНОВИТЕЛЕЙ

Элемент	Переход	Среда	Полуреакция окисления	$\varphi_{вс}^{\circ}$, В
Ag	0 \rightarrow +I	Кисл.	$Ag_{(r)} - 1e^{-} = Ag^{+}$	+0,80
		Щел.	$Ag_{(r)} + 2CN^{-} - 1e^{-} = [Ag(CN)_2]^{-}$	-0,43
Al	0 \rightarrow +III	Кисл.	$Al_{(r)} - 3e^{-} = Al^{3+}$	-1,70
		Щел.	$Al_{(r)} + 4OH^{-} - 3e^{-} = [Al(OH)_4]^{-}$	-2,34
		Нейтр.	$Al_{(r)} + 3H_2O - 3e^{-} = Al(OH)_3 \downarrow + 3H^{+}$	-1,49
Au	0 \rightarrow +I	Щел.	$Au_{(r)} + 2CN^{-} - 1e^{-} = [Au(CN)_2]^{-}$	-0,76
	0 \rightarrow +III	Кисл.	$Au_{(r)} + 4Cl^{-} (\text{конц.}) - 3e^{-} = [AuCl_4]^{-}$	+1,00
B	0 \rightarrow +III	Кисл.	$B (\text{ам.}) + 3H_2O - 3e^{-} = B(OH)_3 \downarrow + 3H^{+}$	-0,90
Ba	0 \rightarrow +II	—	$Ba_{(r)} - 2e^{-} = Ba^{2+}$	-2,91
Be	0 \rightarrow +II	Кисл.	$Be_{(r)} - 2e^{-} = Be^{2+}$	-1,85
		Щел.	$Be_{(r)} + 4OH^{-} - 2e^{-} = [Be(OH)_4]^{2-}$	-2,52
		Нейтр.	$Be_{(r)} + 2H_2O - 2e^{-} = Be(OH)_2 \downarrow + 2H^{+}$	-1,77
Bi	0 \rightarrow +III	Кисл.	$Bi_{(r)} - 3e^{-} = Bi^{3+}$ [точнее, $Bi_6(OH)_{12}^{6+}$]	+0,32
	+III \rightarrow +V	Щел.	$Bi(OH)_3_{(r)} + 3OH^{-} + Na^{+} - 2e^{-} = NaBiO_3 \downarrow + 3H_2O$	+0,37
Br	-I \rightarrow 0	Кисл.	$2Br^{-} - 2e^{-} = Br_{2(p)}$	+1,09
	0 \rightarrow +I	Кисл.	$Br_{2(p)} + 2H_2O - 2e^{-} = 2HBrO_{(p)} + 2H^{+}$	+1,57
		Кисл.	$Br_{2(ж)} + 2H_2O - 2e^{-} = 2HBrO_{(p)} + 2H^{+}$	+1,60
		Щел.	$Br_{2(p)} + 4OH^{-} (\text{хол.}) - 2e^{-} = 2BrO^{-} + 2H_2O$	+0,43
		Щел.	$Br_{2(ж)} + 4OH^{-} (\text{хол.}) - 2e^{-} = 2BrO^{-} + 2H_2O$	+0,45
	0 \rightarrow +V	Щел.	$Br_{2(p, ж)} + 12OH^{-} (\text{гор.}) - 10e^{-} = 2BrO_3^{-} + 6H_2O$	+0,52
C	-II \rightarrow -I	Кисл.	$C_2H_5OH_{(p)} - 2e^{-} = CH_3C(H)O_{(p)} + 2H^{+}$	+0,19
	0 \rightarrow +IV	Кисл.	$C (\text{графит}) + 2H_2O - 4e^{-} = CO_2 \uparrow + 4H^{+}$	+0,21
	+II \rightarrow +IV	Кисл.	$CO_{(r)} + H_2O - 2e^{-} = CO_2 \uparrow + 2H^{+}$	-0,10
		Щел.	$CO_{(r)} + 4OH^{-} - 2e^{-} = CO_3^{2-} + 2H_2O$	-1,22
	+III \rightarrow +IV	Кисл.	$H_2C_2O_4_{(p)} - 2e^{-} = 2CO_2 \uparrow + 2H^{+}$	-0,47
Ca	0 \rightarrow +II	Кисл.	$Ca_{(r)} - 2e^{-} = Ca^{2+}$	-2,86
		Щел.	$Ca_{(r)} + 2OH^{-} - 2e^{-} = Ca(OH)_2 \downarrow$	-3,02
Cd	0 \rightarrow +II	Кисл.	$Cd_{(r)} - 2e^{-} = Cd^{2+}$	-0,40
Cl	-I \rightarrow 0	Кисл.	$Cl^{-} (\text{конц.}) - 2e^{-} = Cl_2 \uparrow$	+1,40
	0 \rightarrow +I	Кисл.	$Cl_{2(p)} + 2H_2O - 2e^{-} = 2HClO_{(p)} + 2H^{+}$	+1,59
		Кисл.	$Cl_{2(r)} + 2H_2O - 2e^{-} = 2HClO_{(p)} + 2H^{+}$	+1,63
		Щел.	$Cl_{2(p)} + 4OH^{-} (\text{хол.}) - 2e^{-} = 2ClO^{-} + 2H_2O$	+0,38

Элемент	Переход	Среда	Полуреакция окисления	$\Phi_{\text{вс. В}}$
Co	0 → +V	Щел.	$\text{Cl}_{2(\text{r})} + 4\text{OH}^- (\text{хол.}) - 2e^- = 2\text{ClO}^- + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,48
		Щел.	$\text{Cl}_{2(\text{p})} + 12\text{OH}^- (\text{гор.}) - 10e^- = 2\text{ClO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O}$	+0,46
	0 → +II +II → +III	Щел.	$\text{Cl}_{2(\text{r})} + 12\text{OH}^- (\text{гор.}) - 10e^- = 2\text{ClO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O}$	+0,48
		Кисл.	$\text{Co}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Co}^{2+}$	-0,28
Cr	0 → +II +II → +III	Щел.	$\text{Co}(\text{OH})_{2(\text{r})} + \text{OH}^- - 1e^- = \text{CoO}(\text{OH})\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	+0,19
		—	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} - 1e^- = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	+0,18
	+III → +VI	Кисл.	$\text{Cr}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Cr}^{2+}$	-0,85
		Кисл.	$\text{Cr}^{2+} - 1e^- = \text{Cr}^{3+}$	-0,41
Cs	0 → +I	Щел.	$\text{Cr}(\text{OH})_{2(\text{r})} + \text{OH}^- (\text{разб.}) - 1e^- = \text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow$	-1,18
		Щел.	$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-} + 2\text{OH}^- - 3e^- = \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	-0,17
	0 → +I	—	$\text{Cs}_{(\text{r})} - 1e^- = \text{Cs}^+$	-2,92
		Щел.	$\text{Cu}_{(\text{r})} + 2\text{CN}^- - 1e^- = [\text{Cu}(\text{CN})_2]^-$	-0,43
Cu	0 → +I	Щел.	$\text{Cu}_{(\text{r})} + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) - 1e^- = [\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+ + \text{H}_2\text{O}$	-0,12
		Кисл.	$\text{Cu}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Cu}^{2+}$	+0,34
	0 → +II +I → +II	Кисл.	$\text{Cu}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{H}^+ - 2e^- = 2\text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$	+0,21
		Кисл.	$\text{Fe}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Fe}^{2+}$	-0,44
Fe	0 → +II +II → +III	Кисл.	$\text{Fe}^{2+} - 1e^- = \text{Fe}^{3+}$	+0,77
		Щел.	$\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{r})} + \text{OH}^- - 1e^- = \text{FeO}(\text{OH})\downarrow + \text{H}_2\text{O}$	-0,67
	+III → +VI	Щел.	$\text{FeO}(\text{OH})_{(\text{r})} + 5\text{OH}^- - 3e^- = \text{FeO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	+0,72
		Щел.	$\text{Ge}_{(\text{r})} + 6\text{OH}^- - 4e^- = [\text{Ge}(\text{OH})_6]^{2-}$	-0,97
Ge	0 → +IV -I → 0	Кисл.	$\text{CaH}_{2(\text{r})} - 2e^- = \text{H}_2\uparrow + \text{Ca}^{2+}$	-2,16
		Щел.	$\text{CaH}_{2(\text{r})} + 2\text{OH}^- - 2e^- = \text{H}_2\uparrow + \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow$	-2,31
	0 → +I	Щел.	$\text{Li}[\text{AlH}_4]_{(\text{r})} + 4\text{OH}^- - 4e^- = 2\text{H}_2\uparrow + \text{Li}^+ + [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	-2,39
		Кисл.	$\text{H} (\text{атомарн.}) - 1e^- = \text{H}^+$	-2,11
Hg	0 → +I 0 → +II +I → +II	Щел.	$\text{H} (\text{атомарн.}) + \text{OH}^- - 1e^- = \text{H}_2\text{O}$	-2,94
		Кисл.	$\text{H}_{2(\text{r})} - 2e^- = 2\text{H}^+$	±0,00
	0 → +I	Щел.	$\text{H}_{2(\text{r})} + 2\text{OH}^- - 2e^- = 2\text{H}_2\text{O}$	-0,83
		Кисл.	$2\text{Hg}_{(\text{ж})} - 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	+0,80
I	0 → +I 0 → +II +I → +II	Кисл.	$\text{Hg}_{(\text{ж})} - 2e^- = \text{Hg}_2^{2+}$	+0,85
		Кисл.	$\text{Hg}_2^{2+} - 2e^- = 2\text{Hg}^{2+}$	+0,91
	-I → 0	Щел.	$\text{Hg}_2^{2+} + 4\text{OH}^- - 2e^- = 2\text{HgO}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,60
		Щел.	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{S}^{2-} - 2e^- = 2\text{HgS}\downarrow$	-2,20
Li	-I → 0	Кисл.	$2\text{I}^- - 2e^- = \text{I}_2\downarrow$	+0,54
		Кисл.	$3\text{I}^- - 2e^- = [\text{I}(\text{I}_2)]^- (\text{или } \text{I}_2 \cdot \text{I}^-)$	+0,53
	-I → +V 0 → +V	Кисл.	$\text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O} - 6e^- = \text{IO}_3^- + 6\text{H}^+$	+1,08
		Кисл.	$\text{I}_{2(\text{r})} + 6\text{H}_2\text{O} - 10e^- = 2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+$	+1,19
0 → +I	—	Щел.	$\text{I}_{2(\text{r})} + 12\text{OH}^- (\text{гор.}) - 10e^- = 2\text{IO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O}$	+0,20
		Кисл.	$\text{K}_{(\text{r})} - 1e^- = \text{K}^+$	-2,92
0 → +I	—	Кисл.	$\text{Li}_{(\text{r})} - 1e^- = \text{Li}^+$	-3,05

Элемент	Переход	Среда	Полуреакция окисления	$\Phi_{\text{вс.}}^{\circ}$ В	
Mg	0 → +II	Кисл.	$\text{Mg}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Mg}^{2+}$	-2,37	
		Щел.	$\text{Mg}_{(\text{r})} + 2\text{OH}^- - 2e^- = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$	-2,69	
Mn	0 → +II	Кисл.	$\text{Mn}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Mn}^{2+}$	-1,19	
		Кисл.	$\text{Mn}_{(\text{r})}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O} - 2e^- = \text{MnO}_2 \downarrow + 4\text{H}^+$	+1,24	
	+II → +IV	Нейтр.	$\text{Mn}(\text{OH})_{2(\text{r})} - 2e^- = \text{MnO}_2 \downarrow + 2\text{H}^+$	+0,79	
		Нейтр.	$\text{Mn}(\text{OH})_{2(\text{r})} + 2\text{OH}^- - 2e^- = \text{MnO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$	-0,04	
	+II → +VI	Щел.	$\text{Mn}(\text{OH})_{2(\text{r})} + 6\text{OH}^- - 4e^- = \text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,31	
			$\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} - 5e^- = \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+$	+1,53	
	+IV → +VI	Щел.	$\text{MnO}_{2(\text{r})} + 4\text{OH}^- - 2e^- = \text{MnO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,65	
			Кисл.	$\text{MnO}_4^{2-} - 1e^- = \text{MnO}_4^-$	+0,56
	N	-III → 0	Кисл.	$2\text{NH}_4^+ - 6e^- = \text{N}_2 \uparrow + 8\text{H}^+$	+0,27
			Щел.	$2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) (\text{конц.}) + 6\text{OH}^- - 6e^- = \text{N}_2 \uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$	-0,74
-II → 0		Кисл.	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} - 12e^- = 2\text{N}_2 \uparrow + 12\text{H}^+ + \text{Cu}^{2+}$	-0,15	
			$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} - 18e^- = 3\text{N}_2 \uparrow + 18\text{H}^+ + \text{Ni}^{2+}$	-0,12	
-I → 0		Кисл.	$\text{N}_2\text{H}_5^+ - 4e^- = \text{N}_2 \uparrow + 5\text{H}^+$	-0,23	
			Щел.	$\text{N}_2\text{H}_4 (\text{конц.}) + 4\text{OH}^- - 4e^- = \text{N}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	-1,12
+III → +V		Кисл.	$2\text{NH}_3\text{OH}^+ - 2e^- = \text{N}_2 \uparrow + 4\text{H}^+ + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,87	
			Щел.	$2\text{NH}_2\text{OH} (\text{конц.}) + 2\text{OH}^- - 2e^- = \text{N}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$	-3,04
Na		0 → +I	—	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} - 2e^- = \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+$	+0,84
				$\text{Na}_{(\text{r})} - 1e^- = \text{Na}^+$	-2,71
Ni	0 → +II	Кисл.	$\text{Ni}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Ni}^{2+}$	-0,23	
			Щел.	$\text{Ni}(\text{OH})_{2(\text{r})} + \text{OH}^- - 1e^- = \text{NiO}(\text{OH}) \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	+0,78
O	-I → 0	Кисл.	$\text{H}_2\text{O}_{2(\text{p})} - 2e^- = \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}^+$	+0,69	
			P	Щел.	$\text{P} (\text{красн.}) + 2\text{OH}^- - 1e^- = \text{PH}_2\text{O}_2^-$
0 → +V	Щел.	$\text{P} (\text{бел.}) + 2\text{OH}^- - 1e^- = \text{PH}_2\text{O}_2^-$			-1,82
		Кисл.	Кисл.	$\text{P} (\text{красн.}) + 4\text{H}_2\text{O} - 5e^- = \text{H}_3\text{PO}_4(\text{p}) + 5\text{H}^+$	-0,38
Кисл.	$\text{P} (\text{бел.}) + 4\text{H}_2\text{O} - 5e^- = \text{H}_3\text{PO}_4(\text{p}) + 5\text{H}^+$			-0,41	
Pb	+I → +III	Кисл.	$\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2)_{(\text{p})} + \text{H}_2\text{O} - 2e^- = \text{H}_2(\text{PHO}_3)_{(\text{p})} + 2\text{H}^+$	-0,49	
			Щел.	$\text{PH}_2\text{O}_2^- + 3\text{OH}^- - 2e^- = \text{PHO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,57
	+III → +V	Кисл.	$\text{H}_2(\text{PHO}_3)_{(\text{p})} + \text{H}_2\text{O} - 2e^- = \text{H}_3\text{PO}_4(\text{p}) + 2\text{H}^+$	-0,28	
			Щел.	$\text{PHO}_3^{2-} + 3\text{OH}^- - 2e^- = \text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O}$	-1,30
Pd	0 → +II	Кисл.	$\text{Pb}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Pb}^{2+}$	-0,13	
			Щел.	$\text{Pb}_{(\text{r})} + 3\text{OH}^- - 2e^- = [\text{Pb}(\text{OH})_3]^-$	-0,52
Pd	0 → +II	Кисл.	$\text{Pd}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Pd}^{2+}$	+0,92	
Pt	0 → +IV	Кисл.	$\text{Pt}_{(\text{r})} + 6\text{Cl}^- (\text{конц.}) - 4e^- = [\text{PtCl}_6]^{2-}$	+0,77	
Rb	0 → +I	—	$\text{Rb}_{(\text{r})} - 1e^- = \text{Rb}^+$	-2,93	

Элемент	Переход	Среда	Полуреакция окисления	$\varphi_{\text{Вс. В}}$
S	- II → - I	Кисл.	$2(\text{SO}_3\text{S}^{\text{II}})^{2-} - 2e^- = \text{S}_2\text{O}_6(\text{S}_2^{-1})^{2-}$ (или $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$)	+ 0,02
	- II → 0	Кисл.	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{p})} - 2e^- = \text{S} \downarrow + 2\text{H}^+$	+ 0,14
		Кисл.	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{S} \downarrow + 2\text{H}^+$	+ 0,17
		Щел.	$\text{S}^{2-} - 2e^- = \text{S} \downarrow$	- 0,44
	- II → + VI	Кисл.	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{p})} + 4\text{H}_2\text{O} - 8e^- = \text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$	+ 0,30
		Кисл.	$\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O} - 8e^- = \text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$	+ 0,31
		Щел.	$\text{S}^{2-} + 8\text{OH}^- - 8e^- = \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$	- 0,67
		Кисл.	$\text{CuS}_{(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O} - 8e^- = \text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+ + \text{Cu}^{2+}$	+ 0,42
		Кисл.	$(\text{SO}_3\text{S}^{\text{II}})^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} - 8e^- = 2\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$	+ 0,28
	0 → + IV	Щел.	$\text{S}_{(\text{r})} + 6\text{OH}^- - 4e^- = \text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	- 0,66
	0 → + VI	Кисл.	$\text{S}_{(\text{r})} + 4\text{H}_2\text{O} - 6e^- = \text{SO}_4^{2-} + 8\text{H}^+$	+ 0,35
	+ IV → + VI	Кисл.	$\text{SO}_{2(\text{p,r})} + 2\text{H}_2\text{O} - 2e^- = \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$	+ 0,16
		Щел.	$\text{SO}_{2(\text{p,r})} + 4\text{OH}^- - 2e^- = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$	- 1,50
	Кисл.	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2e^- = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	- 0,10	
	Щел.	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- - 2e^- = \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	- 0,93	
Se	0 → + IV	Щел.	$\text{Se}_{(\text{r})} + 6\text{OH}^- - 4e^- = \text{SeO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$	- 0,34
Si	0 → + IV	Кисл.	$\text{Si}_{(\text{r})} + 6\text{HF} (\text{конц.}) - 4e^- = [\text{SiF}_6]^{2-} + 6\text{H}^+$	- 1,09
Sn	0 → + II	Щел.	$\text{Sn}_{(\text{r})} + 8\text{OH}^- - 4e^- = \text{SnO}_4^{4-} + 4\text{H}_2\text{O}$	- 1,86
		Кисл.	$\text{Sn}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Sn}^{2+}$	- 0,14
		Кисл.	$\text{Sn}_{(\text{r})} + 3\text{Cl}^- (\text{конц.}) - 2e^- = [\text{SnCl}_3]^-$	- 0,20
		Щел.	$\text{Sn}_{(\text{r})} + 3\text{OH}^- (\text{хол.}) - 2e^- =$ $= [\text{Sn}(\text{OH})_3]^-$	- 0,90
	0 → + IV	Кисл.	$\text{Sn}_{(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{SnO}_2 \downarrow + 4\text{H}^+$	- 0,12
		Щел.	$\text{Sn}_{(\text{r})} + 6\text{OH}^- (\text{гор.}) - 4e^- =$ $= [\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$	- 0,93
+ II → + IV	Кисл.	$[\text{SnCl}_3]^- + 3\text{Cl}^- (\text{конц.}) - 2e^- =$ $= [\text{SnCl}_6]^{2-}$	+ 0,14	
	Щел.	$[\text{Sn}(\text{OH})_3]^- + 3\text{OH}^- - 2e^- =$ $= [\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}$	- 0,96	
Sr	0 → + II	—	$\text{Sr}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Sr}^{2+}$	- 2,89
Ti	0 → + III	Кисл.	$\text{Ti}_{(\text{r})} - 3e^- = \text{Ti}^{3+}$	- 1,75
	0 → + IV	Кисл.	$\text{Ti}_{(\text{r})} + 6\text{HF} (\text{конц.}) - 4e^- = [\text{TiF}_6]^{2-} + 6\text{H}^+$	- 0,91
	+ III → + IV	Нейтр. Нейтр.	$\text{Ti}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O} - 1e^- = \text{Ti}(\text{OH})_2^{2+} + 2\text{H}^+$ $\text{Ti}^{3+} + 4\text{OH}^- - 1e^- = \text{TiO}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$	+ 0,10 - 1,49
V	0 → + IV	Кисл.	$\text{V}_{(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{VO}^{2+} + 2\text{H}^+$	- 0,54
		Кисл.	$\text{V}_{(\text{r})} + 4\text{Cl}^- - 4e^- = \text{VCl}_4(\text{ж})$	- 0,05
Zn	0 → + II	Кисл.	$\text{Zn}_{(\text{r})} - 2e^- = \text{Zn}^{2+}$	- 0,76
		Щел.	$\text{Zn}_{(\text{r})} + 4\text{OH}^- - 2e^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	- 1,26
		Щел.	$\text{Zn}_{(\text{r})} + 4\text{CN}^- - 2e^- = [\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	- 1,26
		Щел.	$\text{Zn}_{(\text{r})} + 4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) - 2e^- =$ $= [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	- 1,03

5.3. Электрохимический ряд напряжений металлов

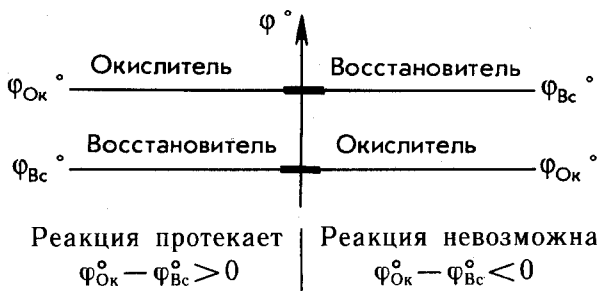
Стрелка отвечает уменьшению восстановительной способности металлов и увеличению окислительной способности их катионов в водном растворе (кислотная среда).

Соответствующие потенциалы окисления металлов см. в разделе 5.2.2.

Li	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Ti	Al	Mn	Cr	Zn	V
→													
$\text{Li}^+ \text{K}^+ \text{Ba}^{2+} \text{Sr}^{2+} \text{Ca}^{2+} \text{Na}^+ \text{Mg}^{2+} \text{Be}^{2+} \text{Ti}^{3+} \text{Al}^{3+} \text{Mn}^{2+} \text{Cr}^{2+} \text{Zn}^{2+} \text{V}^{\text{IV}}$													
Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Bi	Cu	Pt	Ag	Hg	Pd	Au
→													
$\text{Fe}^{2+} \text{Cd}^{2+} \text{Co}^{2+} \text{Ni}^{2+} \text{Sn}^{2+} \text{Pb}^{2+} \text{H}^+ \text{Bi}^{3+} \text{Cu}^{2+} \text{Pt}^{\text{IV}} \text{Ag}^+ \text{Hg}^{2+} \text{Pd}^{2+} \text{Au}^{\text{III}}$													

5.4. Направление реакций в водном растворе

Возможность самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций в водном растворе при стандартных условиях устанавливается сравнением значений (с учетом знаков) стандартных потенциалов окислителей и восстановителей (приведены в разделе 5.2):



Из практики известно, что при $(\varphi_{\text{ок}}^{\circ} - \varphi_{\text{вс}}^{\circ}) > +0,4$ В окислительно-восстановительная реакция протекает практически необратимо в прямом направлении (т. е. слева направо по уравнению реакции).

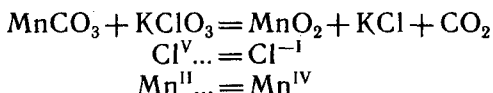
Если же разность $\varphi_{\text{ок}}^{\circ} - \varphi_{\text{вс}}^{\circ}$ лежит в пределах $-0,4 \dots +0,4$ В, то в стандартных условиях реакция протекает в малой степени. Для проведения таких реакций отходят от стандартных условий — применяют нагревание реакционной смеси, используют концентрированные растворы окислителей и восстановителей, один из реагентов берут в избытке (а еще лучше, если это возможно, в виде твердого вещества или газа). При этом потенциал окислителя увеличивается ($\varphi_{\text{ок}}^{\circ} \uparrow$), а потенциал восстановителя уменьшается ($\varphi_{\text{вс}}^{\circ} \downarrow$), что приводит к возрастанию разности $\varphi_{\text{ок}}^{\circ} - \varphi_{\text{вс}}^{\circ}$ и увеличению степени протекания реакции в прямом направлении.

5.5. Подбор коэффициентов в уравнениях реакций

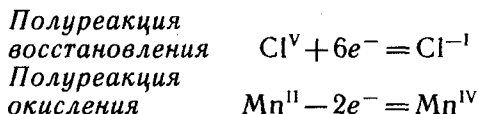
5.5.1. МЕТОД ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА

Этот метод используется для подбора коэффициентов в уравнениях любых химических реакций. Подбор коэффициентов проводится по следующим этапам:

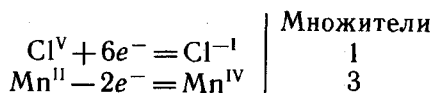
а) Записывают формулы реагентов и продуктов, находят элементы, которые повышают и понижают свои степени окисления, и выписывают их отдельно:



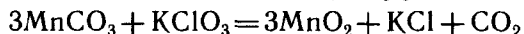
б) Составляют уравнения полуреакций восстановления и окисления, соблюдая сохранение числа атомов и заряда в каждой полуреакции слева и справа от знака равенства:



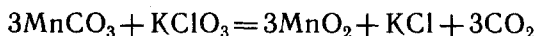
в) Подбирают дополнительные множители для уравнений полуреакций так, чтобы сохранение заряда выполнялось для реакции в целом, т. е. число принятых электронов в полуреакции восстановления стало бы равным числу отданных электронов в полуреакции окисления:



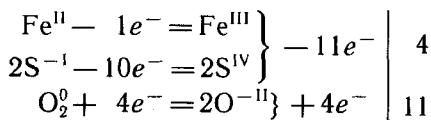
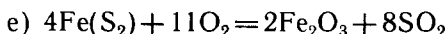
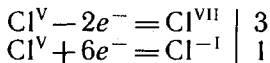
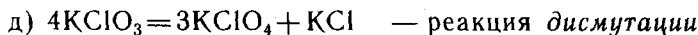
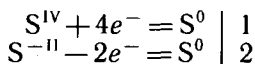
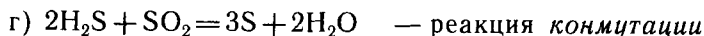
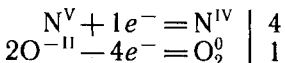
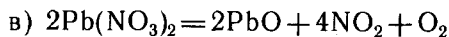
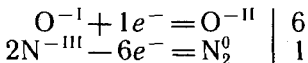
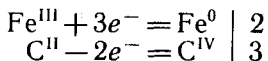
г) Проставляют по найденным множителям стехиометрические коэффициенты в схему реакции (коэффициент 1 опускается):



д) Уравнивают числа атомов тех элементов, которые не изменяют своей степени окисления (если таких элементов два, то достаточно уравнивать число атомов одного из них, а по другому провести проверку). Получают уравнение химической реакции с подобранными коэффициентами:



На практике метод электронного баланса используют для подбора коэффициентов в уравнениях реакций между веществами, не находящимися в водном растворе, а также между веществами в растворе, если эти вещества и продукты реакции — неэлектролиты (слабые электролиты). Примеры:

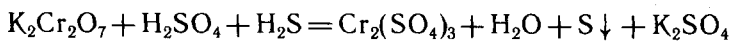


5.5.2. МЕТОД ЭЛЕКТРОННО-ИОННОГО БАЛАНСА

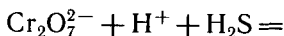
Этот метод рекомендуется для реакций, протекающих в водном растворе при участии ионов сильных электролитов.

Подбор коэффициентов проводится по следующим этапам:

а) Записывают молекулярное уравнение реакции:

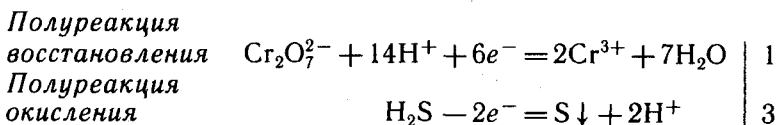


б) Записывают (на следующей строке) формулы реагентов в ионном виде:

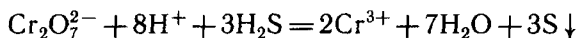


(здесь $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ — окислитель, H^+ — кислотная среда, H_2S — восстановитель).

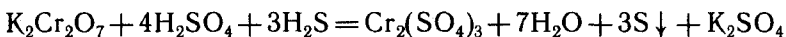
в) Составляют (на двух следующих строках, особенности составления см. ниже) электронно-ионные уравнения полуреакций восстановления окислителя и окисления восстановителя и подбирают дополнительные множители:



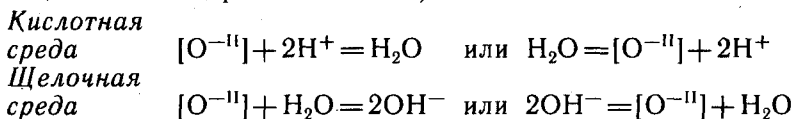
г) Составляют (суммированием уравнений полуреакций) ионное уравнение реакции, т. е. дополняют запись б):



д) Переносят коэффициенты в молекулярное уравнение реакции и подбирают коэффициенты для веществ, отсутствующих в ионном уравнении, т. е. дополняют запись а), затем проводят проверку (обычно по числу атомов кислорода). Получают уравнение реакции с подобранными коэффициентами:

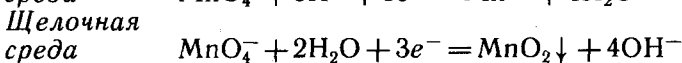
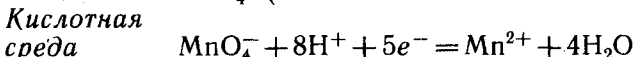


Различие числа атомов O^{-II} в формульной единице окислителя (восстановителя) и продукта его восстановления (окисления) в уравнениях полуреакций компенсируется добавлением формульных единиц H_2O и ионов среды — кислотной H^+ (условная запись; точнее, H_3O^+) или щелочной OH^- (связанные атомы O^{-II} заключены в квадратные скобки):

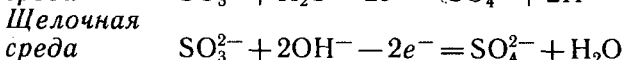
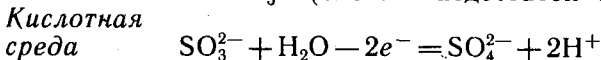


Примеры:

а) Окислитель MnO_4^- (слева — избыток атомов O^{-II}):

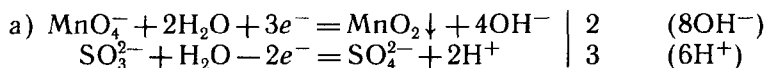


б) Восстановитель SO_3^{2-} (слева — недостаток атомов O^{-II}):

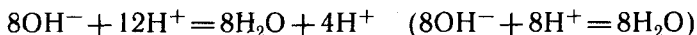
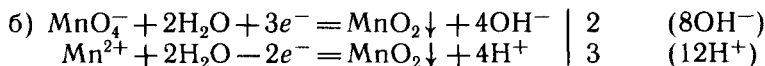


Для реакций в условно-нейтральной (слабокислотной, слабощелочной) среде в уравнениях полуреакций восстановления и окисления слева записывают обязательно воду, но при этом получается разное число ионов H^+ и OH^- , что компенсируется составлением третьего ионного уравнения для среды реакции.

Примеры:

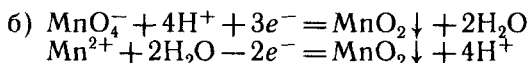
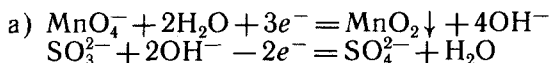


$8\text{OH}^- + 6\text{H}^+ = 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$ (где $6\text{OH}^- + 6\text{H}^+ = 6\text{H}_2\text{O}$)
(эта реакция реально протекает в слабощелочной среде — справа 2OH^-).

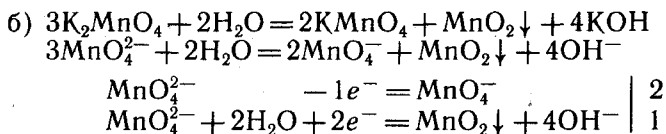
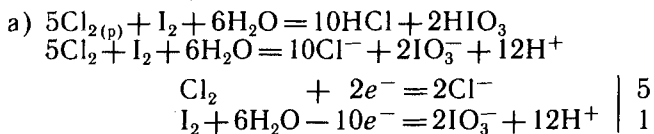


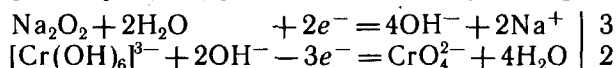
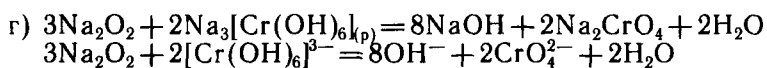
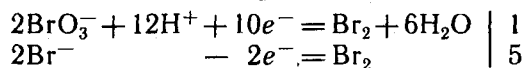
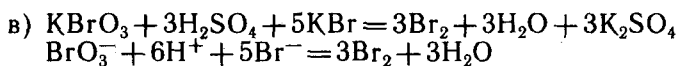
(эта реакция реально протекает в слабокислотной среде — справа 4H^+).

Если же (при известном навыке) сразу учесть, что в первом из вышеприведенных примеров раствор сульфита SO_3^{2-} слабощелочной вследствие гидролиза ($\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$) и реакция с ионами MnO_4^- протекает в слабощелочной среде, а во втором примере раствор соли марганца (II) — слабокислый вследствие гидролиза ($\text{Mn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{MnOH}^+ + \text{H}^+$) и реакция с ионами MnO_4^- протекает в слабокислотной среде, то в полуреакциях окисления и восстановления используют вид среды — либо щелочной (в первом примере), либо кислотный (во втором примере):



Примеры уравнений реакций с коэффициентами, подобранными методом электронно-ионного баланса:





Для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо знать (определять) функции реагентов (окислитель, восстановитель, среда) и соответственно выбирать формулы продуктов. Важнейшие переходы для распространенных окислителей и восстановителей в растворе см. в разделе 5.2.

6. КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ РЕАКЦИИ

6.1. Константы кислотности веществ (водный раствор, 25 °С)

Приведены сопряженные пары: слабая кислота/слабое основание (в рамках протонной теории кислот и оснований Брэнстеда-Лаури) и количественная характеристика кислотности и основности веществ (молекулы, ионы) — константы кислотности K_x (подробнее см. раздел 12. рубрики « K_b », « K_a », « K_o »).

Для катиона оксония H_3O^+ (самая сильная кислота в водном растворе) и гидроксид-иона OH^- (самое сильное основание в водном растворе) приняты следующие значения K_x .

$$K_x(\text{H}_3\text{O}^+/\text{H}_2\text{O}) = 55,509 \quad (25^\circ \text{C})$$

$$K_x(\text{H}_2\text{O}/\text{OH}^-) = 1,816 \cdot 10^{-16} \quad (25^\circ \text{C})$$

Не указанные в таблице кислоты

HBr	HCl	HI	H_2SO_4	HNCS
HBrO_3	HClO_3	HIO_3	H_2SeO_4	HMnO_4
HBrO_4	HClO_4	HIO_4	HNO_3	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

также считаются сильными в разбавленном растворе ввиду

практически необратимого протолиза этих веществ в воде.

Пары кислота/основание расположены по алфавиту формул кислот. Формулы гидроанионов кислот H_nA (т. е. $H_{n-1}A^-$, $H_{n-2}A^{2-}$ и т. д.) приводятся вслед за формулами кислот, формулы гидроксокатионов, гидроксидов и гидроксоанионов (гидроксо-комплексов) — вслед за формулами аквакатионов (катионов металлов в функции кислоты), последние условно изображены в виде моногидратов, например вместо $[Cu(H_2O)_4]^{2+}$ указано $Cu^{2+} \cdot H_2O$.

Сопряженная пара кислота/основание	K_K	Сопряженная пара кислота/основание	K_K
$Ag^+ \cdot H_2O/AgOH$	$1,0 \cdot 10^{-12}$	HF/F^-	$6,7 \cdot 10^{-4}$
$Al^{3+} \cdot H_2O/AlOH^{2+}$	$9,6 \cdot 10^{-6}$	$H_2GeO_3/HGeO_3^-$	$1,9 \cdot 10^{-9}$
$AlOH^{2+} \cdot H_2O/Al(OH)_2^+$	$4,7 \cdot 10^{-6}$	$HGeO_3^-/GeO_3^{2-}$	$1,9 \cdot 10^{-13}$
$Al(OH)_2 \cdot H_2O/Al(OH)_3$	$1,4 \cdot 10^{-6}$	$H_5IO_6/H_4IO_6^-$	$2,8 \cdot 10^{-2}$
$Al(OH)_3 \cdot H_2O/[Al(OH)_4]^-$	$3,2 \cdot 10^{-8}$	$H_4IO_6^-/H_3IO_6^{2-}$	$5,4 \cdot 10^{-9}$
$B(OH)_3 \cdot H_2O/[B(OH)_4]^-$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	HN_3/N_3^-	$1,9 \cdot 10^{-5}$
$Be^{2+} \cdot H_2O/BeOH^+$	$2,0 \cdot 10^{-6}$	HNO_2/NO_2^-	$5,1 \cdot 10^{-4}$
$BeOH^+ \cdot H_2O/Be(OH)_2$	$3,2 \cdot 10^{-10}$	H_2O_2/HO_2^-	$2,4 \cdot 10^{-12}$
$Be(OH)_2 \cdot H_2O/[Be(OH)_3]^-$	$1,2 \cdot 10^{-11}$	$H(PH_2O_2)/PH_2O_2^-$	$7,9 \cdot 10^{-2}$
$[Be(OH)_3]^- \cdot H_2O/[Be(OH)_4]^{2-}$	$3,6 \cdot 10^{-14}$	$H_2(PHO_3)/H(PHO_3)^-$	$1,0 \cdot 10^{-2}$
$Bi^{3+} \cdot H_2O/BiOH^{2+}$	$2,7 \cdot 10^{-2}$	$H(PhO_3)^-/PhO_3^{2-}$	$2,6 \cdot 10^{-7}$
CH_3COOH/CH_3COO^-	$1,7 \cdot 10^{-5}$	$H_3PO_4/H_2PO_4^-$	$1,7 \cdot 10^{-3}$
$Cd^{2+} \cdot H_2O/CdOH^+$	$2,4 \cdot 10^{-8}$	$H_2PO_4^-/HPO_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$
$Co^{2+} \cdot H_2O/CoOH^+$	$1,3 \cdot 10^{-9}$	HPO_4^{2-}/PO_4^{3-}	$4,6 \cdot 10^{-13}$
$Cr^{3+} \cdot H_2O/CrOH^{2+}$	$1,1 \cdot 10^{-4}$	H_2S/HS^-	$1,1 \cdot 10^{-7}$
$CrOH^{2+} \cdot H_2O/Cr(OH)_2^+$	$2,8 \cdot 10^{-6}$	HS^-/S^{2-}	$1,2 \cdot 10^{-13}$
$Cu^{2+} \cdot H_2O/CuOH^+$	$4,6 \cdot 10^{-8}$	H_2SO_3 (см. $SO_2 \cdot H_2O$)	
$Fe^{2+} \cdot H_2O/FeOH^+$	$1,8 \cdot 10^{-7}$	H_2Se/HSe^-	$1,6 \cdot 10^{-4}$
$Fe^{3+} \cdot H_2O/FeOH^{2+}$	$6,8 \cdot 10^{-3}$	HSe^-/Se^{2-}	$1,0 \cdot 10^{-11}$
$Ga^{3+} \cdot H_2O/GaOH^{2+}$	$1,6 \cdot 10^{-3}$	$H_2SeO_3/HSeO_3^-$	$2,5 \cdot 10^{-3}$
$HAsO_2/AsO_2^-$	$6,0 \cdot 10^{-10}$	$HSeO_3^-/SeO_3^{2-}$	$4,8 \cdot 10^{-9}$
$H_3AsO_3/H_2AsO_3^-$	$5,9 \cdot 10^{-10}$	$H_4SiO_4/H_3SiO_4^-$	$1,6 \cdot 10^{-10}$
$H_2AsO_3^-/HASO_3^{2-}$	$7,4 \cdot 10^{-13}$	$H_3SiO_4^-/H_2SiO_4^{2-}$	$1,9 \cdot 10^{-12}$
$HASO_3^-/AsO_3^{3-}$	$3,9 \cdot 10^{-14}$	$H_2SiO_4^{2-}/HSiO_4^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-12}$
$H_3AsO_4/H_2AsO_4^-$	$5,5 \cdot 10^{-3}$	$HSiO_4^-/SiO_4^{4-}$	$2,0 \cdot 10^{-14}$
$H_2AsO_4^-/HASO_4^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-7}$	H_2Te/HTe^-	$2,3 \cdot 10^{-3}$
$HASO_4^{2-}/AsO_4^{3-}$	$3,0 \cdot 10^{-12}$	HTe^-/Te^{2-}	$6,8 \cdot 10^{-13}$
$HBrO/BrO^-$	$2,1 \cdot 10^{-9}$	$H_2TeO_3/HTeO_3^-$	$1,4 \cdot 10^{-4}$
HCN/CN^-	$4,9 \cdot 10^{-10}$	$HTeO_3^-/TeO_3^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-11}$
H_2CO_3/HCO_3^-	$4,3 \cdot 10^{-7}$	$H_6TeO_6/H_5TeO_6^-$	$1,9 \cdot 10^{-8}$
HCO_3^-/CO_3^{2-}	$4,7 \cdot 10^{-11}$	$H_5TeO_6^-/H_4TeO_6^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-11}$
$H_2C_2O_4/HC_2O_4^-$	$6,4 \cdot 10^{-2}$	$H_3VO_4^?/H_2VO_4^-$	$3,2 \cdot 10^{-5}$
$HC_2O_4^-/C_2O_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-5}$	$H_2VO_4^-/HVO_4^{2-}$	$1,1 \cdot 10^{-9}$
$HCOOH/HCOO^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$	HVO_4^{2-}/VO_4^{3-}	$7,4 \cdot 10^{-12}$
$HClO/HClO^-$	$2,8 \cdot 10^{-8}$	$Hg^{2+} \cdot H_2O/HgOH^+$	$2,6 \cdot 10^{-4}$
$HClO_2/HClO_2^-$	$1,1 \cdot 10^{-2}$	$Hg_2^{2+} \cdot H_2O/Hg_2OH^+$	$3,3 \cdot 10^{-5}$
$H_2CrO_4/HCrO_4^-$	9,55	$In^{3+} \cdot H_2O/InOH^{2+}$	$2,6 \cdot 10^{-4}$
$HCrO_4^-/CrO_4^{2-}$	$3,2 \cdot 10^{-7}$		

Сопряженная пара кислота / основание	K_k	Сопряженная пара кислота / основание	K_k
$Mg^{2+} \cdot H_2O / MgOH^+$	$3,8 \cdot 10^{-12}$	$Sn^{2+} \cdot H_2O / SnOH^+$	$7,9 \cdot 10^{-3}$
$Mn^{2+} \cdot H_2O / MnOH^+$	$2,6 \cdot 10^{-11}$	$SnOH^+ \cdot H_2O / Sn(OH)_2$	$2,9 \cdot 10^{-5}$
$NH_4^+ / NH_3 \cdot H_2O$	$5,8 \cdot 10^{-10}$	$Sn(OH)_2 \cdot H_2O / [Sn(OH)_3]^-$	$3,0 \cdot 10^{-10}$
$N_2H_5^+ / N_2H_4 \cdot H_2O$	$5,9 \cdot 10^{-9}$	$Ti^{3+} \cdot H_2O / TiOH^{2+}$	$5,6 \cdot 10^{-3}$
$NH_3OH^+ / NH_2OH \cdot H_2O$	$9,4 \cdot 10^{-7}$	$Ti^{3+} \cdot H_2O / TiOH^{2+}$	$5,8 \cdot 10^{-2}$
$Ni^{2+} \cdot H_2O / NiOH^+$	$1,2 \cdot 10^{-11}$	$V^{2+} \cdot H_2O / VOH^+$	$3,5 \cdot 10^{-7}$
$Pb^{2+} \cdot H_2O / PbOH^+$	$7,1 \cdot 10^{-7}$	$V^{3+} \cdot H_2O / VOH^{2+}$	$1,2 \cdot 10^{-3}$
$PbOH^+ \cdot H_2O / Pb(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-11}$	$VO^{2+} \cdot H_2O / VO(OH)^+$	$2,2 \cdot 10^{-3}$
$Pb(OH)_2 \cdot H_2O / [Pb(OH)_3]^-$	$9,6 \cdot 10^{-12}$	$Zn^{2+} \cdot H_2O / ZnOH^+$	$2,0 \cdot 10^{-8}$
$SO_2 \cdot H_2O / HSO_3^-$	$1,7 \cdot 10^{-2}$	$ZnOH^+ \cdot H_2O / Zn(OH)_2$	$7,6 \cdot 10^{-10}$
HSO_3^- / SO_3^{2-}	$6,3 \cdot 10^{-8}$	$Zn(OH)_2 \cdot H_2O / [Zn(OH)_3]^-$	$1,3 \cdot 10^{-12}$
$Sb(OH)_5 \cdot H_2O / [Sb(OH)_6]^-$	$4,0 \cdot 10^{-6}$	$[Zn(OH)_3]^- \times$	
$Sc^{3+} \cdot H_2O / ScOH^{2+}$	$2,5 \cdot 10^{-5}$	$\times H_2O / [Zn(OH)_4]^{2-}$	$4,3 \cdot 10^{-13}$

6.2. Интервал pH осаждения гидроксидов металлов

Приведены интервалы значений водородного показателя pH для осаждения малорастворимых гидроксидов металлов из растворов их солей. Большинство гидроксидов в сильнощелочной среде частично (чаще) и полностью (реже) переходит в раствор в виде гидроксокомплексов, состав которых показан в последней графе. Прочерк означает отсутствие заметного перехода в раствор даже в концентрированном растворе щелочи.

Гидроксид	Значение pH				Гидроксокомплекс
	Начало осаждения	Полное осаждение	Начало пере- хода в раствор	Полный переход в раствор	
$Ag_2O \cdot nH_2O$	8,2	11,2	12,7	—	$[Ag(OH)_2]^-$
$Al(OH)_3$	4,0	5,2	7,8	10,8	$[Al(H_2O)_2(OH)_4]^-$
				>12	$[Al(OH)_4]^-$
$Be(OH)_2$	6,2	8,8	10,5	>14	$[Be(OH)_4]^{2-}$
$Cd(OH)_2$	8,2	9,7	13,7	—	$[Cd(OH)_6]^{4-}$
$Co(OH)_2$	7,6	9,2	14,1	—	$[Co(OH)_4]^{2-}$
$Cr(OH)_3$	4,7	6,8	9,4	12—13	$[Cr(OH)_6]^{3-}$
$Cu(OH)_2$	6,2	7,1	14,0	—	$[Cu(OH)_4]^{2-}$
$Fe(OH)_2$	7,5	9,7	13,5	—	$[Fe(OH)_4]^{2-}$
$FeO(OH)$	2,3	4,1	14,0	—	$[Fe(OH)_6]^{3-}$
$Ga(OH)_3$	2,4	3,6	5,6	9,7	$[Ga(H_2O)_2(OH)_4]^-$
				>11	$[Ga(OH)_4]^-$
$HgO \cdot nH_2O$	2,4	5,0	11,5	—	$[Hg(OH)_3]^- ?$
$In(OH)_3$	3,6	4,6	11,0	—	$[In(OH)_6]^{3-}$
$Mg(OH)_2$	10,4	12,4	$\geq 14^*$	—	$[Mg(OH)_4]^{2-}$
$Mn(OH)_2$	8,8	10,4	14,0	—	$[Mn(OH)_4]^{2-}$
$Ni(OH)_2$	7,7	9,5	13,2	—	$[Ni(OH)_4]^{2-}$
$Pb(OH)_2$	7,4	9,0	10,5	$\geq 14^*$	$[Pb(OH)_3]^-$

Гидроксид	Значение pH				Гидросокомплекс
	Начало осаднения	Полное осаждение	Начало перехода в раствор	Подный переход в раствор	
$Sb_2O_3 \cdot nH_2O$	0,9	1,9	6,9	$\geq 14^*$	$[Sb(OH)_4]^-$
$Sn(OH)_2$	2,1	4,7	10,0	13,5	$[Sn(OH)_3]^-$
$TiO(OH)_2$	0,5	2,0	—	—	—
$Zn(OH)_2$	6,4	8,0	10,5	12—13	$[Zn(OH)_4]^{2-}$

* 20—30%-ный раствор NaOH.

6.3. Кислотно-основные индикаторы

Приведены распространенные в лабораторной практике кислотно-основные индикаторы в порядке возрастания значений pH, вызывающих изменение окраски. Первая окраска соответствует значениям pH до интервала, вторая окраска — после интервала. Римские цифры в скобках отвечают номеру перехода окраски (для многоцветных индикаторов).

Индикатор	Интервал pH	Изменение окраски
Метилловый фиолетовый	(I) 0,13—0,5	Желтая — зеленая
Крезоловый красный	(I) 0,2—1,8	Красная — желтая
Метилловый фиолетовый	(II) 1,0—1,5	Зеленая — синяя
Тимоловый синий	(I) 1,2—2,8	Красная — желтая
Тропеолин 00	1,3—3,2	Красная — желтая
Метилловый фиолетовый	(III) 2,0—3,0	Синяя — фиолетовая
Бромфеноловый синий	3,0—4,6	Желтая — синяя
Метилловый оранжевый	3,1—4,0	Красная — оранжево-желтая
Бромкрезоловый синий	3,8—5,4	Желтая — синяя
Метилловый красный	4,2—6,2	Красная — желтая
Лакмус (азолитмин)	5,0—8,0	Красная — синяя
Бромкрезоловый пурпурный	5,2—6,8	Желтая — ярко-красная
Бромтимоловый синий	6,0—7,6	Желтая — синяя
Феноловый красный	6,8—8,4	Желтая — красная
Крезоловый красный	(II) 7,0—8,8	Желтая — темно-красная
Тимоловый синий	(II) 8,0—9,6	Желтая — синяя
Фенолфталеин	8,2—10,0	Бесцветная — красная
Тимолфталеин	9,3—10,5	Бесцветная — синяя
Нильский голубой	10,1—11,1	Синяя — красная
Диазофиолетовый	10,1—12,0	Желтая — фиолетовая
Индигокармин	11,6—14,0	Синяя — желтая

7. РАСТВОРИМОСТЬ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

7.1. Растворимость твердых веществ

7.1.1. ХОРОШО РАСТВОРИМЫЕ ВЕЩЕСТВА

Растворимость веществ, являющихся твердыми при температуре растворения, выражена через массовый коэффициент рас-

творимости k (в граммах безводного вещества на 100 г воды). Как правило, растворимость приведена в холодной (20 °С) и горячей воде (80 °С), иная температура указана верхним индексом, причем значок * отвечает интервалу комнатной температуры (18—25° С). Прочерк отвечает полному разложению вещества водой. Многоточие означает отсутствие данных.

Качественную растворимость солей см. в разделе 7.1.3.

Вещество	k , 20 °С	k , 80 °С	Вещество	k , 20 °С	k , 80 °С
AgF	172	216 ⁵⁰	KF	94,93	150,1
AgNO ₃	227,9	635,3	K ₃ [Fe(CN) ₆]	46,0	81,8
AlCl ₃	45,9	48,6	K ₄ [Fe(CN) ₆]	28,0	67,0
Al ₂ (SO ₄) ₃	36,4	73,1	KHCO ₃	33,3	68,3 ⁷⁰
B(OH) ₃	4,87	23,54	K(HF ₂)	39,2	114
BaCl ₂	36,2	52,2	KH ₂ PO ₄	22,6	70,4
Ba(OH) ₂	3,89	101,4	K ₂ HPO ₄	159,8	267,5 ⁶³
BaS	7,86	49,91	KI	144,5	190,7
BeCl ₂	72,8	77,0 ³⁰	KIO ₃	8,1	24,8
BeSO ₄	39,1	67,2	KMnO ₄	6,36	25 ⁶⁵
CaCN ₂	2,50 ²⁵	—	KNCS	217	408 ⁶⁷
CaCl ₂	74,5	147,0	KNO ₂	306,7	376
Ca(ClO) ₂	33,3 ²⁵	—	KNO ₃	31,6	168,8
Ca(NO ₃) ₂	129,3	358,7	KOH	112,4	162,5
CdCl ₂	113,4	140,4	K ₃ PO ₄	98,5	178,5 ⁶⁰
CdSO ₄	76,4	67,2	K ₂ SO ₃	107,0	111,5
CoCl ₂	52,9	97,6	K ₂ SO ₄	11,1	21,4
CoSO ₄	36,3	49,3	K ₂ S ₂ O ₆ (O ₂)	4,7	11,0 ⁴⁰
CrCl ₃	34,9 ²⁵	—	LiCl	84,5 ²⁵	112,3
Cr ₂ (SO ₄) ₃	64 ²⁵	—	LiOH	12,8	15,3
CsCl	186,5	250	Li ₂ SO ₄	34,7	31,9 ⁷⁵
CsOH	385,6 ¹⁵	303 ³⁰	MgCl ₂	54,8	65,8
CuCl ₂	72,7	96,1	MgSO ₄	35,1	54,8
CuSO ₄	20,5	55,5	MnCl ₂	73,9	112,7
FeCl ₂	68,5	90,7	MnSO ₄	62,9	45,6
FeCl ₃	91,9	—	(NH ₄) ₂ CO ₃	100 ¹⁵	—
Fe(NH ₄) ₂ (SO ₄) ₂	26,4	52 ⁷⁰	NH ₄ Cl	37,2	65,6
FeSO ₄	26,6	43,7	N ₂ H ₅ Cl	179 ²⁵	...
Fe ₂ (SO ₄) ₃	440*	—	NH ₄ F	82,6	117,6
H ₂ C ₂ O ₄	9,52	84,5	NH ₄ HCO ₃	21,7	—
H ₂ (PHO ₃)	694 ³⁰	...	NH ₄ HS	128,1 ⁰	—
H ₃ PO ₄	548	...	NH ₄ NCS	170	431 ⁷⁰
H ₂ SeO ₄	566,6	2753 ⁵⁰	NH ₄ NO ₃	192,0	580,0
H ₆ TeO ₆	50,05 ³⁰	106,4	(NH ₃ OH)Cl	83 ¹⁷	194 ¹⁰⁰
HgCl ₂	6,59	24,2	(NH ₄) ₂ SO ₄	75,4	94,1
K[Ag(CN) ₂]	25	100	Na ₂ B ₄ O ₇	2,5	24,3
KAl(SO ₄) ₂	5,9	71,0	Na ₂ CO ₃	21,8	45,1
K[Au(CN) ₂]	14*	200	NaCl	35,9	38,1
KBr	65,2	94,6	NaClO	53,4	129,9 ⁵⁰
KBrO ₃	6,87	34,28	NaClO ₂	64 ¹⁷	122 ⁵⁰
KCN	69,9	99,8	NaClO ₃	95,9	203,9 ¹⁰⁰
K ₂ CO ₃	111,0	139,2	NaClO ₄	211 ²⁵	300 ⁷⁵
KCl	34,4	51,1	NaHCO ₃	9,59	20,2
KClO ₃	7,3	37,6	NaH ₂ PO ₄	85,2	207,3
K ₂ CrO ₄	63,0	75,1	Na ₂ HPO ₄	7,66	92,4
K ₂ Cr ₂ O ₇	12,48	73,01	NaHSO ₄	28,6 ⁰	50 ¹⁰⁰
KCr(SO ₄) ₂	12,51 ²⁵	...			

Вещество	k 20 °С	k , 80 °С	Вещество	k 20 °С	k , 80 °С
NaNO ₂	82,9	135,5	NiSO ₄	38,4	66,7
NaNO ₃	87,6	149	Pb(NO ₃) ₂	52,2	107,4
NaOH	108,7	314	RbCl	91,1	127,2
Na(PH ₂ O ₂)	83 ²⁵	554 ¹⁰⁰	RbOH	179 ¹⁵	282 ⁴⁷
Na ₂ (PHO ₃)	419 ⁰	...	SnCl ₂	269,8 ¹⁵	—
Na ₃ PO ₄	14,5 ²⁵	68,0	SnSO ₄	18,8 ¹⁹	—
Na ₂ S	18,6	49,2	SrCl ₂	53,1	93,1
Na ₂ SO ₃	26,1	29,0	TiNO ₃	9,55	111
Na ₂ SO ₄	19,2	43,3	TiOH	34,3 ¹⁸	126,1 ⁹⁰
Na ₂ (SO ₃ S)	70,1	229	ZnCl ₂	367	549
NiCl ₂	64,0	86,2 ⁷⁵	ZnSO ₄	54,1	67,2

7.1.2. МАЛОРАСТВОРИМЫЕ И ПРАКТИЧЕСКИ НЕРАСТВОРИМЫЕ ВЕЩЕСТВА

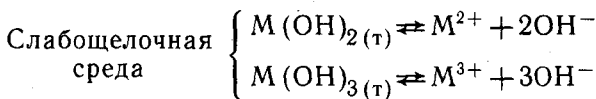
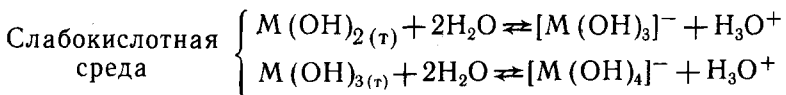
Растворимость веществ — солей и гидроксидов — выражена через произведение растворимости ПР при 25° С. Для пересчета значений ПР на растворимость L (моль/л) веществ $M_m A_n$ используются следующие формулы:

$$\begin{array}{l}
 m:a=1:1 \quad L=\sqrt{\text{ПР}} \\
 m:a=2:1(1:2) \quad L=\sqrt{\text{ПР}/4}
 \end{array}
 \left|
 \begin{array}{l}
 m:a=3:1(1:3) \quad L=\sqrt[4]{\text{ПР}/27} \\
 m:a=3:2(2:3) \quad L=\sqrt[5]{\text{ПР}/108}
 \end{array}
 \right.$$

Приведена также растворимость веществ, выраженная через массовый коэффициент растворимости k (в граммах безводного вещества на 100 г воды) при 25° С.

Значения ПР и k , отмеченные значком *, отвечают интервалу комнатной температуры (18—25° С), иная температура для значений указана верхним индексом.

Для амфотерных гидроксидов приведено по два значения ПР и k , отвечающих их растворимости в слабокислотной и слабощелочной средах (последняя обозначена буквой «щ.» рядом с формулой); соответствующие гетерогенные равновесия:



См. также раздел 12, рубрики « k », « L », «ПР».

Качественную растворимость солей см. в разделе 7.1.3.

Вещество	ПР, 25 °С	κ, 25 °С	Вещество	ПР, 25 °С	κ, 25 °С
AgBr	$5,0 \cdot 10^{-13}$	$1,3 \cdot 10^{-5}$	Ga(OH) ₃	$2,9 \cdot 10^{-11}$	$6,4 \cdot 10^{-5}$
Ag ₂ CO ₃	$8,7 \cdot 10^{-12}$	$3,6 \cdot 10^{-3}$	Ga(OH) ₃ ш.	$4,1 \cdot 10^{-36}$	$7,5 \cdot 10^{-9}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	$1,9 \cdot 10^{-4}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,5 \cdot 10^{-18}$	$3,4 \cdot 10^{-5}$
AgI	$2,3 \cdot 10^{-16}$	$3,6 \cdot 10^{-7}$	HgI ₂	$2,8 \cdot 10^{-29}$	$8,7 \cdot 10^{-9}$
Ag ₃ PO ₄	$1,8 \cdot 10^{-18}$	$6,7 \cdot 10^{-4}$	Hg ₂ I ₂	$5,4 \cdot 10^{-29}$	$1,6 \cdot 10^{-8}$
Ag ₂ S	$7,2 \cdot 10^{-50}$	$6,5 \cdot 10^{-15}$	HgS (черн.)	$1,4 \cdot 10^{-45}$	$8,7 \cdot 10^{-22}$
Ag ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-5}$	$0,79^{20}, 1,30^{80}$	K ₃ [Co(NO ₂) ₆]	$*4,3 \cdot 10^{-10}$	$0,9^{17}, 1,5^{80}$
Al(OH) ₃	$3,7 \cdot 10^{-15}$	$4,7 \cdot 10^{-7}$	KClO ₄	$*1,0 \cdot 10^{-2}$	$1,68^{20}, 13,4^{80}$
Al(OH) ₃ ш.	$5,7 \cdot 10^{-32}$	$5,3 \cdot 10^{-8}$	Li ₂ CO ₃	$1,9 \cdot 10^{-3}$	$1,27; 0,85^{75}$
BaCO ₃	$4,9 \cdot 10^{-9}$	$1,4 \cdot 10^{-3}$	LiF	$1,5 \cdot 10^{-3}$	$0,27^{18}$
BaSO ₃	$*8,0 \cdot 10^{-7}$	$0,019; 0,002^{80}$			$0,135^{35}$
BaSO ₄	$1,8 \cdot 10^{-10}$	$3,1 \cdot 10^{-4}$	Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$	$0,038$
Be(OH) ₂	$6,6 \cdot 10^{-21}$	$3,5 \cdot 10^{-10}$	MgCO ₃	$7,9 \cdot 10^{-6}$	$0,18^{20}$
Be(OH) ₂ ш.	$8,0 \cdot 10^{-22}$	$2,5 \cdot 10^{-7}$	Mg(OH) ₂	$*6,0 \cdot 10^{-10}$	$*3,1 \cdot 10^{-3}$
BiI ₃	$*8,1 \cdot 10^{-19}$	$*7,8 \cdot 10^{-4}$	Mn(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-13}$	$3,4 \cdot 10^{-4}$
Bi(OH) ₃	$3,0 \cdot 10^{-36}$	$1,5 \cdot 10^{-8}$	MnS(·nH ₂ O)	$*2,5 \cdot 10^{-10}$	$*1,4 \cdot 10^{-4}$
Bi ₂ S ₃	$8,9 \cdot 10^{-105}$	$3,1 \cdot 10^{-20}$	Na ₃ [AlF ₆]	$7,8 \cdot 10^{-14}$	$4,9 \cdot 10^{-3}$
CaCO ₃	$4,4 \cdot 10^{-9}$	$6,6 \cdot 10^{-4}$	Ni(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-14}$	$1,5 \cdot 10^{-4}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	$1,7 \cdot 10^{-3}$	NiS	$9,3 \cdot 10^{-22}$	$2,8 \cdot 10^{-10}$
CaHPO ₄	$2,2 \cdot 10^{-7}$	$0,02; 0,11^{60}$	PbCl ₂	$1,7 \cdot 10^{-5}$	$0,978^{20}, 2,62^{80}$
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	$*1,0 \cdot 10^{-3}$	$*1,17; 1,7^{30}$	PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$	$0,076; 0,3^{80}$
Ca(OH) ₂	$6,3 \cdot 10^{-6}$	$0,160^{20}, 0,092^{80}$	Pb(OH) ₂	$2,1 \cdot 10^{-14}$	$3,5 \cdot 10^{-6}$
		$0,102^{80}$	Pb(OH) ₂ ш.	$5,5 \cdot 10^{-16}$	$1,2 \cdot 10^{-4}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-25}$	$1,2 \cdot 10^{-4}$	PbS	$8,7 \cdot 10^{-29}$	$2,2 \cdot 10^{-13}$
CaSO ₃	$*3,2 \cdot 10^{-7}$	$*6,8 \cdot 10^{-3}$	PbSO ₄	$1,7 \cdot 10^{-8}$	$4,0 \cdot 10^{-3}$
CaSO ₄	$3,7 \cdot 10^{-5}$	$0,206^{20}, 0,102^{80}$	Sb ₂ S ₃	$2,2 \cdot 10^{-90}$	$1,6 \cdot 10^{-17}$
		$*2,6 \cdot 10^{-4}$	Sc(OH) ₃	$8,7 \cdot 10^{-28}$	$7,2 \cdot 10^{-7}$
Cd(OH) ₂	$*2,2 \cdot 10^{-14}$	$3,7 \cdot 10^{-13}$	Sn(OH) ₂	$3,7 \cdot 10^{-15}$	$9,3 \cdot 10^{-10}$
CdS	$6,5 \cdot 10^{-28}$	$6,8 \cdot 10^{-4}$	Sn(OH) ₂ ш.	$5,5 \cdot 10^{-27}$	$1,7 \cdot 10^{-8}$
Co(OH) ₂	$1,6 \cdot 10^{-15}$	$1,2 \cdot 10^{-9}$	SnS	$3,0 \cdot 10^{-28}$	$2,6 \cdot 10^{-13}$
CoS	$1,8 \cdot 10^{-20}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$	SrCO ₃	$5,3 \cdot 10^{-10}$	$3,4 \cdot 10^{-4}$
Cr(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-16}$	$1,5 \cdot 10^{-7}$	Sr(OH) ₂	$*3,2 \cdot 10^{-4}$	$0,81^{20}, 8,3^{80}$
Cr(OH) ₃ ш.	$1,1 \cdot 10^{-30}$	$4,7 \cdot 10^{-3}$	SrSO ₄	$2,1 \cdot 10^{-7}$	$0,013^{20}, 0,011^{95}$
CuCl	$2,2 \cdot 10^{-7}$	$2,0 \cdot 10^{-5}$			$5,23^{18}, 27,2^{100}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$	$2,4 \cdot 10^{-6}$	Tl ₂ CO ₃	$4,0 \cdot 10^{-3}$	$0,331; 1,60^{80}$
Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$	$1,1 \cdot 10^{-17}$	TlCl	$1,9 \cdot 10^{-4}$	$0,02^{20}$
CuS	$1,4 \cdot 10^{-36}$	$1,3 \cdot 10^{-15}$	Tl ₂ S	$*3,0 \cdot 10^{-9}$	
Cu ₂ S	$2,3 \cdot 10^{-48}$	$5,2 \cdot 10^{-5}$	VO(OH)	$7,1 \cdot 10^{-23}$	$2,6 \cdot 10^{-7}$
Fe(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$	$5,1 \cdot 10^{-8}$	Zn(OH) ₂	$8,4 \cdot 10^{-11}$	$9,1 \cdot 10^{-5}$
FeS	$3,4 \cdot 10^{-17}$	$8,8 \cdot 10^{-13}$	Zn(OH) ₂ ш.	$3,0 \cdot 10^{-16}$	$4,2 \cdot 10^{-5}$
Fe(S ₂)	$5,4 \cdot 10^{-27}$		ZnS	$7,9 \cdot 10^{-24}$	$2,7 \cdot 10^{-11}$

7.1.3. РАСТВОРИМОСТЬ, ОСАЖДЕНИЕ И ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ ПРИ КОМНАТНОЙ ТЕМПЕРАТУРЕ

Ион	Br ⁻	CH ₃ COO ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	н	м	н	н	р*	н	р	н	н	м
Al ³⁺	*р	+	—	*р	м	*р	*р	н	+	*р
Ba ²⁺	р	р*	н	р	м	р	н	н	р*	н
Be ²⁺	*р	+	[н]	*р	*р*	*р	*р	н	+	*р
Ca ²⁺	р	р*	н	р	н	р	р	н	р*	м

Ион	Br ⁻	CH ₃ COO ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Cd ²⁺	*р	*р*	[н]	*р	*р*	*р	*р	н	н	*р
Co ²⁺	*р	*р*	[н]	*р	*р*	*р	*р	н	н	*р
Cr ³⁺	*р	+	—	*р	*р	н	*р	н	[н]	*р
Cu ²⁺	*р	*р*	[н]	*р	*р*	—	*р	н	н	*р
Fe ²⁺	*р	*р*	[н]	*р	н	*р	*р	н	н	*р
Fe ³⁺	*р	—	—	*р	н	—	*р	н	—	*р
Hg ²⁺	м	*р*	—	*р	+	н	+	н	н	+
Hg ₂ ²⁺	н	м	н	н	н	н	+	н	—	н
K ⁺	р	р*	р*	р	р*	р	р	р*	р*	р
Li ⁺	р	р*	р*	р	р	р	р	р	р*	р
Mg ²⁺	*р	*р*	м	*р	н	*р	*р	н	н	*р
Mn ²⁺	*р	*р*	[н]	*р	*р*	*р	*р	н	н	*р
NH ₄ ⁺	*р	*р*	*р*	*р	*р*	*р	*р	—	+	*р
Na ⁺	р	р*	р*	р	р*	р	р	р*	р*	р
Ni ²⁺	*р	*р*	[н]	*р	*р*	*р	*р	н	н	*р
Pb ²⁺	*р	*р*	[н]	м	м	м	+	н	н	н
Sn ²⁺	+	+	—	+	*р*	м	+	н	н	*р
Sr ²⁺	р	р*	н	р	н	р	р	н	р*	р
Tl ⁺	м	р*	м	м	р*	н	р	н	н	м
Zn ²⁺	*р	*р*	[н]	р	м	*р	*р	н	н	*р

Обозначения:

р — хорошо растворимая соль (>0,1 моль/л)

м — малорастворимая соль (0,1—0,001 моль/л)

н — практически нерастворимая соль (<0,001 моль/л)

[н] — не осаждается из раствора вследствие необратимого гидролиза (выпадает осадок основной соли, и выделяется углекислый газ, а для Cr₂S₃ — осадок Cr(OH)₃ и газ H₂S)

+

— — не существует (соль не получена)

*р — гидролизуется по катиону

р* — гидролизуется по аниону

7.2. Растворимость газообразных и жидких веществ

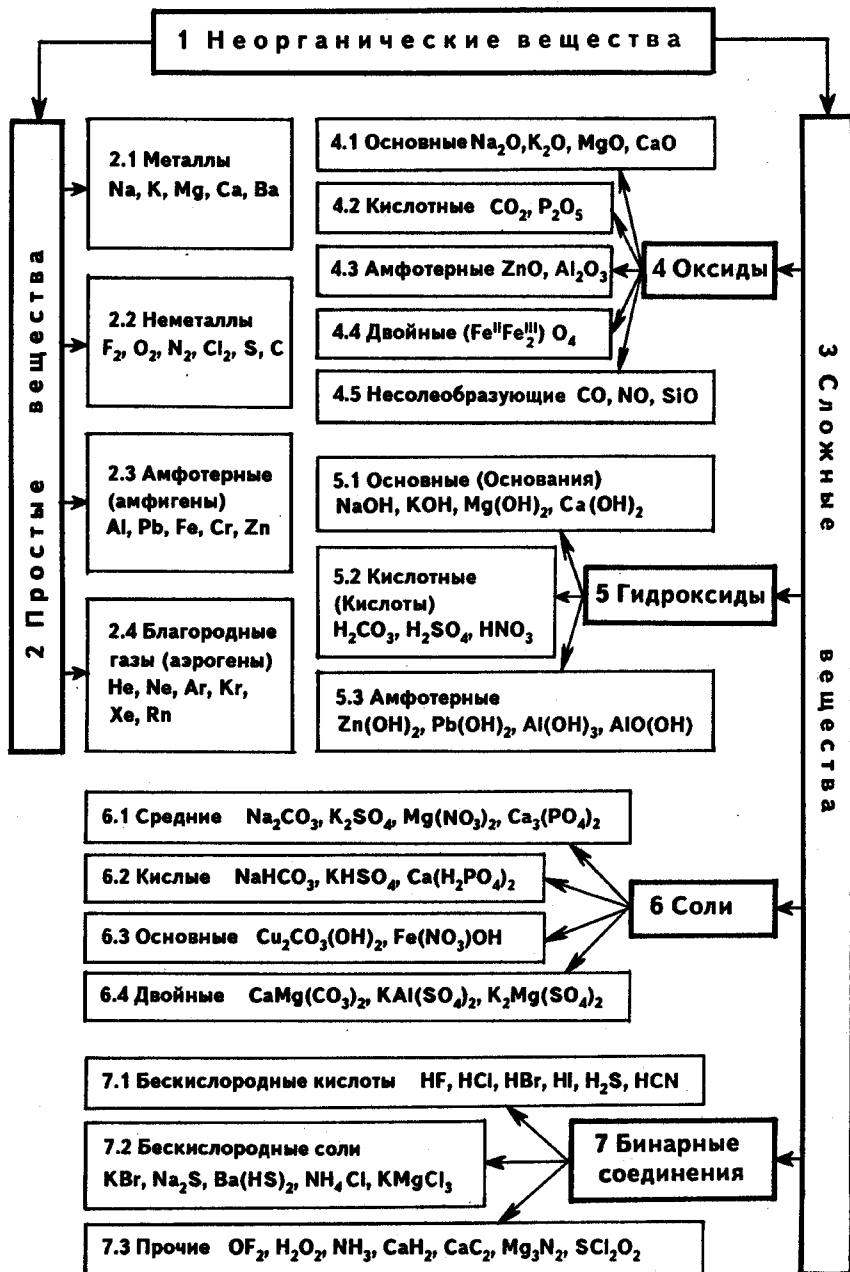
Приведена растворимость жидких веществ (отмечено рядом с формулой) и газов (остальные вещества). Растворимость выражена массовым коэффициентом растворимости k (в граммах вещества на 100 г воды), объемным коэффициентом растворимости v (в миллилитрах газа при давлении 1 атм на 100 г воды) и массовой долей ω (для NH₃). Температура указана верхним индексом при значении растворимости.

Вещество	Растворимость
Ag	v 5,24 ⁴⁰ , 3,36 ²⁰ , 2,49 ⁴⁰ , 2,08 ⁶⁰ , 1,81 ⁸⁰
BF ₃	k 33,2 ⁹ ; 32,2 ²⁵
Br _{2(ж)}	k 2,30 ⁰ ; 3,58 ²⁰ ; 3,45 ⁴⁰
CH ₄	v 5,56 ⁰ ; 3,31 ²⁰ ; 2,37 ⁴⁰ ; 1,95 ⁶⁰ ; 1,77 ⁸⁰ ; 1,70 ¹⁰⁰
C ₂ H ₂	v 173 ⁰ ; 131 ¹⁰ ; 103 ²⁰ ; 93 ²⁵ ; 84 ³⁰
CH ₃ COOH _(ж)	Смешивается неограниченно

Вещество	Растворимость
CO	v 3,54 ⁰ ; 2,32 ²⁰ ; 1,77 ⁴⁰ ; 1,49 ⁶⁰ ; 1,43 ⁸⁰ ; 1,41 ¹⁰⁰
CO ₂	v 171,3 ⁰ ; 119,4 ¹⁰ ; 87,8 ²⁰ ; 75,9 ²⁵ ; 53,0 ⁴⁰ ; 35,9 ⁶⁰
CS _{2(ж)}	k 0,179 ²⁰ ; 0,014 ⁶⁰
Cl ₂	v 461 ⁰ ; 230 ²⁰ ; 202 ²⁵ ; 144 ⁴⁰ ; 102 ⁶⁰ ; 68 ⁸⁰
H ₂	v 2,15 ⁰ ; 1,82 ³⁰ ; 1,75 ²⁵ ; 1,64 ⁴⁰ ; 1,6 ⁶⁰⁻¹⁰⁰
HBr	k 221,2 ⁰ ; 198,2 ²⁰ ; 193,0 ²⁵ ; 171,4 ⁵⁰ ; 130 ¹⁰⁰
HCl	v 61 200 ⁰ ; 58 200 ¹⁰ ; 53 300 ²⁵ ; 46 900 ⁵⁰ ; 34 500 ¹⁰⁰
	k 82,3 ⁰ ; 72,0 ²⁰ ; 67,3 ³⁰ ; 63,3 ⁴⁰ ; 56,1 ⁶⁰
	v 50 700 ⁰ ; 44 200 ²⁰ ; 42 600 ²⁵ ; 38 600 ⁴⁰ ; 33 900 ⁶⁰
HF	Растворяется неограниченно
HI	k 234 ¹⁰
HNO _{3(ж)}	Смешивается неограниченно
H ₂ O _{2(ж)}	Смешивается неограниченно
H ₂ S	k 0,38 ²⁵
	v 467 ⁰ ; 258,2 ²⁰ ; 160 ⁴⁰ ; 119 ⁶⁰ ; 91,7 ⁸⁰ ; 81 ¹⁰⁰
H ₂ SO _{4(ж)}	Смешивается неограниченно
H ₂ Se	v 377 ⁴ ; 270 ²⁵
H ₂ Te	v 100 ⁰
He	v 0,978 ⁰ ; 0,861 ²⁰ ; 1,010 ⁸⁰
Kr	v 11,0 ⁰ ; 5,4 ²⁵ ; 4,67 ⁵⁰
N ₂	v 2,35 ⁰ ; 1,54 ²⁰ ; 1,18 ⁴⁰ ; 1,02 ⁶⁰ ; 0,96 ⁸⁰ ; 0,95 ¹⁰⁰
NH ₃	k 87,5 ⁰ ; 52,6 ²⁰ ; 46,2 ²⁵ ; 22,9 ⁵⁰ ; 15,4 ⁸⁰ ; 7,4 ¹⁰⁰
	$w\%$ 42,8 ⁰ ; 37,8 ¹⁰ ; 33,1 ²⁰ ; 23,4 ⁴⁰ ; 14,1 ⁶⁰ ; 6,2 ⁸⁰
	v 115 163 ⁰ ; 74 301 ²⁰ ; 35 660 ⁵⁰ ; 26 208 ⁸⁰
NO	v 7,38 ⁰ ; 4,71 ²⁰ ; 3,51 ⁴⁰ ; 2,95 ⁶⁰ ; 2,70 ⁸⁰ ; 2,63 ¹⁰⁰
N ₂ O	v 130,0 ⁰ ; 104,8 ⁵ ; 87,8 ¹⁰ ; 73,8 ¹⁵ ; 62,9 ²⁰ ; 54,4 ²⁵
Ne	v 1,23 ⁰ ; 1,16 ²⁵ ; 0,98 ⁷⁴
O ₂	v 4,89 ⁰ ; 3,10 ²⁰ ; 2,31 ⁴⁰ ; 1,95 ⁶⁰ ; 1,76 ⁸⁰ ; 1,72 ¹⁰⁰
O ₃	v 50,9 ⁰ ; 28,5 ²⁰ ; 14,5 ⁴⁰ ; 8,0 ⁶⁰
OF ₂	v 6,8 ⁰ ; 40 ¹⁸
PH ₃	v 27 ²⁰
Rn	v 51,0 ⁰ ; 22,4 ²⁵ ; 13,0 ⁵⁰
SF ₆	v 1,47 ⁰ ; 0,55 ²⁵
SO ₂	k 22,8 ⁰ ; 19,3 ⁵ ; 13,5 ¹⁵ ; 11,3 ²⁰ ; 4,5 ⁵⁰
	v 79 790 ⁰ ; 56 650 ¹⁰ ; 39 370 ²⁰ ; 18 770 ⁴⁰
Xe	v 24,2 ⁰ ; 9,7 ²⁵ ; 8,4 ⁵⁰ ; 7,12 ⁸⁰
Воздух	k 0,036 ⁰ ; 0,022 ²⁵
	v 27,86 ⁰ ; 18,58 ²⁵

8. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

8.1. Сводная таблица классов веществ



8.2. Дефиниции классов веществ

Приведены дефиниции важнейших классов неорганических веществ с сохранением нумерации рубрик сводной таблицы (см. раздел 8.1).

Номенклатуру неорганических веществ см. в разделе 9.

1. **Неорганические вещества** — соединения, образуемые всеми химическими элементами (кроме большинства органических соединений углерода). По химическому составу делятся на простые и сложные вещества.

2. **Простые вещества** образованы атомами одного элемента. По химическим свойствам делятся на металлы, неметаллы, амфотерные простые вещества и благородные газы.

2.1. **Металлы** — простые вещества элементов с металлическими свойствами (низкая электроотрицательность), например Li, Na, K, Mg, Ca, Ba. Обладают высокой восстановительной способностью по сравнению с типичными неметаллами. В электрохимическом ряду напряжений стоят значительно левее водорода.

2.2. **Неметаллы** — простые вещества элементов с неметаллическими свойствами (высокая электроотрицательность), например F₂, O₂, N₂, Cl₂, S, C. Обладают высокой окислительной способностью по сравнению с типичными металлами.

2.3. **Амфотерные простые вещества (амфилены)** образованы элементами с амфотерными (двойственными) свойствами (электроотрицательность промежуточная между металлами и неметаллами), например Be, Al, Cr, Pb, Fe. Обладают более низкой восстановительной способностью по сравнению с типичными металлами. В электрохимическом ряду напряжений примыкают слева к водороду или стоят за ним справа.

2.4. **Благородные газы (аэролены)** — элементы VIIIA-группы в свободном виде; He, Ne и Ar химически пассивны, а Kr, Xe и Rn проявляют некоторые свойства неметаллов с высокой электроотрицательностью.

3. **Сложные вещества** образованы атомами разных элементов. По составу и химическим свойствам делятся на оксиды, гидроксиды, соли и бинарные соединения.

4. **Оксиды** — соединения элементов с кислородом (кроме соединений фтора); не образуют соединений с кислородом только He, Ne и Ar. Степень окисления кислорода в оксидах равна — II. По составу и химическим свойствам делятся на основные, кислотные, амфотерные, двойные и несолеобразующие оксиды.

4.1. **Основные оксиды** — продукты полной дегидратации (реальной или условной) основных гидроксидов, например Li₂O, Na₂O, K₂O, MgO, CaO, BaO. Сохраняют химические свойства основных гидроксидов (см. рубрику 5.1).

4.2. **Кислотные оксиды** — продукты полной дегидратации (реальной или условной) кислотных гидроксидов, например CO₂,

SiO_2 , SO_2 , SO_3 , P_2O_5 . Сохраняют химические свойства кислотных гидроксидов (см. рубрику 5.2). Исключение: у оксида NO_2 нет соответствующего кислотного гидроксида, но при взаимодействии со щелочами он образует две соли, например NaNO_2 и NaNO_3 .

4.3. **Амфотерные оксиды** — продукты полной дегидратации (реальной или условной) амфотерных гидроксидов, например BeO , ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , PbO , Fe_2O_3 . Сохраняют химические свойства амфотерных гидроксидов (см. рубрику 5.3).

4.4. **Двойные оксиды** образованы либо атомами одного амфотерного элемента в разных степенях окисления, либо атомами двух разных (металлических, амфотерных) элементов, что и определяет их химические свойства, например $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$, $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$, $(\text{MgAl}_2)\text{O}_4$, $(\text{CaTi})\text{O}_3$.

4.5. **Несолеобразующие оксиды** — оксиды неметаллов, не имеющие кислотных гидроксидов и не вступающие в реакции солеобразования (отличие от основных, кислотных и амфотерных оксидов), например CO , NO , N_2O , SiO , S_2O .

5. **Гидроксиды** — соединения элементов с гидроксогруппами OH^- и (не всегда) кислородом $\text{O}^{-\text{II}}$. В гидроксиде степень окисления элемента всегда положительная — от $+1$ до $+VIII$. Число гидроксогрупп от 1 до 6. По химическим свойствам делятся на основные, кислотные и амфотерные гидроксиды.

5.1. **Основные гидроксиды (основания)** образованы металлическими элементами, например LiOH , NaOH , KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$. Замещают свои гидроксогруппы на кислотные остатки (см. рубрику 5.2) по правилам валентности с образованием солей, металлические элементы сохраняют свою степень окисления в катионах солей (см. рубрику 6). При полной дегидратации переходят в основные оксиды: $2\text{LiOH} = \text{H}_2\text{O} + \text{Li}_2\text{O}$, $\text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{CaO}$.

5.2. **Кислотные гидроксиды (кислоты)** образованы неметаллическими элементами. Примеры:

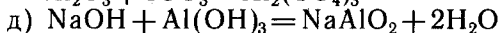
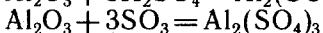
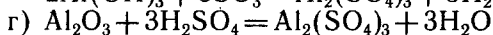
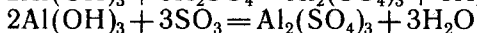
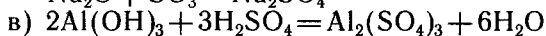
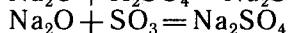
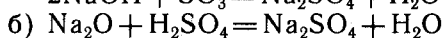
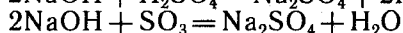
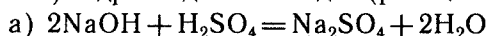
Состав	$\text{CO}(\text{OH})_2$	$\text{NO}_2(\text{OH})$	$\text{PO}(\text{OH})_3$	$\text{PO}_2(\text{OH})$	$\text{SO}_3(\text{OH})_2$
Химическая формула	H_2CO_3	HNO_3	H_3PO_4	HPO_3	H_2SO_4

Состоят из водорода H^+ и кислотных остатков CO_3^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , PO_3^- , SO_4^{2-} . Исключение: оксиду SO_2 в качестве кислотного гидроксида соответствует полигидрат $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Замещают (полностью или частично) водород на металлы по правилам валентности с образованием солей, кислотные остатки — средние (CO_3^{2-}) и кислые (HCO_3^-) — сохраняют свой состав и заряд в анионах солей (см. рубрику 6). При полной дегидратации переходят в кислотные оксиды: $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$, $\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_3$. В отличие от бескислородных кислот (см. рубрику 7.1) кислотные гидроксиды называют кислородсодержащими кислотами или оксокислотами.

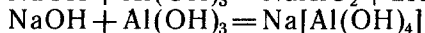
5.3. **Амфотерные гидроксиды** образованы амфотерными эле-

ментами, например $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ и $\text{AlO}(\text{OH})$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и $\text{CrO}(\text{OH})$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{FeO}(\text{OH})$. Проявляют свойства основных и кислотных гидроксидов; образуют два вида солей, в которых амфотерный элемент входит в состав либо катионов солей, либо их анионов (см. рубрику 6). При полной дегидратации переходят в амфотерные оксиды: $\text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{ZnO}$; $\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{H}_2\text{O} + \text{AlO}(\text{OH})$, $2\text{AlO}(\text{OH}) = \text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3$.

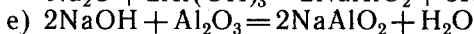
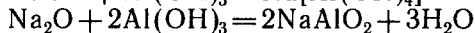
6. Соли — соединения катионов металлических или амфотерных элементов с анионами (остатками) кислотных или амфотерных гидроксидов. Образуются при взаимодействии, с одной стороны, основных и амфотерных (в роли основных) гидроксидов и оксидов и, с другой, — кислотных и амфотерных (в роли кислотных) гидроксидов и оксидов (реакции солеобразования). Примеры:



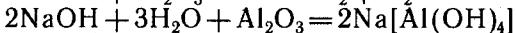
(в расплаве)



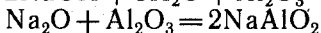
(в растворе)



(в расплаве)



(в растворе)



В отличие от бескислородных солей (см. рубрику 7.2) называются кислородсодержащими солями или оксоосолями. Комплексные соединения, содержащие воду или гидроксид-ионы (аква- и гидроксокомплексы), также относятся к солям, например $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$, $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$. По составу катионов и анионов делятся на средние, кислые, основные и двойные соли.

6.1. Средние соли содержат средние кислотные остатки (без водорода), например K_2CO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Образуются при взаимодействии эквивалентных количеств гидроксидов, например $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$.

6.2. Кислые соли содержат кислые кислотные остатки (с водородом), например KHCO_3 , NaHSO_4 , MgHPO_4 , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Образуются при действии на основной гидроксид избытка кислотного гидроксида не менее чем с двумя атомами водорода в формульной единице, например $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

6.3. Основные соли содержат гидроксогруппы, например $(\text{FeOH})\text{NO}_3$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Точнее формулы основных солей записывают $\text{Fe}(\text{NO}_3)\text{OH}$, $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ (гидроксогруппы рассматривают как отдельные анионы). Образуются при действии на кислотный гидроксид избытка основного гидроксида не менее

чем с двумя гидроксогруппами в формульной единице, например $2\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Ca}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

6.4. **Двойные соли** содержат два химически разных катиона, например $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$, $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$, $\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2$. Иногда выделяют еще редкую группу *смешанных солей* с двумя разными анионами, например $\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$, $\text{Na}_2(\text{IO}_3)\text{NO}_3$.

7. **Бинарные соединения** — вещества, не относящиеся ко всем предыдущим классам сложных веществ, например OF_2 , HF , KBr , H_2S , Al_2S_3 , NH_3 , CaC_2 , SiH_4 , CaH_2 , Mg_3N_2 , NH_4Cl , SCl_2O_2 , H_2O_2 , Na_2O_2 , KO_2 . Химические свойства разнообразны; часто разделяются по группам с одинаковым анионом (реальным или условным) — галогениды (OF_2 , HF , KBr , NH_4Cl), халькогениды (H_2S , Na_2S , As_2S_3), нитриды (NH_3 , Mg_3N_2), карбиды (CaC_2), гидриды (CaH_2 , SiH_4), пероксиды (H_2O_2 , Na_2O_2), надпероксиды (KO_2) и др., по группам ковалентных (OF_2 , HF , H_2S , NH_3 , SiH_4 , SCl_2O_2 , H_2O_2) и ионных соединений (KBr , CaC_2 , CaH_2 , Mg_3N_2 , NH_4Cl , Na_2O_2 , KO_2). Встречаются двойные бинарные соединения, например KMgCl_3 и $(\text{Fe}^{\text{III}}\text{Cu}^{\text{I}})\text{S}_2$, и смешанные бинарные соединения, например $\text{Pb}(\text{Cl})\text{F}$, SCl_2O_2 , AsOF_3 , $\text{Bi}(\text{Cl})\text{O}$. Все так называемые комплексные соединения (кроме аква- и гидроксо-комплексов — см. рубрику 6) также относятся к этому классу сложных веществ, например $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$, $\text{K}_2[\text{SiF}_6]$, $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$. Отдельно рассматриваются бескислородные кислоты и соли.

7.1. **Бескислородные кислоты** содержат подвижный водород H^+ и поэтому проявляют некоторые химические свойства кислотных гидроксидов, например HF , HCl , HBr , HI , HCN , H_2S . При замещении водорода на металл образуются бескислородные соли.

7.2. **Бескислородные соли** образованы катионами металлических элементов или сложными катионами (NH_4^+) и анионами бескислородных кислот (см. рубрику 7.1), например AgF , KBr , Na_2S , $\text{Ba}(\text{HS})_2$, NaCN , NH_4Cl . Проявляют некоторые химические свойства солей кислородсодержащих кислот (кислотных гидроксидов — см. рубрику 6).

7.3. **Прочие бинарные соединения** — см. рубрику 7.

9. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

9.1. Современные химические формулы и названия

Составление химических формул и названий неорганических веществ проводится в соответствии с номенклатурными правилами Международного союза теоретической и прикладной химии (ИЮПАК), адаптированными к русскому химическому языку в 1983 г.

Химическая формула полностью отражает состав вещества. По формуле строится систематическое название вещества, оно также полностью отражает его состав. Для распространенных веществ применяются и другие названия — традиционные (отражающие состав не полностью) и специальные (совсем не отражающие состав). Эти названия обычно более короткие и поэтому более удобные в использовании. Однако расширять список подобных названий (путем составления новых терминов и терминов по аналогии) ИЮПАК не рекомендует.

9.1.1. ХИМИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Символы химических элементов состоят обязательно из первой буквы их латинского названия и (не всегда) какой-либо последующей буквы этого названия. Русские названия элементов иногда не совпадают с латинскими названиями (см. раздел 1.5).

Водород с природным изотопным составом обозначают символом Н; изотопы водорода: ^1H — протий, ^2H (или D) — дейтерий, ^3H (Т) — тритий.

Элементы условно подразделяют на металлы и неметаллы. К неметаллам относят 22 элемента: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, F, Cl, Br, I, At, O, S, Se, Te, N, P, As, C, Si, B, H

Остальные 88 элементов (из общего числа 110) — металлы. По химическим свойствам различают металлические элементы (типичные металлы: Li, Na, K, Mg, Ca, Ba и др.), неметаллические элементы (типичные неметаллы: F, Cl, O, S, N, C и др.), амфотерные элементы (Be, Al, Zn, Cr, Sn, Pb, Fe и др.), благородные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn).

Элементы, у атомов которых последний по счету (отвечающий порядковому номеру) электрон заполняет *s*-подуровень, называют секцией *s*-элементов; аналогично применяют названия секций *p*-, *d*- и *f*-элементов (*df*-элементы часто называют переходными металлами).

Применяются общие названия элементов в группах Периодической системы:

- актиноиды — от $_{89}\text{Ac}$ до $_{103}\text{Lr}$ (IIIБ-группа)
- благородные газы — от $_{2}\text{He}$ до $_{86}\text{Rn}$ (VIIIА-группа)
- галогены — от $_{9}\text{F}$ до $_{85}\text{At}$ (VIIА-группа)
- лантаноиды — от $_{57}\text{La}$ до $_{71}\text{Lu}$ (IIIБ-группа)
- халькогены — от $_{8}\text{O}$ до $_{84}\text{Po}$ (VIА-группа)
- щелочные элементы — от $_{3}\text{Li}$ до $_{87}\text{Fr}$ (IА-группа)
- щелочноземельные элементы — от $_{20}\text{Ca}$ до $_{88}\text{Ra}$ (IIА-группа)
- семейство железа — $_{26}\text{Fe}$, $_{27}\text{Co}$, $_{28}\text{Ni}$ (VIIIБ-группа)
- семейство платины — $_{44}\text{Ru}$, $_{45}\text{Rh}$, $_{46}\text{Pd}$, $_{76}\text{Os}$, $_{77}\text{Ir}$, $_{78}\text{Pt}$ (VIIIБ-группа)

9.1.2. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

Формула простого вещества записывается символом элемента с числом атомов (подстрочный индекс 1, 2, 3, ...; индекс 1 не ставится). Систематическое название простого вещества строится из русского названия элемента и числовой приставки (1 — моно, 2 — ди, 3 — три, 4 — тетра, 5 — пента, 6 — гекса и т. д., неопрделенное число n — поли; приставка «моно» обычно опускается). Примеры:

Хе — ксенон	P_4 — тетрафосфор
О — монокислород	P_n — полифосфор
O_2 — диокислород	S_8 — октасера
O_3 — триокислород	S_n — полисера
N_2 — диазот	

Для распространенных простых веществ чаще используют традиционные и специальные названия:

О — атомный кислород	P_n — красный фосфор
O_2 — молекулярный кислород	S_8 — кристаллическая сера
O_3 — озон	S_n — аморфная сера
P_4 — белый фосфор	

Аллотропные модификации углерода называют алмаз, графит, карбин и фуллерен.

9.1.3. СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

В формуле сложного вещества на первом месте слева записывают обозначение электроположительной составляющей (реальный или условный катион), за ним — обозначение электроотрицательной составляющей (реальный или условный анион). Примеры: Na_2O , SF_6 , $Ca_3(PO_4)_2$, $KAl(SO_4)_2$, $Cu_2CO_3(OH)_2$, $FeO(OH)$.

Систематические названия сложных веществ строятся по формуле справа налево и состоят из двух слов: первое слово (в именительном падеже) — название аниона, второе слово (в родительном падеже) — название катиона; названия одноименных составляющих (двух анионов, двух катионов) пишутся через дефис.

Для построения названий катионов (всегда) и названий анионов (как правило) используются корни (иногда усеченные) русских названий элементов. Названия простых (одноэлементных) анионов оканчиваются на ид, названия сложных анионов — на ат: алюминий — алюминат, бериллий — бериллат; фосфор — фосфид или фосфат, хлор — хлорид или хлорат.

По традиции и для благозвучия в названиях анионов применяются корни латинских названий некоторых элементов (приводится полный список):

Элемент	Латинский корень	Название аниона	Элемент	Латинский корень	Название аниона
Ag Серебро	Аргент	Аргентат	N Азот	Нитр	Нитрид, нитрат
As Мышь-як	Арсен	Арсенид, арсенат	Ni Никель	Никкол	Никколат
Au Золото	Аур	Аурат	O Кислород	Окс	Оксид
C Углерод	Карб(он)	Карбид, карбонат	Pb Свинец	Плюмб	Плюмбат
Cu Медь	Купр	Купрат	S Сера	Сульф	Сульфид, сульфат
Fe Железо	Ферр	Феррат	Sb Сурьма	Стиб	Стибат
H Водород	Гидр	Гидрид	Si Кремний	Силиц (или к)	Силицид, силикат
Hg Ртуть	Меркур	Меркурат	Sn Олово	Станн	Станнат
Mn Марганец	Манган	Манганат			

Число анионов и катионов рекомендуется обозначать приставками (универсальный способ указания состава предпочтителен для соединений неметаллов) или степенями окисления [предпочтителен для катионов металлов, особенно если их несколько у данного элемента (при точно известном заряде аниона, в редких случаях этот заряд также указывается)]. Примеры:

CO — монооксид углерода

CO₂ — диоксид углерода

SO₂ — диоксид серы

SO₃ — триоксид серы

N₂O — оксид диазота

N₂O₅ — пентаоксид диазота

SCl₂O₂ — диоксид-дихлорид серы

Fe₃C — карбид трижелеза

Na₂O — оксид натрия

LiH — гидрид лития

CaCO₃ — карбонат кальция

FeCl₂ — хлорид железа (II)

FeCl₃ — хлорид железа (III)

Fe(S₂) — дисульфид (2—)

железа (II)

KAl(SO₄)₂ — сульфат алюминия-калия

Для широкоизвестных сложных веществ, катионов и анионов ИЮПАК рекомендует специальные названия:

B₂H₆ — боран [точнее, диборан (6)]

C₂²⁻ — ацетиленид

CN⁻ — цианид

CN₂²⁻ — цианамид

HBr — бромоводород

HCN — циановодород

HCl — хлороводород

HF — фтороводород

HI — иодоводород

H₂O — вода

H₃O⁺ — оксоний

H₂S — сероводород

NCS⁻ — тиоцианат

NH₂⁻ — амид

NH₃ — аммиак

NH₄⁺ — аммоний

NO⁺ — нитрозил

NO₂⁺ — нитроил

O₂⁻ — надпероксид

O₂²⁻ — пероксид

O₃⁻ — озонид

OH⁻ — гидроксид

PH₃ — фосфин

SiH₄ — силан

VO₂²⁺ — ванадил

UO₂²⁺ — уранил

Гидроксиды металлов, содержащие одновременно анионы O²⁻ и OH⁻, называют с приставкой **мета**, например FeO(OH) —

метагидроксид железа, а катионы металлов с присоединенными к ним анионами OH^- — с приставкой **гидроксо**, например FeOH^{2+} — катион гидроксожелеза (III).

Для ограниченного числа распространенных оксокислот и кислотных остатков в оксоосолях используются традиционные названия (прочерк означает, что кислота не существует):

Кислота	Кислотный остаток
HAsO_2 — метамышьяковистая	AsO_2^- — метаарсенит
H_3AsO_3 — ортомышьяковистая	AsO_3^{3-} — ортоарсенит
H_3AsO_4 — мышьяковая	AsO_4^{3-} — арсенат
HBO_2 — метаборная	BO_2^- — метаборат
—	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ — тетраборат
—	BiO_3^- — висмутат
H_2CO_3 — угольная	CO_3^{2-} — карбонат
	HCO_3^- — гидрокарбонат
HClO — хлорноватистая	ClO^- — гипохлорит
HClO_2 — хлористая	ClO_2^- — хлорит
HClO_3 — хлорноватая	ClO_3^- — хлорат
HClO_4 — хлорная	ClO_4^- — перхлорат
H_2CrO_4 — хромовая	CrO_4^{2-} — хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — дихромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ — дихромат
—	FeO_4^{2-} — феррат
H_2GeO_3 — германиевая	GeO_3^{2-} — германат
HMnO_4 — марганцовая	MnO_4^- — перманганат
—	MnO_4^{2-} — манганат
HNO_2 — азотистая	NO_2^- — нитрит
HNO_3 — азотная	NO_3^- — нитрат
$\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2)$ — фосфиновая	PH_2O_2^- — фосфинат
$\text{H}_2(\text{PHO}_3)$ — фосфоновая	PHO_3^{2-} — фосфонат
HPO_3 — метафосфорная	PO_3^- — метафосфат
H_3PO_4 — ортофосфорная	PO_4^{3-} — ортофосфат
	HPO_4^{2-} — гидроортофосфат
	H_2PO_4^- — дигидроортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ — дифосфорная	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ — дифосфат
$\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ — полигидрат SO_2	SO_3^{2-} — сульфит
	HSO_3^- — гидросульфит
H_2SO_4 — серная	SO_4^{2-} — сульфат
	HSO_4^- — гидросульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ — дисерная	$\text{S}_2\text{O}_7^{2-}$ — дисульфат
$\text{H}_2\text{S}_4\text{O}_6$ — тетраатионовая	$\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ — тетраатионат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ — пероксодисерная	$\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)^{2-}$ — пероксодисульфат
$\text{H}_2(\text{SO}_3\text{S})$ — тиосерная	SO_3S^{2-} — тиосульфат
H_2SiO_3 — метакремниевая	SiO_3^{2-} — метасиликат
H_4SiO_4 — ортокремниевая	SiO_4^{4-} — ортосиликат
—	VO_3^- — метаванадат
—	VO_4^{3-} — ортованадат

Традиционные названия анионов входят в названия соответствующих солей. Примеры:

NaBO_2 — метаборат натрия
 $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — тетраборат натрия
 $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ — дигидроксид-карбонат меди (II)
 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ — гипохлорит кальция
 KClO_3 — хлорат калия
 NH_4NO_3 — нитрат аммония
 Na_3PO_4 — ортофосфат натрия
 Na_2HPO_4 — гидроортофосфат натрия
 NaH_2PO_4 — дигидроортофосфат натрия
 BaSO_4 — сульфат бария
 NaHSO_4 — гидросульфат натрия

Для редко встречающихся солей используются названия, построенные по типу комплексных соединений (см. раздел 9.1.4):

NaAlO_2 — диоксоалюминат (III) натрия
 K_2ZnO_2 — диоксоцинкат (II) калия
 Ba_2XeO_6 — гексаоксоксенонат (VIII) бария

9.1.4. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Формула комплекса — нейтрального (без внешней сферы) и заряженного положительно или отрицательно (катиона или аниона) — всегда заключается в квадратные скобки (в отличие от формул обычных веществ, катионов и анионов). В состав формулы комплекса входят центральный атом M в некоторой степени окисления и определенное число n лигандов L (нейтральных или анионов):

Формула	M	L	Формула	M	L
$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$	Fe^0	CO	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$	Al^{III}	OH^-
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$	Co^{III}	NH_3, Cl^-	$[\text{PtCl}_6]^{2-}$	Pt^{IV}	Cl^-
$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$	Al^{III}	H_2O	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	Fe^{II}	CN^-
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	Co^{II}	NH_3	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	Fe^{III}	CN^-
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	Co^{III}	NH_3	$[\text{SiF}_6]^{2-}$	Si^{IV}	F^-

Названия анионных лигандов получают соединительную гласную *о*, например:

F^- — фторо OH^- — гидроксо
 Cl^- — хлоро CN^- — циано
 O^{2-} — оксо H^- — гидридо

Названия нейтральных лигандов не изменяются (обычно это

органические вещества, например C_2H_4 — этилен, C_6H_6 — бензол, C_5H_5N — пиридин), кроме названий распространенных веществ: H_2O — аква, NH_3 — аммин, CO — карбонил, NO — нитрозил.

Названия комплексов строятся по схеме $n + L + M$ (т. е. справа налево по формуле).

Названия нейтральных комплексов:

$[Co(NH_3)_3Cl_3]$ — трихлоротриамминкобальт

$[Cr(C_6H_6)_2]$ — дибензолхром

$[Ni(CO)_4]$ — тетракарбонилникель

Названия катионных комплексов включают указание на степень окисления центрального атома (без отрыва от названия):

$[Al(H_2O)_6]Cl_3$ — хлорид гексаакваалюминия (III)

$[Cu(NH_3)_4]SO_4$ — сульфат тетраамминмеди (II)

Названия анионных комплексов включают суффикс **ат** и указание на степень окисления центрального атома (без отрыва от названия):

$K[AuCl_4]$ — тетрахлороаурат (III) калия

$H_2[PtCl_6]$ — гексахлороплатинат (IV) водорода

$K_4[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат (II) калия

$K_3[Fe(CN)_6]$ — гексацианоферрат (III) калия

$Li[AlH_4]$ — тетрагидридоалюминат (III) лития

$Na[Al(OH)_4]$ — тетрагидроксоалюминат (III) натрия

$H_2[SiF_6]$ — гексафторосиликат (IV) водорода

9.1.5. ГИДРАТЫ

В формулах гидратов между формулами безводного вещества и воды ставится соединительная (надстрочная) точка. Названия гидратов складываются из группового слова «гидрат» с указанием числа молекул воды и названия безводного вещества. Примеры:

$NH_3 \cdot H_2O$ — гидрат аммиака

$CO_2 \cdot H_2O$ — гидрат диоксида углерода

$AgF \cdot 2H_2O$ — дигидрат фторида серебра (I)

$CuSO_4 \cdot 5H_2O$ — пентагидрат сульфата меди (II)

$Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ — декагидрат карбоната натрия

$KCr(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$ — додекагидрат сульфата хрома (III)-калия

$Cl_2 \cdot 5,75H_2O$ — 5,75-гидрат дихлора

$CdSO_4 \cdot 2,67H_2O$ — 2,67-гидрат сульфата кадмия (II)

$Hg^{2+} \cdot nH_2O$ — полигидрат катиона ртути (II)

$SO_2 \cdot nH_2O$ — полигидрат диоксида серы

9.2. Устаревшие формулы и названия

В химической и научно-популярной литературе еще встречаются формулы и названия отдельных веществ и групп веществ, которые в настоящее время ИЮПАК считает устаревшими и не рекомендует к применению.

9.2.1. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ВЕЩЕСТВА

Представлены устаревшие формулы и (или) названия веществ, к которым даны современные термины. Прочерк в графе «Современная номенклатура» означает, что такое вещество не получено (не существует).

Устаревшая номенклатура	Современная номенклатура
AlO_2^- Метаалюминат	AlO_2^- Диоксоалюминат (III)
AlO_3^{3-} Ортоалюминат	—
$HAlO_2$ Метаалюминиевая кислота	$Al(OH)$ Метагидроксид алюминия
H_3AlO_3 Ортоалюминиевая кислота	$Al(OH)_3$ Гидроксид алюминия
H_2BO_3 Ортоборная кислота	$B(OH)_3$ Гидроксид бора
HCO_3^- Бикарбонат	HCO_3^- Гидрокарбонат
HCl Хлористый водород, соляная кислота	HCl Хлороводород
CrO_2^- Хромит	CrO_2^- Диоксохромат (III)
$Cr_2O_7^{2-}$ Бихромат	$Cr_2O_7^{2-}$ Дихромат
HF Фтористый водород, плавиковая кислота	HF Фтороводород
$FeCl_2$ Хлористое железо	$FeCl_2$ Хлорид железа (II)
$FeCl_3$ Хлорное железо	$FeCl_3$ Хлорид железа (III)
FeO_2^- Феррит	FeO_2^- Диоксоферрат (III)
Fe_3O_4 Закись-окись железа	$(Fe^{II}Fe^{III})_2O_4$ Оксид дижелеза (III)-железа (II)
$HFeO_2$ Метажелезистая кислота	$FeO(OH)$ Метагидроксид железа
H^+ Водородный ион	H^+ Катион водорода
H_3O^+ Ион гидроксония (гидрония)	H_3O^+ Катион оксония
Hg_2O Закись ртути	—
Hg_2S Свинистая ртуть	—
NH_4OH Гидроокись аммония	$NH_3 \cdot H_2O$ Гидрат аммиака
OH^- Гидроксил	OH^- Гидроксид
PH_3 Фосфористый водород	PH_3 Фосфин
PO_4^{3-} Третичный фосфат	PO_4^{3-} Ортофосфат
HPO_4^{2-} Вторичный фосфат	HPO_4^{2-} Гидроортофосфат
$H_2PO_4^-$ Первичный фосфат	$H_2PO_4^-$ Дигидроортофосфат
$P_2O_7^{4-}$ Пирофосфат	$P_2O_7^{4-}$ Дифосфат
PbO_2 Двоокись свинца	PbO_2 Оксид свинца (IV)
Pb_3O_4 Закись-окись свинца или	$(Pb^{II}Pb^{IV})_2O_4$ Оксид свинца (IV)-дисвинца (II)
$Pb_2(PbO_4)$ Ортоплюмбат свинца	—
SCN^- Роданид	NCS^- Тиоцианат
SO_2 Сернистый ангидрид	SO_2 Диоксид серы
SO_3 Серный ангидрид	SO_3 Триоксид серы
$S_2O_3^{2-}$ Гипосульфит	SO_3S^{2-} Тиосульфат
$S_2O_7^{2-}$ Пиросульфат	$S_2O_7^{2-}$ Дисульфат

Устаревшая номенклатура	Современная номенклатура
$S_2O_8^{2-}$ Персульфат	$S_2O_6(O_2)^{2-}$ Пероксодисульфат
HS^- Бисульфид	HS^- Гидросульфид
H_2S Сернистый водород, сероводородная кислота	H_2S Сероводород
HSO_3^- Бисульфит	HSO_3^- Гидросульфит
HSO_4^- Бисульфат	HSO_4^- Гидросульфат
H_2SO_3 Сернистая кислота	$SO_2 \cdot nH_2O$ Полигидрат диоксида серы
$H_2S_2O_3$ Серноватистая кислота	H_2SO_3S Тиосерная кислота
$H_2S_2O_7$ Пиросерная кислота	$H_2S_2O_7$ Дисерная кислота
$H_2S_2O_8$ Надсерная кислота	$H_2S_2O_6(O_2)$ Пероксодисерная кислота
SiH_4 Кремнистый водород	SiH_4 Силан
H_2SiO_3 Кремнёвая кислота	H_2SiO_3 Метакремниевая кислота
ZnO_2^{2-} Цинкат	ZnO_2^{2-} Диоксоцинкат (II)
H_2ZnO_2 Цинковая кислота	$Zn(OH)_2$ Гидроксид цинка (II)

9.2.2. ГРУППЫ ВЕЩЕСТВ

Представлены устаревшие названия групп простых и сложных веществ и ионов, через тире указаны рекомендуемые современные термины.

Азотистокислый — нитрит
 Азотнокислый — нитрат
 Актинид — актиноид
 Бромистый — бромид
 Бромный — бромид
 Галоид — галоген
 Гидрат закиси — гидроксид
 Гидрат окиси — гидроксид
 Гидроокись — гидроксид
 Двуокись — оксид
 Двухромовокислый — дихромат
 Закись — оксид
 Йодистый — иодид
 Йодный — иодид
 Кремневодород — силан
 Кремнёвокислый — силикат
 Лантанид — лантаноид
 Марганцевокислый — перманганат
 Металлоид — неметалл
 Надкислота — пероксокислота
 Надперекись — надпероксид
 Окисел, окись — оксид
 Перекись — пероксид

Сернистокислый — сульфит
 Сернистый — сульфид
 Сернокислый — сульфат
 Серный — сульфид
 Трехокись — оксид
 Углекислый — карбонат
 Углеродистый — карбид
 Фосфорнокислый — фосфат
 Фосфорнокислый двухзамещенный — гидроортофосфат
 Фосфорнокислый однозамещенный — дигидроортофосфат
 Фосфорнокислый трехзамещенный — ортофосфат
 Фтористый — фторид
 Фторный — фторид
 Хлористый — хлорид
 Хлорноватистокислый — гипохлорит
 Хлорноватокислый — хлорат
 Хлорнокислый — перхлорат
 Хлорный — хлорид
 Хромовокислый — хромат

9.3. Тривиальные названия

Использование тривиальных (неноменклатурных, исторически сложившихся) названий неорганических веществ, их смесей, растворов и сплавов допускается (но необязательно рекомендуется) в научно-технической и популярной литературе, лабораторной практике и в быту. Некоторые тривиальные названия частично совпадают с номенклатурными и минералогическими терминами (см. разделы 9.1, 9.4).

9.3.1. ИНДИВИДУАЛЬНЫЕ ВЕЩЕСТВА

Азот иодистый $I_3N \cdot nNH_3$	Гинье $Cr_2O_3 \cdot nH_2O$
Аланат (алюмогидрид) лития $Li[AlH_4]$	касслева $BaMnO_4$
Алебастр $CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$	Земля
Алюмогель $Al_2O_3 \cdot 0,25H_2O$	известковая CaO
Ангидрон $Mg(ClO_4)_2$	инфузорная SiO_2
Антихлор $Na_2(SO_3S) \cdot 5H_2O$	Золото
Барит едкий $Ba(OH)_2$	муссивное SnS_2
Белила	сусальное Au (фольга)
баритовые $BaSO_4$	Известь
жемчужные $Bi(NO_3)_3O$	гашёная $Ca(OH)_2$
испанские $Bi(NO_3)_3O$	едкая $Ca(OH)_2$
китайские ZnO	жжёная CaO
титановые TiO_2	негашёная CaO
цинковые ZnO	Кали едкое KOH
Бикарбонат $NaHCO_3$	Камень
Бланфикс $BaSO_4$	оловянный SnO_2
Вода	синий $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
полутяжелая $^1H^2HO$ (HDO)	Карбид
сверхтяжелая 3H_2O (T_2O)	железа Fe_3C
тяжелая 2H_2O (D_2O)	кальция CaC_2
Газ	Карборунд SiC
болотный CH_4 (метан)	Каустик $NaOH$
веселящий N_2O	Квасцы жжёные $KAl(SO_4)_2$
инертный He, Ne, Ar, Kr, Xe	Кизельгур SiO_2
или Rn	Кремнезём SiO_2
природный CH_4 (метан)	Крокус Fe_2O_3
сернистый SO_2	Крон
угарный CO	зеленый Cr_2O_3
углекислый CO_2	свинцовый $PbCrO_4$
Гипосульфит $Na_2(SO_3S) \cdot 5H_2O$	Купорос
Гипс жжёный $CaSO_4 \cdot 0,5H_2O$	белый $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$
Глинозём Al_2O_3	зеленый $FeSO_4 \cdot 7H_2O$
Зелень	синий $CuSO_4 \cdot 5H_2O$
Веронезе $Cu_3(AsO_4)_2 \cdot 4H_2O$	Лазурь берлинская
	$KFe^{III}\{Fe^{II}(CN)_6\}$

Лед сухой CO_2 (твердый)	Булъриха NaHCO_3
Магнезия жжёная MgO	глауберова $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Масло	Гмелина $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
оловянное SnCl_4 (жидкий)	горькая $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
сурьмяное SbCl_3 (жидкий)	Джонсона $\text{K}[\text{I}(\text{I})_2] \cdot \text{H}_2\text{O}$
Метабисульфит $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_5$	желтая кровяная
Мышьяк белый As_2O_3	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
Натр Na_2O	золотая $\text{Na}[\text{AuCl}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
едкий NaOH	красная кровяная
Песок SiO_2	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Порошок алгаротов $\text{Sb}_4\text{Cl}_2\text{O}_5$	Мора $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
Поташ K_2CO_3	морская NaCl
Преципитат $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	оловянная $[\text{Sn}(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2] \cdot \text{H}_2\text{O}$
Ртуть гремучая	пищевая NaCl
$\text{Hg}(\text{CNO})_2 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$	поваренная NaCl
Сажа С (графит, дисперсный)	Фишера $\text{K}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
Сахар свинцовый	Станиоль Sn (фольга)
$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	Сулема HgCl_2
Селитра	Сульфат Na_2SO_4
индийская KNO_3	Сульфит Na_2SO_3
норвежская $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$	Суперфосфат двойной
чилийская NaNO_3	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Силикагель $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Феррицианид $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Синь	Ферроцен $[\text{Fe}(\text{C}_5\text{H}_5)_2]$
тенарова $(\text{Co}^{\text{II}}\text{Al}_2)\text{O}_4$	Ферроцианид $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
турбуллева $\text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]$	Фиксаж $\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S} \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
Сода	Фосген CCl_2O
двууглекислая NaHCO_3	Хромпик $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
кальцинированная Na_2CO_3	Цвет серный S (порошок)
каустическая NaOH	Цементит Fe_3C
питьевая NaHCO_3	Чернь платиновая Pt (дисперсная)
стиральная Na_2CO_3	Элементы редкоземельные Y, La—Lu (иногда Sc)
Соль	
английская $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	
бертоллетова KClO_3	

9.3.2. СМЕСИ, РАСТВОРЫ

- Алунд — огнеупорный химически стойкий материал на основе Al_2O_3
- Аммофос — смесь $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ и $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ (минеральное удобрение)
- Белила свинцовые — смесь PbCO_3 и $\text{Pb}(\text{OH})_2$
- Вода
- аммиачная — 25%-ный водный раствор NH_3
 - баритовая — насыщенный водный раствор $\text{Ba}(\text{OH})_2$
 - бромная — насыщенный водный раствор Br_2 (содержит HBr , HBrO)

- гипсовая — насыщенный водный раствор CaSO_4
жавелевая — водный раствор KOH , насыщенный хлором Cl_2
(содержит KCl , KClO)
известковая — насыщенный водный раствор Ca(OH)_2
иодная — раствор I_2 в водном растворе KI (содержит $\text{K[I(I)}_2]$)
лабарракова — водный раствор NaOH , насыщенный хлором
 Cl_2 (содержит NaCl , NaClO)
сероводородная — насыщенный водный раствор H_2S
хлорная — насыщенный водный раствор Cl_2 (содержит HCl ,
 HClO)
Водка царская — смесь концентрированных HNO_3 и HCl (1:3 по
объему)
Газ
водяной — смесь CO и H_2
генераторный — смесь CO , N_2 , CO_2
гремучий — смесь H_2 и O_2 (2:1 по объему)
Глина белая — см. Каолин
Жидкость бордоская — раствор CuSO_4 в известковом молоке
Извѣстка — смесь Ca(OH)_2 , SiO_2 , H_2O
Известь
белильная — смесь Ca(ClO)_2 , CaCl_2 , Ca(OH)_2 , H_2O
натронная — смесь CaO , Ca(OH)_2 , NaOH
хлорная — смесь Ca(ClO)_2 , CaCl_2 , Ca(OH)_2 , H_2O
Камень адский — см. Ляпис
Каолин — смесь каолинита $\text{Al}_4(\text{Si}_4\text{O}_{10})(\text{OH})_8$ и SiO_2
Кислота
дымящая серная — см. Олеум
плавиковая — концентрированный (40%-ный) водный рас-
твор HF
сероводородная — водный раствор H_2S
синильная — водный раствор HCN
соляная — концентрированный (35—36%-ный) водный рас-
твор HCl
фтороводородная — разбавленный водный раствор HF
хлороводородная — разбавленный водный раствор HCl
Литопон — осажденная смесь BaSO_4 и ZnS
Ляпис — плавленая смесь AgNO_3 и KNO_3
Масло купоросное — техническая концентрированная серная
кислота H_2SO_4
Мел — спѣк осажденного CaCO_3 (с примесями)
Молоко известковое — суспензия Ca(OH)_2 в известковой воде
Наждак — смесь Al_2O_3 и $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})\text{O}_4$
Олеум — раствор SO_3 в безводной H_2SO_4 (содержит $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$)
Охра — смесь Fe_2O_3 , Al_2O_3 , SiO_2
Пергидроль — 30%-ный водный раствор H_2O_2
Реактив Несслера — щелочной раствор $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$
Смесь хромовая — раствор $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ или CrO_3 в 60%-ной H_2SO_4
Спирт нашатырный — 3—10%-ный водный раствор NH_3

Стекло

жидкое — щелочной водный раствор Na_2SiO_3 и K_2SiO_3
растворимое — смесь Na_2SiO_3 , K_2SiO_3 , SiO_2

Суперфосфат простой — смесь $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и CaSO_4

Термит — смесь порошков Al и $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$

Углекислота — насыщенный водный раствор CO_2

Щёлк

калийный — водный раствор КОН

натровый — водный раствор NaOH

9.3.3. СПЛАВЫ

Элементный состав выражен массовой долей (%).

Алюмель — Al 1,8—2,5; Mn 1,8—2,2; Si 0,85—2,0; остальное Ni

Амальга — Hg с металлами IA-, IIA-, IB-, IIB-групп

Баббит

оловянный — Sn 82—84; Sb 10—12; Cu 6

свинцовый — Pb 80—82; Sb 16—18; Cu 2

Бронза — на основе Cu и Sn, содержит Al, Be, Pb, Cr, Si

Дюраль (дюралюмин) — на основе Al, содержит Cu, Mg, Mn

Инвар — Fe 63; Ni 36; Mn 0,5; C 0,5

Константан — Cu 60; Ni 40

Латунь — на основе Cu и Zn (до 50), содержит Al, Fe, Mn, Ni, Pb

Манганин — Cu 83; Mn 13; Ni 4

Мельхиор — на основе Cu и Ni (5—30), содержит Fe, Mn

Монель-металл — на основе Ni и Cu (27—29), содержит Fe, Mn

Нейзильбер — Ni 5—35; Zn 13—45; остальное Cu

Нержавеющая сталь

хромоникелевая — Cr 18; Ni 9; остальное сталь

хромистая — Cr 13—27; остальное сталь

Никелин — на основе Cu и Ni (25—35), содержит Mn, Fe, Zn

Нихром — Ni 65—80; Cr 15, содержит Si, Al

Победит — WC 90; Co 10

Платинородий — Pt 90; Rh 10

Припой — Sn 30—70; остальное Pb

Сплав

Вуда — Bi 50; Pb 25; Sn 12,5; Cd 12,5

типографский — Pb 84; Sb 11—12; Sn 4—5

Сталь — на основе Fe; C 0,02—2,06

Томпак — латунь с содержанием Zn 3—12

Ферромарганец — Mn 70; S 6—7; Si 2; P 0,35; S 0,03; остальное Fe

Феррохром — Cr 60—85; остальное Fe

Хромель — Cr 9—10; Co 1; остальное Ni

Чугун — на основе Fe; C > 2,06 (обычно 3,0—4,5), содержит Mn, Si, S, P

9.4. Минералогические названия

Приведены названия и состав распространенных минералов и указано их применение в различных отраслях промышленности. Минералогические названия используются в химической литературе как для обозначения природных веществ (минералов), так и химических реактивов (что не рекомендуется, но весьма распространено).

- Агат¹ — халцедон (полосчатый)
 Аквамарин¹ — берилл (голубовато-зеленый, примесь Fe^{II})
 Алебастр² — гипс (мелкозернистый)
 Александрит¹ — хризоберилл (зеленый при дневном и красный при искусственном освещении, примесь Cr^{III})
 Алмаз¹ — C (куб.)
 Аметист¹ — кварц (фиолетовый, с примесями)
 Ангидрит^{2,3} — CaSO₄
 Англезит⁶ — PbSO₄
 Андалузит⁴ — Al₂(SiO₄)O (ромб.)
 Антимонит — см. Стилбит
 Апатит³ — Ca₅(PO₄)₃(Cl, OH, F)
 Аргентит⁶ — Ag₂S (ромб.)
 Аргиродит⁶ — (Ag^IGe^{IV})₆S₆
 Асбест^{2,4} — Mg₆Si₄O₁₁(OH)₆·H₂O
 Аурипигмент^{5,6} — As₂S₃
 Барит⁵ — BaSO₄
 Бассанит² — CaSO₄·0,5H₂O
 Берилл⁶ — (Be₃Al₂)Si₆O₁₈
 Бирюза¹ — CuAl₆(PO₄)₄(OH)₈ × 5H₂O
 Боксит^{4,6} — Al₂O₃·nH₂O (горная порода)
 Брусит⁴ — Mg(OH)₂
 Бура^{4,6} — Na₂B₄O₇·10H₂O
 Витерит⁶ — BaCO₃
 Вюрцит⁶ — ZnS (гекс.)
 Гадолинит⁶ — Be₂Y₂Fe^{II}(SiO₄)₂O₂
 Галенит⁶ — PbS
 Галит⁶ — NaCl
 Галмей благородный⁶ — ZnCO₃
 Гаусманит⁶ — (Mn^{II}Mn^{III})₂O₄
 Гелиотроп¹ — халцедон (с красными включениями)
 Гематит⁴⁻⁶ — Fe₂O₃
 Герцинит⁴ — (FeAl₂)O₄
 Гётит⁶ — FeO(OH)
 Гиацинт¹ — циркон (красный, с примесями)
 Гидромагнетит⁶ — Mg₅(CO₃)₄(OH)₂·4H₂O
 Гипс^{2,3} — CaSO₄·2H₂O
 Глёт⁶ — PbO (красн., тетр.)
 Глина² — продукт выветривания силикатных пород и минералов (см. Каолинит)
 Графит⁶ — C (гекс.)
 Доломит² — CaMg(CO₃)₂
 Железняк бурый⁶ — Fe₂O₃·nH₂O (горная порода)
 красный⁴⁻⁶ — Fe₂O₃
 магнитный⁶ — (Fe^{II}Fe^{III})₂O₄
 Известняк^{2,3,5} — кальцит и глина (горная порода)
 Изумруд¹ — берилл (зеленый, примесь Cr^{III})
 Каломель⁶ — Hg₂Cl₂
 Кальцит^{2,3,6} — CaCO₃ (триг.)
 Каолинит^{4,5} — Al₄(Si₄O₁₀)(OH)₈
 Карналлит⁶ — KMgCl₃·6H₂O
 Касситерит⁶ — SnO₂
 Кварц^{2,4,6} — SiO₂ (триг.)
 прозрачный — см. Хрусталь
 горный
 Квасцы
 алюмокалиевые — KAl(SO₄)₂·12H₂O
 хромокалиевые — KCr(SO₄)₂·12H₂O

Кианит^{4, 5} — $\text{Al}_2(\text{SiO}_4)\text{O}$ (трикл.)
 Кйноварь⁶ — HgS (красн., триг.)
 Колчедан
 железный⁶ — $\text{Fe}(\text{S}_2)$
 красный⁶ — NiAs
 магнитный⁶ — FeS
 медный⁶ — $(\text{Fe}^{\text{III}}\text{Cu}^{\text{I}})\text{S}_2$
 серный⁶ — $\text{Fe}(\text{S}_2)$
 Корунд⁴ — Al_2O_3
 Кремень — халцедон (примесь оксидов Ca, Al, Mg, Fe)
 Криолит⁶ — $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
 Крокоит^{5, 6} — PbCrO_4
 Купорос
 железный⁶ — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 медный⁶ — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 свинцовый⁶ — PbSO_4
 Купферникель⁶ — NiAs
 Лимонит⁶ — $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 Магнезит⁴ — MgCO_3
 Магнетит⁶ — $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$
 Малахит¹ — $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$
 Массикот⁶ — PbO (желт., ромб.)
 Мелантерит⁶ — $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 Метациннабарит⁶ — HgS (черн., куб.)
 Мирабилит⁶ — $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 Молибденит⁶ — MoS_2
 Мрамор^{1, 2} — кальцит и силикатные примеси (горная порода)
 Натрон⁶ — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 Нашатырь⁶ — NH_4Cl
 Никелин⁶ — NiAs
 Нитратин^{3, 6} — NaNO_3 (примесь NaIO_3)
 Нитробарит⁶ — $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 Нитрокальцит⁶ — $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \times 4\text{H}_2\text{O}$
 Нитромагнезит⁶ — $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 Обманка цинковая⁶ — ZnS (куб.)
 Оникс¹ — халцедон (чередование белых, коричневых и черных полос)
 Опал¹ — $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

Песок кварцевый⁶ — кварц (россыпь)
 Петалит⁶ — $\text{LiAl}(\text{Si}_4\text{O}_{10})$
 Пикромерит⁶ — $\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 Пирит⁶ — $\text{Fe}(\text{S}_2)$
 Пиролюзит⁶ — MnO_2
 Пирротин⁶ — FeS
 Реальгар^{5, 6} — As_4S_4
 Рубин¹ — корунд (красный, примесь Cr^{III})
 Рутил^{1, 4-6} — TiO_2 (β -тетр.)
 Самарскит⁶ — $(\text{Ca}, \text{Fe}^{\text{II}})_3\text{Ce}_2(\text{Ta}, \text{Nb})_6\text{O}_{21}$
 Сапфир¹ — корунд (синий, примесь Ti^{III})
 Селитра
 аммонийная⁶ — NH_4NO_3
 баритовая⁶ — $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
 известковая⁶ — $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \times 4\text{H}_2\text{O}$
 калийная⁶ — KNO_3
 магниевая⁶ — $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 натронная^{3, 6} — NaNO_3 (примесь NaIO_3)
 Сидерит⁶ — FeCO_3
 Сильвин⁶ — KCl
 Смитсонит⁶ — ZnCO_3
 Сода (кристаллическая)⁶ — $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 Соль каменная⁶ — NaCl
 Стибнит⁶ — Sb_2S_3
 Стронцианит⁶ — SrCO_3
 Сурик (свинцовый)^{5, 6} — $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$
 Сфалерит⁶ — ZnS (куб.)
 Тинкал^{4, 6} — $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
 Топаз¹ — кианит (примесь H_2O , F^-)
 Трит⁶ — ThSiO_4
 Трона⁶ — $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{HCO}_3) \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
 Флюорит⁶ — CaF_2
 Фосфорит^{3, 6} — $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ (составная часть апатита)

Халцедон ¹ — кварц (тонково-локнистый)	железный ⁶ — FeCO_3
Халькантит ⁶ — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	известковый ^{2, 3, 6} — CaCO_3 (гекс.)
Халькопирит ⁶ — $(\text{Fe}^{\text{III}}\text{Cu}^{\text{I}})\text{S}_2$	исландский ^{2, 3, 6} — CaCO_3 (гекс.)
Хлораргирит ⁶ — AgCl	плавиковый ⁶ — CaF_2
Хризоберилл ¹ — $(\text{BeAl}_2)\text{O}_4$	тяжелый ⁵ — BaSO_4
Хромит ^{4, 6} — $(\text{Cr}_2^{\text{III}}\text{Fe}^{\text{II}})\text{O}_4$	Шпинель
Хрусталь горный ¹ — SiO_2 (прозрачный кварц)	благородная ¹ — $(\text{MgAl}_2)\text{O}_4$
Церуссит ⁶ — PbCO_3	железистая ⁴ — $(\text{FeAl}_2)\text{O}_4$
Циркон ⁶ — ZrSiO_4	свинцовая ^{5, 6} — $(\text{Pb}_2\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$
Шёнит ⁶ — $\text{K}_2\text{Mg}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	Эпсомит ⁶ — $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Шпат	Яшма ¹ — халцедон (красный, с примесями)
горький бурый ² — $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$	
горький тальковый ⁴ — MgCO_3	

10. СВОЙСТВА И ПОЛУЧЕНИЕ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Представлены физико-химические свойства и получение важнейших классов неорганических веществ на основе элементов с металлическими свойствами — натрия, калия, кальция, алюминия и железа (см. раздел. 10.1) и элементов с неметаллическими свойствами — водорода, хлора, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода и кремния (см. раздел. 10.2).

Каждому элементу отвечает свой подраздел (10.1.1 — натрию, 10.1.2 — калию и т. д.), внутри которого выделены следующие сведения:

- общая характеристика элемента;
- физические свойства и получение важнейших веществ данного элемента;
- химические свойства этих веществ.

Физические свойства, приведенные в таблицах, — это относительная молекулярная масса вещества M_r (в атомных единицах массы), температура фазовых переходов — плавления, кипения, возгонки или температура разложения, плотность для агрегатного состояния при комнатной температуре (в графе «Вещество» рядом с химической формулой указано жидкое или газообразное

¹ — Драгоценный, полудрагоценный или поделочный камень.

² — Сырье в технологии строительных материалов.

³ — Сырье в технологии минеральных удобрений.

⁴ — Сырье в технологии огнеупорных и химически стойких материалов.

⁵ — Сырье в технологии минеральных пигментов.

⁶ — Сырье в химической технологии и металлургии.

состояние, остальные вещества твердые). Плотность твердых веществ выражена в г/см³, жидкостей — в г/мл (в верхнем индексе — температура), газов — в г/л (при н. у.).

Химические свойства приведены в виде рубрик, пронумерованных насквозь через все подразделы (от номера 1 для рубрики вещества Na в подразделе 10.1.1 до номера 100 для рубрики вещества SiCl₄ в подразделе 10.2.8). Таблица физических свойств также содержит эти номера (в левой графе) и является своеобразным оглавлением каждого подраздела.

Внутри каждой рубрики приводится краткое описание вещества — его химический класс, внешний вид, строение, отношение к нагреванию, воздуху и влаге, наличие или отсутствие взаимодействия с водой, кислотами, щелочами и другими химическими реактивами, качественные реакции на вещество, его применение в промышленности и лабораторной практике, условия хранения, степень ядовитости и другие сведения.

Далее следует набор уравнений химических реакций, в которые вступает данное вещество. Приведены уравнения реакций с распространенными химическими реактивами (вода, кислоты, щелочи, кислород, водород и др.), способы получения других веществ из вещества рубрики. Для промышленно важных веществ перечислены этапы их многотоннажного химического производства.

После таблицы физических свойств подраздела указаны номера рубрик тех веществ, которые также имеют отношение к элементу данного подраздела, но находятся в других местах; например, в подразделе 10.1.4 «Алюминий» после таблицы указано: «См. также 23 — KAl(SO₄)₂» (т. е. для полноты характеристики алюминия следует принять во внимание рубрику под номером 23 в подразделе 10.1.2 «Калий»).

Набор уравнений реакций каждой рубрики пронумерован (в каждой рубрике заново), нередко под одним номером приводится несколько уравнений логически связанных реакций. Номера рубрик и уравнений реакций используются при указании на способы получения веществ в таблицах физических свойств, при перекрестных ссылках, а также в разделах 10.3 («Качественные реакции веществ») и 10.4 («Формульный указатель»). Например, в таблице физических свойств подраздела 10.1.1 для получения вещества под номером 1 (Na) указано «4¹², 5⁵, 13^{5,6}», следовательно, уравнения реакций получения натрия следует найти в рубрике 4 (NaOH) и уравнении реакции этой рубрики под номером 12 (электролиз расплава NaOH); аналогично расшифровываются и другие указания (5⁵, 13^{5,6}).

Уравнения реакций записаны в соответствии с правилами, данными в разделе 4.1. Нередко приведены некоторые дополнительные данные (особенно часто для редких и малоизвестных веществ) — химическое название, цвет, растворимость, перевод малорастворимых веществ в раствор (такие уравнения реакций за-

ключены в некруглые скобки). Название обычно дается групповое (т. е. название аниона); например, в строке 1³ указано «...=2NaH (гидрид)», что следует читать: NaH — гидрид натрия. Для уравнений реакций в растворе, протекающих при комнатной температуре, особое указание на это отсутствует. Для уравнений реакций в виде схем над стрелкой указан второй реагент прямой реакции, а под стрелкой — побочный продукт прямой реакции [формуле предшествует знак «минус» (—)].

В таблицах физических свойств и в уравнениях реакций использованы следующие сокращения и обозначения:

аморф. — аморфный
 атм. — атмосфера проведения реакции
 безводн. — безводный
 бел. — белый (для твердых веществ)
 бур. — бурый
 бц. — бесцветный (для газов, жидкостей, растворов)
 вак. — в вакууме
 влажн. — влажный
 (г) — газообразный реагент
 гол. — голубой
 гор. — горячий раствор
 дымящ. — дымящий
 (ж) — жидкий реагент
 желт. — желтый
 зел. — зеленый
 изб. — реагент в избытке
 кат. — катализатор
 кип. — температура кипения (в таблицах), при кипячении раствора (в уравнениях реакций)
 комн. — комнатная температура
 конц. — концентрированный раствор
 кор. — коричневый
 красн. — красный
 насыщ. — насыщенный раствор
 нед. — реагент в недостатке
 оранж. — оранжевый

ос. чист. — особо чистый продукт
 оч. разб. — очень разбавленный
 пл. — температура плавления
 (р) — раствор вещества
 разб. — разбавленный
 разл. — температура разложения
 св. — светлый
 сер. — серый
 син. — синий
 (т) — твердый реагент
 т. — темный
 телесн. — телесный (светло-розовый)
 фиол. — фиолетовый
 хол. — холодный раствор
 черн. — черный
 чист. — химически чистый продукт
 р — под избыточным давлением
 рН — водородный показатель раствора
 ΔH° — энтальпийный (тепловой) эффект реакции
 τ — промежуток времени, медленное протекание реакции
 > — больше, выше
 < — меньше, ниже
 ↑ — выделение газа из раствора
 ↓ — выпадение осадка из раствора

10.1. Металлы и их соединения

Элементы с металлическими свойствами занимают левый нижний угол Периодической системы (в А-группах).

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA
2-й период	Li	Be				
3-й период	Na	Mg	Al			
4-й период	K	Ca	Ga	Ge		
5-й период	Rb	Sr	In	Sn	Sb	
6-й период	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po
7-й период	Fr	Ra				

Металлами являются также все элементы, расположенные в Б-группах (от IIIB-группы до IIB-группы).

Типичными металлами являются *s*-элементы (элементы IA-группы от Li до Fr, элементы IIA-группы от Mg до Ra). Общая электронная формула их атомов ns^{1-2} (см. разделы 2.1, 2.2), для них характерны степени окисления +I и +II соответственно (см. раздел 1.2).

Небольшое число электронов (1—2) на внешнем энергетическом уровне атомов типичных металлов предполагает легкую потерю этих электронов и проявление сильных восстановительных свойств, что отражают низкие значения энергии ионизации и электроотрицательности (см. раздел 2.3). Отсюда вытекает ограниченность химических свойств и способов получения типичных металлов.

Характерной особенностью типичных металлов является стремление их атомов образовывать катионы и ионные химические связи с атомами неметаллов, что передается почти полным отсутствием у них сродства к электрону (см. раздел 2.3). Соединения типичных металлов с неметаллами — это ионные кристаллы катион металла — анион неметалла, например K^+Br^- , $Ca^{2+}O^{2-}$. Катионы типичных металлов входят также в состав соединений со сложными анионами — гидроксидов и солей, например $Be^{2+}(OH^-)_2$, $(Li^+)_2CO_3^{2-}$.

Металлы А-групп, образующие *диагональ амфотерности* в Периодической системе, Be-Al-Ge-Sb-Po, а также примыкающие к ним металлы не проявляют типично металлических свойств. Общая электронная формула их атомов ns^2np^{0-4} предполагает большее разнообразие степеней окисления (см. раздел 1.2), большую способность удерживать собственные электроны (см. разделы 2.1—2.3), постепенное понижение их восстановительной способности и появление окислительной способности, особенно в высоких степенях окисления (характерные примеры — соединения Tl^{III} , Pb^{IV} , Bi^V , см. разделы 5.1—5.3). Подобное химическое поведение характерно и для большинства *d*-элементов, т. е. элементов

В-групп Периодической системы (типичные примеры — амфотерные элементы Сг и Zn).

Это проявление двойственности (амфотерности) свойств, одновременно металлических (основных) и неметаллических (кислотных — подробнее см. разделы 8.1, 8.2), обусловлено характером химической связи. В твердом состоянии соединения нетипичных металлов с неметаллами содержат преимущественно ковалентные связи (но менее прочные, чем связи между неметаллами). В растворе эти связи легко разрываются, а соединения диссоциируют на ионы (полностью или частично). Например, металл галлий состоит из молекул Ga_2 , в твердом состоянии хлориды алюминия и ртути (II) $AlCl_3$ и $HgCl_2$ содержат сильно ковалентные связи, но в растворе $AlCl_3$ диссоциирует почти полностью, а $HgCl_2$ — в очень малой степени (да и то на ионы $HgCl^+$ и Cl^-).

В свободном виде все металлы — твердые вещества, кроме одного — ртути Hg, которая при обычных условиях — жидкость. В кристаллах металлов преобладает особый вид связи (металлическая связь); валентные электроны слабо связаны с конкретным атомом в решетке, и внутри металла существует так называемый электронный газ. Все металлы обладают высокой электропроводностью (наибольшая у Ag, Cu, Au, Al, Mg) и теплопроводностью. Встречаются низкоплавкие металлы (цезий Cs с температурой плавления $28,7^\circ C$ плавится от тепла руки) и, наоборот, весьма тугоплавкие (вольфрам W плавится лишь при $3387^\circ C$). Отличительным свойством металлов служит их пластичность (ковкость), вследствие чего они могут быть прокатаны в тонкие листы — фольгу (Sn, Al, Au), однако встречаются и очень хрупкие металлы (Zn, Sb, Bi).

В промышленности часто используют не чистые металлы, а их смеси — сплавы, в которых полезные свойства одного металла дополняются полезными свойствами другого (примеры сплавов см. в подразделе 9.3.3). Так, медь обладает невысокой твердостью и малоприспособна для изготовления деталей машин, сплавы же меди с цинком (латунь) являются уже достаточно твердыми и широко используются в машиностроении. Алюминий обладает высокой пластичностью и достаточной легкостью (малой плотностью), но слишком мягок. На его основе готовят сплав с магнием, медью и марганцем — дюралюмин (дюраль), который, не теряя полезных свойств алюминия, приобретает высокую твердость и становится пригодным в авиационном строительстве.

В природе иногда встречаются самородные металлы (характерные примеры — Ag, Au, Pt, Hg), но чаще металлы находятся в связанном виде (металлические руды). По распространенности в земной коре металлы различны: от наиболее распространенных — Al, Na, Ca, Fe, Mg, K, Ti до самых редких — Bi, In, Ag, Au, Pt, Re (см. раздел 1.3).

10.1.1. НАТРИЙ

Общая характеристика элемента

Элемент 3-го периода и IА-группы Периодической системы, порядковый номер 11, относится к щелочным металлам. Электронная формула атома $[_{10}\text{Ne}]3s^1$, характерная степень окисления +I. Имеет низкую электроотрицательность. Проявляет металлические (основные) свойства. Большинство солей натрия хорошо растворимы в воде. Натрий, катион натрия и его соединения окрашивают пламя газовой горелки в ярко-желтый цвет (качественное обнаружение).

В природе пятый по химической распространенности элемент в земной коре (второй среде металлов), находится только в виде соединений. Входит в состав многих минералов, горных пород, соляных пластов. Наиболее распространенный металл в природных водах: 1 л морской воды содержит 10,6 г ионов Na^+ , что значительно превышает содержание ионов K^+ . Ионы натрия плохо адсорбируются почвой и легко вымываются из разрушающихся минералов в природные воды.

Жизненно важный элемент для всех организмов. Ионы Na^+ содержатся в плазме крови и лимфе, всегда находятся (в отличие от ионов K^+) вне клеток.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а.е.м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
1	Na	22,990	пл. 97,83 °С, кип. 886 °С	0,97	$4^{12}, 5^6, 13^{6,7}$
2	Na_2O	61,98	пл. 1132 °С (р)	2,36	$3^{1,7}, 5^1$
3	Na_2O_2	77,98	пл. 596 °С (р)	2,60	$1^4, 2^5, 72^3$
4	NaOH	40,00	пл. 321 °С, кип. 1390 °С	2,13	$1^1, 2^2, 5^7, 13^7$
5	Na_2CO_3	105,99	пл. 851 °С	2,54	$2^4, 4^5, 5^{10}$
6	NaHCO_3	84,01	разл. >250 °С	2,24	$4^5, 5^{4,9}, 13^5$
7	Na_3PO_4	163,94	пл. 1340 °С	2,54	$4^4, 8^3, 9^4$
8	NaH_2PO_4	119,98	разл. >160 °С	1,91	$4^4, 9^3$
9	Na_2HPO_4	141,96	разл. >120 °С	2,07	4^4
10	Na_2SO_3	126,04	пл. 911 °С (р)	2,63	$4^5, 8^3, 12^1, 75^5$
11	Na_2SO_4	142,04	пл. 884 °С, кип. 1430 °С	2,66	$4^3, 13^2, 76^4$
12	$\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S})$	158,11	разл. >220 °С	1,67	$10^6, 14^8$
13	NaCl	58,44	пл. 800,8 °С, кип. 1465 °С	2,17	$1^6, 4^2, 5^3$
14	Na_2S	78,05	пл. 1180 °С	1,86	$1^6, 11^4, 74^5$

Химические свойства

1. Na — Натрий

Простое вещество. Белый, легкий, мягкий, низкоплавкий. Весьма реакционноспособный, на воздухе покрывается гидроксидной пленкой (тускнеет), воспламеняется при умеренном на-

гревании. Химически растворяется в жидком аммиаке. Сильный восстановитель, в ряду напряжений стоит значительно левее водорода. Энергично реагирует с водой (с сильным экзотермическим эффектом), кислотами, неметаллами. Катион натрия в растворе — бесцветный аквакомплекс $[\text{Na}(\text{H}_2\text{O})_4]^+$ (протолиза нет). Применяется для синтеза Na_2O_2 , NaNH и редких солей натрия, жидкий натрий (вместе с калием) — как теплоноситель в ядерных реакторах, пар натрия — как наполнитель желтосветных электроламп. Хранится под слоем керосина.

- $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ ($\Delta H^\circ = -368$ кДж)
- $2\text{Na} + 2\text{HCl}$ (разб.) $= 2\text{NaCl} + \text{H}_2 \uparrow$
- $2\text{Na} + \text{H}_2 = 2\text{NaNH}$ (гидрид) (250—400 °С, p)
 $[\text{NaNH} + \text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow]$
- $2\text{Na} + \text{O}_2$ (воздух) $= \text{Na}_2\text{O}_2$ (250—400 °С, p)
- $4\text{Na} + \text{O}_2$ (воздух) $+ 2\text{H}_2\text{O}$ (влага) $\xrightarrow{t} 4\text{NaOH}$ (комн. t)
- $2\text{Na} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl}$ (комн. t)
 $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ (выше 130 °С)
- $6\text{Na} + \text{N}_2 = 2\text{NaN}_3$ (нитрид) (100 °С, электроразряд)
 $[\text{NaN}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{NaOH} + \text{NH}_3 \uparrow]$ (кип.)
- $\text{Na} + 4\text{NH}_3$ (ж) $= [\text{Na}(\text{NH}_3)_4]^0$ (син.) (—40 °С)
 тетраамминнатрий
- $2\text{Na} + 2\text{NH}_3$ (г) $= \text{H}_2 + 2\text{NaNH}_2$ (амид) (350 °С)
 $[\text{NaNH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]$
 См. также 3⁷, 65⁶, 100⁴.

2. Na_2O — Оксид натрия

Основный оксид. Белый, имеет ионное строение $(\text{Na}^+)_2 \text{O}^{2-}$. Термически устойчивый, при прокаливании медленно разлагается, плавится под избыточным давлением пара Na . Чувствителен к влаге и углекислому газу в воздухе. Энергично реагирует с водой (образуется сильнощелочной раствор), кислотами, кислотными и амфотерными оксидами, кислородом (под давлением). Применяется для синтеза солей натрия. Не образуется при сжигании натрия на воздухе.

- $2\text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Na}_2\text{O}_2 + 2\text{Na}$ (выше 700 °С)
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH}$ ($\Delta H^\circ = -236$ кДж)
- $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{HCl}$ (разб.) $= 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ (450—550 °С)
- $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3$
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{M}_2\text{O}_3 = 2\text{NaMO}_2$ (1200 °С, $M = \text{Al}, \text{Cr}$)
- $2\text{Na}_2\text{O} + \text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{O}_2$ (250—350 °С, p)

3. Na_2O_2 — Пероксид натрия

Бинарное соединение. Белый, гигроскопичный. Имеет ионное строение $(\text{Na}^+)_2 \text{O}_2^{2-}$. При нагревании разлагается, плавится под

избыточным давлением O_2 . Поглощает углекислый газ из воздуха. Полностью разлагается водой, кислотами (выделение O_2 при кипячении — качественная реакция на пероксиды). Сильный окислитель, слабый восстановитель. Применяется для регенерации кислорода в изолирующих дыхательных приборах, как компонент отбеливателей ткани и бумаги.

- $2Na_2O_2 = 2Na_2O + O_2$ (400—675 °С, вак)
- $Na_2O_2 + 2H_2O = H_2O_2 + 2NaOH$ (на холоду)
 $2Na_2O_2 + 2H_2O = O_2 \uparrow + 4NaOH$ (кип.)
- $Na_2O_2 + 2HCl$ (разб.) = $2NaCl + H_2O_2$ (на холоду)
 $2Na_2O_2 + 4HCl$ (разб.) = $4NaCl + 2H_2O + O_2 \uparrow$ (кип.)
- $2Na_2O_2 + E = Na_2EO_3 + Na_2O$ [100 °С, E = S, C (графит)]
- $3Na_2O_2 + 2Al$ (порошок) = $2NaAlO_2 + 2Na_2O$ (70—120 °С)
- $2Na_2O_2 + 2CO_2 = Na_2CO_3 + O_2$ (комн. t)
 $Na_2O_2 + CO = Na_2CO_3$ (комн. t)
- $Na_2O_2 + 2Na = 2Na_2O$ (130—200 °С, в атм. Ar)
- $Na_2O_2 + 4H^+ + 2I^- = I_2 \downarrow + 2H_2O + 2Na^+$
 $5Na_2O_2 + 16H^+ + 2MnO_4^- = 5O_2 \uparrow + 2Mn^{2+} + 8H_2O + 10Na^+$
- $3Na_2O_2 + 2[Cr(OH)_6]^{3-} = 2CrO_4^{2-} + 8OH^- + 2H_2O + 6Na^+$ (80 °С)

4. NaOH — Гидроксид натрия

Основной гидроксид, щелочь. Белый, имеет ионное строение Na^+OH^- . Плавится и кипит без разложения. Расплывается на воздухе, поглощает углекислый газ. Хорошо растворим в воде (с высоким экзо-эффектом), создает в растворе сильнощелочную среду. Нейтрализуется кислотами, реагирует с кислотными оксидами, амфотерными гидроксидами и оксидами. Концентрированный раствор разъедает стекло. Применяется в производстве бумаги, мыла и искусственного волокна, как осушитель газов. Распространенный реагент в лабораторной практике. Вызывает тяжелые ожоги кожи и глаз.

- $NaOH \cdot H_2O = NaOH + H_2O$ (100—400 °С, вак.)
 $NaOH_{(т)} \xrightarrow{H_2O} NaOH$ (разб.) =
 $= Na^+ + OH^-$ (рН > 7, $\Delta H^\circ = -56$ кДж)
- $NaOH + HCl$ (разб.) = $NaCl + H_2O$
- $NaOH \xrightarrow[-H_2O]{H_2SO_4 \text{ (разб.)}} Na_2SO_4 \xrightarrow[-H_2O]{H_2SO_4 \text{ (конц.)}} NaHSO_4$
- $NaOH$ (разб.) + H_3PO_4 (конц.) = $NaH_2PO_4 + H_2O$
 $2NaOH$ (разб.) + H_3PO_4 (разб.) = $Na_2HPO_4 + 2H_2O$
 $3NaOH$ (конц.) + H_3PO_4 (разб.) = $Na_3PO_4 + 3H_2O$
- $NaOH$ (разб.) + EO_2 (изб.) = $NaHEO_3$ (E = S, C)
 $2NaOH$ (конц.) + EO_2 (нед.) = $Na_2EO_3 + H_2O$
- $2NaOH + M_2O_3 = 2NaMO_2 + H_2O$ (1000 °С, M = Al, Cr)
 $2NaOH$ (конц.) + $3H_2O + Al_2O_3 \rightarrow 2Na[Al(OH)_4]$ (80 °С)

7. $\text{NaOH} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{\text{M}(\text{OH})_3, \tau} \text{NaAlO}_2$ (бел.), NaCrO_2 (зел.) (400—600 °C)
 OH^- (конц.) $\xrightarrow{\text{M}(\text{OH})_3(\tau)}$ $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ (бц.), $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{-3}$ (зел.)
8. а) 3OH^- (разб.) + $\text{M}^{3+} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ (бел.), $\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow$ (зел.)
 б) 2OH^- (разб.) + $[\text{SnCl}_3]^- = 3\text{Cl}^- + \text{Sn}(\text{OH})_2 \downarrow$ (бел.)
 3OH^- (конц.) + $[\text{SnCl}_3]^- = 3\text{Cl}^- + [\text{Sn}(\text{OH})_3]^-$
 тригидроксостаннат (II)
 $\{3[\text{Sn}(\text{OH})_3]^- + 9\text{OH}^-$ (конц.) + $2\text{Bi}^{3+} = 2\text{Bi} \downarrow +$
 $+ 3[\text{Sn}(\text{OH})_6]^{2-}\}$
 гексагидроксостаннат (IV)
9. а) 2OH^- (разб.) + $\text{Mg}^{2+} = \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$ (бел.)
 $[\text{Mg}(\text{OH})_2(\tau) + 2\text{NH}_4^+$ (конц.) = $\text{Mg}^{2+} + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$] (кип.)
 б) 2OH^- (разб.) + $\text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$ (гол.)
 $[\text{Cu}(\text{OH})_2$ (суспензия) = $\text{H}_2\text{O} + \text{CuO} \downarrow$ (черн.)] (80 °C)
 в) 2OH^- (разб.) + $\text{Hg}^{2+} = \text{H}_2\text{O} + \text{HgO} \downarrow$ (желт., мелкие кристаллы)
 $[\text{HgO} = \text{Hg} + \text{O}_2]$ (400—450 °C)
10. 2NaOH (конц.) + $\text{E}_2 = \text{NaE} + \text{NaEO} + \text{H}_2\text{O}$ (на холоду, $\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}$)
 6NaOH (конц.) + $3\text{E}_2 =$
 $= 5\text{NaE} + \text{NaEO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (80 °C, $\text{E} = \text{Cl}, \text{Br}, \text{I}$)
11. $4\text{NaOH}_{(\text{p})} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 = 4\text{NaNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ (50—80 °C)
12. 4NaOH (расплав) $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ $4\text{Na} + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (350 °C)

5. Na_2CO_3 — Карбонат натрия

Оксосоль. Белый, при нагревании плавится и разлагается. Чувствителен к влаге и углекислому газу в воздухе. Хорошо растворим в воде, гидролизуется по аниону, создает в растворе сильнощелочную среду. Разлагается сильными кислотами. Восстанавливается углеродом. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион CO_3^{2-} — образование белого осадка карбоната бария, разлагаемого сильными кислотами (HCl , HNO_3) с выделением углекислого газа. Применяется для синтеза соединений натрия, устранения «постоянной» жесткости пресной воды, в производстве стекла, мыла, целлюлозы, минеральных красок. В природе содержится в грунтовых рассолах, рапе соляных озер. В промышленности получают по способу Сольве (ранее — по способу Леблана).

1. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{100-120^\circ\text{C, вак.}} \text{Na}_2\text{CO}_3 \xrightarrow[-\text{CO}_2]{\text{выше } 1000^\circ\text{C}} \text{Na}_2\text{O}$
2. Na_2CO_3 (разб.) = $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$,
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$ (pH > 7)
3. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl}$ (разб.) = $2\text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
4. Na_2CO_3 (насыщ.) + $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (изб.) = $2\text{NaHCO}_3 \downarrow$ (30—40 °C)
5. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2(\tau) \xrightleftharpoons[\text{в растворе, комн. t}]{\text{в расплаве, } 1150^\circ\text{C}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2(\tau)$

6. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{C (кокс)} = 2\text{Na} + 3\text{CO}$ (900—1000 °С)
 7. $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{Ca(OH)}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaOH}$ (каустификация)
 8. $\text{CO}_3^{2-} \text{ (конц.)} + 2\text{Li}^+ \text{ (конц.)} = \text{Li}_2\text{CO}_3 \text{ (бел.)}$ (80 °С)
 $\text{CO}_3^{2-} \text{ (разб.)} + \text{M}^{2+} \text{ (разб.)} = \text{MCO}_3 \downarrow \text{ (бел.)}$ (M = Ca, Ba)
 $[\text{Li}_2\text{CO}_3, \text{MCO}_3]_{\text{(т)}} \xrightarrow[\text{-CO}_2, \text{H}_2\text{O}}{\text{H}^+ \text{ (разб.)}} \text{Li}^+, \text{M}^{2+}$
 9. $3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{M}^{3+} = 2\text{M(OH)}_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow$ (80 °С, M = Al, Cr)
 10. а) Синтез соды Na_2CO_3 по способу Сольве:
 получение питьевой соды NaHCO_3 из NaCl (см. 13⁵);
 кальцинирование NaHCO_3 (см. 6¹).
 б) Синтез соды Na_2CO_3 по способу Леблана:
 получение сульфата натрия Na_2SO_4 из морской соли
 (см. 13²);
 прокаливание Na_2SO_4 с коксом и известняком (см. 11⁵) и
 последующее выщелачивание соды водой.
 См. также 43⁴, 45⁴, 49³, 61¹², 75⁵, 83⁵.

6. NaHCO_3 — Гидрокарбонат натрия

Кислая оксосоль. Белый рыхлый порошок. При слабом нагревании разлагается без плавления, во влажном состоянии начинает разлагаться при комнатной температуре. Умеренно растворим в воде, гидролизуется по аниону в небольшой степени. Разлагается кислотами, нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион HCO_3^- — образование белого осадка карбоната бария при действии баритовой воды и разложение осадка сильными кислотами (HCl , HNO_3) с выделением углекислого газа. Применяется в пищевой промышленности и как лекарственное средство.

1. $2\text{NaHCO}_3 =$
 $= \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (250—300 °С, кальцинирование)
 2. $\text{NaHCO}_3 \text{ (разб.)} = \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$,
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$ (рН > 7)
 3. $\text{NaHCO}_3 + \text{HCl (разб.)} = \text{NaCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 4. $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH (конц.)} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NaHCO}_3 + \text{Ba(OH)}_2 \text{ (разб.)} =$
 $= \text{BaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH}$ (см. также 5⁸)
 5. $4\text{HCO}_3^- + 2\text{Cu}^{2+} =$
 $= 3\text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 \downarrow \text{ (малахит)}$ (кип.)
 $[\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 \text{ (зел.)}] =$
 $= 2\text{CuO (черн.)} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (180—200 °С)

7. Na_3PO_4 — Ортофосфат натрия

Оксосоль. Белый, гигроскопичный. Плавится без разложения, термически устойчивый. Хорошо растворим в воде, гидролизуется по аниону, создает в растворе сильнощелочную среду. Реаги-

рует в растворе с цинком и алюминием. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион PO_4^{3-} — образование желтого осадка ортофосфата серебра (I). Применяется для устранения «постоянной» жесткости пресной воды (см. 43⁴), как компонент моющих средств и фотопроявителей, реагент в синтезе каучука.

- $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 12\text{H}_2\text{O}$ (200 °С, вак.)
- Na_3PO_4 (разб.) = $3\text{Na}^+ + \text{PO}_4^{3-}$,
 $\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ (pH > 7)
- 2PO_4^{3-} (конц.) + $8\text{H}_2\text{O} + 2\text{Al} =$
 $= 2[\text{Al}(\text{OH})_4]^- + 2\text{HPO}_4^{2-} + 3\text{H}_2 \uparrow$ (кип.)
 2PO_4^{3-} (конц.) + $4\text{H}_2\text{O} + \text{Zn} =$
 $= [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2 \uparrow$ (кип.)
- PO_4^{3-} (разб.) + $3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ (желт.)
 2PO_4^{3-} (разб.) + $3\text{Ca}^{2+} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$

8. NaH_2PO_4 — Дигидроортофосфат натрия

Кислая оксосоль. Белый, гигроскопичный. При умеренном нагревании разлагается без плавления. Хорошо растворим в воде, анион H_2PO_4^- подвергается обратимой диссоциации (кислотный протолиз). Нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион H_2PO_4^- — образование желтого осадка ортофосфата серебра (I). Применяется в производстве стекла, для защиты стали и чугуна от коррозии, как умягчитель воды.

- $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{NaH}_2\text{PO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (100 °С, вак.)
 $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{160^\circ\text{C}} \text{Na}_2\text{H}_2\text{P}_2\text{O}_7 \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{220-250^\circ\text{C}} \text{NaPO}_3$
 дигидродифосфат

- NaH_2PO_4 (разб.) = $\text{Na}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$,
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ (pH < 7)
- NaH_2PO_4 (разб.) $\xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{\text{NaOH (разб.)}} \text{Na}_2\text{HPO}_4 \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{\text{NaOH (конц.)}} \text{Na}_3\text{PO}_4$
- $3\text{H}_2\text{PO}_4^-$ (разб.) + $3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ (желт.) + $2\text{H}_3\text{PO}_4$
 $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{Fe}^{3+} = \text{FePO}_4 \downarrow$ (красн.) + 2H^+

9. Na_2HPO_4 — Гидроортофосфат натрия

Кислая оксосоль. Белый, при умеренном нагревании разлагается без плавления. Хорошо растворим в воде, гидролизуется по аниону. Реагирует с H_3PO_4 (конц.), нейтрализуется щелочами. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион HPO_4^{2-} — образование желтого осадка ортофосфата серебра (I). Применяется как эмульгатор при сгущении коровьего молока, компонент пищевых пастеризаторов и фотоотбеливателей.

1. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{95-100^\circ\text{C}} \text{Na}_2\text{HPO}_4 \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{120-300^\circ\text{C}} \text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$
дифосфат
2. Na_2HPO_4 (разб.) = $2\text{Na}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$,
 $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{OH}^-$ (pH > 7)
3. Na_2HPO_4 (разб.) + H_3PO_4 (конц.) = $2\text{NaH}_2\text{PO}_4$
4. Na_2HPO_4 (разб.) + NaOH (конц.) = $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
5. 4HPO_4^{2-} (разб.) + $3\text{Ca}^{2+} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{PO}_4^-$
 HPO_4^{2-} (конц.) + $\text{Ca}^{2+} = \text{CaHPO}_4 \downarrow$
6. 2HPO_4^{2-} (разб.) + $3\text{Ag}^+ = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$ (желт.) + H_2PO_4^-
 HPO_4^{2-} (разб.) + $\text{OH}^- + 3\text{Li}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{Li}_3\text{PO}_4 \downarrow$ (бел.)
7. $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{Cl} = \text{NaPO}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$ (700—750 °C)

10. Na_2SO_3 — Сульфит натрия

Оксо соль. Белый. При нагревании на воздухе разлагается без плавления, плавится под избыточным давлением аргона. Во влажном состоянии и в растворе чувствителен к кислороду воздуха. Хорошо растворим в воде, гидролизует по аниону. Разлагается кислотами. Типичный восстановитель. Присоединяет серу. Качественная реакция на ион SO_3^{2-} — образование белого осадка сульфита бария, разлагаемого сильными кислотами (HCl , HNO_3). Применяется как реактив в аналитической химии, компонент фотографических растворов, нейтрализатор хлора при отбеливании тканей.

1. $\text{Na}_2\text{SO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + 7\text{H}_2\text{O}$ (150 °C)
2. Na_2SO_3 (разб.) = $2\text{Na}^+ + \text{SO}_3^{2-}$,
 $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{OH}^-$ (pH > 7)
3. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl}$ (разб.) = $2\text{NaCl} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (50—60 °C)
4. $\text{Na}_2\text{SO}_3 + 2\text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (80 °C)
5. $2\text{Na}_2\text{SO}_3$ (разб.) + O_2 (воздух) $\rightarrow 2\text{Na}_2\text{SO}_4$
6. Na_2SO_3 (конц.) + $\text{S} = \text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S})$ (кип.)
7. Na_2SO_3 (разб.) + $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = 2\text{NaHSO}_3$
8. $5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^- = 5\text{SO}_4^{2-} + 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $3\text{SO}_3^{2-} + 8\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{Cr}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
9. $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- + \text{Cl}_{2(r)} = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{SO}_3^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_3 \downarrow$ (бел.)
 $[\text{BaSO}_{3(r)} + 2\text{H}^+ = \text{Ba}^{2+} + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}]$ (40—60 °C)
См. также 30⁷, 72⁵.

11. Na_2SO_4 — Сульфат натрия

Оксо соль. Белый, гигроскопичный. Плавится и кипит без разложения. Хорошо растворим в воде, не гидролизует. Реагирует с H_2SO_4 (конц.), SO_3 . Восстанавливается водородом, углеродом при

нагревании. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион SO_4^{2-} — образование белого осадка сульфата бария, не реагирующего с сильными кислотами (HCl , HNO_3). Применяется в производстве стекла, целлюлозы и минеральных красок, как лекарственное средство. Содержится в рапе соляных озер, в частности в заливе Кара-Богаз-Гол Каспийского моря.

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{Na}_2\text{SO}_4 + 10\text{H}_2\text{O}$ (выше 33°C)
 Na_2SO_4 (разб.) = $2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (pH=7)
- $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (>60\%) = 2\text{NaHSO}_4$ (на холоду)
- $\text{Na}_2\text{SO}_4(\text{т}) + \text{SO}_3(\text{т}) = \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_7(\text{т})$ (дисульфат) (50 °C)
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2 = \text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$ (550—600 °C, кат. Fe_2O_3)
 $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{C}$ (кокс) = $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{CO}$ (700—900 °C)
- $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{C}$ (кокс) + $\text{CaCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaS} + 2\text{CO}_2$ (1000 °C)
- SO_4^{2-} (разб.) + $\text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ (бел.)

12. $\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S})$ — Тиосульфат натрия

Замещенная оксосоль (тиосоль). Белый, гигроскопичный. При нагревании разлагается без плавления. Устойчив на воздухе. Хорошо растворим в воде (с сильным *эндо*-эффектом, равным +48кДж), не гидролизует. Легко образует пересыщенный раствор. Разлагается кислотами. Сильный восстановитель (за счет бокового атома серы S^{-11}). Вступает в реакции комплексообразования. Качественные реакции на ион SO_3S^{2-} — помутнение раствора при действии разбавленных сильных кислот и обесцвечивание «иодной воды». Применяется для поглощения хлора и извлечения Ag из руд, как фиксаж в фотографии, реагент в аналитической химии.

- $\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S}) \cdot 5\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{100-110^\circ\text{C}} \text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S}) \xrightarrow[-\text{S}]{220-300^\circ\text{C}} \text{Na}_2\text{SO}_3$
 $\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S})$ (разб.) = $2\text{Na}^+ + \text{SO}_3\text{S}^{2-}$ (pH=7)
- $\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S}) + 2\text{HCl}$ (разб.) = $\text{SO}_2 \uparrow + \text{S} \downarrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{NaCl}$
 $\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S}) + 2\text{HCl}$ (конц.) + $\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 2\text{NaCl}$ (кип.)
- $\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S}) + 2\text{HNO}_3$ (конц.) = $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{S} \downarrow + 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S}) + \text{O}_2$ (воздух) = $2\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{S}$ (120—150 °C)
- $\text{SO}_3\text{S}^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} + 4\text{Cl}_2$ (насыщ.) = $2\text{SO}_4^{2-} + 8\text{Cl}^- + 10\text{H}^+$
 $2\text{SO}_3\text{S}^{2-} + \text{I}_2$ («иодная вода») = $2\text{I}^- + \text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ (тетратионат)
- $2\text{SO}_3\text{S}^{2-}$ (конц.) + $\text{AgE}_{(\text{т})} = \text{E}^- + [\text{Ag}(\text{SO}_3\text{S})_2]^{3-}$ (E = Cl, Br, I)
 бис (тиосульфато) аргентат (I)

13. NaCl — Хлорид натрия

Бескислородная соль. Белый, слабегигроскопичный. Плавится и кипит без разложения. Умеренно растворим в воде, растворимость мало зависит от температуры. Гидролизу не подвергается. Разлагается в H_2SO_4 (конц.). Слабый восстановитель. Вступает в реакции двойного обмена. Подвергается электролизу

в расплаве и растворе. Качественная реакция на ион Cl^- — образование белого осадка хлорида серебра (I), его переход в раствор при действии гидрата аммиака и осаждение вновь при подкислении. Применяется для получения натрия и хлора, соды и хлороводорода, как компонент охлаждающих смесей, пищевой продукт и консервирующее средство. В природе — основная часть залежей каменной соли и сильвинита (вместе с KCl), рапы соляных озер, минеральных примесей морской воды. В промышленности получают выпариванием природных рассолов.

- NaCl (разб.) = $\text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ (pH = 7)
- $\text{NaCl}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $\text{NaHSO}_4 + \text{HCl} \uparrow$ (20—50° C)
 $2\text{NaCl}_{(т)} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl} \uparrow$ (кип.)
- $2\text{NaCl}_{(т)} + 4\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) + $\text{PbO}_{2(т)}$ =
 $= \text{Cl}_2 \uparrow + \text{Pb}(\text{HSO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaHSO}_4$ (50° C)
 $2\text{NaCl}_{(т)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) + $\text{MnO}_{2(т)}$ =
 $= \text{Cl}_2 \uparrow + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_4$ (100° C)
- Cl^- (разб.) + Ag^+ (разб.) = $\text{AgCl} \downarrow$ (бел.) (см. также 80°)
- NaCl (насыщ.) + $\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_3 + \text{CO}_2$ (изб.) = $\text{NaHCO}_3 \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$
- 2NaCl (расплав) $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$ (850° C)
- $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}}$ $\text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{NaOH}$
 2NaCl (20%) $\xrightarrow[\text{на Hg-катоде}]{\text{электролиз}}$ $2\text{Na}(\text{Hg}) + \text{Cl}_2 \uparrow$
амальгама

14. Na_2S — Сульфид натрия

Бескислородная соль. Белый, очень гигроскопичный. Плавится без разложения, термически устойчивый. Хорошо растворим в воде, гидролизуется по аниону, создает в растворе сильнощелочную среду. При стоянии на воздухе раствор мутнеет (коллоидная сера) и желтеет (окраска полисульфида). Типичный восстановитель. Присоединяет серу. Вступает в реакции двойного обмена. Качественные реакции на ион S^{2-} — осаждение разноокрашенных сульфидов металлов, из которых MnS , FeS , ZnS разлагаются в HCl (разб.). Применяется в производстве сернистых красителей и целлюлозы, для удаления волосяного покрова шкур при дублении кож, как реагент в аналитической химии.

- $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O} = \text{Na}_2\text{S} + 9\text{H}_2\text{O}$ (15—35° C, над конц. H_2SO_4 , P_2O_5)
- Na_2S (разб.) = $2\text{Na}^+ + \text{S}^{2-}$, $\text{S}^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HS}^- + \text{OH}^-$ (pH > 7)
- $\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl}$ (разб.) = $2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
- $\text{Na}_2\text{S} + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) =
 $= \text{SO}_2 \uparrow + \text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaHSO}_4$ (30—50° C)
 $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{HNO}_3$ (конц.) =
 $= 2\text{NO}_2 \uparrow + \text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaNO}_3$ (50—60° C)

5. $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) = 2\text{NaHS}$
6. $\text{Na}_2\text{S}_{(\text{т})} + 2\text{O}_2 = \text{Na}_2\text{SO}_4$ (выше 400 °С)
 $\text{Na}_2\text{S}_{(\text{р})} \xrightarrow[\text{-NaOH}]{\text{O}_2 (\text{воздух}), \tau} \text{S} (\text{коллоид}), \text{Na}_2(\text{S}_n), \text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S})$
7. $\text{Na}_2\text{S}_{(\text{р})} + (n-1) \text{S} = \text{Na}_2(\text{S}_n) (\text{желт.})$ (кип., $n=2, 4, 5$)
 полисульфид (2-)
8. $\text{Na}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}_2 (\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{Na}_2\text{S}_{(\text{р})} + 4\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 3\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S}) + \text{CO}_2 \uparrow$ (кип.)
9. а) $\text{S}^{2-} + \text{M}^{2+} = \text{MnS} \downarrow (\text{телесн.}), \text{FeS} \downarrow (\text{черн.}), \text{ZnS} \downarrow (\text{бел.})$
 $[\text{MS}_{(\text{т})} + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{MCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow]$
 б) $\text{S}^{2-} + 2\text{Ag}^+ = \text{Ag}_2\text{S} \downarrow (\text{черн.})$
 $\text{S}^{2-} + \text{M}^{2+} = \text{CdS} \downarrow (\text{желт.}), \text{PbS}, \text{CuS}, \text{HgS} \downarrow (\text{черные})$
 $3\text{S}^{2-} + 2\text{Bi}^{3+} = \text{Bi}_2\text{S}_3 \downarrow (\text{кор.-черн.})$
10. $3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{M}^{3+} = 3\text{H}_2\text{S} \uparrow + 2\text{M}(\text{OH})_3 \downarrow$ (M = Al, Cr)
 См. также 28³, 62¹⁰.

10.1.2. КАЛИЙ

Общая характеристика элемента

Элемент 4-го периода и IA-группы Периодической системы, порядковый номер 19, относится к щелочным металлам. Электронная формула атома $[\text{}_{18}\text{Ar}]4s^1$, характерная степень окисления +I. Имеет низкую электроотрицательность. Проявляет металлические (основные) свойства. Большинство солей калия хорошо растворимы в воде. Калий, катион калия и его соединения окрашивают пламя газовой горелки в фиолетовый цвет (качественное обнаружение).

В природе девятый по химической распространенности элемент в земной коре (шестой среди металлов), находится только в виде соединений. Входит в состав многих минералов, горных пород, соляных пластов. Третий по содержанию металл в природных водах: 1 л морской воды содержит 0,38 г ионов K^+ , что намного меньше содержания ионов Na^+ . Ионы калия хорошо адсорбируются почвой и с трудом вымываются из литосферы в природные воды.

Жизненно важный элемент для всех организмов. Ионы K^+ всегда находятся внутри клеток (в отличие от ионов Na^+). В организме человека содержится ≈ 175 г калия, суточная потребность достигает ≈ 4 г. Недостаток калия в почве восполняется внесением калийных удобрений — хлорида KCl , сульфата K_2SO_4 и золы растений.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а.е.м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
15	K	39,098	пл. 63,51 °С, кип. 760 °С	0,86	18 ¹¹ , 33 ^{5,6} , 47 ⁸
16	K ₂ O	94,20	пл. 740 °С (р)	2,33	17 ^{1,6} , 19 ¹ , 20 ¹
17	KO ₂	74,10	пл. 535 °С (р)	2,16	15 ⁵
18	KOH	56,11	пл. 404 °С, кип. 1324 °С	2,04	15 ¹ , 16 ² , 33 ⁶
19	K ₂ CO ₃	138,20	пл. 891 °С	2,43	16 ⁴ , 17 ^{5,7} , 18 ⁴
20	KNO ₂	85,10	пл. 440 °С	1,92	21 ^{1,3,5,6} , 83 ⁵
21	KNO ₃	101,10	пл. 334,5 °С	2,11	18 ¹⁰ , 20 ^{5,6} , 33 ⁴
22	KHSO ₄	136,17	пл. 218,6 °С	2,32	18 ³ , 25 ² , 33 ²
23	KAl(SO ₄) ₂	258,20	разл. > 800 °С	2,75	22 ⁵ , 25 ⁴
24	KCr(SO ₄) ₂	283,22	разл. > 700 °С	...	22 ⁵ , 25 ⁴
25	K ₂ S ₂ O ₇	254,32	пл. ≈ 300 °С	2,27	22 ¹ , 26 ¹ , 76 ⁶
26	K ₂ S ₂ O ₈ (O ₂)	270,32	разл. > 65 °С	2,48	22 ⁶
27	KClO ₃	122,55	пл. 357 °С	2,32	33 ⁶
28	K ₂ CrO ₄	194,19	пл. 968,3 °С	2,73	21 ⁷ , 29 ⁴
29	K ₂ Cr ₂ O ₇	294,18	пл. 397,5 °С	2,68	28 ²
30	KMnO ₄	158,03	разл. > 200 °С	2,70	31 ^{3-5,7}
31	K ₂ MnO ₄	197,13	пл. 600 °С (р)	2,80	21 ⁷ , 30 ^{1,5}
32	K ₂ FeO ₄	198,04	разл. > 500 °С	...	21 ⁷ , 54 ¹⁰ , 59 ⁶
33	KCl	74,55	пл. 770 °С, кип. 1430 °С	1,98	15 ⁷ , 18 ^{2,9} , 19 ³
34	KBr	119,00	пл. 734 °С, кип. 1380 °С	2,75	18 ⁹
35	KI	166,00	пл. 681 °С, кип. 1324 °С	3,12	18 ⁹
36	K ₄ [Fe(CN) ₆]	368,35	разл. 650 °С	...	37 ^{4,5} , 61 ¹³
37	K ₃ [Fe(CN) ₆]	329,25	разл. > 350 °С	1,89	36 ⁴ , 62 ¹¹

Химические свойства

15. К — Калий

Простое вещество. Белый, очень мягкий, низкоплавкий. На воздухе покрывается гидроксидной пленкой. Химически растворяется в жидком аммиаке. Чрезвычайно реакционноспособный. Сильный восстановитель, в ряду напряжений стоит значительно левее водорода. Энергично разлагает воду (с сильным экзотермическим эффектом, воспламенение выделяющегося водорода). Реагирует с кислотами, неметаллами. Не реагирует с азотом. Катион калия в растворе — бесцветный аквакомплекс $[K(H_2O)_6]^{+}$ (протолиза нет). Применяется для синтеза KO₂, KN и редких солей калия, жидкий калий (вместе с натрием) — как теплоноситель в ядерных реакторах. Хранится под слоем керосина.

1. $2K + 2H_2O = 2KOH + H_2 \uparrow$ ($\Delta H^\circ = -392$ кДж)
2. $2K + 2HCl$ (разб.) $= 2KCl + H_2 \uparrow$
3. $8K + 6H_2SO_4$ (разб.) $= 4K_2SO_4 + SO_2 \uparrow + S \downarrow + 6H_2O$ (примесь H₂S)
4. $2K + H_2 = 2KH$ (гидрид) (200—350 °С)
 $[KH + H_2O = KOH + H_2 \uparrow]$

5. $K + O_2 (\text{воздух}) = KO_2$ (сгорание)
6. $4K + O_2 (\text{воздух}) + 2H_2O (\text{влага}) \rightarrow 4KOH$ (комн. t)
7. $2K + Cl_2 = 2KCl$ (комн. t)
- $2K + S = K_2S$ (100—200 °C)
8. $K + 6NH_3 (\text{ж}) = [K(NH_3)_6]^0$ (т.-син.) (— 50 °C)
гексаамминкалий
9. $2K + 2NH_3 (\text{г}) = H_2 + 2KNH_2$ (амид) (65—105 °C)
 $[KNH_2 + 2H_2O = KOH + NH_3 \cdot H_2O]$
См. также 17⁶, 84⁸.

16. K_2O — Оксид калия

Основный оксид. Белый, имеет ионное строение $(K^+)_2O^{2-}$. При умеренном нагревании разлагается, плавится под избыточным давлением пара калия. Чувствителен к влаге и углекислому газу в воздухе. Энергично реагирует с водой (с высоким экзо-эффектом), кислотами, кислотными и амфотерными оксидами. Применяется для синтеза других соединений калия. Не образуется при сгорании калия на воздухе.

1. $2K_2O = K_2O_2 + 2K$ (350—430 °C)
2. $K_2O + H_2O = 2KOH$ ($\Delta H^\circ = -315$ кДж)
3. $K_2O + 2HCl (\text{разб.}) = 2KCl + H_2O$
4. $K_2O + CO_2 = K_2CO_3$ (400 °C)
5. $K_2O + Al_2O_3 = 2KAlO_2$ (1000 °C)

17. KO_2 — Надпероксид калия

Бинарное соединение. Оранжево-желтый, имеет ионное строение $K^+O_2^-$. Разлагается при нагревании, плавится под избыточным давлением O_2 . Очень сильный окислитель. Разлагается водой, кислотами (выделение кислорода на холоду — качественная реакция на надпероксиды). Реагирует с озоном, калием, монооксидом углерода, аммиаком. Поглощает влажный углекислый газ. Применяется для регенерации кислорода в изолирующих дыхательных приборах.

1. $KO_2 \xrightarrow[-O_2]{290^\circ C, \text{ вак.}} K_2O_2 \xrightarrow[-O_2]{500-530^\circ C, \text{ вак.}} K_2O$
пероксид
2. $4KO_2 + 2H_2O = 4KOH + 3O_2 \uparrow$ (кип.)
3. $2KO_2 + 2HCl (\text{разб.}) = H_2O_2 + O_2 \uparrow + 2KCl$ (на холоду)
4. $KO_2 + O_3 = O_2 + KO_3$ (озонид, оранжево-красн.) (0—10 °C)
 $[4KO_3 + 2H_2O = 4KOH + 5O_2 \uparrow]$ (на холоду)
5. $2KO_2 + S = K_2SO_4$ (130—140 °C)
 $4KO_2 + 3C (\text{графит}) = 2K_2CO_3 + CO_2$ (30 °C)
6. $KO_2 + 3K = 2K_2O$ (700 °C, p)

7. $4\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{CO}_2 (\text{влажн.}) = 2\text{K}_2\text{CO}_3 + 3\text{O}_2$ (комн. t)
 $2\text{K}_2\text{O}_2 + \text{CO} = \text{K}_2\text{C}_2\text{O}_3 + \text{O}_2$ (50 °С)
8. $2\text{K}_2\text{O}_2 + 2\text{NH}_3 (\text{г}) \xrightarrow{\tau} 2\text{KOH} + \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн. t)

18. KOH — Гидроксид калия

Основный гидроксид, щелочь. Белый, имеет ионное строение K^+OH^- . Плавится и кипит без разложения. Расплывается на воздухе, поглощает углекислый газ. Хорошо растворим в воде (с высоким экзо-эффектом), создает в растворе сильнощелочную среду. Нейтрализуется кислотами, реагирует с кислотными оксидами, амфотерными гидроксидами и оксидами. Концентрированный раствор разъедает стекло. Вступает в реакции двойного обмена. Применяется в производстве мыла, как абсорбент газов, дегидратирующий агент, осадитель нерастворимых гидроксидов металлов. Вызывает тяжелые ожоги кожи и глаз.

1. $\text{KOH} \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ (500 °С, вак.)
 $\text{KOH}_{(\text{г})} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{KOH} (\text{разб.}) = \text{K}^+ + \text{OH}^-$ ($\text{pH} > 7$, $\Delta\text{H}^\circ = -50$ кДж)
2. $\text{KOH} + \text{HCl} (\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{KOH} (\text{разб.}) \xrightarrow[\text{-H}_2\text{O}]{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.})} \text{K}_2\text{SO}_4 \xrightarrow[\text{-H}_2\text{O}]{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})} \text{KHSO}_4$
4. $\text{KOH} (\text{разб.}) + \text{EO}_2 (\text{изб.}) = \text{KHEO}_3$ (E = C, S)
 $2\text{KOH} (\text{конц.}) + \text{EO}_2 (\text{нед.}) = \text{K}_2\text{EO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. $2\text{KOH} + \text{Al}_2\text{O}_3 = 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900—1100 °С)
 $2\text{KOH} (\text{конц.}) + 3\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\tau} 2\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (80 °С)
6. $\text{KOH} + \text{Al}(\text{OH})_3 = \text{KAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (1000 °С)
 $\text{OH}^- (\text{конц.}) \xrightarrow{\text{M}(\text{OH})_3 (\text{г})} [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ (бц), $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ (зел.)
7. $3\text{OH}^- (\text{разб.}) + \text{M}^{3+} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow$ (бел.), $\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow$ (зел.)
8. $2\text{KOH} (\text{конц.}) + \text{E}_2 (\text{нед.}) =$
 $= \text{KE} + \text{KEO} + \text{H}_2\text{O}$ (на холоду, E = Cl, Br)
9. $6\text{KOH} (\text{конц.}) + 3\text{E}_2 (\text{изб.}) =$
 $= 5\text{KE} + \text{KEO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (80 °С, E = Cl, Br, I)
 $[2\text{KEO}_3 (\text{г}) + 3\text{C} (\text{графит}) = 2\text{KE} + 3\text{CO}_2]$ (400—600 °С)
10. $4\text{KOH}_{(\text{р})} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 = 4\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$ (50—80 °С)
11. $4\text{KOH} (\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} 4\text{K} + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (450 °С)
- См. также 22³, 25³, 29⁴, 30⁵, 37⁴, 71³, 83⁵, 90³.

19. K₂CO₃ — Карбонат калия

Оксосоль. Белый, гигроскопичный. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Чувствителен к влаге и углекислому газу в воздухе. Очень хорошо растворим в воде, гидролизуется по аниону, создает в растворе сильнощелочную

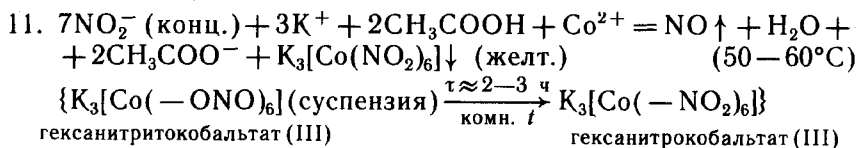
среду. Разлагается сильными кислотами. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион CO_3^{2-} — см. 5⁸. Применяется в производстве оптического стекла, жидкого мыла, минеральных красок, многих соединений калия, как дегидратирующий агент.

- $\text{K}_2\text{CO}_3 \cdot 1,5\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{100-150^\circ\text{C, вак.}} \text{K}_2\text{CO}_3 \xrightarrow[-\text{CO}_2]{\text{выше } 1200^\circ\text{C}} \text{K}_2\text{O}$
- $\text{K}_2\text{CO}_3 (\text{разб.}) = 2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \quad (\text{pH} > 7)$
- $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = 2\text{KCl} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K}_2\text{CO}_3 (\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 (\text{изб.}) = 2\text{KHCO}_3 \quad (30-40^\circ\text{C})$
- $\text{CO}_3^{2-} + \text{M}^{2+} (\text{разб.}) = \text{MCO}_3 \downarrow (\text{бел.}) \quad (\text{M} = \text{Ca, Ba})$
- $3\text{CO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{M}^{3+} =$
 $2\text{M}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow \quad (80^\circ\text{C, M} = \text{Al, Cr})$

20. KNO_2 — Нитрит калия

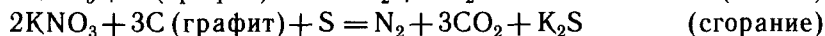
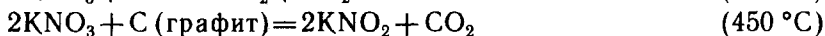
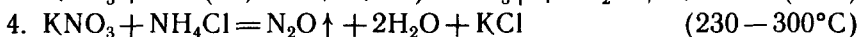
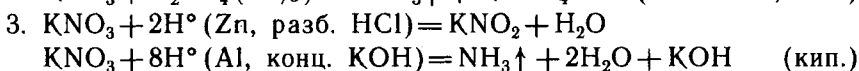
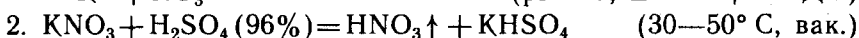
Оксосоль. Белый, гигроскопичный. Плавится без разложения, при прокаливании разлагается. Устойчив в сухом воздухе. Очень хорошо растворим в воде (образуется бесцветный раствор), гидролизуется по аниону. Типичный окислитель и восстановитель в кислотной среде, очень медленно реагирует в щелочной среде. Вступает в реакции двойного обмена и комплексообразования. Качественные реакции на ион NO_2^- — см. 20⁷⁻⁹. Применяется в производстве красителей, как аналитический реагент на аминокислоты и иодиды, компонент фотографических реактивов.

- $4\text{KNO}_2 = 2\text{K}_2\text{O} + 2\text{N}_2 + 3\text{O}_2 \quad (900-950^\circ\text{C})$
- $\text{KNO}_2 (\text{разб.}) = \text{K}^+ + \text{NO}_2^-$
 $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^- \quad (\text{pH} > 7)$
- $\text{KNO}_2 + \text{HCl} (\text{разб.}) = \text{KCl} + \text{HNO}_2 \quad (\text{на холоду})$
- $2\text{KNO}_2 (\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) =$
 $= \text{NO}_2 \uparrow + \text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
 $2\text{KNO}_2 (\text{т}) + 2\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{NO}_2 \uparrow + \text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KNO}_3$
- $2\text{KNO}_2 (\text{разб.}) + \text{O}_2 (\text{изб.}) \xrightarrow{\text{т}} 2\text{KNO}_3 \quad (60-80^\circ\text{C})$
- $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Br}_2 = \text{KNO}_3 + 2\text{HBr}$
 $\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O} (\text{конц.}) = \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип., в разб. HNO}_3)$
- $5\text{NO}_2^- + 6\text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^- (\text{фиол.}) = 5\text{NO}_3^- + 2\text{Mn}^{2+} (\text{бц.}) + 3\text{H}_2\text{O}$
 $3\text{NO}_2^- + 8\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} (\text{оранж.}) =$
 $= 3\text{NO}_3^- + 2\text{Cr}^{3+} (\text{сер.-син.}) + 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2^- (\text{насыщ.}) + \text{NH}_4^+ (\text{насыщ.}) = \text{N}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип.})$
- $2\text{NO}_2^- + 4\text{H}^+ + 2\text{I}^- (\text{бц.}) = 2\text{NO} \uparrow + \text{I}_2 \downarrow (\text{черн.}) + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{NO}_2^- (\text{разб.}) + \text{Ag}^+ = \text{AgNO}_2 (\text{св.-желт.})$
 $2\text{NO}_2^- (\text{конц.}) + \text{Ag}^+ = [\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^- \quad \{\text{динитроаргентат (I)}\}$

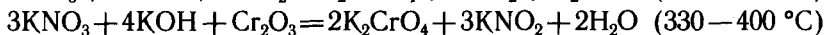
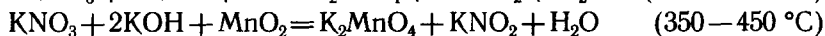
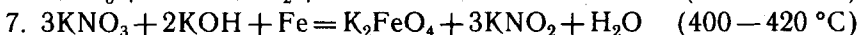
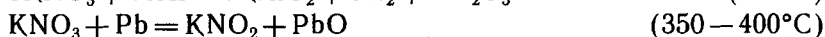
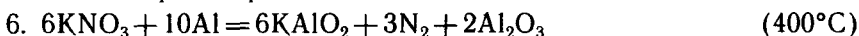


21. KNO_3 — Нитрат калия

Оксосоль. Белый плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Устойчив на воздухе. Хорошо растворим в воде (с высоким *эндо*-эффектом), гидролиза нет. Сильный окислитель при сплавлении (за счет выделения атомарного кислорода). В растворе восстанавливается только атомарным водородом (в кислотной среде до KNO_2 , в щелочной среде до NH_3). Выделение аммиака в предыдущей реакции, а также образование бурого «кольца» (см. 60°) — качественные реакции на ион NO_3^- . Применяется в производстве стекла, как консервант пищевых продуктов, компонент пиротехнических составов и минеральных удобрений.



черный порох



22. KHSO_4 — Гидросульфат калия

Кислая оксосоль. Белый, гигроскопичный. При нагревании плавится и разлагается. Хорошо растворим в воде, в растворе анион подвергается диссоциации (кислотному протолизу), среда раствора сильноокислотная. Нейтрализуется щелочами. Применяется как компонент флюсов в металлургии, составная часть минеральных удобрений.

1. $2\text{KHSO}_4 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (до 240 °С)
 $2\text{KHSO}_4 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{O}$ (320—340 °С)
2. KHSO_4 (конц.) = $\text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$,
 $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ (pH < 7)
 KHSO_4 (разб.) + $\text{H}_2\text{O} = \text{K}^+ + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ (pH < 7)
3. KHSO_4 (разб.) + KOH (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. $6\text{KHSO}_4 + \text{M}_2\text{O}_3 =$
 $= 2\text{KM}(\text{SO}_4)_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$ (300—500 °С, M = Al, Cr)
6. 2KHSO_4 (насыщ.) $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ $\text{H}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2)$ (0—7 °С)

23. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ — Сульфат алюминия-калия

Двойная оксосоль. Белый, гигроскопичный. При сильном нагревании разлагается. Умеренно растворим в воде, гидролизуется по катиону алюминия. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Применяется как протрава при крашении тканей, дубитель кож, коагулянт при очистке пресной воды, компонент составов для проклеивания бумаги, наружное кровоостанавливающее средство в медицине и косметике. Образуется при совместной кристаллизации сульфатов алюминия и калия.

1. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{120\text{ }^\circ\text{C}} \text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \xrightarrow[-\text{K}_2\text{SO}_4, \text{SO}_2, \text{O}_2]{800-900\text{ }^\circ\text{C}} \text{Al}_2\text{O}_3$
2. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ (разб.) = $\text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$
 $\text{Al}^{3+} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$ (pH < 7)
3. $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 3\text{KOH}$ (разб.) = $\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 2\text{K}_2\text{SO}_4$
 $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 4\text{KOH}$ (конц.) = $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 2\text{K}_2\text{SO}_4$
4. $2\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) = $2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 +$
 $+ 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
 $2\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) =
 $= 2\text{AlO}(\text{OH}) \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.)

24. $\text{KCr}(\text{SO}_4)_2$ — Сульфат хрома (III)-калия

Двойная оксосоль. Красный (гидрат темно-фиолетовый). При нагревании разлагается без плавления. Хорошо растворим в воде (серо-синяя окраска раствора отвечает аквакомплексу $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$), гидролизуется по катиону хрома(III). Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Слабый окислитель и восстановитель. Вступает в реакции двойного обмена. Качественные реакции на ион Cr^{3+} — восстановление до Cr^{2+} или окисление до CrO_4^{2-} и $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Применяется как дубитель кож, протрава при крашении тканей, реактив в фотографии. Образуется при совместной кристаллизации сульфатов хрома(III) и калия.

- $$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{350-400^\circ\text{C}} \text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \xrightarrow[-\text{K}_2\text{SO}_4, \text{SO}_2, \text{O}_2]{700-900^\circ\text{C}} \text{Cr}_2\text{O}_3$$
- $$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \text{ (разб.)} = \text{K}^+ + \text{Cr}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$$

$$\text{Cr}^{3+} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CrOH}^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad (\text{pH} < 7)$$
- $$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + 3\text{KOH} \text{ (разб.)} = 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow \text{ (зел.)}$$

$$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + 6\text{KOH} \text{ (конц.)} = 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] \text{ (зел.)}$$

гексагидроксохромат (III)
- $$2\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 + 6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) \text{ (10\%)} = 2\text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$
- $$\text{Cr}^{3+} \text{ (сер.-син.)} + \text{H}^+ \text{ (Zn, конц. HCl)} = \text{H}^+ + \text{Cr}^{2+} \text{ (ярко-син.)}$$
- $$2\text{Cr}^{3+} \text{ (сер.-син.)} + 4\text{H}^+ + 3\text{NaBiO}_3 \text{ (т)} =$$

$$= 3\text{Bi}^{3+} + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{Na}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \text{ (оранж.)} \quad (\text{кип.})$$
- $$2\text{Cr}^{3+} \text{ (сер.-син.)} + 10\text{OH}^- \text{ (конц.)} + 3\text{H}_2\text{O}_2 \text{ (конц.)} =$$

$$= 2\text{CrO}_4^{2-} \text{ (желт.)} + 8\text{H}_2\text{O} \quad (30-40^\circ\text{C})$$

25. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7$ — Дисульфат калия

Оксосоль. Белый, низкоплавкий, при умеренном нагревании разлагается. Хорошо растворим в воде (образуется бесцветный раствор), анион полностью меняет свой состав. Реагирует со щелочами. Сульфатирующий агент.

- $$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_3 \quad (\text{выше } 440^\circ\text{C})$$
- $$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 \text{ (разб.)} + \text{H}_2\text{O} = \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \quad (\text{pH} < 7)$$

$$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 \text{ (конц.)} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{KHSO}_4$$
- $$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH} \text{ (разб.)} = 2\text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$$
- $$3\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{M}_2\text{O}_3 =$$

$$= 2\text{KM}(\text{SO}_4)_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 \quad (400-500^\circ\text{C}, \text{M} = \text{Al}, \text{Cr})$$

26. $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2)$ — Пероксодисульфат калия

Оксосоль с пероксогруппой ($-\text{O}-\text{O}-$). Белый, разлагается во влажном воздухе при слабом нагревании и стоянии раствора. Умеренно растворим в холодной воде (образуется бесцветный раствор), полностью разлагается в горячей воде. Очень сильный окислитель. Качественные реакции на ион $\text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2)^{2-}$ — см. 26^{5,6}. Применяется для отбеливания жиров и мыла, как реагент в синтезе H_2O_2 и NaBiO_3 .

- $$2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2) = 2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 + \text{O}_2 \quad (65-100^\circ\text{C})$$
- $$2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2) + 2\text{H}_2\text{O} \text{ (влага)} \rightarrow 4\text{KHSO}_4 + \text{O}_2$$
- $$\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2) \text{ (разб.)} = 2\text{K}^+ + \text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2)^{2-}$$

$$\text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2)^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \quad (\text{pH} < 7)$$
- $$2\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6 (\text{O}_2) + 2\text{H}_2\text{O} =$$

$$= 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \uparrow \quad (\text{кип., кат. MnO}_2)$$

- $K_2S_2O_6(O_2) + 2H_2O = K_2SO_4 + H_2SO_4 + H_2O_2$ (в хол. разб. H_2SO_4)
5. $S_2O_6(O_2)^{2-} + 2I^- = 2SO_4^{2-} + I_2 \downarrow$ (черн.) (в хол. разб. H_2SO_4)
- $5S_2O_6(O_2)^{2-} + 12OH^- + I_{2(т)} = 10SO_4^{2-} + 2IO_3^- + 6H_2O$ (кип.)
6. $S_2O_6(O_2)^{2-} + 2H_2O + Pb^{2+} = 2SO_4^{2-} + 4H^+ + PbO_2 \downarrow$ (т.-кор.) (кип.)
7. $S_2O_6(O_2)^{2-} + 2OH^-$ (конц.) $+ 2M(OH)_{2(т)} =$
 $= 2SO_4^{2-} + 2H_2O + 2MO(OH) \downarrow$ (бур.) ($M = Fe, Co, Ni$)
8. $K_2S_2O_6(O_2)$ (конц.) $+ 3NaOH$ (конц.) $+ Bi(OH)_{3(т)} =$
 $= 3H_2O + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + NaBiO_3 \downarrow$ (желт.-кор.)
 $[5NaBiO_{3(т)} + 14H^+ + 2Mn^{2+}$ (бц.) $=$
 $= 5Bi^{3+} + 2MnO_4^-$ (фиол.) $+ 7H_2O + 5Na^+]$ (в конц. HNO_3)

27. $KClO_3$ — Хлорат калия

Оксосоль. Белый, плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворим в воде (образует бесцветный раствор), гидролиза нет. Разлагается концентрированными кислотами. Сильный окислитель при сплавлении. Качественные реакции на ион ClO_3^- — см. 27^{2,3}. Применяется как компонент взрывчатых смесей и головок спичек, травитель металлов, в лаборатории — твердый источник кислорода.

1. а) $4KClO_3 = 3KClO_4 + KCl$ (400 °C)
 $2KClO_3 = 2KCl + 3O_2$ (150—300 °C, кат. MnO_2)
- б) $KClO_3$ (разб.) $= K^+ + ClO_3^-$ (рН=7)
2. $KClO_{3(т)} + 6HCl$ (конц.) $= KCl + 3Cl_2 \uparrow + 3H_2O$ (50—80 °C)
3. $KClO_{3(т)} + 2H_2SO_4$ (конц.) $=$
 $= 2ClO_2 \uparrow + KClO_4 + H_2O + 2KHSO_4$
 $[ClO_{2(г)} = Cl_2 + 2O_2]$ (взрыв, выше 20 °C, на свету)
4. $2KClO_3 + E_2$ (изб.) $=$
 $= 2KEO_3 + Cl_2 \uparrow$ (в гор. разб. HNO_3 , $E = Br, I$)
5. $2KClO_3 + 3S = 2KCl + 3SO_2$ (выше 130 °C)
 $5KClO_3 + 6P$ (красн.) $= 5KCl + 3P_2O_5$ (выше 250 °C)
6. $KClO_3 + H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}} H_2 \uparrow + KClO_4$

28. K_2CrO_4 — Хромат калия

Оксосоль. Желтый, негигроскопичный. Плавится без разложения, термически устойчивый. Хорошо растворим в воде (желтая окраска раствора отвечает иону CrO_4^{2-}), незначительно гидролизуется по аниону. В кислотной среде переходит в $K_2Cr_2O_7$. Окислитель (более слабый, чем $K_2Cr_2O_7$). Вступает в реакции

двойного обмена. Качественная реакция на ион CrO_4^{2-} — выпадение желтого осадка хромата бария, разлагающегося в HCl (разб.). Применяется как протрава при крашении тканей, дубитель кож, селективный окислитель, реактив в аналитической химии.

- K_2CrO_4 (разб.) = $2\text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$, $\text{CrO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCrO}_4^- + \text{OH}^-$ (pH > 7)
- $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{HCl}$ (разб.) = $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{HCl}$ (20%) = $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{K}[\text{Cr}(\text{Cl})\text{O}_3]$ (оранж.)
 $2\text{K}_2\text{CrO}_4(\text{т}) + 16\text{HCl}$ (36%) = $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O} + 4\text{KCl}$ (кип.)
- 2CrO_4^{2-} (желт.) + $8\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}^{2-} = 3\text{S}\downarrow + 4\text{OH}^- + 2[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ (зел.)
- $\text{CrO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+}$ (разб.) = $\text{BaCrO}_4\downarrow$ (желт.)
 $[2\text{BaCrO}_4(\text{т}) + 2\text{HCl}$ (разб.) = $\text{BaCr}_2\text{O}_7(\text{р}) + \text{BaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}]$
- $\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{Ag}^+$ (разб.) = $\text{Ag}_2\text{CrO}_4\downarrow$ (красн.)

29. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — Дихромат калия

Оксосоль. Оранжево-красный, негигроскопичный. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворим в воде (оранжевая окраска раствора отвечает иону $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$), анион частично переходит в ион HCrO_4^- , который в малой степени диссоциирует. В щелочной среде образует K_2CrO_4 . Типичный окислитель в растворе и при сплавлении. Вступает в реакции двойного обмена и комплексообразования. Качественные реакции — синее окрашивание эфирного раствора в присутствии H_2O_2 , синее окрашивание водного раствора при действии атомарного водорода. Применяется как дубитель кож, протрава при крашении тканей, компонент пиротехнических составов, реагент в аналитической химии, ингибитор коррозии металлов, в смеси с H_2SO_4 (конц.) — для мытья химической посуды.

- $4\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 = 4\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{O}_2$ (500—600 °C)
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (разб.) = $2\text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HCrO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+$ (pH < 7)
- $\text{K}_2\text{CrO}_7(\text{т}) + 14\text{HCl}$ (конц.) = $2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2\uparrow + 7\text{H}_2\text{O} + 2\text{KCl}$ (кип.)
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{т}) + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ (96%) = $2\text{KHSO}_4 + 2\text{CrO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ («хромовая смесь»)
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{KOH}$ (конц.) = $\text{H}_2\text{O} + 2\text{K}_2\text{CrO}_4$ (желт.)
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\text{I}^- = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{I}_2\downarrow + 7\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 2\text{H}^+ + 3\text{SO}_2(\text{т}) = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{CH}_3\text{C}(\text{H})\text{O}\uparrow + 7\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 8\text{H}^+ + 3\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{CO}_2\uparrow + 7\text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{S}(\text{т}) = 3\text{S}\downarrow + 2\text{OH}^- + 2\text{Cr}(\text{OH})_3\downarrow$ (зел.)
- $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 3\text{H}_2 = \text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ (500 °C)
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{S} = \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$ (800—1000 °C)
 $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 2\text{C}$ (кокс) = $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{CO}$ (800 °C)

- $$K_2Cr_2O_7 + 4Al = 2Cr + 2KAlO_2 + Al_2O_3 \quad (800-900^\circ C)$$
9. $Cr_2O_7^{2-}$ (конц.) + $2Ag^+$ (разб.) = $Ag_2Cr_2O_7$ (т.-красн.)
 $Cr_2O_7^{2-}$ (разб.) + $H_2O + 2Pb^{2+} = 2H^+ + 2PbCrO_4 \downarrow$ (красн.)
 10. $K_2Cr_2O_7$ (т.) + $3H_2SO_4$ (олеум) + $4KCl$ (т.) = $3K_2SO_4 + 3H_2O + 2CrCl_2O_2$ (красн.) (кип.)
 11. $Cr_2O_7^{2-} + 2H^+ + 4H_2O_2$ (конц.) + $2L$ (эфир.) = $2[Cr(L)O(O_2^-)_2] + 5H_2O$
синий
 12. $K_2Cr_2O_7$ (т.) + $6HCl$ (конц.) + $8H^{\circ}$ (Zn) = $2CrCl_2$ (р.) + $7H_2O + 2KCl$
синий
 $[CrCl_2 + 2OH^- \text{ (разб.)} = 2Cl^- + Cr(OH)_2 \downarrow \text{ (желт.)}]$
 См. также 10^8 , 20^7 , 60^7 , 61^{10} , 74^{10} .

30. $KMnO_4$ — Перманганат калия

Оксо соль. Красно-фиолетовый (почти черный). При нагревании разлагается без плавления. Умеренно растворим в воде (интенсивно фиолетовая окраска раствора отвечает иону MnO_4^-), гидролиза нет. Медленно разлагается в воде, серной кислоте, щелочах. Сильный окислитель в растворе и при сплавлении; в сильноокислотной среде восстанавливается до Mn^{II} , в нейтральной среде — до Mn^{IV} , в сильнощелочной среде — до Mn^{VI} . Качественные реакции на ион MnO_4^- — исчезновение фиолетовой окраски раствора при восстановлении в кислотной среде (см. $30^{7,8}$), качественная реакция на ион Mn^{2+} — появление фиолетовой окраски раствора при действии очень сильных окислителей, например $(Pb_2^{II}Pb^{IV})O_4$ (см. 30^7) или $NaBiO_3$ (см. 26^9). Применяется как окислитель предельных углеводородов до карбоновых кислот, реактив в фотографии, антисептик в медицине, средство для очистки газов и отбеливания тканей, твердый источник кислорода. Распространенный окислитель в лабораторной практике.

1. $KMnO_4 \xrightarrow[-MnO_2, O_2]{200-240^\circ C} K_2MnO_4 \xrightarrow[-MnO_2, O_2]{500-700^\circ C} K_3MnO_4$
тетраоксоманганат (V)
2. $KMnO_4$ (разб.) = $K^+ + MnO_4^-$ (рН = 7)
 $4KMnO_4 + 2H_2O \xrightarrow{\tau} 4MnO_2 \downarrow + 3O_2 \uparrow + 4KOH$
3. $2KMnO_4$ (т.) + $16HCl$ (конц.) = $2MnCl_2 + 5Cl_2 \uparrow + 8H_2O + 2KCl$ (кип.)
4. $4KMnO_4$ (т.) + $6H_2SO_4$ (60%) = $5O_2 \uparrow + 4MnSO_4 + 6H_2O + 2K_2SO_4$ (60—80 °C)
 $2KMnO_4$ (т.) + $2H_2SO_4$ (96%) = $2KHSO_4 + Mn_2O_7 + H_2O$ (на холоду)
5. $4KMnO_4$ (насыщ.) + $4KOH$ (15%) = $4K_2MnO_4 + O_2 \uparrow + 2H_2O$ (кип.)
6. $2KMnO_4 + 2(NH_3 \cdot H_2O)$ (конц.) = $2MnO_2 \downarrow + N_2 \uparrow + 4H_2O + 2KOH$ (30—50 °C)

7. $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 10\text{I}^- = 5\text{I}_2\downarrow + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{O}_2$ (разб.) $= 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{O}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$
 $[2\text{Mn}^{2+}$ (бц.) $+ 24\text{H}^+ + 5(\text{Pb}^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ (r) $=$
 $= 2\text{MnO}_4^-$ (фиол.) $+ 15\text{Pb}^{2+} + 12\text{H}_2\text{O}]$ (в разб. HNO_3)
8. $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{NO}_2^- = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 2\text{Mn}^{2+} + 10\text{CO}_2\uparrow + 8\text{H}_2\text{O}$
9. $2\text{MnO}_4^- + 3\text{H}_2\text{S}$ (насыщ.) $= 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{S}\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$
 $2\text{MnO}_4^- + \text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-}$ (конц.) $= 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$
 $2\text{MnO}_4^- + 3\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} = 2\text{MnO}_2\downarrow + 3\text{CH}_3\text{C}(\text{H})\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$
(50 °C)
10. $2\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\text{Mn}^{2+} = 5\text{MnO}_2\downarrow + 4\text{H}^+$ (50—80 °C)
11. $2\text{MnO}_4^- + 2\text{OH}^-$ (конц.) $+ \text{SO}_3^{2-}$ (нед.) $= \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-} +$
 $+ 2\text{MnO}_4^{2-}$ (зел.)
 $\text{MnO}_4^- + 2\text{OH}^-$ (конц.) $+ \text{SO}_3^{2-}$ (изб.) $= \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_4^{2-} + \text{MnO}_4^{3-}$
(0 °C)
12. $2\text{MnO}_4^- + 3\text{OH}^-$ (конц.) $+ \text{PHO}_3^{2-} = \text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^{2-}$
 4MnO_4^- (конц.) $+ 6\text{OH}^-$ (конц.) $+ \text{PH}_2\text{O}_2^- = \text{PO}_4^{3-} + 4\text{H}_2\text{O} +$
 $+ 4\text{MnO}_4^{2-}$
 См. также 3⁸, 33³, 60⁷, 61¹⁰, 74¹⁰, 75⁸, 85¹⁰.

31. K_2MnO_4 — Манганат калия

Оксосоль. Темно-зеленый, разлагается при нагревании, плавится под избыточным давлением O_2 . В растворе устойчив только в сильнощелочной среде. Зеленая окраска раствора отвечает иону MnO_4^{2-} . Медленно разлагается при разбавлении раствора водой, быстро — при подкислении. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. Качественная реакция — появление фиолетовой окраски при подкислении раствора (см. 31^{3, 4}). Промежуточный продукт при синтезе KMnO_4 .

1. $3\text{K}_2\text{MnO}_4 = 2\text{K}_3\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$ (190—500 °C)
2. K_2MnO_4 (конц.) $= 2\text{K}^+ + \text{MnO}_4^{2-}$ (в конц. KOH)
 $3\text{K}_2\text{MnO}_4$ (конц.) $+ 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2\downarrow + 4\text{KOH}$
(разбавление)
3. $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 4\text{HCl}$ (разб.) $= 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{KCl}$
 $\text{K}_2\text{MnO}_4 + 8\text{HCl}$ (конц.) $= \text{MnCl}_2 + 2\text{Cl}_2\uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{KCl}$
4. $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{CO}_2$ (r) $= 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2\downarrow + 4\text{KHCO}_3$
5. $2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Cl}_2$ (насыщ.) $= 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KCl}$
 $2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_6$ (O_2) (конц.) $= 2\text{KMnO}_4 + 2\text{K}_2\text{SO}_4$
(кат. AgNO_3)
6. $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{\tau} \text{MnO}_2 + \text{CH}_3\text{C}(\text{H})\text{O} + 2\text{KOH}$ (30—50 °C)
7. $2\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2\uparrow + 2\text{KMnO}_4 + 2\text{KOH}$

32. K_2FeO_4 — Феррат калия

Оксосоль. Красно-фиолетовый, разлагается при сильном нагревании. Хорошо растворим в концентрированном растворе КОН, реагирует с кипящей водой. Сильный окислитель. Качественная реакция — образование красного осадка феррата бария. Применяется для синтеза ферритов, например $(BaFe)O_3$.

- $2K_2FeO_4 = K_3FeO_4 + KFeO_2 + O_2$ (500—700 °C)
- K_2FeO_4 (разб.) = $2K^+ + FeO_4^{2-}$ (красн.) (в конц. КОН)
 $4K_2FeO_4 + 6H_2O = 4FeO(OH) \downarrow + 8KOH + 3O_2 \uparrow$ (кип.)
- $4K_2FeO_4 + 10H_2SO_4$ (разб.) = $2Fe_2(SO_4)_3 + 3O_2 \uparrow + 10H_2O + 4K_2SO_4$
- $2K_2FeO_4 + 2(NH_3 \cdot H_2O) = 2FeO(OH) \downarrow + N_2 \uparrow + 2H_2O + 4KOH$ (кип.)
- $4K_2FeO_4 + 3Cr(OH)_2 = 4FeO(OH) \downarrow + 3K_2CrO_4 + 2KOH$ (60 °C)
 $2K_2FeO_4 + 3C_2H_5OH = Fe_2O_3 \downarrow + 3CH_3C(H)O \uparrow + 4KOH + H_2O$ (40 °C)
- $FeO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaFeO_4 \downarrow$ (красн.) (в конц. КОН)
 $[2BaFeO_4$ (влажн.) = $2(BaFe)O_3 + O_2]$ (выше 120 °C)

33. KCl — Хлорид калия

Бескислородная соль. Белый, негигроскопичный. Плавится и кипит без разложения. Умеренно растворим в воде, гидролиза нет. Слабый восстановитель. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион Cl^- — см. 13⁴. Применяется как калийное удобрение, для синтеза K , KOH и Cl_2 . В природе основная составная часть (наравне с $NaCl$) залежей сильвинита.

- KCl (разб.) = $K^+ + Cl^-$ (pH = 7)
- $KCl_{(т)} + H_2SO_4$ (конц.) = $KHSO_4 + HCl \uparrow$ (30—50 °C)
 $2KCl_{(т)} + H_2SO_4$ (конц.) = $K_2SO_4 + 2HCl \uparrow$ (кип.)
- $10KCl_{(т)} + 8H_2SO_4$ (конц.) + $2KMnO_{4(т)} = 5Cl_2 \uparrow + 2MnSO_4 + 8H_2O + 6K_2SO_4$ (кип.)
- KCl (разб.) + $AgNO_3 = KNO_3 + AgCl \downarrow$ (бел.)
 KCl (насыщ.) + $NaNO_3$ (насыщ.) = $KNO_3 + NaCl \downarrow$ (кип.)
- $2KCl$ (расплав) $\xrightarrow{\text{электролиз}}$ $2K + Cl_2 \uparrow$ (800 °C)
- $2KCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}}$ $H_2 \uparrow + Cl_2 \uparrow + 2KOH$
 $KCl + 3H_2O \xrightarrow{\text{электролиз}}$ $3H_2 \uparrow + KClO_3$ (40—60 °C)
 $2KCl_{(р)} \xrightarrow[\text{на Hg-катоде}]{\text{электролиз}}$ $2K(Hg) + Cl_2 \uparrow$
 амальгама

34. KBr — Бромид калия

Бескислородная соль. Белый, негигроскопичный, плавится без разложения. Хорошо растворим в воде, гидролиза нет. Восстановитель (более слабый, чем KI). Качественная реакция на

ион Br^- — см. 34^{3, 5}. Применяется как компонент травителей при гравировке по металлам, составная часть фотоэмульсий, лекарственное средство.

1. KBr (разб.) = $\text{K}^+ + \text{Br}^-$ (pH=7)
2. $2\text{KBr}_{(r)} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (10—50%) = $\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HBr} \uparrow$ (30—50 °C)
 $2\text{KBr}_{(r)} + 3\text{H}_2\text{SO}_4$ (> 50%) = $2\text{KHSO}_4 + \text{Br}_2 \uparrow + \text{SO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
3. $2\text{KBr}_{(p)} + \text{Cl}_{2(r)} = 2\text{KCl} + \text{Br}_{2(p)}$
 $[\text{Br}_2(\text{H}_2\text{O}) + \text{CCl}_4 \xrightarrow{\text{экстракция}} \text{Br}_2(\text{CCl}_4) + \text{H}_2\text{O}]$

нижний
бурый
слой

верхний
бесцветный
слой
4. $5\text{Br}^- + 6\text{H}^+ + \text{BrO}_3^- = 3\text{Br}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{KBr}_{(r)} + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) + $\text{MnO}_2 = \text{Br}_2 \uparrow + \text{MnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$ (кип.)
5. $\text{Br}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgBr} \downarrow$ (желтоватый) (см. также 12⁶)
6. $\text{KBr} + 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 3\text{H}_2 \uparrow + \text{KBrO}_3$ (60—80 °C)

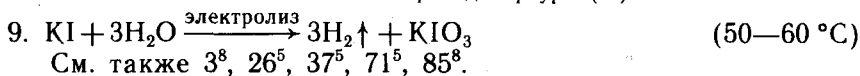
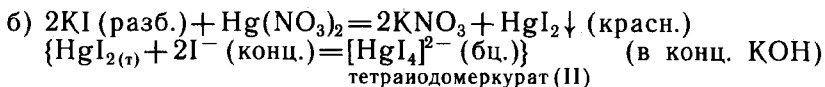
35. KI — Иодид калия

Бескислородная соль. Белый, негигроскопичный. При хранении на свету желтеет. Хорошо растворим в воде, гидролиза нет. Типичный восстановитель. Водный раствор KI хорошо растворяет I_2 за счет комплексобразования. Качественные реакции — см. 35^{3, 4, 7}. Применяется как компонент электролитов в химических источниках тока, реактив в фотографии, лекарственное средство, реагент в аналитической химии.

1. KI (разб.) = $\text{K}^+ + \text{I}^-$ (pH=7)
- 5KI + $2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{I}^-}$ 4KOH + $\text{I}_2 \downarrow + \text{K}[\text{I}(\text{I}_2)]$ (комн. t, на свету)
2. $8\text{KI}_{(r)} + 5\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $4\text{I}_2 \downarrow + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{K}_2\text{SO}_4$ (кип.)
3. а) $2\text{KI}_{(p)} + \text{Cl}_{2(p)}$ (нед.) = $2\text{KCl} + \text{I}_2 \downarrow$ (черн.)
 $[\text{I}_{2(r)} \xrightarrow{\text{растворение в CCl}_4} \text{I}_2(\text{CCl}_4)_{(p)} \text{ (фиол.)}]$
 б) $\text{KI} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{Cl}_{2(p)}$ (изб.) = $\text{KIO}_3 + 6\text{HCl}$ (80 °C)
4. $\text{KI}_{(p)} + \text{I}_{2(r)} = \text{K}[\text{I}(\text{I}_2)]_{(p)}$ (кор.) («иодная вода»)
 $\{[\text{I}(\text{I}_2)]^-(\text{H}_2\text{O}) + \text{CCl}_4 \xrightarrow{\text{экстракция}} \text{I}_2(\text{CCl}_4) + \text{I}^-(\text{H}_2\text{O})\}$

нижний
фиолетовый
слой

верхний
бесцветный
слой
5. $10\text{I}^- + 16\text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^- = 5\text{I}_2 \downarrow + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$
 $6\text{I}^- + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 3\text{I}_2 \downarrow + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
6. $2\text{I}^- + 2\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2$ (3%) = $\text{I}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{I}^- + 4\text{H}^+ + 2\text{NO}_2^- = \text{I}_2 \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
7. $5\text{I}^- + 6\text{H}^+ + \text{IO}_3^- = 3\text{I}_2 \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$
8. а) $\text{I}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgI} \downarrow$ (желт.) (см. также 12⁶)



36. $K_4[Fe(CN)_6]$ — Гексацианоферрат (II) калия

Комплексная соль. Белый (гидрат светло-желтый), разлагается при сильном нагревании. Устойчив на воздухе. Хорошо растворим в воде, светло-желтая окраска раствора отвечает иону $[Fe(CN)_6]^{4-}$, акватация комплекса отсутствует. Слабый восстановитель. Применяется как реактив в аналитической химии на ион Fe^{3+} (образуется синий осадок — см. 62¹², используется как минеральная краска), реагент для окраски оксидированного алюминия. Не ядовит (в отличие от $K_3[Fe(CN)_6]$).

- а) $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O = K_4[Fe(CN)_6] + 3H_2O \quad (70-120^\circ C)$
 $3K_4[Fe(CN)_6] = 12KCN + Fe_3C + 5C (\text{графит}) + 3N_2 \quad (650^\circ C)$
- б) $K_4[Fe(CN)_6] (\text{разб.}) = 4K^+ + [Fe(CN)_6]^{4-} \quad (pH=7)$
- $K_4[Fe(CN)_6] + 6H_2SO_4 (\text{конц.}) + 6H_2O = 2K_2SO_4 + FeSO_4 + 3(NH_4)_2SO_4 + 6CO \uparrow \quad (\text{кип.})$
- $K_4[Fe(CN)_6] + 3HNO_3 (\text{конц.}) = NO_2 + HCN \uparrow + K_2[Fe(H_2O)(CN)_5] + 2KNO_3 \quad (\text{кип.})$
- $2K_4[Fe(CN)_6] + Cl_{2(r)} = 2K_3[Fe(CN)_6] + 2KCl \quad (\text{в разб. HCl})$

37. $K_3[Fe(CN)_6]$ — Гексацианоферрат (III) калия

Комплексная соль. Темно-красный (крупные кристаллы) или темно-желтый (порошок). Разлагается при умеренном нагревании. Хорошо растворим в воде, комплекс подвергается акватации, желто-зеленая окраска раствора отвечает ионам $[Fe(H_2O)(CN)_5]^{2-}$ и $[Fe(CN)_6]^{3-}$. Реагирует с кислотами, щелочами. Слабый окислитель. Применяется как реактив в аналитической химии на ион Fe^{2+} (образуется синий осадок — см. 61¹⁴, используется как минеральная краска), реагент в черно-белой и цветной фотографии, компонент электролитов в гальванопластике. Ядовит (в отличие от $K_4[Fe(CN)_6]$).

- $6K_3[Fe(CN)_6] = 18KCN + 2Fe_3C + N_2 + 8C_2N_2 (\text{дициан}) \quad (350-400^\circ C)$
- $K_3[Fe(CN)_6] (\text{разб.}) = 3K^+ + [Fe(CN)_6]^{3-}$
 $[Fe(CN)_6]^{3-} + H_2O \rightleftharpoons [Fe(H_2O)(CN)_5]^{2-} + CN^- \quad (K_c=1)$
 $CN^- + H_2O \rightleftharpoons HCN + OH^- \quad (pH > 7)$
- $K_3[Fe(CN)_6] + HCl (\text{разб.}) + H_2O = HCN \uparrow + K_2[Fe(H_2O)(CN)_5] + KCl \quad (\text{кип.})$
- $4K_3[Fe(CN)_6] + 4KOH (\text{конц.}) = 4K_4[Fe(CN)_6] + O_2 \uparrow + 2H_2O \quad (\text{кип.})$
- $2K_3[Fe(CN)_6] + 2KI = 2K_4[Fe(CN)_6] + I_2 \downarrow$

10.1.3. КАЛЬЦИЙ

Общая характеристика элемента

Элемент 4-го периода и IIА-группы Периодической системы, порядковый номер 20, относится к щелочноземельным металлам. Электронная формула атома $[18\text{Ar}]4s^2$, характерная степень окисления +II. Имеет низкую электроотрицательность. Проявляет металлические (основные) свойства. Многие соли кальция малорастворимы в воде. Кальций, катион кальция и его соединения окрашивают пламя газовой горелки в темно-оранжевый цвет (качественное обнаружение).

В природе шестой по химической распространенности элемент в земной коре (третий среди металлов), находится в связанном виде. Входит в состав многих минералов и горных пород. Присутствует в природных водах и определяет большую часть их жесткости (вместе с магнием): 1 л морской воды содержит 0,4 г ионов Ca^{2+} .

Жизненно важный элемент для всех организмов. Концентрируется в костях и зубах в виде различных фосфатов, суточная норма для человека составляет ≈ 1 г кальция. Ионы Ca^{2+} обеспечивают свертываемость крови, недостаток кальция вызывает размягчение костей и рахит. Из карбоната кальция построены кораллы и раковины моллюсков. Недостаток кальция в почве восполняется внесением известковых удобрений (CaCO_3 , CaO , CaCN_2 и др.).

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а. е. м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
38	Ca	40,078	пл. 842 °С, кип. 1495 °С	1,54	39^6 , $45^{6,7}$, 46^1
39	CaO	56,08	пл. 2614 °С, кип. 2850 °С	3,35	38^5 , $41^{1,5}$, 46^4
40	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	74,09	разл. > 520 °С	2,08	38^1 , 39^1 , 45^3
41	CaCO_3	100,09	пл. 1242 °С (<i>p</i>)	2,93	$40^{5,9}$, 45^4
42	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	310,17	пл. 1670 °С	3,14	9^5 , 40^6 , 45^4
43	CaSO_4	136,14	пл. и разл. 1450 °С	2,96	40^4 , 45^2
44	$\text{Ca}(\text{ClO})_2$	142,98	разл. > 180 °С	2,35	40^7
45	CaCl_2	110,98	пл. 782 °С, кип. ≈ 1960 °С	2,51	$38^{2,6}$, 40^3 , 41^2
46	CaH_2	42,09	пл. и разл. ≈ 1000 °С	1,90	38^4 , 45^5
47	CaC_2	64,10	пл. 2160 °С	2,22	38^6 , 39^5

Химические свойства

38. Ca — Кальций

Простое вещество. Белый, пластичный. Во влажном состоянии покрывается оксидно-гидроксидной пленкой. Весьма реакци-

онноспособный, воспламеняется при нагревании на воздухе. Сильный восстановитель, в ряду напряжений стоит значительно левее водорода. Энергично реагирует с водой (с сильным экзо-эффектом), кислотами, неметаллами. Катион Ca^{2+} в растворе — бесцветный аквакомплекс $[\text{Ca}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ (протолиза нет). Применяется для удаления примесей неметаллов из металлических сплавов, как компонент легких и антифрикционных сплавов, для восстановления многих металлов из их оксидов.

1. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{H}_2 \uparrow$ ($\Delta H^\circ = -413$ кДж)
2. $\text{Ca} + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
3. $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 (\text{разб.}) = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} \uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$
 $4\text{Ca} + 10\text{HNO}_3 (\text{оч. разб.}) = 4\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
4. $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$ (500—700 °С)
5. $2\text{Ca} + \text{O}_2 (\text{воздух}) = 2\text{CaO}$ (300—450 °С)
 $3\text{Ca} + \text{N}_2 (\text{воздух}) = \text{Ca}_3\text{N}_2$ (нитрид) (200—450 °С)
6. $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ (200—250 °С)
 $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$ (150 °С)
 $\text{Ca} + 2\text{C} (\text{графит}) = \text{CaC}_2$ (550 °С)
7. $\text{Ca} + 2\text{MCl} = \text{CaCl}_2 + 2\text{M}$ (700—800 °С, вак., $\text{M} = \text{Rb}, \text{Cs}$)
 $3\text{Ca} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = 3\text{CaO} + 2\text{Cr}$ (700—800 °С)
 $5\text{Ca} + \text{V}_2\text{O}_5 = 5\text{CaO} + 2\text{V}$ (950 °С)
 См. также 87⁵, 95¹⁰.

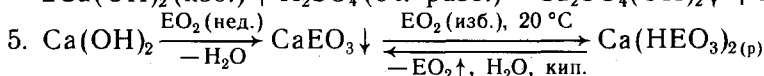
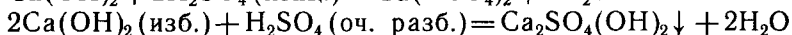
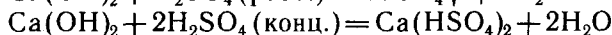
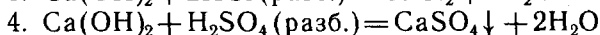
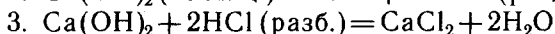
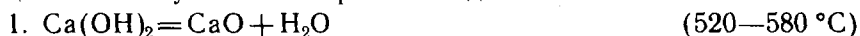
39. CaO — Оксид кальция

Основный оксид. Белый, весьма гигроскопичный. Имеет ионное строение $\text{Ca}^{2+}\text{O}^{2-}$. Тугоплавкий, термически устойчивый, летучий при прокаливании. Поглощает углекислый газ из воздуха. Энергично реагирует с водой (с высоким экзо-эффектом), образует сильнощелочной раствор (возможен осадок гидроксида). Реагирует с кислотами, оксидами металлов и неметаллов. Применяется для синтеза других соединений кальция, в производстве $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaC_2 и минеральных удобрений, как флюс в металлургии, катализатор в органическом синтезе, компонент вяжущих материалов в строительстве.

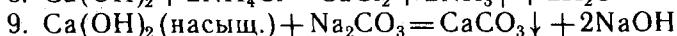
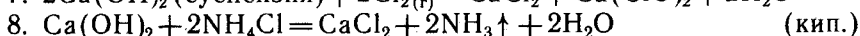
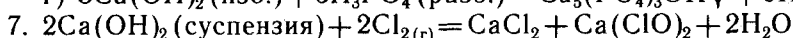
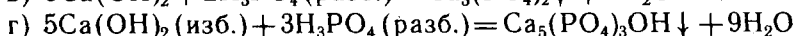
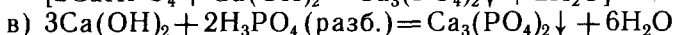
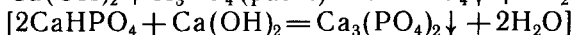
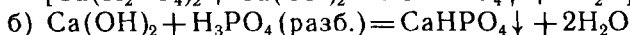
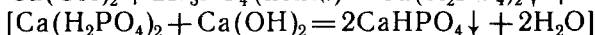
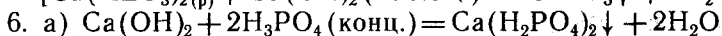
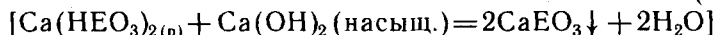
1. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ ($\Delta H^\circ = -64$ кДж, гашение извести)
2. $\text{CaO} + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$ (комн. t)
 $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$ (1100—1200 °С)
4. $\text{CaO} + \text{Al}_2\text{O}_3 = (\text{CaAl}_2)\text{O}_4$ (1200—1300 °С)
 $\text{CaO} + \text{TiO}_2 = (\text{CaTi})\text{O}_3$ (900—1100 °С)
 $\text{CaO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = (\text{CaFe}_2)\text{O}_4$ (900—1000 °С)
5. $\text{CaO} + 3\text{C} (\text{кокс}) = \text{CaC}_2 + \text{CO}$ (1000—1200 °С)
6. $4\text{CaO} + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + (\text{CaAl}_2)\text{O}_4$ (1200 °С)

40. Ca(OH)₂ — Гидроксид кальция

Основный гидроксид. Белый, гигроскопичный. Имеет ионное строение Ca²⁺(OH⁻)₂. Разлагается при умеренном нагревании. Поглощает углекислый газ из воздуха. Малорастворим в холодной воде (образуется щелочной раствор), еще меньше — в кипящей воде. Реагирует с кислотами, кислотными оксидами. Качественная реакция на ион Ca²⁺ — см. 40^б. Применяется в производстве стекла, вяжущих строительных растворов, белильной извести, известковых минеральных удобрений, для каустификации соды и умягчения пресной воды.



(E=C, S)



41. CaCO₃ — Карбонат кальция

Оксосоль. Белый, при прокаливании разлагается, плавится под избыточным давлением CO₂. Нерастворим в воде. Реагирует с кислотами, солями аммония в горячем растворе, углеродом. Переводится в раствор действием избытка углекислого газа с образованием гидрокарбоната Ca(HCO₃)₂ (существует только в растворе), который определяет «временную» жесткость пресной воды (вместе с солями магния и железа). Устранение жесткости (умягчение воды) проводится кипячением или нейтрализацией гашеной известью. Распространенное в природе вещество (минерал кальцит, горная порода известняк и его разновидности — мел, мрамор, мергель, туф). Применяется для производства CaO, CO₂, цемента, стекла и минеральных удобрений, как наполнитель бумаги и резины, строительный камень (щебень) и компо-

нент бетона и шифера, в виде осажденного порошка — для изготовления школьных мелков, зубных порошков и паст, в побелке помещений.

1. $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$ (900—1200 °С, обжиг известняка)
2. $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl}$ (разб.) = $\text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{CaCO}_3(\text{т}) + \text{CO}_2$ (изб.) + $\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}}$ $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{р})$
 $[\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{р}) + \text{Ca}(\text{OH})_2$ (насыщ.) = $2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}]$
4. $\text{CaCO}_3 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ (конц.) = $\text{CaCl}_2 + 2\text{NH}_3 \uparrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.)
5. $\text{CaCO}_3 + \text{C}$ (кокс) = $\text{CaO} + 2\text{CO}$ (800—850 °С)

42. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — Ортофосфат кальция

Оксосоль. Белый, тугоплавкий, термически устойчивый. Нерастворим в воде. Разлагается концентрированными кислотами. Восстанавливается углеродом при сплавлении. Основной компонент фосфоритных руд (апатиты и др.). Применяется для получения фосфора, в производстве фосфорных удобрений (суперфосфаты), керамики и стекла, осажденный порошок — как компонент зубных паст и стабилизатор полимеров.

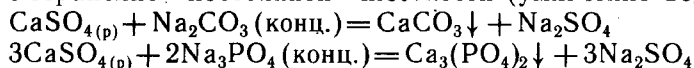
1. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4$ (60%) = $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \downarrow + 2\text{CaSO}_4 \downarrow$ (30—50 °С)
2. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 4\text{H}_3\text{PO}_4$ (40%) = $3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \downarrow$ (примесь CaHPO_4)
3. $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 5\text{C}$ (кокс) + $3\text{SiO}_2 = 3\text{CaSiO}_3 + 2\text{P}$ (бел.) + 5CO (1000 °С)

43. CaSO_4 — Сульфат кальция

Оксосоль. Белый, весьма гигроскопичный, тугоплавкий, при прокаливании разлагается. Образует гидраты $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс) и $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ (жженный гипс, техническое название «алебастр»). Малорастворим в воде, растворимость уменьшается при нагревании. Реагирует с H_2SO_4 (конц.). Восстанавливается углеродом при сплавлении. Определяет большую часть «постоянной» жесткости пресной воды. Распространенное в природе вещество. Применяется как сырье в производстве SO_2 , H_2SO_4 и $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, флюс в металлургии, наполнитель бумаги, вяжущий строительный материал.

1. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons[\text{комн. } t]{100-128 \text{ }^\circ\text{C}} \text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O}$
 $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{163-200 \text{ }^\circ\text{C}} \text{CaSO}_4 \xrightarrow[-\text{SO}_2, \text{O}_2]{\text{выше } 1450 \text{ }^\circ\text{C}} \text{CaO}$
2. $\text{CaSO}_4(\text{т}) + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) = $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2(\text{р})$
3. $\text{CaSO}_4 + 3\text{C}$ (кокс) = $\text{CaS} + 2\text{CO} + \text{CO}_2$ (900 °С)
 $\text{CaSO}_4 + \text{C}$ (кокс) = $\text{CaO} + \text{SO}_2 + \text{CO}$ (1300—1500 °С)

4. Устранение «постоянной» жесткости (умягчение воды):



44. $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ — Гипохлорит кальция

Оксосоль. Белый, при нагревании разлагается без плавления. Хорошо растворим в холодной воде (образуется бесцветный раствор), гидролизуется по аниону. Реакционноспособный, полностью разлагается горячей водой, кислотами. Сильный окислитель. При стоянии раствор поглощает углекислый газ из воздуха. Качественная реакция на ион ClO^- — см. 44^б. Действующее начало белильной (хлорной) извести. Применяется для отбеливания тканей и дезинфекции помещений.

1. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 = \text{CaCl}_2 + \text{O}_2$ (180 °C)
2. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 (\text{разб.}) = \text{Ca}^{2+} + 2\text{ClO}^-$, $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{OH}^-$ (pH > 7)
3. $\text{Ca}(\text{ClO})_{2(r)} + 4\text{HCl} (\text{конц.}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (80 °C)
4. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{HClO}$ (на холоду)
5. $\text{Ca}(\text{ClO})_2 + 2\text{H}_2\text{O}_2 (\text{разб.}) = \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{O}_2 \uparrow$

45. CaCl_2 — Хлорид кальция

Бескислородная соль. Белый, плавится без разложения. Расплавляется на воздухе за счет энергичного поглощения влаги. Хорошо растворим в воде, гидролиза нет. Вступает в реакции двойного обмена. Применяется для осушения газов и жидкостей, приготовления охлаждающих смесей. Компонент природных вод, составная часть их «постоянной» жесткости (устранение жесткости — см. 43^а).

1. $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = \text{CaCl}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (200—260 °C)
 $\text{CaCl}_2 (\text{разб.}) = \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ (pH = 7)
2. $\text{CaCl}_{2(r)} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{CaSO}_4 \downarrow + 2\text{HCl} \uparrow$ (кип.)
3. $\text{CaCl}_2 + 2\text{NaOH} (\text{конц.}) = \text{Ca}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$
4. $\text{Ca}^{2+} \xrightarrow{\text{PO}_4^{3-}, \text{CO}_3^{2-}, \text{F}^-} \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow, \text{CaCO}_3 \downarrow, \text{CaF}_2 \downarrow$ (бел.)
5. $\text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2 = \text{CaH}_2 + 2\text{HCl}$ (600—700 °C, кат. Fe, Ni)
6. $3\text{CaCl}_2 + 2\text{Al} = 3\text{Ca} + 2\text{AlCl}_3$ (600—700 °C)
7. $\text{CaCl}_2 (\text{расплав}) \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Ca} + \text{Cl}_2 \uparrow$ (800 °C)

46. CaH_2 — Гидрид кальция

Бинарное соединение. Белый, имеет ионное строение $\text{Ca}^{2+}(\text{H}^-)_2$. При плавлении разлагается. Чувствителен к кислороду воздуха. Сильный восстановитель, реагирует с водой, кислотами. Применяется как твердый источник водорода (1 кг CaH_2

дает ≈ 1000 л H_2), осушитель газов и жидкостей, аналитический реагент для количественного определения воды в кристаллогидратах.

1. $CaH_2 = H_2 + Ca$ (ос. чист.) (выше $1000^\circ C$)
2. $CaH_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 \downarrow + 2H_2 \uparrow$
3. $CaH_2 + 2HCl$ (разб.) $= CaCl_2 + 2H_2 \uparrow$
4. $CaH_2 + O_2 = H_2O + CaO$ (ос. чист.) (300—400 $^\circ C$)
5. $3CaH_2 + N_2 = 3H_2 + Ca_3N_2$ (нитрид) (выше $1000^\circ C$)
 $[Ca_3N_2 + 6H_2O = 3Ca(OH)_2 \downarrow + 2NH_3 \uparrow]$ (кип.)
6. $3CaH_2 + 2KClO_3 = 2KCl + 3CaO + 3H_2O$ (450—550 $^\circ C$)
 $CaH_2 + H_2S = CaS + 2H_2$ (500—600 $^\circ C$)
 $2CaH_2 + TiO_2 = 2CaO + Ti + 2H_2$ (750 $^\circ C$)

47. CaC_2 — Ацетиленид кальция

Бинарное соединение, производное от ацетилена C_2H_2 . Имеет ионное строение $Ca^{2+}(C_2^{2-})$. Белый (технический продукт бурочерный из-за примесей). Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Чувствителен к влаге воздуха. Полностью гидролизуеться водой (карбидный запах выделяющегося C_2H_2 обусловлен примесями PH_3 , NH_3 и H_2S). Реагирует с кислотами. Сильный восстановитель при сплавлении. Применяется в производстве минеральных удобрений, в частности цианида кальция $CaCN_2$ (см. также 78⁵), как твердый источник ацетилена.

1. $CaC_2 = Ca + 2C$ (графит) (выше $2200^\circ C$)
2. $CaC_2 + 2H_2O = Ca(OH)_2 \downarrow + C_2H_2 \uparrow$
3. $CaC_2 + 2HCl$ (разб.) $= CaCl_2 + C_2H_2 \uparrow$
4. $CaC_2 + H_2 = Ca + C_2H_2$ (выше $2200^\circ C$)
5. $2CaC_2 + 5O_2 = 2CaO + 4CO_2$ (700—900 $^\circ C$)
6. $CaC_2 + 5Cl_2 = CaCl_2 + 2CCl_4$ (выше $250^\circ C$)
7. $2CaC_2 + N_2 + 2NH_3 = C_2H_2 + 2H_2 + 2CaCN_2$ (цианамид) (800—900 $^\circ C$)
8. $CaC_2 + 2KF = 2C$ (графит) $+ 2K + CaF_2$ (800—950 $^\circ C$)

10.1.4. АЛЮМИНИЙ

Общая характеристика элемента

Элемент 3-го периода и IIIA-группы Периодической системы, порядковый номер 13. Электронная формула атома $[_{10}Ne]3s^23p^1$, характерная степень окисления +III. По электроотрицательности занимает промежуточное положение между типичными металлами и неметаллами. Проявляет амфотерные (кислотные и основные) свойства, в соединениях может находиться в составе катиона или аниона.

В природе четвертый по химической распространенности эле-

мент в земной коре (первый среди металлов), находится в химически связанном состоянии. Входит в состав многих алюмосиликатных минералов и горных пород (граниты, порфиры, базальты, гнейсы, сланцы, глины).

Жизненно важный элемент для всех организмов. Катализатор синтеза порфиринов — хлорофилла, гемоглобина и др.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а. е. м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
48	Al	26,982	пл. 660,37 °С, кип. 2500 °С	2,70	49 ⁶ , 51 ⁸
49	Al ₂ O ₃	101,96	пл. 2053 °С, кип. 3000 °С	3,97	48 ⁵ , 50 ¹
50	Al(OH) ₃	78,00	разл. > 170 °С	2,42	23 ^{3,4} , 51 ^{4,5} , 95 ⁷
51	AlCl ₃	133,34	пл. 192,6 °С (р)	2,47	48 ^{2,6} , 49 ^{1,5} , 50 ³
52	Al ₂ S ₃	150,16	пл. 1120 °С (р)	2,02	48 ⁷
53	Al ₄ C ₃	143,96	разл. > 2200 °С	2,36	48 ⁸ , 49 ⁵

См. также 23— KAl(SO₄)₂.

Химические свойства

48. Al — Алюминий

Простое вещество. Белый, легкий, пластичный. Пассивируется в воде и концентрированной азотной кислоте из-за образования устойчивой оксидной пленки. Амальгамированный металл энергично реагирует с водой. Реакционноспособный, в ряду напряжений стоит значительно левее водорода. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с кислотами и щелочами. Сильный восстановитель, реагирует с неметаллами, оксидами металлов. Катион Al³⁺ в растворе — бесцветный аквакомплекс [Al(H₂O)₆]³⁺. Применяется как компонент легких и электропроводящих сплавов, реагент в алюминотермических методах получения металлов (хром, ванадий и др.) и термитной сварке стальных конструкций.

- 2Al (амальгама) + 6H₂O = 2Al(OH)₃↓ + 3H₂↑
(ΔH° = -836 кДж)
- 2Al + 6HCl (разб.) = 2AlCl₃ + 3H₂↑
- 8Al + 30HNO₃ (разб.) = 8Al(NO₃)₃ + 3N₂O↑ + 15H₂O
8Al + 30HNO₃ (оч. разб.) = 8Al(NO₃)₃ + 3NH₄NO₃ + 9H₂O
- 2Al + 6NaOH_(т) = 2NaAlO₂ + 3H₂ + 2Na₂O (400—500 °С)
2Al + 2NaOH (конц.) + 6H₂O = 3H₂↑ + 2Na[Al(OH)₄] (80 °С)
тетрагидроксоалюминат (III)
- 4Al (порошок) + 3O₂ (воздух) = 2Al₂O₃ (сгорание)
- 2Al (порошок) + 3Cl₂ = 2AlCl₃ (комн. t)
2Al (порошок) + 3I₂ = 2AlI₃ (25 °С, кат. капля H₂O)

7. $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_3\text{S}_3$ (150—200 °C)
8. $4\text{Al} + 3\text{C}$ (графит) $= \text{Al}_4\text{C}_3$ (1500—1700 °C)
9. $2\text{Al} + \text{Cr}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Cr}$ (800 °C)
 $10\text{Al} + 3\text{V}_2\text{O}_5 = 5\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{V}$ (900—1100 °C)
10. $8\text{Al} + 18\text{H}_2\text{O} + 5\text{KOH}$ (конц.) $+ 3\text{KNO}_3 = 8\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NH}_3\uparrow$ (кип.)

См. также 3⁵, 7³, 21⁶, 29⁸, 39⁶, 45⁶, 57⁷.

49. Al_2O_3 — Оксид алюминия

Амфотерный оксид, кислотные и основные свойства равновыражены. Белый, имеет ионное строение $(\text{Al}^{3+})_2(\text{O}^{2-})_3$. Тугоплавкий, термически устойчивый. Аморфный гигроскопичен и химически активен, кристаллический химически пассивен. Не реагирует с водой, разбавленными кислотами и щелочами. Переводится в раствор концентрированными кислотами и щелочами, реагирует со щелочами и карбонатом натрия при сплавлении. Применяется как сырье в производстве алюминия, для изготовления огнеупорных, химически стойких и абразивных материалов, особо чистый Al_2O_3 — для изготовления рубиновых лазеров.

1. $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}$ (конц.) $\xrightarrow{\text{т}}$ $2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ (80 °C)
2. $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}$ (т) $= 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (900—1100 °C)
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}$ (конц.) $+ 3\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{т}}$ $2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ (80 °C)
3. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaAlO}_2 + \text{CO}_2$ (1000—1200 °C)
4. $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{MgO} = (\text{MgAl}_2)\text{O}_4$ (1600 °C)
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + \text{CoO} = (\text{CoAl}_2)\text{O}_4$ (син.) (1100 °C, в расплаве KCl)
5. $2\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{C}$ (кокс) $= \text{Al}_4\text{C}_3 + 6\text{CO}$ (1800 °C)
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{C}$ (кокс) $+ 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{CO}$ (800—900 °C)
6. $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow[\text{в расплаве Na}_3[\text{AlF}_6]]{\text{электролиз}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2\uparrow$ (900 °C)

См. также 2⁴, 16⁵, 18⁵, 22⁵, 25⁴, 39⁴, 100⁵.

50. $\text{Al}(\text{OH})_3$ — Гидроксид алюминия

Амфотерный гидроксид, кислотные и основные свойства равновыражены. Белый, аморфный (гелеобразный) или кристаллический. Связи Al—OH преимущественно ковалентные. Разлагается при нагревании без плавления. Практически не растворяется в воде. Реагирует с кислотами, щелочами в растворе и при сплавлении. Не реагирует с $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, NH_4Cl , CO_2 , SO_2 и H_2S . Метагидроксид $\text{AlO}(\text{OH})$ химически менее активен, чем $\text{Al}(\text{OH})_3$. Промежуточный продукт в производстве алюминия. Применяется для синтеза других соединений алюминия, органических красителей, как лекарственный препарат при повышенной кислотности желудочного сока.

- $$\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{170-200^\circ\text{C}} \text{AlO}(\text{OH}) \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{360-575^\circ\text{C}} \text{Al}_2\text{O}_3$$
- $$\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{т})} \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \quad ([\text{OH}^-] = 2 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л})$$

$$\text{Al}(\text{OH})_{3(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Al}(\text{OH})_4]^- + \text{H}_3\text{O}^+ \quad ([\text{H}_3\text{O}^+] = 6 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л})$$
- $$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$$
- $$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH}_{(\text{т})} = \text{NaAlO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (1000^\circ\text{C})$$
- $$\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} (\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]_{(\text{р})}$$

$$\{\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]_{(\text{р})} + \text{CO}_2 (\text{изб.}) = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaHCO}_3\}$$
- $$\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{HF} (\text{конц.}) + 3\text{NaF} = \text{Na}_3[\text{AlF}_6] \downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$$

51. AlCl_3 — Хлорид алюминия

Бескислородная соль. Белый, легкоплавкий, сильнолетучий. В паре состоит из ковалентных мономеров AlCl_3 (треугольное строение, sp^2 -гибридизация, преобладают при $440-800^\circ\text{C}$) и димеров Al_2Cl_6 (точнее, $\text{Cl}_2\text{AlCl}_2\text{AlCl}_2$, строение — два тетраэдра с общим ребром, sp^3 -гибридизация, преобладают при $183-440^\circ\text{C}$). Гигроскопичен, на воздухе «дымит». Хорошо растворим в воде (с сильным экзо-эффектом), полностью диссоциирует на ионы, создает в растворе сильнокислотную среду. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Восстанавливается при электролизе расплава. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция на ион Al^{3+} — см. 51⁶. Применяется как сырье в производстве алюминия, катализатор в органическом синтезе и при крекинге нефти, переносчик хлора в органических реакциях.

- $$\text{AlCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{HCl}, \text{H}_2\text{O}]{100-200^\circ\text{C}} \text{AlCl}(\text{OH})_2 \xrightarrow[-\text{HCl}, \text{H}_2\text{O}]{250-450^\circ\text{C}} \text{Al}_2\text{O}_3$$
- $$\text{AlCl}_{3(\text{т})} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{AlCl}_3 (\text{разб.}) = \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- \quad (\Delta H^\circ = -320 \text{ кДж})$$

$$\text{Al}^{3+} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad (\text{pH} < 7)$$
- $$\text{AlCl}_{3(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O} (\text{влага}) = \text{AlCl}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 2\text{HCl}_{(\text{т})} (\text{белый «дым»})$$
- $$\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} (\text{разб.}) = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow (\text{аморф.}) + 3\text{NaCl}$$

$$\text{AlCl}_3 + 4\text{NaOH} (\text{конц.}) = \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{NaCl}$$
- $$\text{AlCl}_2 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) (\text{конц.}) = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow (\text{аморф.}) + 3\text{NH}_4\text{Cl}$$

$$\text{AlCl}_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) (\text{конц.}) = \text{AlO}(\text{OH}) \downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип.})$$
- $$\text{Al}^{3+} + 2\text{HPO}_4^{2-} = \text{AlPO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{PO}_4^-$$

$$[\text{AlPO}_4]_{(\text{т})} \xrightarrow[-\text{H}_3\text{PO}_4, \text{SO}_4^{2-}]{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.})} \text{Al}^{3+} \quad (60-80^\circ\text{C})$$
- $$2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O} + 3\text{CO}_3^{2-} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{CO}_2 \uparrow \quad (80^\circ\text{C})$$

$$2\text{Al}^{3+} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{S}^{2-} = 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$$
- $$2\text{AlCl}_3 \xrightarrow[\text{в расплаве NaCl}]{\text{электролиз}} 2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \uparrow \quad (800^\circ\text{C})$$

52. Al_2S_3 — Сульфид алюминия

Бескислородная соль. Белый, связь Al—S преимущественно ковалентная. Плавится без разложения под избыточным давлением N_2 , легко возгоняется. Окисляется на воздухе при прокаливании. Полностью гидролизуется водой, не осаждается из раствора. Разлагается сильными кислотами. Применяется как твердый источник чистого сероводорода.

1. $Al_2S_3 + 6H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2S \uparrow$ (чист.)
2. $Al_2S_3 + 6HCl$ (разб.) $= 2AlCl_3 + 3H_2S \uparrow$
3. $Al_2S_3 + 24HNO_3$ (конц.) $= Al_2(SO_4)_3 + 24NO_2 \uparrow + 12H_2O$ (кип.)
4. $2Al_2S_3 + 9O_2$ (воздух) $= 2Al_2O_3 + 6SO_2$ (700—800 °C)

53. Al_4C_3 — Трикарбид тетраалюминия

Бинарное соединение, производное от метана CH_4 . Желтый, имеет ионное строение $(Al^{3+})_4(C^{4-})_3$. При прокаливании разлагается без плавления. Окисляется при нагревании на воздухе. Полностью гидролизуется водой. Переводится в раствор действием разбавленных кислот и концентрированных щелочей. Восстанавливается водородом, легко хлорируется. Применяется как твердый источник чистого метана.

1. $Al_4C_3 = 4Al + 3C$ (графит) (выше 2200 °C)
2. $Al_4C_3 + 12H_2O = 4Al(OH)_3 \downarrow + 3CH_4 \uparrow$ (чист.)
3. $Al_4C_3 + 12HCl$ (разб.) $= 4AlCl_3 + 3CH_4 \uparrow$
4. $Al_4C_3 + 4NaOH$ (конц.) $+ 12H_2O = 4Na[Al(OH)_4] + 3CH_4 \uparrow$ (чист.)
5. $Al_4C_3 + 6H_2 = 4Al + 3CH_4$ (2000 °C)
6. $Al_4C_3 + 6O_2$ (воздух) $= 2Al_2O_3 + 3CO_2$ (650—700 °C)
7. $Al_4C_3 + 12Cl_2 = 4AlCl_3 + 3CCl_4$ (выше 350 °C)

10.1.5 ЖЕЛЕЗО

Общая характеристика элемента

Элемент 4-го периода и VIIIБ-группы Периодической системы, порядковый номер 26, вместе с кобальтом и никелем образует семейство железа. Электронная формула атома $[_{18}Ar]3d^64s^2$, характерные степени окисления +II, +III и +VI, наиболее устойчивым является состояние Fe^{III} . По электроотрицательности занимает промежуточное положение между типичными металлами и неметаллами. Проявляет амфотерные свойства, металлические (основные) свойства преобладают над неметаллическими (кислотными). В соединениях может находиться в составе катиона (чаще) и аниона (реже).

В природе седьмой по химической распространенности элемент в земной коре (четвертый среди металлов), находится в химически связанном виде. Метеориты состоят из самородного же-

леза. Возможно, из сплава железа с никелем состоит ядро Земли. Входит в состав многих минералов и горных пород. Присутствует в природных водах, особенно много железа (катионы Fe^{2+}) содержится в минеральных источниках (до 100 мг железа на 1 л воды).

Жизненно важный элемент для всех организмов. Входит в состав различных белков (хлорофилл, гемоглобин, ферменты, витамины). В организме взрослого человека имеется 4—5 г железа, из них 65% — в крови; железо накапливается также в печени, костном мозгу и селезенке. Красный пигмент крови — гемоглобин осуществляет перенос кислорода от органов дыхания к тканям и обратный перенос углекислого газа от тканей к легким. Много железа содержится в коровьем и козьем молоке, яичном желтке. Растения при недостатке железа не образуют хлорофилла (что разрушает процесс фотосинтеза), теряют возможность ассимилировать углекислый газ и выделять кислород.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а. е. м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
54	Fe	55,847	пл. 1539 °С, кип. \approx 3200 °С	7,86	54 ¹² , 57 ^{4,7} , 65 ¹
55	FeO	71,85	пл. 1368 °С	5,75	56 ⁶ , 57 ⁶ , 58 ¹
56	Fe ₂ O ₃	159,69	пл. 1562 °С (ρ)	5,26	57 ³ , 60 ¹ , 64 ³
57	(Fe ^{II} Fe ^{III})O ₄	231,54	пл. и разл. 1538 °С	5,11	54 ^{1,5,11} , 56 ^{1,4,5}
58	Fe(OH) ₂	89,86	разл. > 150 °С	3,40	60 ⁴ , 61 ⁵
59	FeO(OH)	88,85	разл. > 500 °С	4,37	58 ⁵ , 61 ⁸ , 62 ⁶
60	FeSO ₄	151,91	разл. > 300 °С	3,14	54 ² , 61 ⁴
61	FeCl ₂	126,75	пл. 674 °С, кип. 1023 °С	3,16	54 ² , 58 ² , 62 ⁸
62	FeCl ₃	162,21	пл. 307,5 °С (ρ), кип. 316 °С	2,90	54 ⁶ , 56 ² , 61 ⁹
63	FeS	87,91	пл. 1195 °С	4,62	54 ⁷ , 56 ⁷ , 61 ¹¹
64	Fe(S ₂)	119,98	пл. 743 °С	5,02	62 ¹⁰
65	[Fe(CO) ₅] _{кн}	195,90	пл.—20 °С, кип. +103 °С	1,46 ²⁰	54 ⁸

См. также 32— K_2FeO_4 , 36— $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, 37— $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Химические свойства

54. Fe — Железо

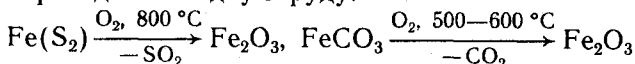
Простое вещество. Серый, мягкий, ковкий, тугоплавкий металл. Медленно окисляется во влажном воздухе (ржавеет), из-за рыхлости ржавчины защитный слой не создается. Не реагирует с водой, пассивируется в концентрированных серной и азотной кислотах. В ряду напряжений стоит левее водорода, вытесняет благородные металлы из их солей. Проявляет амфотерные свойства, реагирует с разбавленными кислотами и очень концентрированными щелочами. Компактный металл покрывается окали-

ной, а порошок сгорает при нагревании на воздухе. Реагирует с неметаллами. Присоединяет монооксид углерода. Катион Fe^{2+} — светло-зеленый (почти бесцветный) аквакомплекс $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ в растворе, катион Fe^{3+} — бесцветный аквакомплекс $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ в сильнокислотной среде и желтый комплекс $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ в слабокислотной среде. Техническое железо (чугун, сталь) содержит углерод (частично в виде соединения Fe_3C) и другие примеси (Mn, Si, S, P). Чугун получают в доменном процессе, сталь — в конвертерном и мартеновском процессах. Чистое железо применяется в производстве специальных сплавов, при изготовлении сердечников электромагнитов и трансформаторов, чугун — в производстве литья и стали, сталь — как конструкционный и инструментальный материалы, в том числе износо-, жаро- и коррозионно-стойкие.

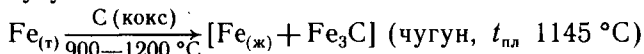
1. $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} (\text{пар}) = (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})\text{O}_4 + 4\text{H}_2$ (800 °C)
2. $\text{Fe} + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ (без доступа воздуха)
 $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ (без доступа воздуха)
3. $\text{Fe} + 4\text{HNO}_3 (\text{разб.}) = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (50—80 °C)
4. $\text{Fe} + 2\text{NaOH} (50\%) + 2\text{H}_2\text{O} = \text{H}_2 \uparrow + \text{Na}_2[\text{Fe}(\text{OH})_4] \downarrow$
 тетрагидроксоферрат (II)
 (кип., в атм. N_2)
5. $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 (\text{воздух}) = (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ («окалина»)
 (150—160 °C, сгорание)
6. $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ (200—250 °C)
7. $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ (600—700 °C)
8. $\text{Fe}_{(\text{r})} + 5\text{CO}_{(\text{r})} = [\text{Fe}(\text{CO})_5]_{(\text{ж})}$ (180—200 °C, p)
9. $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu} \downarrow$
10. $\text{Fe} + 2\text{KOH} (\text{конц.}) + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 3\text{H}_2 \uparrow + \text{K}_2\text{FeO}_4$
11. Процесс ржавления:
 - а) $2\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} (\text{влага}) + \text{O}_2 (\text{воздух}) \xrightarrow{\text{I}} 2\text{Fe}(\text{OH})_2$
 - б) $2\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{O} (\text{влага}) + \text{O}_2 (\text{воздух}) + 4\text{CO}_2 \xrightarrow{\text{I}} 2\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$
 $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2 (\text{влажн.}) \xrightarrow{\text{I}} \text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{CO}_2$
 - в) $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 (\text{воздух}) + (2n - 4)\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{I}} 2(\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O})$
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{I}} 2\text{FeO}(\text{OH}) + (n - 1)\text{H}_2\text{O}$
 - г) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{Fe}(\text{OH}) \xrightarrow{\text{I}} 2\text{H}_2\text{O} + (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ (кор. «ржавчина»)

12. Доменный процесс производства чугуна:

а) Подготовка (обжиг) сульфидных и карбонатных руд — перевод в оксидную руду:



- б) Сжигание кокса при горячем дутье (см. 93⁴, 95⁹).
 в) Восстановление оксидной руды угарным газом последовательно до $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ (см. 56⁸), FeO (см. 57⁵) и Fe (см. 55⁴).
 г) Науглероживание железа (до 6,67% C) и расплавление чугуна:



См. также 21⁷, 56⁶, 57⁶, 90⁴, 98⁷.

55. FeO — Оксид железа (II)

Амфотерный оксид с большим преобладанием основных свойств. Черный, имеет ионное строение $\text{Fe}^{2+}\text{O}^{2-}$. При нагревании вначале разлагается, затем образуется вновь. Не реагирует с водой. Разлагается кислотами, сплавляется со щелочами. Медленно окисляется во влажном воздухе. Восстанавливается водородом, углеродом. Участвует в доменном процессе выплавки чугуна. Применяется как компонент керамики и минеральных красок.

- $4\text{FeO} \xrightleftharpoons[900-1000\text{ }^\circ\text{C}]{560-700\text{ }^\circ\text{C}} (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + \text{Fe}$
- $\text{FeO} + 2\text{HCl (разб.)} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (в атм. N_2)
 $\text{FeO} + 4\text{HNO}_3 \text{ (конц.)} = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{FeO} + 4\text{NaOH} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_4\text{FeO}_3$ (красн.) (400—500 °C)
 триоксоферрат (II)
- а) $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{H}_2\text{O} + \text{Fe}$ (ос. чист.) (350 °C)
 б) $\text{FeO} + \text{C (кокс)} = \text{Fe} + \text{CO}$ (выше 1000 °C)
 $\text{FeO} + \text{CO} = \text{Fe} + \text{CO}_2$ (900 °C)
- $4\text{FeO} + 2\text{H}_2\text{O (влага)} + \text{O}_2 \text{ (воздух)} \xrightarrow{\text{I}} 4\text{FeO}(\text{OH})$
 $6\text{FeO} + \text{O}_2 = 2(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ (300—500 °C)
- $6\text{FeO} + \text{O}_2 = 2(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ (1600 °C)

56. Fe_2O_3 — Оксид железа (III)

Амфотерный оксид с преобладанием основных свойств. Красно-коричневый, имеет ионное строение $(\text{Fe}^{3+})_2(\text{O}^{2-})_3$. Термически устойчив до высоких температур. Не реагирует с водой. Медленно реагирует с кислотами и щелочами. Восстанавливается водородом, монооксидом углерода, расплавленным железом, сероводородом. Сплавляется с оксидами других металлов и образует двойные оксиды — шпинели (технические продукты называются ферритами). Применяется как сырье при выплавке чугуна в доменном процессе, катализатор в производстве аммиака, компонент керамики, цветных цементов и минеральных красок, при термитной сварке стальных конструкций, как носитель звука и

изображения на магнитных лентах, полирующее средство для стали и стекла.

1. $6\text{Fe}_2\text{O}_3 = 4(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}^{\text{III}})\text{O}_4 + \text{O}_2$ (1200—1300 °С)
2. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl}$ (разб.) $\xrightarrow{\text{I}}$ $2\text{FeCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH}$ (конц.) $\xrightarrow{\text{I}}$ $\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaFeO}_2$ (красн.) (600 °С, ρ)
диоксоферрат(III)
4. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{MO} = (\text{M}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ (M = Cu, Mn, Fe, Ni, Zn)
5. $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 = 2(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + \text{H}_2\text{O}$ (400 °С)
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2 = 3\text{H}_2\text{O} + 2\text{Fe}$ (ос. чист.) (1050—1100 °С)
6. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{Fe} = 3\text{FeO}$ (900 °С)
7. $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{S} = 2\text{FeS} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{S}$ (750 °С)
8. $3\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} = 2(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + \text{CO}_2$ (400—600 °С)

57. $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$ — Оксид дижелеза (III)-железа (II)

Двойной оксид. Черный, имеет ионное строение $\text{Fe}^{2+}(\text{Fe}^{3+})_2(\text{O}^{2-})_4$. Термически устойчив до высоких температур. Не реагирует с водой. Разлагается кислотами. Восстанавливается водородом, раскаленным железом, алюминием. Участвует в доменном процессе производства чугуна. Применяется как компонент минеральных красок (железный сурик), керамики, цветного цемента. Продукт специального окисления поверхности стальных изделий (чернение, воронение). По составу отвечает коричневой ржавчине и темной окалине на железе.

1. $2(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 = 6\text{FeO} + \text{O}_2$ (выше 1538 °С)
2. $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + 8\text{HCl}$ (разб.) = $\text{FeCl}_2 + 2\text{FeCl}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$
 $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + 10\text{HNO}_3$ (конц.) = $3\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 \uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$
3. $4(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + \text{O}_2$ (воздух) = $6\text{Fe}_2\text{O}_3$ (450—600 °С)
4. $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + 4\text{H}_2 = 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{Fe}$ (ос. чист.) (1000 °С)
5. $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + \text{CO} = 3\text{FeO} + \text{CO}_2$ (500—800 °С)
6. $(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + \text{Fe} \xrightleftharpoons[560-700\text{ }^\circ\text{C}]{900-1000\text{ }^\circ\text{C}} 4\text{FeO}$
7. $3(\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + 8\text{Al} = 4\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$ (выше 2000 °С)

58. $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — Гидроксид железа (II)

Амфотерный оксид с преобладанием основных свойств. Белый (иногда с зеленоватым оттенком), связи Fe—OH преимущественно ковалентные. Термически неустойчив. Легко окисляется на воздухе, особенно во влажном состоянии (темнеет). Нерастворим в воде. Реагирует с разбавленными кислотами, концентрированными щелочами. Переводится в раствор действием хлорида аммония. Типичный восстановитель. Промежуточный продукт при ржавлении железа. Применяется при изготовлении активной массы железоникелевых аккумуляторов.

1. $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ (150—200 °С, в атм. N_2)
 $\text{Fe}(\text{OH})_{2(\text{т})} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^-$ (осадок \rightleftharpoons раствор)
2. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl}$ (разб.) = $\text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (в атм. N_2)
3. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH}$ (> 50%) = $\text{Na}_2[\text{Fe}(\text{OH})_4] \downarrow$ (кип., в атм. N_2)
сине-зеленый
4. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ (конц.) $\xrightarrow{\tau}$ $\text{FeCl}_2 + 2\text{NH}_3 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
5. $4\text{Fe}(\text{OH})_2$ (суспензия) + O_2 (воздух) $\xrightarrow{\tau}$ $4\text{FeO}(\text{OH}) \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
 $2\text{Fe}(\text{OH})_2$ (суспензия) + H_2O_2 (разб.) = $2\text{FeO}(\text{OH}) \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
6. $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{KNO}_2$ (конц.) = $\text{FeO}(\text{OH}) \downarrow + \text{NO} \uparrow + \text{KOH}$ (60 °С)
 См. также 26⁷, 54¹¹, 59⁴.

59. $\text{FeO}(\text{OH})$ — Метагидроксид железа

Амфотерный гидроксид с преобладанием основных свойств. Светло-коричневый, связи Fe—O и Fe—OH преимущественно ковалентные. При нагревании разлагается без плавления. Нерастворим в воде. Осаждается из раствора в виде бурого аморфного полигидрата $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, который при выдерживании под разбавленным щелочным раствором или при высушивании переходит в $\text{FeO}(\text{OH})$. Реагирует с кислотами, твердыми щелочами. Слабый окислитель и восстановитель. Спекается с $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Промежуточный продукт при ржавлении железа (см. 54¹¹). Применяется как основа желтых минеральных красок и эмалей, поглотитель отходящих газов, катализатор в органическом синтезе.

Соединение состава $\text{Fe}(\text{OH})_3$ не известно (не получено).

1. $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{200-250 \text{ }^\circ\text{C}}$ $\text{FeO}(\text{OH}) \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{500-700 \text{ }^\circ\text{C, на воздухе}}$ Fe_2O_3
 $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}_{(\text{т})} \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + 6\text{OH}^-(n-3)\text{H}_2\text{O}$ (осадок \rightleftharpoons раствор)
2. $\text{FeO}(\text{OH}) + 3\text{HCl}$ (разб.) = $\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
3. $\text{FeO}(\text{OH}) \xrightarrow[\tau]{\text{NaOH (конц.)}}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (коллоид)
 $\text{FeO}(\text{OH}) \xrightarrow[\tau]{\text{NaOH}_{(\text{т})}}$ $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]$, $\text{Na}_5[\text{Fe}(\text{OH})_8]$ (75 °С)
белый желтоватый
4. $2\text{FeO}(\text{OH}) + 3\text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau}$ $\text{Ba}_3[\text{Fe}(\text{OH})_6]_2 \downarrow$ (желт.)
гексагидроксоферрат (III)
(90 °С)
4. $2\text{FeO}(\text{OH}) + \text{Fe}(\text{OH})_2 = (\text{Fe}^{\text{II}}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (600—1000 °С)
5. $2\text{FeO}(\text{OH}) + 3\text{H}_2 = 4\text{H}_2\text{O} + 2\text{Fe}$ (ос. чист.) (500—600 °С)
6. $2\text{FeO}(\text{OH}) + 3\text{Br}_2$ (изб.) + 10KOH (конц.) =
 $= 2\text{K}_2\text{FeO}_4 + 6\text{KBr} + 6\text{H}_2\text{O}$

60. FeSO₄ — Сульфат железа (II)

Оксосоль. Белый (гидрат светло-зеленый), гигроскопичный. Разлагается при нагревании. Хорошо растворим в воде, в малой степени гидролизуется по катиону. Быстро окисляется в растворе кислородом воздуха (раствор желтеет и мутнеет). Реагирует с кислотами-окислителями, щелочами, гидратом аммиака. Типичный восстановитель. Качественная реакция на ион Fe²⁺ — образование бурого «кольца» в пробирке, содержащей Fe²⁺ и NO₃⁻, после добавления одной капли H₂SO₄ (конц.), а также выпадение осадка FeS (см. 61¹¹) и образование синего осадка KFe^{III}[Fe^{II}(CN)₆] (см. 61¹⁴). Применяется как компонент минеральных красок, электролитов и гальванотехнике, консервант древесины, фунгицид, лекарственное средство против анемии. В лаборатории чаще берется в виде двойной соли Fe(NH₄)₂(SO₄)₂·6H₂O, более устойчивой к действию воздуха.

1. FeSO₄·7H₂O = FeSO₄ + 7H₂O (до 250 °С, в атм. H₂)
4FeSO₄ = 2Fe₂O₃ + 4SO₂ + O₂ (300—700 °С, примесь SO₃)
2. FeSO₄ (разб.) = Fe²⁺ + SO₄²⁻,
Fe²⁺·H₂O + H₂O ⇌ FeOH⁺ + H₃O⁺ (рН < 7)
3. FeSO₄ + 4HNO₃ (конц.) = Fe(NO₃)₃ + NO₂↑ + H₂SO₄ + H₂O (кип.)
4. FeSO₄ + 2NaOH (разб.) = Fe(OH)₂↓ + Na₂SO₄ (в атм. N₂)
FeSO₄ + 2(NH₃·H₂O) (конц.) = Fe(OH)₂↓ + (NH₄)₂SO₄ (в атм. NH₃)
5. 4FeSO₄ + 2H₂O + O₂ (воздух) → 4FeSO₄(OH)↓ (желт.-кор.)
6. 2FeSO₄ (конц.) + CuSO₄ = Cu↓ + Fe₂(SO₄)₃
7. 5Fe²⁺ + 8H⁺ + MnO₄⁻ = 5Fe³⁺ + Mn²⁺ + 4H₂O
6Fe²⁺ + 14H⁺ + Cr₂O₇²⁻ = 6Fe³⁺ + 2Cr³⁺ + 7H₂O
8. 2Fe²⁺ + 2H⁺ + H₂O₂ (конц.) = 2Fe³⁺ + 2H₂O
9. 8Fe²⁺ + 2NO₃⁻ + 8H₂SO₄ (96%) = 2(FeNO)²⁺ (бур.) + 6Fe³⁺ + 4H₂O + 8HSO₄⁻

61. FeCl₂ — Хлорид железа (II)

Бескислородная соль. Белый (гидрат голубовато-зеленый), гигроскопичный. Плавится и кипит без разложения. При сильном нагревании летуч в потоке HCl. Связи Fe—Cl преимущественно ковалентные, пар состоит из мономеров FeCl₂ (линейное строение, *sp*-гибридизация) и димеров Fe₂Cl₄. Чувствителен к кислороду воздуха (темнеет). Хорошо растворим в воде (с сильным экзо-эффектом), полностью диссоциирует на ионы, слабо гидролизуется по катиону. При кипячении раствора разлагается. Реагирует с кислотами, щелочами, гидратом аммиака. Типичный восстановитель. Вступает в реакции двойного обмена и комплексобразования. Качественные реакции на ион Fe²⁺ — см. 60⁹,

61^{11, 14}. Применяется для синтеза FeCl_3 и Fe_2O_3 , как катализатор в органическом синтезе, компонент лекарственных средств против анемии.

1. $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = \text{FeCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$ (220 °С, в атм. N_2)
2. $\text{FeCl}_{2(\text{r})} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{FeCl}_2 (\text{разб.}) = \text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ ($\Delta H^\circ = -75$ кДж)
 $\text{Fe}^{2+} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{H}_3\text{O}^+$ (рН < 7)
3. $\text{FeCl}_2 (\text{конц.}) + \text{H}_2\text{O} = \text{FeCl}(\text{OH})\downarrow + \text{HCl}\uparrow$ (кип.)
4. $\text{FeCl}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{FeSO}_4 + 2\text{HCl}\uparrow$ (кип.)
 $\text{FeCl}_{2(\text{r})} + 4\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO}_2 + 2\text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{FeCl}_2 + 2\text{NaOH} (\text{разб.}) = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$ (в атм. N_2)
 $\text{FeCl}_2 + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) (\text{конц.}) = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_4\text{Cl}$ (80 °С, в атм. NH_3)
6. $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2 = 2\text{HCl} + \text{Fe}$ (ос. чист.) (выше 500 °С)
7. $4\text{FeCl}_2 + \text{O}_2 (\text{воздух}) \xrightarrow{\uparrow} 2\text{Fe}(\text{Cl})\text{O} + 2\text{FeCl}_3$ (комн. t)
 $4\text{FeCl}_2 + 3\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{Cl}_2$ (450—480 °С)
8. $2\text{FeCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 = 2\text{FeO}(\text{OH})\downarrow + 6\text{HCl}\uparrow$ (кип.)
9. $2\text{FeCl}_{2(\text{p})} + \text{Cl}_2 (\text{изб.}) = 2\text{FeCl}_{3(\text{p})}$
10. $5\text{Fe}^{2+} + 8\text{H}^+ + \text{MnO}_4^- = 5\text{Fe}^{3+} + \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $6\text{Fe}^{2+} + 14\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 6\text{Fe}^{3+} + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
11. $\text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-} (\text{разб.}) = \text{FeS}\downarrow$ (черн.) (см. также 63²)
12. $2\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{CO}_3^{2-} (\text{разб.}) = \text{Fe}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2\downarrow + \text{CO}_2\uparrow$ (40—50 °С)
13. $\text{FeCl}_2 + 6\text{KCN} (\text{конц.}) = \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 2\text{KCl}$
14. $\text{Fe}^{2+} + [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \text{K}^+ = \text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]\downarrow$ (син.)
 гексацианоферрат (II) железа (III)-калия
15. $\text{FeCl}_{2(\text{p})} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Fe}\downarrow + \text{Cl}_2\uparrow$ (90 °С, в разб. HCl)

62. FeCl_3 — Хлорид железа (III)

Бескислородная соль. Черно-коричневый (темно-красный в проходящем свете, зеленый в отраженном), гидрат темно-желтый. При плавлении переходит в красную жидкость. Весьма летуч, при сильном нагревании разлагается. Связи $\text{Fe}-\text{Cl}$ преимущественно ковалентные. Пар содержит Cl_2 и состоит из мономеров FeCl_3 (треугольное строение, sp^2 -гибридизация, преобладают выше 750 °С) и димеров Fe_2Cl_6 (точнее, $\text{Cl}_2\text{FeCl}_2\text{FeCl}_2$, строение — два тетраэдра с общим ребром, sp^3 -гибридизация, преобладают при 316—750 °С). Кристаллогидрат $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ имеет строение $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Хорошо растворим в воде, слабый электролит, сильно гидролизован по катиону. Разлагается в горячей воде, реагирует со щелочами. Слабый окислитель и восстановитель. Вступает в реакции комплексообразования. Качественные реакции на ион Fe^{3+} — образование синего осадка $\text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6]$ и красное окрашивание раствора при добавле-

нии тиоцианат-ионов NCS^- . Применяется как хлорагент, катализатор в органическом синтезе, протрава при крашении тканей, коагулянт при очистке питьевой воды, травитель медных пластин в гальванопластике, компонент кровоостанавливающих препаратов.

1. а) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} = [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (37 °C)
 $2(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} + 9\text{H}_2\text{O}$ (выше 250 °C)
 б) $2\text{FeCl}_3 \rightleftharpoons 2\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2$ (500 °C, в атм. N_2)
2. $\text{FeCl}_3(\text{т}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{FeCl}_3$ (оч. разб.) = $\text{Fe}^{3+} + 3\text{Cl}^-$ ($\Delta H^\circ = -130$ кДж)
 $\text{Fe}^{3+} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+$ (pH < 7)
3. FeCl_3 (10%) + $4\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^- + [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$ (желт.)
 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+ \xrightleftharpoons[\text{-Cl}^-, \text{H}_3\text{O}^+]{\text{H}_2\text{O}} [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5\text{OH}]^{2+}$ (pH < 7)
4. 2FeCl_3 (конц.) + $4\text{H}_2\text{O} = [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$ (желт.) + $[\text{FeCl}_4]^-$ (бц.)
5. FeCl_3 (разб., конц.) + $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{т}} \text{FeCl}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{HCl} \uparrow$ (кип.)
6. $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH}$ (разб.) = $\text{FeO}(\text{OH}) \downarrow + \text{H}_2\text{O} + 3\text{NaCl}$ (50 °C)
 $\text{FeCl}_3 + 3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) = $\text{FeO}(\text{OH}) \downarrow + \text{H}_2\text{O} + 3\text{NH}_4\text{Cl}$ (50 °C)
7. $4\text{FeCl}_3 + 3\text{O}_2$ (воздух) = $2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{Cl}_2$ (350—500 °C)
8. $2\text{FeCl}_3 + \text{H}_2 = 2\text{FeCl}_2 + 2\text{HCl}$ (250—300 °C)
 $2\text{FeCl}_3(\text{р}) + \text{Cu} \xrightarrow{\text{т}} 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$
9. $2\text{FeCl}_3 + \text{HCl}$ (конц.) + $\text{H}[\text{SnCl}_3] = 2\text{FeCl}_2 + \text{H}_2[\text{SnCl}_6]$
10. 2FeCl_3 (разб.) + $3\text{Na}_2\text{S}$ (разб.) = $2\text{FeS} \downarrow + \text{S} \downarrow + 6\text{NaCl}$
 $2\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_2\text{S} = \text{Fe}(\text{S}_2) + \text{FeCl}_2 + 4\text{HCl}$ (600 °C)
11. $\text{FeCl}_3 + 6\text{KCN}$ (конц.) = $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 3\text{KCl}$
12. $\text{FeCl}_3 + \text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] = 3\text{KCl} + \text{KFe}^{\text{III}}[\text{Fe}^{\text{II}}(\text{CN})_6] \downarrow$ (син.)
 гексацианоферрат (II) железа (III)-калия
13. а) FeCl_3 (разб.) + KNCS (нед.) + $5\text{H}_2\text{O} = \text{KCl} +$
 $+ [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_5(\text{NCS})]\text{Cl}_2$
 красный
 б) FeCl_3 (разб.) + 6KNCS (изб.) = $3\text{KCl} + \text{K}_3[\text{Fe}(\text{NCS})_6]$ (красн.)
 гексакис (тиоцианато) феррат (III)
 $\{\text{Fe}(\text{NCS})_6\}^{3-} + 4\text{F}^-$ (конц.) = $6\text{NCS}^- + [\text{FeF}_4]^-$ (бц.)
 тетрафтороферрат (III)
14. FeCl_3 (желт.) + 6HF (конц.) = $3\text{HCl} + \text{H}_3[\text{FeF}_6]$ (бц.)
 гексафтороферрат (III)
15. $\text{FeCl}_3 + 2\text{H}_3\text{PO}_4$ (конц.) = $3\text{HCl} + \text{H}_3[\text{Fe}(\text{PO}_4)_2]$ (бц.)
 бис (ортофосфато) феррат (III)

63. FeS — Сульфид железа (II)

Бескислородная соль. Черно-серый с зеленым оттенком, тугоплавкий, разлагается при нагревании в вакууме. Во влажном

состоянии чувствителен к кислороду воздуха. Нерастворим в воде. Не выпадает в осадок при насыщении растворов солей железа (II) сероводородом. Разлагается кислотами. Сплавляется со смесью серы и сульфида меди (I). Применяется как сырье в производстве чугуна, твердый источник сероводорода.

Соединение состава Fe_2S_3 не известно (не получено).

1. $\text{FeS} = \text{Fe} + \text{S}$ (выше 700°C , вак.)
 $\text{FeS}_{(\text{т})} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{S}^{2-}$ (осадок \rightleftharpoons раствор)
2. $\text{FeS} + 2\text{HCl}$ (разб.) $= \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow$
 $2\text{FeS} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $+ 18\text{HNO}_3$ (конц.) $= \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 18\text{NO}_2 \uparrow + 10\text{H}_2\text{O}$
3. FeS (влажн.) $+ 2\text{O}_2$ (воздух) $\xrightarrow{\tau} \text{FeSO}_4$ [примесь S, $\text{FeO}(\text{OH})$]
4. $2\text{FeS} + \text{S} + \text{Cu}_2\text{S} = 2(\text{Fe}^{\text{III}}\text{Cu}^{\text{I}})\text{S}_2$ (желт.) ($800\text{--}1000^\circ\text{C}$)
 $[2(\text{FeCu})\text{S}_2 + 2\text{SiO}_2 + 5\text{O}_2 = 2\text{Cu} + 2\text{FeSiO}_3 + 4\text{SO}_2]$ (1000°C)

64. $\text{Fe}(\text{S}_2)$ — Дисульфид (2—) железа (II)

Бинарное соединение. Имеет ионное строение $\text{Fe}^{2+}(-\text{S}-\text{S}-)^{2-}$. Темно-желтый, термически устойчивый, при прокаливании разлагается. Нерастворим в воде, не реагирует с разбавленными кислотами, щелочами. Разлагается кислотами-окислителями, подвергается обжигу на воздухе. Применяется как сырье в производстве чугуна, серы и серной кислоты, катализатор в органическом синтезе.

1. $\text{Fe}(\text{S}_2) = \text{FeS} + \text{S}$ (выше 1170°C , вак.)
 $\text{Fe}(\text{S}_2)_{(\text{т})} \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{S}_2^{2-}$ (осадок \rightleftharpoons раствор)
2. $2\text{Fe}(\text{S}_2) + 14\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) $= \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 15\text{SO}_2 \uparrow + 14\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
 $\text{Fe}(\text{S}_2) + 18\text{HNO}_3$ (конц.) $= \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + 15\text{NO}_2 \uparrow + 7\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
3. $4\text{Fe}(\text{S}_2) + 11\text{O}_2 = 8\text{SO}_2 + 2\text{Fe}_2\text{O}_3$ (800°C , обжиг)

65. $[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ — Пентакарбонилжелезо

Комплексное соединение без внешней сферы. Светло-желтая жидкость. Молекула имеет тригонально-бипирамидальное строение (dsp^3 -гибридизация), содержит ковалентные σ -, π -связи $\text{Fe} \cdots \text{C} \equiv \text{O}$. Кипит без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Не смешивается с холодной водой, хорошо смешивается с эфиром, спиртом, жидким аммиаком. Реакционноспособный, загорается при поджигании на воздухе. Реагирует с горячей водой, кислотами, щелочами, натрием. Применяется для производства чистого железа, как катализатор в органическом синтезе, антидетонатор моторного топлива. Ядовит.

1. $[\text{Fe}(\text{CO})_5] = 5\text{CO} + \text{Fe}$ (оч. чист.) ($160\text{--}200^\circ\text{C}$)
2. $2[\text{Fe}(\text{CO})_5] + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{FeO}(\text{OH}) \downarrow + 3\text{H}_2 \uparrow + 10\text{CO} \uparrow$ (кип.)
3. $[\text{Fe}(\text{CO})_5] + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб., в эфире) $= \text{FeSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow + 5\text{CO} \uparrow$

- $[\text{Fe}(\text{CO})_5] + 4\text{HNO}_3$ (разб., в эфире) = $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 5\text{CO} \uparrow$
4. $[\text{Fe}(\text{CO})_5]_{(ж)} + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaCO}_3 \downarrow + [\text{Fe}(\text{CO})_4\text{H}_2]$ (− 15 °С)
дигидридотетракарбонилжелезо
- $\{[\text{Fe}(\text{CO})_4\text{H}_2] + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CO})_4\text{H}]^- + \text{H}_3\text{O}^+\}$ (рН < 7, в атм. H_2)
5. $4[\text{Fe}(\text{CO})_5] + 13\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 20\text{CO}_2$ (500 °С)
6. $[\text{Fe}(\text{CO})_5] + 2\text{Na} = \text{CO} \uparrow + \text{Na}_2[\text{Fe}(\text{CO})_4]$ (бел.)
тетракарбонилферрат (− II).
 (− 40 °С, в жидком NH_3)

10.2. Неметаллы и их соединения

Элементы с типично неметаллическими свойствами занимают правый верхний угол Периодической системы.

Группа	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
2-й период	B	C	N	O	F
3-й период		Si	P	S	Cl
4-й период			As	Se	Br
5-й период				Te	I
6-й период					At

Обычно среди неметаллов рассматривают также водород Н, хотя это не совсем точно, поскольку водороду присущи как неметаллические, так и металлические свойства (см. подраздел 10.2.1).

Общая электронная формула атомов неметаллов ns^2np^{1-5} , где n — номер периода (подробнее см. разделы 2.1, 2.2), этому соответствует большое разнообразие степеней окисления неметаллов (см. раздел 1.2).

Характерной особенностью неметаллов является большее (по сравнению с металлами) число электронов на внешнем энергетическом уровне их атомов. Это определяет их большую способность к присоединению дополнительных электронов и проявлению высокой окислительной активности, передаваемых высокими значениями сродства к электрону, электроотрицательности и окислительно-восстановительного потенциала (см. разделы 2.3, 5.2). Отсюда вытекает многообразие химических свойств и способов получения неметаллов.

Другая характерная особенность неметаллов — стремление их атомов образовывать ковалентные химические связи с атомами других неметаллов и амфотерных элементов, что предопределяется высокими значениями их энергии ионизации (см. раздел 2.3). В этом проявляется ковалентная природа строения простых неметаллических веществ и соединений неметаллов (в отличие от преимущественно ионной природы строения соединений типичных металлов, см. разделы 3.1—3.3).

В свободном виде встречаются газообразные неметаллические простые вещества — F_2 , Cl_2 , O_2 , N_2 , H_2 , твердые — I_2 , At , S , Se , Te , P , As , C , Si , B , при комнатной температуре известен один жидкий неметалл — бром Br_2 . Нередко среди этих простых веществ наблюдается проявление аллотропии, например для газообразного кислорода (O_2 и O_3) и твердого углерода (графит, алмаз, карбин, фуллерен).

В природе встречаются самородные неметаллы — N_2 и O_2 (в воздухе), сера (в литосфере), но чаще неметаллы находятся в химически связанном виде — сама вода и растворенные в ней соли, минералы и горные породы, особенно различные силикаты, алюмосиликаты, фосфаты и бораты. По распространенности в земной коре неметаллы весьма различны: от трех самых распространенных элементов — O , Si , H до весьма редких — As , Se , I , Te (см. раздел 1.3).

10.2.1. ВОДОРОД

Общая характеристика элемента

Первый элемент Периодической системы (1-й период, порядковый номер 1). Не имеет полной аналогии с остальными химическими элементами и не принадлежит ни к какой группе (условно помещается в IA- и VIIA-группы). Атом водорода наименьший по размерам и самый легкий среди атомов всех элементов. Электронная формула атома $1s^1$, характерные степени окисления $+I$ и реже $-I$, первое из состояний H^1 считается устойчивым. Обладает значением электроотрицательности, средним между типичными металлами и неметаллами. Проявляет амфотерные свойства — металлические (основные) и неметаллические (преобладают кислотные), входит в состав катионов и анионов.

Природный водород содержит изотоп 1H — протий с примесью стабильного изотопа $^2H(D)$ — дейтерия и следами радиоактивного изотопа $^3H(T)$ — трития (на Земле всего 2 кг трития). В химии большинство соединений природного водорода рассматриваются как изотопно-чистые соединения протия ввиду близости их химических свойств.

Водород — наиболее распространенный элемент в космосе (Солнце, большие планеты Юпитер и Сатурн, звезды, межзвездная среда, туманности), в состав космической материи входит 63% H , 36% He и 1% всех остальных элементов. В природе третий по химической распространенности элемент в земной коре (после O и Si), основа гидросферы. В основном встречается в химически связанном виде (вода, живые организмы, нефть, природный уголь, минералы), содержится в верхних слоях атмосферы.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а.е.м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
66	H_2 (г)	2,016	пл. — 259,19 °С, кип. — 252,87 °С	0,09	13 ⁶ , 48 ^{2,4} , 67 ¹²
67	H_2O (ж)	18,02	пл. ± 0,00 °С, кип. + 100,00 °С	1,004 ⁴	66 ¹

См. также

4 NaOH	69 HCl	82 NH ₄ HS
18 KOH	72 H ₂ O ₂	85 HNO ₂
40 Ca(OH) ₂	74 H ₂ S	86 HNO ₃
46 CaH ₂	77 H ₂ SO ₄	88 PH ₃
50 Al(OH) ₃	79 NH ₃	90 H ₃ PO ₄
58 Fe(OH) ₂	80 NH ₃ ·H ₂ O	96 H ₂ CO ₃
59 FeO(OH)	81 NH ₄ Cl	99 SiO ₂ ·nH ₂ O

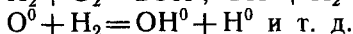
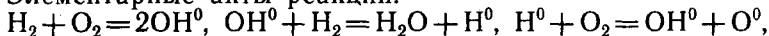
Химические свойства

66. H₂ — Диводород

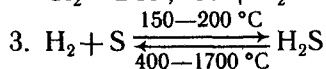
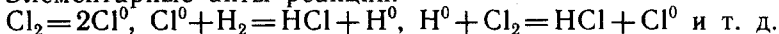
Простое вещество. Бесцветный газ, молекула содержит ковалентную σ -связь H—H. Очень легкий, термически устойчивый до 2000 °С. Весьма малорастворим в воде. Хемосорбируется металлами Fe, Ni, Pd, Pt (находится в атомном состоянии). Сильный восстановитель при высоких температурах. Реагирует с неметаллами, металлами, оксидами. Очень высокой восстановительной способностью обладает атомарный водород (водород H⁰ *in statu nascendi*, лат. — в момент возникновения), который получают непосредственно в зоне проводимой реакции (время жизни H⁰ 0,5 с). Качественная реакция — сгорание собранного в пробирку водорода с «хлопком» (гремучая смесь с воздухом при содержании H₂ 4—74% по объему). Применяется как восстановитель и гидрирующий агент в синтезе технически важных продуктов (редкие металлы, NH₃, HCl, органические вещества).



Элементарные акты реакции:



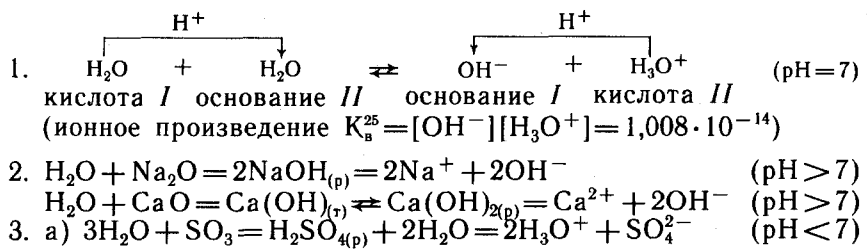
Элементарные акты реакции:



7. $2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) + \text{KNO}_3 = \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{H}^0(\text{Zn, разб. HCl}) + \text{O}_2 = \text{H}_2\text{O}_2$
8. $8\text{H}^0(\text{Al, конц. KOH}) + \text{KNO}_3 = \text{NH}_3\uparrow + \text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
 См. также 24⁵, 29¹², 83², 85⁶, 86⁷.

67. H₂O — Вода

Бинарное соединение. Бесцветная жидкость (слой более 5 м толщиной окрашен в голубой цвет), без вкуса и запаха. Молекула имеет строение дважды незавершенного тетраэдра [$:\text{O}(\text{H})_2$] (sp^3 -гибридизация). Летучее вещество, термически устойчивое до 1000 °С. Твердая вода (лед) легко возгоняется. Природная вода по изотопному составу водорода в основном $^1\text{H}_2\text{O}$ с примесью $^1\text{H}^2\text{HO}$, по изотопному составу кислорода в основном $\text{H}_2\text{ }^{16}\text{O}$ с примесью $\text{H}_2\text{ }^{18}\text{O}$ и $\text{H}_2\text{ }^{17}\text{O}$. В малой степени подвергается автоионизированию (автопротолизу) до H^+ или, точнее, до H_3O^+ и OH^- . Катион оксония H_3O^+ имеет строение незавершенного тетраэдра [$:\text{O}(\text{H})_3$] (sp^3 -гибридизация). В водном растворе ион H_3O^+ — самая сильная кислота, ион OH^- — самое сильное основание, вода — самая слабая кислота (по отношению к иону OH^-) и основание (по отношению к иону H_3O^+). Жидкая вода ассоциирована за счет водородных связей до $(\text{H}_2\text{O})_n$ (при комнатной температуре $n=4$). Образует кристаллогидраты со многими солями, аквакомплексы — с катионами металлов. Реагирует с металлами, неметаллами, оксидами. Вызывает электролитическую диссоциацию кислот, оснований и солей, гидролизует многие бинарные соединения и соли. Подвергается электролизу в присутствии сильных электролитов. Почти универсальный жидкий растворитель неорганических веществ. Для химических целей природную воду очищают перегонкой (дистиллированная вода), для промышленных целей умягчают, устраняя «временную» и «постоянную» жесткость (см. 41³, 43⁴), или полностью обессоливают, пропуская через иониты в кислотной H^+ -форме и щелочной OH^- -форме (ионы солей осаждаются на ионитах, а ионы H^+ и OH^- переходят в воду и взаимно нейтрализуются). Питьевую воду обеззараживают хлорированием (старый способ — см. 67⁸) или озонированием (современный, но дорогой способ: озон не только окисляет вредные примеси подобно хлору, но и увеличивает содержание растворенного кислорода — см. 71¹).



- 6) $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}_{(p)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_{3(p)}$
- $$\text{H}_2\text{CO}_3 \xrightleftharpoons[\text{H}_3\text{O}^+]{\text{H}_2\text{O}} \text{HCO}_3^- \xrightleftharpoons[\text{H}_3\text{O}^+]{\text{H}_2\text{O}} \text{CO}_3^{2-} \quad (\text{pH} < 7)$$
4. $\text{AlCl}_{3(r)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{AlCl}_{3(p)} = \text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^-$
 $\text{Al}^{3+} \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad (\text{pH} < 7)$
5. $\text{Na}_2\text{CO}_{3(r)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}_2\text{CO}_{3(p)} = 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
 $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \quad (\text{pH} > 7)$
6. $6\text{H}_2\text{O} + \text{Al}_2\text{S}_3 = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\text{S}\uparrow$
 $2\text{H}_2\text{O} + \text{SF}_4 = \text{SO}_2\uparrow + 4\text{HF}\uparrow \quad (40-60^\circ\text{C})$
7. $6\text{H}_2\text{O} + \text{Mg}_3\text{N}_2 = 3\text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NH}_3\uparrow$
 $2\text{H}_2\text{O} + \text{CaC}_2 = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + \text{C}_2\text{H}_2\uparrow \quad (\text{кип.})$
8. $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{HClO} + \text{HCl} \quad (\text{на холоду})$
9. $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Na} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
 $6\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH} (\text{конц.}) + 2\text{Al} = 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow \quad (80^\circ\text{C})$
10. $\text{H}_2\text{O} + \text{C} (\text{кокс}) \rightleftharpoons \text{CO} + \text{H}_2 \quad (800-1000^\circ\text{C})$
11. $2\text{H}_2\text{O} + \text{CaH}_2 = \text{Ca}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}_2\uparrow$
12. $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
- а) В нейтральном растворе (электролит Na_2SO_4):
катод $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
анод $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
раствор $\text{OH}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$
- б) В кислом растворе (электролит H_2SO_4):
катод $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$
анод $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
- в) В щелочном растворе (электролит NaOH):
катод $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$
анод $4\text{OH}^- - 4e^- = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

10.2.2. ХЛОР

Общая характеристика элемента

Элемент 3-го периода и VIIA-группы Периодической системы, порядковый номер 17, относится к галогенам. Электронная формула атома $[\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 3p^5$, характерные степени окисления $-I$, $+I$, $+V$ и $+VII$, наиболее устойчиво состояние Cl^{-1} . Высокоэлектроотрицательный элемент. По химическим свойствам неметаллический (кислотный) элемент, входит в состав большого числа анионов кислот, солей и бинарных соединений.

В природе двенадцатый по химической распространенности элемент в земной коре (пятый среди металлов). Встречается только в химически связанном виде. Входит в состав многих минералов и соляных залежей (в основном хлориды). Третий по со-

держанию элемент в природных водах (после О и Н), особенно много хлора в морской воде (до 2% по массе).

Жизненно важный элемент для всех организмов. У животных и человека хлорид-ионы Cl^- участвуют в выработке желудочного сока, регулируют водный обмен.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а.е.м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
68	$\text{Cl}_{2(g)}$	70,906	пл. — 101,03 °С, кип. — 34,1 °С	3,21	13 ³ , 6, 7, 69 ⁴ , 9—11
69	$\text{HCl}_{(г)}$	36,46	пл. — 114 °С, кип. — 85,08 °С	1,64	13 ² , 33 ² , 68 ³

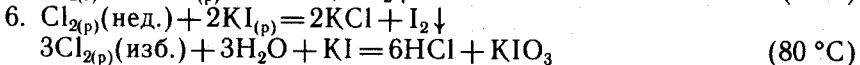
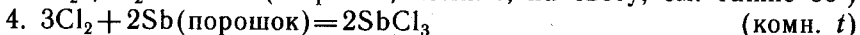
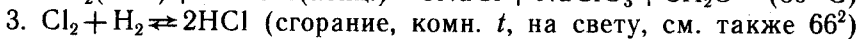
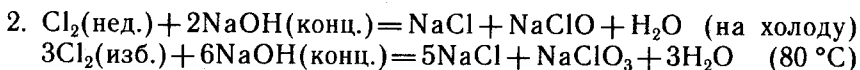
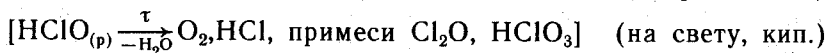
См. также

13 NaCl	45 CaCl ₂	81 NH ₄ Cl
27 KClO ₃	51 AlCl ₃	91 PCl ₃
33 KCl	61 FeCl ₂	92 PCl ₅
44 Ca(ClO) ₂	62 FeCl ₃	100 SiCl ₄

Химические свойства

68. Cl₂ — Дихлор

Простое вещество. Желто-зеленый газ с резким запахом. Молекула содержит ковалентную σ -связь Cl—Cl, прочность связи обеспечивается дополнительным дативным взаимодействием ($\text{Cl} \rightleftharpoons \text{Cl}$). Термически устойчив, негорюч на воздухе, смесь с водородом взрывается на свету. Хорошо растворим в воде, на 50% подвергается дисмутации. Химически активен, реагирует со щелочами, металлами, неметаллами. Очень сильный окислитель. Качественная реакция — см. 35³. Применяется в неорганических и органических синтезах, относится к продуктам основного химического производства. Ядовит, раздражает слизистую оболочку органов дыхания и разрушает легкие. Вдыхание воздуха с объемной долей хлора 0,05% в течение 1—2 ч может парализовать дыхательную функцию человека.



7. $\text{Cl}_2(\text{насыщ.}) + \text{H}_2\text{O}_2(\text{конц.}) = 2\text{HCl} + \text{O}_2 \uparrow$
 8. $2\text{Cl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{пар}) + \text{C}(\text{кокс}) = \text{CO}_2 + 4\text{HCl} \quad (500-600 \text{ }^\circ\text{C})$
 См. также 1⁶, 10⁹, 12⁵, 15⁷, 18^{8,9}, 30⁵, 36⁴, 38⁶, 40⁷, 47⁶, 48⁶, 49⁵, 53⁷,
 54⁶, 61⁹, 71⁹, 73⁵, 74⁸, 79⁶, 87⁷, 91⁴, 94⁵, 97⁵, 98⁴.

69. HCl — Хлороводород

Бескислородная кислота. Бесцветный газ с резким запахом, тяжелее воздуха. Молекула содержит ковалентную σ -связь H—Cl. Термически устойчив. Очень хорошо растворим в воде: максимальная массовая доля в растворе равна 35—36% (соляная кислота «дымит» на воздухе). Сильная кислота в растворе, нейтрализуется щелочами и гидратом аммиака. Сильный восстановитель в концентрированном растворе (за счет Cl^{-1}), слабый окислитель в разбавленном растворе (за счет H¹). Составная часть царской водки (см. 86¹³). Качественная реакция на ион Cl^{-} — см. 13⁴. Применяется в синтезе различных хлоридов, органических хлорпроизводных. Для лабораторных целей соляную кислоту разбавляют водой вдвое — образуется «недымящая» концентрированная ($\approx 20\%$ -ная) хлороводородная кислота.

- $\text{HCl} + \text{H}_2\text{O} = \text{Cl}^{-} + \text{H}_3\text{O}^{+} \quad (\text{pH} < 7)$
- $\text{HCl}(\text{разб.}) + \text{NaOH}(\text{разб.}) = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HCl}(\text{разб.}) + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{HCl}_{(r)} + \text{NH}_{3(r)} \xrightleftharpoons[\text{выше } 337,8 \text{ }^\circ\text{C}]{\text{комн. } t} \text{NH}_4\text{Cl}_{(r)} \quad (\text{белый } \langle \text{дым} \rangle)$
- $4\text{HCl} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \quad (\text{до } 600 \text{ }^\circ\text{C}, \text{кат. } \text{CuCl}_2)$
- $2\text{HCl}(\text{разб.}) + \text{M} = \text{MCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow \quad (\text{M} = \text{Fe}, \text{Zn})$
 $4\text{HCl}(\text{конц.}) + 2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{HCl}(\text{разб.}) + \text{MCO}_3 = \text{MCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{M} = \text{Ca}, \text{Ba})$
 $4\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{MO}_2 = \text{MCl}_2 + \text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{M} = \text{Mn}, \text{Pb})$
- а) $\text{HCl}(\text{разб.}) + \text{AgNO}_3 = \text{HNO}_3 + \text{AgCl} \downarrow (\text{бел.})$
 б) $2\text{HCl}(\text{разб.}) + \text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 = 2\text{HNO}_3 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2 \downarrow (\text{бел.})$
 $2\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{HNO}_3 + \text{HgCl}_{2(p)} (\text{неэлектролит})$
 в) $\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{SnCl}_2 (\text{неэлектролит}) = \text{H}[\text{SnCl}_3]_{(p)} (\text{бц.})$
 $\quad \quad \quad \text{трихлоростаннат (II)}$
 $\{ \text{H}[\text{SnCl}_3] + 3\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{Br}_2 = 2\text{HBr} + \text{H}_2[\text{SnCl}_6]_{(p)} (\text{бц.}) \}$
 $\quad \quad \quad \text{гексахлоростаннат (IV)}$
- $16\text{HCl}(\text{конц.}) + 2\text{KMnO}_{4(r)} = 2\text{MnCl}_2 + 5\text{Cl}_2 \uparrow + 8\text{H}_2\text{O} + 2\text{KCl}$
 $14\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_{7(r)} = 2\text{CrCl}_3 + 3\text{Cl}_2 \uparrow + 7\text{H}_2\text{O} + 2\text{KCl}$
 (кип.)
- $6\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{KClO}_{3(r)} = \text{KCl} + 3\text{Cl}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O} \quad (50-80 \text{ }^\circ\text{C})$
 $4\text{HCl}(\text{конц.}) + \text{Ca}(\text{ClO})_{2(r)} = \text{CaCl}_2 + 2\text{Cl}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- $2\text{HCl}_{(p)} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 \uparrow$

10.2.3. КИСЛОРОД

Общая характеристика элемента

Элемент 2-го периода и VIA-группы Периодической системы, порядковый номер 8, относится к халькогенам (но чаще рассматривается отдельно). Электронная формула атома $[_2\text{He}]2s^22p^4$, характерные степени окисления чаще — II, реже — I и +II, состояние O^{-II} считается устойчивым. Высокоэлектроотрицательный элемент (второй после F, не считая благородных газов He и Ne). Проявляет типичные неметаллические (кислотные) свойства; образует соединения со всеми элементами (кроме He, Ne, Ag), в том числе все оксиды, анионы гидроксидов, многих кислот и солей. Известны соединения с катионом диоксигенила O_2^+ и фторид O^{+II}F_2 . Природный кислород содержит изотоп ^{16}O с примесью изотопов ^{17}O и ^{18}O . В химии большинство соединений природного кислорода рассматривается как изотопно-чистые соединения кислорода-16 ввиду близости их химических свойств.

Самый распространенный элемент в земной коре и природных водах, встречается в свободном и связанном виде. Входит в состав большинства минералов и горных пород (алюмосиликаты, песок, глины, песчаники и др.). Свободный (самородный) кислород находится в воздухе ($\approx 1,1 \cdot 10^{15}$ т).

Жизненно важный элемент для всех организмов, содержится в большинстве органических веществ, участвует во многих биохимических процессах, обеспечивающих развитие и функционирование жизни.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а.е.м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
70	$\text{O}_2(r)$	31,998	пл. — 218,7 °C, кип. — 182,962 °C	1,43	$3^1, 4^9, 12^1, 21^1, 27^1,$ $30^1, 67^{12}, 70^8,$
71	$\text{O}_3(r)$	47,997	пл. — 192,7 °C, кип. — 111,9 °C	2,14	70^1
72	$\text{H}_2\text{O}_2(ж)$	34,01	пл. — 0,43 °C, кип. + 150 °C	1,45 ²⁰	$3^2, 3, 26^4, 66^7$

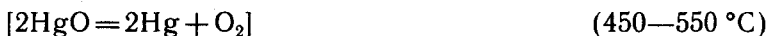
См. также

2 Na_2O	55 FeO	84 NO_2
3 Na_2O_2	56 Fe_2O_3	85 HNO_2
4 NaOH	57 $(\text{Fe}^{II}\text{Fe}_2^{\text{III}})\text{O}_4$	86 HNO_3
16 K_2O	58 $\text{Fe}(\text{OH})_2$	89 P_2O_5
17 KO_2	59 $\text{FeO}(\text{OH})$	90 H_3PO_4
18 KOH	67 H_2O	94 CO
39 CaO	75 SO_2	95 CO_2
40 $\text{Ca}(\text{OH})_2$	76 SO_3	96 H_2CO_3
49 Al_2O_3	77 H_2SO_4	98 SiO_2
50 $\text{Al}(\text{OH})_3$	83 NO	99 $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$

70. O₂ — Дикислород

Простое вещество, устойчивая аллотропная форма существования элемента кислород. Бесцветный газ. Молекула содержит ковалентную σ -, π -связь O=O, содержит два неспаренных электрона в области разрыхления (парамагнитность кислорода). В жидком состоянии светло-голубой, в твердом синий. Составная часть воздуха, из жидкого воздуха кислород выкипает после азота N₂. Малорастворим в воде (несколько лучше, чем N₂). Хемосорбируется на активном угле и платиновой черни. На воздухе поддерживает горение многих веществ. Сильный окислитель при высоких температурах, реагирует с большинством металлов и неметаллов. Вызывает ржавление железа. Особенно активен атомарный кислород O⁰ (активность выше, чем у озона O₃), обычно получаемый непосредственно в зоне реакции при термическом разложении таких веществ, как Na₂O₂, KClO₃, KMnO₄, KNO₃. Простейшая качественная реакция — яркое загорание тлеющей древесной лучинки в атмосфере кислорода. Важнейший продукт основного химического производства. Применяется как реагент в химической технологии (обжиг сульфидных руд, синтез оксидов), металлургии (производство чугуна и стали), газификации природного угля, сварке и резке металлов, жидкий кислород — как окислитель топлива в ракетной технике. В промышленности кислород выделяют при фракционной дистилляции жидкого воздуха. Убыль кислорода в атмосфере в результате процессов горения, гниения и дыхания возмещается растениями при фотосинтезе. При вдыхании воздуха в легкие человека и животных кислород связывается с гемоглобином крови и переносится в клетки, где органические вещества (в первую очередь глюкоза) с его помощью окисляются и обеспечивают жизненную энергию организмов.

1. $3O_2 \rightleftharpoons 2O_3$ (комн. *t*, электроразряд)
2. $O_2 + 2H_2 = 2H_2O$ (550 °C, сгорание, см. также 66¹)
3. $O_2(\text{воздух}) + N_2 \rightleftharpoons 2NO$ (электроразряд)
4. $O_2(\text{воздух}) + S = SO_2$ (280—360 °C)
5. $5O_2(\text{воздух}) + 4P(\text{красн.}) = 2P_2O_5$ (240—400 °C)
6. $O_2(\text{воздух}) + C(\text{графит}) = CO_2$ (600—700 °C)
7. $O_2(\text{воздух}) + 2C(\text{графит}) = 2CO$ (выше 1000 °C)
8. $O_2(\text{воздух}) + 4Li = 2Li_2O$ (выше 200 °C)
9. $O_2(\text{воздух}) + 2Na = Na_2O_2$ (250—400 °C)
10. $O_2(\text{воздух}) + K = KO_2$ (сгорание)
11. $O_2(\text{воздух}) + 2Mg = 2MgO$ (сгорание)
12. $3O_2(\text{воздух}) + 4Al = 2Al_2O_3$ (сгорание)
13. а) $O_2(\text{воздух}) + 2Zn = 2ZnO$ (сгорание)
14. б) $O_2(\text{воздух}) + 4Cu = 2Cu_2O$ (160—250 °C)
15. в) $O_2 + 2Hg = 2HgO(\text{красн. крупные кристаллы})$ (250—350 °C)



9. $\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.) + $\text{Pb} \xrightarrow{\text{I}}$ $\text{PbSO}_4 \downarrow + \text{H}_2\text{O}_2$ (комн. t)
 10. $\text{O}_2 + 2\text{H}[\text{SnCl}_3] + 6\text{HCl}$ (конц.) = $2\text{H}_2[\text{SnCl}_6] + 2\text{H}_2\text{O}$

71. O_3 — Озон

Простое вещество, неустойчивая аллотропная форма существования элемента кислород. Светло-синий газ с характерным запахом, тяжелее воздуха. Молекула имеет строение незавершенного треугольника $[:\text{O}(\text{O})_2]$, содержит ковалентные σ -, π -связи $\text{O} \cdots \text{O}$. Разлагается под действием ультрафиолетового излучения, катализаторов и оксидов азота (разрушение озонового слоя атмосферы Земли). Устойчив в смеси с O_2 (озонированный кислород). Малорастворим в воде. Сильный окислитель (значительно более сильный, чем O_2 , но более слабый, чем атомарный кислород O^0). Окисляет при комнатной температуре многие металлы и неметаллы до высоких степеней окисления. Со щелочными металлами (K, Rb, Cs) образует оранжево-красные озониды. Не реагирует с Au, Cu, Ni, Pt, Sn. Генерируется из кислорода O_2 в специальном приборе — озонаторе. Качественная реакция — см. 71⁵. Применяется для дезинфекции питьевой воды, при отбеливании тканей и минеральных масел, как реагент в неорганическом и органическом синтезе. В атмосфере Земли озоновый слой (на высоте ≈ 25 км) защищает живой мир от воздействия космического УФ-излучения.

- $2\text{O}_3 \rightleftharpoons 3\text{O}_2$ (УФ-излучение или $250\text{ }^\circ\text{C}$, кат. MnO_2 , Pt)
- $\text{O}_3 + \text{MO}_2 = \text{O}_2 + \text{MO}_3$ (озониды) (ниже $0\text{ }^\circ\text{C}$, $\text{M} = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}$)
- $4\text{O}_3 + 4\text{KOH} = 4\text{KO}_3 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн. t)
- $\text{O}_3 + \text{NO} \rightleftharpoons \text{NO}_2 + \text{O}_2$
- $\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + 2\text{KI} = \text{I}_2 \downarrow + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{KOH}$
- $\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{Mn}^{2+} = \text{MnO}_2 \downarrow + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}^+$
- $4\text{O}_3 + 3\text{PbS}$ (влажн.) = 3PbSO_4 (комн. t)
- $\text{O}_3 + 2\text{Tl} = \text{Tl}_2\text{O}_3$ (комн. t)
 $2\text{O}_3 + 2\text{Ag} = (\text{Ag}^{\text{I}}\text{Ag}^{\text{III}})\text{O}_2 + 2\text{O}_2$ (комн. t)
- $2\text{O}_3 + \text{Cl}_2 = 2\text{ClO}_3$ (комн. t)

72. H_2O_2 — Пероксид водорода

Бинарное соединение. Бесцветная жидкость, вязкая, тяжелее воды. Молекула H_2O_2 неплоская, имеет строение $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ с ковалентной σ -связью $\text{O}-\text{O}$ на ребре двугранного угла и связями $\text{H}-\text{O}$ на его плоскостях. Чувствителен к свету и примесям (стабилизатор H_3PO_4). Разлагается со взрывом при слабом нагревании, а на катализаторе — при комнатной температуре. Неограниченно смешивается с водой. Слабая одноосновная кислота в растворе, разбавленными щелочами нейтрализуется не полно-

стью. Сильный окислитель, слабый восстановитель. Качественная реакция — дисмутация на катализаторе MnO_2 . Применяется как отбеливатель текстиля, бумаги, кож, жиров и минеральных масел, окислитель ракетного топлива, реагент в органическом синтезе, при осветлении картин старых мастеров (потемневший красочный слой из-за перехода белил — гидроксокарбоната свинца — в черный PbS осветляются переводом в белый $PbSO_4$).

1. $2H_2O_2 = 2H_2O + O_2$ (выше $150^\circ C$ или на кат. MnO_2)
2. $H_2O_2 + H_2O \rightleftharpoons HO_2^- + H_3O^+$ ($pH < 7$)
3. $H_2O_2(\text{разб.}) + NaOH(\text{разб.}) = NaHO_2 + H_2O$
 $H_2O_2(\text{конц.}) + 2NaOH_{(r)} = Na_2O_2 \downarrow + 2H_2O$ ($0^\circ C$)
4. а) $H_2O_2(3\%) + 2H^+ + 2I^- = I_2 \downarrow + 2H_2O$
 б) $5H_2O_2(30\%) + I_{2(r)} = 2HIO_3 + 4H_2O$
 $[2HIO_{3(r)} = I_2O_5 + H_2O]$ ($240-250^\circ C$)
5. $H_2O_2(10\%) + SO_3^{2-} = SO_4^{2-} + H_2O$
 $4H_2O_2(30\%) + PbS(\text{черн.}) = 4H_2O + PbSO_4 \downarrow (\text{бел.})$
6. $H_2O_2 + OH^- + [Sn(OH)_3]^- = [Sn(OH)_6]^{2-}$
 $3H_2O_2 + 2[Cr(OH)_6]^{3-} = 2CrO_4^{2-} + 8H_2O + 2OH^-$
7. $H_2O_2(\text{конц.}) + Ag_2O = 2Ag \downarrow + O_2 \uparrow + H_2O$
 $2H_2O_2(\text{конц.}) + Ca(ClO)_2 = CaCl_2 + 2H_2O + 2O_2 \uparrow$
8. $5H_2O_2 + 6H^+ + 2MnO_4^- = 2Mn^{2+} + 5O_2 \uparrow + 8H_2O$
 См. также $14^8, 20^6, 24^7, 29^{11}, 58^5, 60^8, 68^7, 85^9$.

10.2.4. СЕРА

Общая характеристика элемента

Элемент 3-го периода и VIA-группы Периодической системы, порядковый номер 16, относится к халькогенам. Электронная формула атома $[_{10}Ne]3s^23p^4$, характерные степени окисления — II, +IV и +VI, последнее состояние S^{VI} считается устойчивым. Высокоэлектроотрицательный элемент, проявляет неметаллические (кислотные) свойства. В водородных и кислородных соединениях находится в составе различных анионов, образует многие кислоты, соли и бинарные соединения. Большинство сульфидов, сульфитов и часть сульфатов малорастворимо в воде.

В природе пятнадцатый по химической распространенности элемент в земной коре (седьмой среди неметаллов). Встречается в свободном (самородном) и связанном виде. Входит в состав различных минералов, руд и горных пород (сульфиды и сульфаты), нефти, природного угля. Шестой элемент по содержанию в природных водах (главным образом в виде сульфат-иона SO_4^{2-} , создает «постоянную» жесткость пресной воды).

Жизненно важный элемент для высших организмов, составная часть многих белков, концентрируется в волосах.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M _r , а. е. м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
73	S	32,066	пл. 119,3 °С, кип. 444,674 °С	2,07	12 ² , 74 ^{7,9} , 75 ⁹
74	H ₂ S _(г)	34,08	пл. -85,54 °С, кип. -60,35 °С	1,54	52 ^{1,2} , 63 ² , 73 ³
75	SO _{2(г)}	64,06	пл. -75,46 °С, кип. -10,1 °С	2,93	64 ³ , 73 ^{1,4} , 74 ⁷
76	SO ₃	80,06	возг. 43 °С, кип. 44,7 °С	1,97	75 ⁶
77	H ₂ SO _{4(ж)}	98,08	пл. 10,4 °С	1,83 ²⁰	77 ¹¹

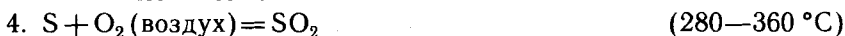
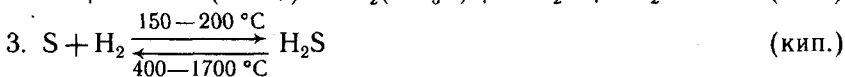
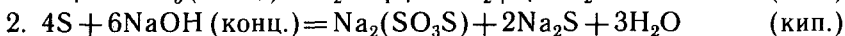
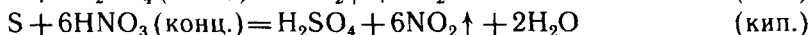
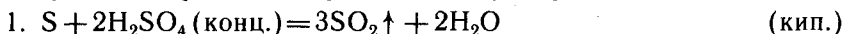
См. также

10 Na ₂ SO ₃	23 KAl(SO ₄) ₂	52 Al ₂ S ₃
11 Na ₂ SO ₄	24 KCr(SO ₄) ₂	60 FeSO ₄
12 Na ₂ (SO ₃ S)	25 K ₂ S ₂ O ₇	63 FeS
14 Na ₂ S	26 K ₂ S ₂ O ₆ (O ₂)	64 Fe(S ₂)
22 KHSO ₄	43 CaSO ₄	82 NH ₄ HS

Химические свойства

73. S — Сера

Простое вещество. Желтая кристаллическая (α-ромбическая и β-моноклинная, α ↔ β при 95,5 °С) или аморфная (пластическая). В узлах кристаллической решетки находятся неплоские молекулы S₈ (типа «корона»), аморфная сера состоит из цепей S_n. Низкоплавкое вещество, вязкость жидкости проходит через максимум при 200 °С (разрыв молекул S₈, переплетение цепей S_n). В паре молекулы S₈, S₆, S₄, S₂. Не реагирует с водой. Окисляется концентрированными серной и азотной кислотами, подвергается дисмутации в растворах щелочей. Реагирует с металлами, водородом, хлором. Выплавляется из природных залежей самородной серы (с помощью водяного пара), выделяется при десульфурации продуктов газификации угля. Применяется для синтеза H₂SO₄, Na₂(SO₃S), CS₂ и сернистых (кубовых) красителей, при вулканизации каучука, как средство защиты растений от мучнистой росы, лекарственный препарат.



5. $2S + Cl_2 = S_2Cl_2$ (125—130 °C)
 6. $S + 2Na = Na_2S$ (выше 130 °C)
 - $3S + 2Al = Al_2S_3$ (150—200 °C)
 7. $S + Fe = FeS$ (950—1200 °C)
 - $S \xrightarrow{Hg, 130-200\text{ }^\circ C} HgS \text{ (красн.)} \xrightarrow{344\text{ }^\circ C} HgS \text{ (черн.)}$
 8. $S + 2HI_{(r)} = I_2 + H_2S$ (400 °C)
 9. $(n-1)S + Na_2S_{(p)} = Na_2(S_n)$ (желт.) (кип., $n=2, 4, 5$)
 полисульфид (2—)
 10. $S + Na_2SO_3 \text{ (конц.)} = Na_2(SO_3S)$ (кип.)
- См. также 3⁴, 15⁷, 17⁵, 21⁵, 27⁵, 29⁸, 38⁶, 82⁵, 84⁶.

74. H₂S — Сероводород

Бескислородная кислота. Бесцветный газ с удушающим запахом, тяжелее воздуха. Молекула имеет строение дважды незавершенного тетраэдра [$:S(H)_2$] (sp^3 -гибридизация, валентный угол H—S—H далек от тетраэдрического). Малорастворим в воде, насыщенный раствор децимолярный (0,1M, «сероводородная вода»). Очень слабая кислота в растворе, практически не диссоциирует до ионов S^{2-} (максимальная концентрация S^{2-} равна $1 \cdot 10^{-13}$ моль/л). При стоянии на воздухе раствор мутнеет (ингибитор сахароза). Нейтрализуется щелочами, не полностью — гидратом аммиака. Сильный восстановитель. Вступает в реакции двойного обмена. Сульфидирующий агент, осаждает из раствора разноокрашенные сульфиды с очень малой растворимостью — CuS, CdS, PbS, HgS, Ag₂S, Bi₂S₃. Качественные реакции — осаждение сульфидов, а также неполное сгорание H₂S с образованием желтого налета серы на поднесенном к пламени холодном предмете (фарфоровый шпатель). Побочный продукт очистки нефти, природного и коксового газа, образуется при нагревании серы с парафином. Применяется в производстве серы, неорганических и органических серосодержащих соединений, как аналитический реагент. Чрезвычайно ядовит.

1. $H_2S \xrightleftharpoons[150-200\text{ }^\circ C]{400-1700\text{ }^\circ C} H_2 + S$
2. $H_2S + H_2O \rightleftharpoons HS^- + H_3O^+$ (pH < 7, «сероводородная вода»)
 $HS^- + H_2O \rightleftharpoons S^{2-} + H_3O^+$ (почти не идет)
3. $H_2S + H_2SO_4 \text{ (конц.)} = S \downarrow + SO_2 \uparrow + 2H_2O$
 $H_2S + 3H_2SO_4 \text{ (конц.)} = 4SO_2 \uparrow + 4H_2O$ (кип.)
4. $H_2S \text{ (насыщ.)} + 2HNO_3 \text{ (конц.)} = S \downarrow + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$
5. $H_2S \xrightarrow[-H_2O]{NaOH \text{ (разб.)}} NaHS \xrightarrow[-H_2O]{NaOH \text{ (конц.)}} Na_2S$
6. $H_2S_{(r)} + NH_3 \cdot H_2O \text{ (конц.)} = NH_4HS + H_2O$
 $H_2S_{(r)} + 2NH_{3(j)} = (NH_4)_2S$ (— 40 °C)

7. а) $2\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) + \text{O}_2 (\text{воздух}) \xrightarrow{\tau} 2\text{S} \downarrow + 2\text{H}_2\text{O} (\text{комн. } t, \text{ на свету})$
 б) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 = 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} (250 - 300 \text{ }^\circ\text{C}, \text{ полное сгорание})$
 $2\text{H}_2\text{S} + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{S}_{(\text{т})} (\text{неполное сгорание})$
8. $\text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{Cl}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + 8\text{HCl}$
 $\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) + \text{E}_{2(\text{р})} = \text{S} \downarrow + 2\text{HE} \quad (\text{E} = \text{Br}, \text{ I})$
9. $2\text{H}_2\text{S}_{(\text{т})} + \text{SO}_{2(\text{г})} = 3\text{S}_{(\text{т})} + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{комн. } t, \text{ кат. капля } \text{H}_2\text{O})$
10. $3\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) + 2\text{MnO}_4^- = 3\text{S} \downarrow + 2\text{MnO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$
 $3\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) + 8\text{H}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} = 3\text{S} \downarrow + 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
11. $\text{H}_2\text{S} (\text{влажн.}) + \text{Zn} = \text{ZnS} + \text{H}_2 \quad (700 - 800 \text{ }^\circ\text{C})$
 $\text{H}_2\text{S} + \text{ZnO} = \text{ZnS} + \text{H}_2\text{O} \quad (800 - 1000 \text{ }^\circ\text{C})$
12. а) $\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) \xrightarrow[\text{-H}^+]{\text{M}^{2+}} \text{CdS} \downarrow (\text{желт.}), \text{PbS}, \text{CuS}, \text{HgS} \downarrow (\text{черные})$
 $\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) + 2\text{Ag}^+ = 2\text{H}^+ + \text{Ag}_2\text{S} \downarrow (\text{черн.})$
 $3\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) + 2\text{Bi}^{3+} = 6\text{H}^+ + \text{Bi}_2\text{S}_3 (\text{кор.-черн.})$
 б) $\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) + 2\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{Zn}^{2+} = 2\text{CH}_3\text{COOH} + \text{ZnS} \downarrow (\text{бел.})$
 в) $\text{H}_2\text{S} (\text{насыщ.}) + [\text{SnCl}_3]^- (\text{разб.}) = 2\text{H}^+ + 3\text{Cl}^- + \text{SnS} \downarrow (\text{т.-кор.})$
 $[\text{SnS} \xrightarrow[\text{-NH}_4^+, \text{S} \downarrow]{(\text{NH}_4)_2(\text{S}_n)} [\text{SnS}_3]^{2-} (\text{бц.}) \xrightarrow[\text{-H}_2\text{S} \uparrow]{\text{H}^+ (\text{разб.})} \text{SnS}_2 \downarrow (\text{желт.})]$
- См. также 14⁵, 29⁷, 46⁶, 56⁷, 62¹⁰.

75. SO₂ — Диоксид серы

Кислотный оксид. Бесцветный газ с резким запахом. Молекула имеет строение незавершенного треугольника $[\text{:S}(\text{O})_2]$

(sp^2 -гибридизация), содержит σ -, π -связи $\text{S} \overset{\cdot\cdot}{\text{O}}$. Легко сжижается, термически устойчивый. Хорошо растворим в воде, образует полигидрат, обладающий свойствами слабой кислоты, продукты кислотного протолиза — ионы HSO_3^- и SO_3^{2-} . Ион HSO_3^- имеет две таутомерные формы — симметричную (некислотную) со строением тетраэдра $[\text{S}(\text{H})(\text{O})_3]$ (sp^3 -гибридизация, преобладает в смеси) и несимметричную (кислотную) со строением незавершенного тетраэдра $[\text{:S}(\text{O})_2(\text{OH})]$ (sp^3 -гибридизация). Ион SO_3^{2-} также тетраэдрический $[\text{:S}(\text{O})_3]$. Реагирует со щелочами, гидратом аммиака. Типичный восстановитель, слабый окислитель. Качественная реакция — обесцвечивание «иодной воды». Промежуточный продукт в производстве серной кислоты, сульфитов. Применяется для отбеливания шерсти, шелка и соломы, консервирования фруктов, как дезинфицирующее средство, антиоксидант, хладагент. Ядовит.

Соединение состава H_2SO_3 (сернистая кислота) не известно (не существует).

1. $\text{SO}_{2(\text{г})} + n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
 $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+ + (n-1)\text{H}_2\text{O} \quad (\text{pH} < 7)$

- $$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad (\text{идет в малой степени})$$
2. $\text{SO}_2 + 2\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NO}_2 \uparrow$
 3. $\text{SO}_2 \xrightarrow{\text{NaOH (разб.)}} \text{NaHSO}_3 \xrightarrow[\text{-H}_2\text{O}]{\text{NaOH (конц.)}} \text{Na}_2\text{SO}_3$
 4. $\text{SO}_2 \xrightarrow{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O (разб.)}} \text{NH}_4\text{HSO}_3 \xrightarrow[\text{-H}_2\text{O}]{\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O (конц.)}} (\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$
 5. $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 (\text{конц.}) = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow$
 $\text{SO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{NaHSO}_3$
 6. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 \quad (400\text{—}500^\circ\text{C}, \text{кат. Pt, V}_2\text{O}_5, \text{Fe}_2\text{O}_3)$
 7. $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2 (\text{иодная вода}) = \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HI}$
 8. $5\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{MnO}_4^- = 5\text{SO}_4^{2-} + 2\text{Mn}^{2+} + 4\text{H}^+ \quad (\text{в разб. H}_2\text{SO}_4)$
 - $\text{SO}_2 + \text{PbO}_2 (\text{суспензия}) \xrightarrow{\text{t}} \text{PbSO}_4$
 9. $\text{SO}_2 + \text{C} (\text{кокс}) = \text{S} + \text{CO}_2 \quad (400\text{—}600^\circ\text{C})$
 $\text{SO}_2 + 2\text{CO} = \text{S} + 2\text{CO}_2 \quad (500^\circ\text{C})$
 10. $\text{SO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} = 3\text{S}_{(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{комн. t, кат. капля H}_2\text{O})$
- См. также 14⁸, 18⁴, 29⁵, 84⁷.

76. SO₃ — Триоксид серы

Кислотный оксид. Существует в виде полимеров с цепным, слоистым и сетчатым строением; в газе молекулы с треугольным строением (sp^2 -гибридизация), содержат σ -, π -связи $\text{S} \cdots \text{O}$. Легколетучий, низкокипящий. Термически неустойчивый, полностью разлагается при нагревании. Реагирует с водой (с сильным экзоэффектом), щелочами. Хорошо растворим в безводной серной кислоте и реагирует с ней (образуется тяжелая маслообразная жидкость — олеум, содержит $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$). Присоединяется к сульфатам. Качественная реакция — образование белого осадка сульфата бария, не реагирующего с сильными кислотами (HCl , HNO_3). Промежуточный продукт в синтезе серной кислоты. Агент обезвоживания азотной кислоты. Ядовит.

1. $2\text{SO}_3 \rightleftharpoons 2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \quad (400\text{—}700^\circ\text{C})$
2. $\text{SO}_{3(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \quad (\Delta H^\circ = -227 \text{ кДж})$
 $\text{SO}_{3(\text{r})} + \text{H}_2\text{O} (\text{разб. H}_2\text{SO}_4) = \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц., безводн.})$
3. $\text{SO}_{3(\text{r})} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{безводн.}) = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7 \quad (\text{олеум})$
4. $\text{SO}_3 \xrightarrow{\text{NaOH (разб.)}} \text{NaHSO}_4 \xrightarrow[\text{-H}_2\text{O}]{\text{NaOH (конц.)}} \text{Na}_2\text{SO}_4$
5. $\text{SO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_{2(\text{p})} = \text{BaSO}_4 \downarrow (\text{бел.}) + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{SO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 = \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_7 \quad (45\text{—}50^\circ\text{C})$

77. H₂SO₄ — Серная кислота

Оксокислота. Бесцветная жидкость, очень вязкая, весьма гигроскопичная. Молекула имеет искаженно-тетраэдрическое строение [S(O)₂(OH)₂] (*sp*³-гибридизация), содержит ковалентные σ-связи S—OH и σ-, π-связи S⁺...O. Ион SO₄²⁻ имеет правильно-тетраэдрическое строение [S(O)₄]. Обладает широким температурным интервалом жидкого состояния (≈ 300 градусов). При нагревании частично разлагается, перегоняется в виде азеотропной смеси с водой (массовая доля кислоты 98,3%, температура кипения 296—340 °С), при более сильном нагревании разлагается полностью. Неограниченно смешивается с водой (с сильным экзо-эффектом). Сильная кислота в растворе, нейтрализуется щелочами и гидратом аммиака. Реагирует с основными оксидами и гидроксидами, разлагает соли слабых кислот. Слабый окислитель в разбавленном растворе (за счет H⁺), сильный — в концентрированном растворе (за счет S^{VI}). Хорошо растворяет SO₃ и реагирует с ним (образуется тяжелая маслообразная жидкость — олеум, содержит H₂S₂O₇). Качественная реакция на ион SO₄²⁻ — см. 11⁶. Применяется в производстве сульфатов и других соединений серы, минеральных удобрений, взрывчатых веществ, органических соединений, красителей и лекарственных препаратов, для «вскрытия» (первого этапа переработки) промышленно важных руд и минералов, при очистке нефтепродуктов. Ядовита, вызывает ожоги кожи.

1. H₂SO₄ (безводн.) = H₂O + SO₃ (выше 450° С)

$$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) \quad (\Delta H^\circ = -85 \text{ кДж})$$
2. H₂SO₄ (конц.) + H₂O ⇌ HSO₄⁻ + H₃O⁺ (pH < 7)

$$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$$
3. H₂SO₄ (разб.) + 2H₂O = SO₄²⁻ + 2H₃O⁺ (pH < 7)
4. H₂SO₄ (конц.) + NaOH = NaHSO₄ + H₂O

$$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
5. H₂SO₄ (конц.) + NH₃·H₂O = NH₄HSO₄ + H₂O

$$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) + 2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
6. а) H₂SO₄ (разб.) + BaO = BaSO₄↓ (бел.) + H₂O

$$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) + \text{Ba}(\text{OH})_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$$
 б) H₂SO₄ (разб.) + BaCl₂ = BaSO₄↓ + 2HCl

$$\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{разб.}) + \text{BaEO}_3 = \text{BaSO}_4 \downarrow + \text{EO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{E} = \text{S}, \text{C})$$
7. H₂SO₄ (разб.) + Zn = ZnSO₄ + H₂↑

$$5\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) + 4\text{Zn} = 4\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O} \quad (\text{примесь S, SO}_2)$$
8. 2H₂SO₄ (конц.) + Cu = CuSO₄ + SO₂↑ + 2H₂O

9. $3\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) + $2\text{KBr}_{(\text{т})} =$
 $= \text{SO}_2 \uparrow + \text{Br}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{KHSO}_4$ (40—60 °С)
 $5\text{H}_2\text{SO}_4$ (конц.) + $8\text{KI}_{(\text{т})} = \text{H}_2\text{S} \uparrow + 4\text{I}_2 \downarrow + 4\text{H}_2\text{O} + 4\text{K}_2\text{SO}_4$ (кип.)
10. H_2SO_4 (безводн.) + $\text{SO}_3 = \text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ (олеум)
11. Промышленный синтез серной кислоты:
 а) Обжиг сульфидных руд до SO_2 (см. 64³) или восстановление сульфатных руд (см. 43³).
 б) Конверсия SO_2 в SO_3 (см. 75⁶).
 в) Абсорбирование SO_3 водой или (чаще) разбавленной серной кислотой (см. 76²) с получением концентрированной или безводной кислоты.
 г) Насыщение безводной кислоты избытком SO_3 до образования $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$ и олеума (см. 76³).
 См. также 11², 13², 14⁴, 15³, 18³, 20⁴, 21², 27³, 29³, 30⁴, 32³, 33², 36², 40⁴, 43², 45², 54², 61⁴, 63², 64², 65³, 73¹, 74³, 86¹⁵, 87², 88¹, 93².

10.2.5. АЗОТ

Общая характеристика элемента

Элемент 2-го периода и VA-группы Периодической системы, порядковый номер 7. Электронная формула атома $[\text{He}]2s^2 2p^3$, характерные степени окисления — III, +III и +V, реже (+II), (+IV) и др.; состояние N^{V} считается относительно устойчивым. Высокоэлектроотрицательный элемент (третий после F и O, не считая благородных газов He, Ne, Ar). Проявляет неметаллические (кислотные) свойства. Образует анионы различных кислот, солей и бинарных соединений, а также катион аммония NH_4^+ и его соли.

В природе семнадцатый по химической распространенности элемент в земной коре (девятый среди неметаллов). Встречается в свободном (самородном) и химически связанном виде. Входит в состав небольшого числа минералов (селитры и др.), некоторых природных углей, главная составная часть воздуха ($\approx 3 \cdot 10^{15}$ т).

Жизненно важный элемент для всех организмов, основа белковых веществ и нуклеиновых кислот. Непосредственно из воздуха азот усваивают лишь некоторые бактерии, остальные организмы — только в виде соединений. Минеральные удобрения — соли аммония и карбамид — переводятся почвенными бактериями в нитраты, в виде этих ионов растения усваивают азот из почвы. Животные и человек усваивают органически связанный азот из пищи, конечным продуктом метаболизма азота у высших организмов является карбамид (мочевина).

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а. е. м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
78	$N_{2(r)}$	28,014	пл. $-210^\circ C$, кип. $-195,802^\circ C$	1,25	81 ⁶
79	$NH_{3(r)}$	17,03	пл. $-77,75^\circ C$, кип. $-33,4^\circ C$	0,77	78 ¹ , 80 ¹ 81 ^{3,4}
80	$NH_3 \cdot H_2O$	35,05	пл. $-77^\circ C$...	79 ³
81	NH_4Cl	53,49	пл. $400^\circ C (p)$	1,53	79 ⁴ , 80 ²
82	NH_4HS	51,11	пл. $120^\circ C (p)$	1,17	74 ⁶
83	$NO_{(r)}$	30,01	пл. $-163,6^\circ C$, кип. $-151,7^\circ C$	1,34	78 ² , 79 ⁵ , 86 ⁹
84	$NO_{2(r)}$	46,01	пл. $-11,2^\circ C$	2,05	73 ¹ , 83 ¹ 86 ⁸
85	HNO_2	47,01	разл. $\approx 100^\circ C$...	20 ³ , 83 ⁵ , 84 ²
86	$HNO_{3(ж)}$	63,01	пл. $-41,6^\circ C$, кип. $+82,6^\circ C$	1,50 ²⁵	21 ² , 86 ¹⁶

См. также 20 — KNO_2 , 21 — KNO_3

Химические свойства

78. N_2 — Диазот

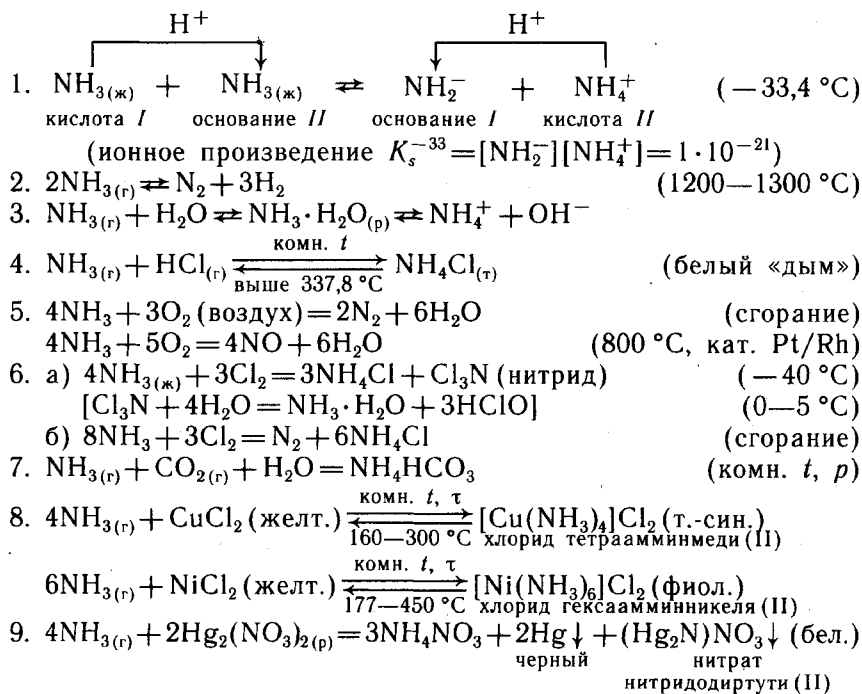
Простое вещество. Бесцветный газ, конденсируется в бесцветную (в отличие от O_2) жидкость. Молекула содержит ковалентную σ -, π -, π - связь $N \equiv N$. Главная составная часть воздуха. Из жидкого воздуха азот выкипает до кислорода. Малорастворим в воде (и меньше, чем кислород). В обычных условиях химически пассивен, не реагирует с кислотами и щелочами, не поддерживает горения. При высоких температурах более реакционноспособен. Применяется для синтеза аммиака, азотной кислоты и других азотсодержащих продуктов, как инертная среда проведения химических и металлургических процессов и хранения огнеопасных веществ. В промышленности азот получают фракционной дистилляцией жидкого воздуха.

1. $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ (500 °C, p , кат. Fe, Pt)
2. $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO$ (электроразряд)
3. N_2 (влажн.) + $6Li = 2Li_3N$ (нитрид) (комн. t)
4. $N_2 + 3Mg = Mg_3N_2$ (на воздухе, 780—800 °C)
 $[Mg_3N_2 + 6HCl$ (разб.) $= 3MgCl_2 + 2NH_3 \uparrow$] (кип.)
5. $N_2 + CaC_2 = CaCN_2$ (цианамид) + C (графит) (1000—1150 °C)
 $[CaCN_2 + 3H_2O \rightleftharpoons CaCO_3 + 2NH_3]$ (в почве, кат. бактерии)

См. также 1⁷, 38⁵, 46⁵, 47⁷.

79. NH₃ — Аммиак

Бинарное соединение, степень окисления азота равна — III. Бесцветный газ с характерным запахом. Молекула имеет строение незавершенного тетраэдра [:N(H)₃] (sp³-гибридизация). Сжижается под избыточным давлением при комнатной температуре. В жидком состоянии ассоциирован за счет водородных связей, в малой степени подвергается автоионизированию (автопротолизу). Термически неустойчив. Хорошо растворим в воде, доля в насыщенном растворе равна ≈ 34% по массе и ≈ 99% по объему, pH = 11,8. Образует гидрат, проявляющий свойства слабого основания. Весьма реакционноспособный, склонен к реакциям присоединения. Сгорает в кислороде, реагирует с кислотами. Проявляет восстановительные (за счет N^{-III}) и окислительные (за счет H^I) свойства. Осушается только оксидом кальция. Качественные реакции — образование белого «дыма» при контакте с газообразным HCl, почернение бумажки, смоченной раствором Hg₂(NO₃)₂. Промежуточный продукт при синтезе HNO₃ и солей аммония. Применяется в производстве соды, азотных удобрений, красителей, взрывчатых веществ, жидкий аммиак — хладагент. Промышленностью выпускается концентрированный раствор аммиака — аммиачная вода (массовая доля аммиака 25—28%). Ядовит.



См. также 1^{8,9}, 13⁵, 15^{8,9}, 17⁸, 47⁷, 74⁶, 95⁵.

80. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — Гидрат аммиака

Межмолекулярное соединение. Белый, в кристаллической решетке — молекулы NH_3 и H_2O , связанные слабой водородной связью $\text{H}_3\text{N} \cdots \text{HOH}$. Присутствует в водном растворе аммиака, слабое основание (продукты протолиза — катион NH_4^+ и анион OH^-). Катион аммония имеет правильно-тетраэдрическое строение (sp^3 -гибридизация). Термически неустойчив, полностью разлагается при кипячении раствора. Нейтрализуется сильными кислотами. Проявляет восстановительные свойства (за счет $\text{N}^{-\text{III}}$) в концентрированном растворе. Вступает в реакции двойного обмена и комплексообразования. Качественные реакции — образование белого «дыма» при контакте с газообразным HCl (см. 79⁹) или коричневого осадка с реактивом Несслера (см. 80⁹, следовые количества аммиака дают желтое окрашивание раствора). Применяется для создания слабощелочной среды в растворе, осаждения амфотерных гидроксидов.

Известны также твердые гидраты $2\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ ($t_{\text{пл}} - 78,2^\circ \text{C}$) и $\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ($t_{\text{пл}} - 97^\circ \text{C}$).

Ионный гидроксид аммония NH_4^+OH^- не получен (не существует).

- $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.) = $\text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип., в присутствии NaOH)
 $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (разб.) $\rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ (pH > 7)
- $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCl}$ (разб.) = $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$
- $3(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) + $\text{CrCl}_3 = \text{Cr}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NH}_4\text{Cl}$
- $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (разб.) + $2\text{CrO}_3 = \text{H}_2\text{O} + (\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ (оранж.)
 $[(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7]_{(\text{r})} = \text{N}_2 + 4\text{H}_2\text{O} + \text{Cr}_2\text{O}_3$ (зел.) (168—185 °C)
- а) $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (разб.) + Ni^{2+} (зел.) = $2\text{NH}_4^+ + \text{Ni}(\text{OH})_2 \downarrow$ (зел.)
 б) $6(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) + $\text{Ni}(\text{OH})_{2(\text{r})} = 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^- +$
 $+ [\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ (син.) [катион гексаамминникеля (II)]
 $\{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} + 6\text{H}^+$ (конц.) = $\text{Ni}^{2+} + 6\text{NH}_4^+\}$
- $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) + Cu^{2+} (гол.) = $4\text{H}_2\text{O} + [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ (син.)
 катион
тетраамминмеди (II)
 $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) + $\text{AgCl}_{(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}^- + [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ (бц.)
 катион
диамминсеребра (I)
 $\{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}, [\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ \xrightarrow[-\text{NH}_4^+]{\text{H}^+ \text{ (конц.)}} \text{Cu}^{2+}, \text{Ag}^+\}$
- $8(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) + $3\text{Br}_{2(\text{p})} = \text{N}_2 \uparrow + 6\text{NH}_4\text{Br} + 8\text{H}_2\text{O}$ (40—50 °C)
 $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) + $2\text{KMnO}_4 = \text{N}_2 \uparrow + 2\text{MnO}_2 \downarrow + 4\text{H}_2\text{O} +$
 $+ 2\text{KOH}$
- $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) + $3\text{I}_{2(\text{r})} = \text{I}_3\text{N} \downarrow$ (красн.-кор.) + $3\text{NH}_4\text{I} + 4\text{H}_2\text{O}$
 $[2\text{I}_3\text{N} \text{ (сухой)} = 3\text{I}_2 + \text{N}_2]$ (взрыв, выше 20 °C, при трении)
- $4(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) + 2[\text{HgI}_4]^{2-} = 4\text{I}^- + 3\text{NH}_4^+ + 4\text{H}_2\text{O} +$
 $+ (\text{Hg}_2\text{N})\text{I} \downarrow$ (кор.) [иодид нитридоиртути (II)]

См. также 23⁴, 24⁴, 32⁴, 51⁵, 60⁴, 61⁵, 62⁶, 74⁶, 75⁴, 77⁵, 85⁵, 86³, 90³, 95⁴, 96⁴.

81. NH₄Cl — Хлорид аммония

Бескислородная соль. Белый, летучий, термически неустойчивый. Хорошо растворим в воде (с заметным *эндо*-эффектом), гидролизуется по катиону. Разлагается щелочами при кипячении раствора, переводит в раствор магний. Вступает в реакцию конмутации с нитритами. Качественная реакция на ион NH₄⁺ — выделение NH₃ при кипячении со щелочами или при нагревании с гашеной известью (см. 81^{3,4}) и его последующее обнаружение (см. 79^{4,9}). Применяется в неорганическом синтезе, в частности для создания слабокислотной среды, как компонент азотных удобрений, сухих гальванических элементов, при пайке медных и лужении стальных изделий.

1.
$$\text{NH}_4\text{Cl}_{(т)} \xrightleftharpoons[\text{комн. } t]{\text{выше } 337,8^\circ\text{C}} \text{NH}_3_{(г)} + \text{HCl}_{(г)}$$
 2.
$$\text{NH}_4\text{Cl}_{(т)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4\text{Cl} (\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- \quad (\Delta H^\circ = +16 \text{ кДж})$$

$$\text{NH}_4^+ + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{H}_3\text{O}^+ \quad (\text{pH} < 7)$$
 3.
$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} (\text{насыщ.}) = \text{NaCl} + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип.})$$
 4.
$$2\text{NH}_4\text{Cl}_{(т)} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(т)} = 2\text{NH}_3 + \text{CaCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \quad (200^\circ\text{C})$$
 5.
$$2\text{NH}_4\text{Cl} (\text{конц.}) + \text{Mg} = \text{H}_2 \uparrow + \text{MgCl}_2 + 2\text{NH}_3 \uparrow \quad (80^\circ\text{C})$$
 6.
$$\text{NH}_4^+ (\text{насыщ.}) + \text{NO}_2^- (\text{насыщ.}) = \text{N}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип.})$$
 7.
$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{KNO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{KCl} \quad (230\text{—}300^\circ\text{C})$$
- См. также 9⁷, 21⁴, 40⁸, 41⁴, 58⁴, 99³.

82. NH₄HS — Гидросульфид аммония

Кислая бескислородная соль. Белый, плавится под избыточным давлением. Термически неустойчив. Чувствителен к кислороду воздуха. Хорошо растворим в воде, создает в растворе слабощелочную среду. Водный раствор мутнеет (образуется коллоидная сера) и желтеет при стоянии на воздухе. Разлагается кислотами. Присоединяет серу. Качественная реакция на ион HS⁻ — осаждение нерастворимых сульфидов, из которых MnS, FeS, ZnS разлагаются в HCl (разб.). Применяется как компонент фотопроявителей, аналитический реагент. Ядовит.

Средняя соль (NH₄)₂S не образуется в растворе, в частности, при нейтрализации гидрата аммиака сероводородом, ее получают только в отсутствие воды (см. 74⁶).

1.
$$\text{NH}_4\text{HS} = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{S} \quad (\text{выше } 20^\circ\text{C})$$
2.
$$\text{NH}_4\text{HS} (\text{разб.}) = \text{NH}_4^+ + \text{HS}^-, \text{HS}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{S} + \text{OH}^- \quad (\text{pH} > 7)$$
3.
$$\text{NH}_4\text{HS} + \text{HCl} (\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{Cl} + \text{H}_2\text{S} \uparrow$$

$$\text{NH}_4\text{HS} + 3\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{S} \downarrow + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O} + \text{NH}_4\text{NO}_3$$
4.
$$\text{NH}_4\text{HS}_{(р)} \xrightarrow[\text{—NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]{\text{O}_2 (\text{воздух}), \tau} \text{S} (\text{коллоид}), (\text{NH}_4)_2\text{S}_n (\text{желт.}), \quad (30\text{—}50^\circ\text{C})$$

$$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3\text{S}$$

5. NH_4HS (насыщ.) + $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ + $(n-1)\text{S} = \text{H}_2\text{O}$ + $(\text{NH}_4)_2\text{S}_n$ (полисульфид) (10 °C)
6. а) $\text{HS}^- \xrightarrow[-\text{H}^+]{\text{M}^{2+}} \text{MnS} \downarrow$ (телесн.), $\text{FeS} \downarrow$ (черн.), $\text{ZnS} \downarrow$ (бел.)
 $[\text{MS}_{(r)} + 2\text{HCl} (\text{разб.}) = \text{MCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \uparrow]$
- б) $\text{HS}^- + 2\text{Ag}^+ = \text{H}^+ + \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$ (черн.)
 $\text{HS}^- \xrightarrow[-\text{H}^+]{\text{M}^{2+}} \text{CdS} \downarrow$ (желт.), PbS , CuS , $\text{HgS} \downarrow$ (черные)
 $3\text{HS}^- + 2\text{Bi}^{3+} = 3\text{H}^+ + \text{Bi}_2\text{S}_3 \downarrow$ (кор.-черн.)
7. $3\text{HS}^- + 3\text{H}_2\text{O} + \text{M}^{3+} = 3\text{H}_2\text{S} \uparrow + \text{M}(\text{OH})_3 \downarrow$ (M = Al, Cr)

83. NO — Монооксид азота

Несолеобразующий оксид. Бесцветный газ. Радикал, содержит ковалентную σ -, π -связь $\cdot\text{N}=\text{O}$, в твердом состоянии димер N_2O_2 со связью $\text{N}-\text{N}$. Чрезвычайно термически устойчив. Чувствителен к кислороду воздуха (буреет). Малорастворим в воде и не реагирует с ней. Химически пассивен по отношению к кислотам и щелочам. При нагревании реагирует с металлами и неметаллами. Весьма реакционноспособна смесь NO и NO_2 («нитрозные газы»). Промежуточный продукт в синтезе азотной кислоты.

- $2\text{NO} + \text{O}_2$ (изб.) = 2NO_2 (комн. t)
- $2\text{NO} + 2\text{H}_2 = \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (200 °C)
 $\text{NO} + 5\text{H}^0$ (Zn, конц. NaOH) = $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{NO} + \text{C}$ (графит) = $\text{N}_2 + \text{CO}_2$ (400—500 °C)
 $10\text{NO} + 4\text{P}$ (красн.) = $5\text{N}_2 + 2\text{P}_2\text{O}_5$ (150—200 °C)
- $2\text{NO} + 4\text{Cu} = \text{N}_2 + 2\text{Cu}_2\text{O}$ (500—600 °C)
- Реакции смеси NO и NO_2 :
 $\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_2$ (р)
 $\text{NO} + \text{NO}_2 + 2\text{KOH}$ (разб.) = $2\text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NO} + \text{NO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$ (450—500 °C)

84. NO₂ — Диоксид азота

Кислотный оксид, условно отвечает двум кислотам — HNO_2 и HNO_3 (кислота для N^{IV} не существует). Бурый газ, при комнатной температуре мономер NO_2 , на холоду жидкий бесцветный димер N_2O_4 (тетраоксид азота). Молекула NO_2 — радикал со строением незавершенного треугольника [$\cdot\text{N}(\text{O})_2$] (sp^2 -гибридизация) с ковалентными σ -, π -связями $\text{N} \equiv \text{O}$. Молекула N_2O_4 содержит очень длинную связь $\text{N}-\text{N}$ (175 пм), которая легко разрывается выше комнатной температуры (в интервале 20,7—135,0 °C). Полностью реагирует с водой, щелочами. Очень сильный окислитель, вызывает коррозию металлов. Усиливает химическую активность NO (см. 83^б). Применяется для синтеза безводных нитратов, как окислитель ракетного топлива, очиститель

нефти от серы и катализатор окисления органических соединений. Ядовит.

1. $2\text{NO}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO} + \text{O}_2$ (135—620 °С)
2. а) $4\text{NO}_{2(\text{ж})} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{N}_2\text{O}_3$ (син.) (на холоду)
 $[\text{N}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} \text{N}(\text{H})\text{O}_2 + \text{HNO}_2$ (следы)] (на холоду)
- б) $3\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2\text{HNO}_3 + \text{NO} \uparrow$ (80 °С)
3. $2\text{NO}_2 + 2\text{NaOH}$ (разб.) = $\text{NaNO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4. $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (разб. HNO_3) = 4HNO_3 (конц.)
5. $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 4\text{KOH} = 4\text{KNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
6. $2\text{NO}_2 + 7\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 + 4\text{H}_2\text{O}$ (комн. t , кат. Pt, Ni)
 $2\text{NO}_2 + 2\text{S} = \text{N}_2 + 2\text{SO}_2$ (130 °С)
 $10\text{NO}_2 + 8\text{P}$ (красн.) = $5\text{N}_2 + 4\text{P}_2\text{O}_5$ (150 °С)
7. $\text{NO}_2 + 2\text{HI}_{(\text{р})} = \text{NO} \uparrow + \text{I}_2 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} \uparrow$ (50—60 °С)
8. $\text{NO}_2 + \text{K} = \text{KNO}_2$ (комн. t)
 $6\text{NO}_2 + \text{Bi} = \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{NO}$ (70—110 °С)
 $4\text{NO}_{2(\text{ж})} + \text{Zn} = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}$ (до 0 °С)

85. HNO_2 — Азотистая кислота

Оксикислота. В свободном виде не получена, существует в водном растворе. Молекула имеет две таутомерные формы — несимметричную со строением незавершенного треугольника [$:\text{N}(\text{O})(\text{OH})$] (sp^2 -гибридизация) и симметричную с треугольным строением [$\text{N}(\text{H})(\text{O})_2$]; симметричная форма преобладает при комнатной температуре, при взаимодействии N_2O_3 с H_2O образуется их смесь. Слабая кислота, электролитическая диссоциация (кислотный протолиз) протекает только у несимметричной формы (симметричная форма кислотой не является). Нейтрализуется щелочами, гидратом аммиака. Проявляет окислительно-восстановительные свойства (за счет N^{III}). Качественная реакция — обесцвечивание фиолетового раствора перманганат-ионов. Применяется только в виде солей. Ниже описаны свойства несимметричной (кислотной) формы.

1. $3\text{HNO}_{2(\text{р})} = \text{HNO}_3 + 2\text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.)
2. $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NO}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (рН < 7)
3. $2\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2^- + \text{NO}^+$ (0 °С, в 30%-ной HNO_3)
катион нитрозила
 $[\text{NO}^+ + \text{NO}_2^- \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_3$ (син.)]
4. $\text{HNO}_2 + \text{NaOH}$ (разб.) = $\text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{HNO}_2 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (разб.) = $\text{NH}_4\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $[\text{NH}_4\text{NO}_2_{(\text{т.р.})} = \text{N}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}]$ (100 °С)
6. $\text{HNO}_2 + 6\text{H}^0(\text{Zn}) + \text{HCl}$ (разб.) = $\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
7. $2\text{HNO}_2 + \text{O}_2$ (воздух) $\xrightarrow{\tau} 2\text{HNO}_3$

8. $2\text{HNO}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{I}^- (\text{разб.}) = \text{I}_2 \downarrow + 2\text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $2\text{HNO}_2 + 6\text{H}^+ + 6\text{Fe}^{2+} (\text{конц.}) = \text{N}_2 \uparrow + 6\text{Fe}^{3+} + 4\text{H}_2\text{O}$
 9. $\text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 (\text{конц.}) = \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (кип.)
 10. $5\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + 2\text{MnO}_4^- = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{NO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O}$

86. HNO_3 — Азотная кислота

Оксокислота. Бесцветная жидкость. Молекула имеет искаженно-треугольное строение $[\text{N}(\text{O})_2(\text{OH})]$ (sp^2 -гибридизация), содержит ковалентные σ -, π -связи $\text{N} \cdots \text{O}$ и σ -связь $\text{N}-\text{OH}$. Разлагается при стоянии на свету (желтеет). Хорошо растворяет оксиды азота (красно-бурая «дымящая» кислота, ρ^{20} 1,56 г/мл). Неограниченно смешивается с водой, перегоняется при обычных условиях в виде азеотропной смеси (массовая доля кислоты 68,4%, ρ^{20} 1,41 г/мл, температура кипения 120,7 °С). На холоду (−38 °С) образует гидрат $\text{HNO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (точнее, H_3NO_4 — ортоазотная кислота). Сильная кислота в растворе, ион NO_3^- имеет строение правильного треугольника. Нейтрализуется щелочами и гидратом аммиака. Реагирует с основными и амфотерными оксидами и гидроксидами, вытесняет слабые кислоты из их солей. Сильный окислитель в концентрированном растворе (за счет N^{V}). Образует смесь продуктов восстановления азота от $\text{N}^{\text{IV}}\text{O}_2$ до $\text{N}^{-\text{III}}\text{H}_4^+$, в зависимости от концентрации кислоты и силы восстановителя в этой смеси преобладают разные продукты (условно для концентрированной кислоты указывают NO_2 , для разбавленной — NO , для очень разбавленной — NH_4^+). Концентрированная кислота пассивирует Al, Be, Bi, Co, Cr, Fe, Ni, Pb, не реагирует с Au и Pt. Смесь HNO_3 (конц.) и HCl (конц.) — царская водка обладает еще более сильным окислительным действием: переводит в раствор золото и платину. Нитрующим началом HNO_3 в ее реакциях с органическими веществами является ион NO_2^+ . Качественная реакция — см. 60°. Применяется для производства минеральных удобрений, взрывчатых веществ, нитратов металлов, органических нитропроизводных, искусственных волокон и пластмасс, красителей, лекарственных препаратов.

В отличие от HNO_3 ее соли — нитраты проявляют сильные окислительные свойства только при сплавлении за счет выделяющегося атомарного кислорода. При нагревании нитраты разлагаются по-разному в зависимости от положения металла в ряду напряжений (левее Mg, от Mg до Cu, правее Cu).

- $4\text{HNO}_3 (\text{конц.}) \xrightarrow{t} 4\text{NO}_2 + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ (комн. t , на свету)
- $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{NO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (pH < 7)
- $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} (\text{разб.}) = \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{HNO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} (\text{разб.}) = \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $2\text{HNO}_3 (\text{разб.}) + \text{MgO} = \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $2\text{HNO}_3 (\text{разб.}) + \text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

5. 2HNO_3 (разб.) + $\text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
6. 2HNO_3 (разб.) + $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl} = \text{AgCl} \downarrow + 2\text{NH}_4\text{NO}_3$
7. 2HNO_3 (2—3%) + 8H^0 (Zn, разб. H_2SO_4) = $\text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 2HNO_3 (5%) + 8H^0 (Mg, разб. H_2SO_4) = $\text{N}_2\text{O} \uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$
 HNO_3 (30%) + 3H^0 (Zn, разб. H_2SO_4) = $\text{NO} \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
8. 4HNO_3 (конц.) + $\text{Cu} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 2HNO_3 (конц.) + $\text{Ag} = \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
9. 8HNO_3 (разб.) + $3\text{Cu} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
 10HNO_3 (разб.) + $4\text{Mg} = 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} \uparrow + 5\text{H}_2\text{O}$
 10HNO_3 (оч. разб.) + $4\text{Zn} = 4\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
10. 10HNO_3 (конц.) + $\text{I}_{2(\text{т})} = 2\text{HIO}_3 + 10\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (50—60 °C)
 6HNO_3 (60%) + $\text{HI} = \text{HIO}_3 + 6\text{NO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
11. 2HNO_3 (разб.) + $3\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2) \xrightarrow{\text{т}} 3\text{H}_2(\text{PHO}_3) + 2\text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 2HNO_3 (дымящ.) + $3\text{H}_2(\text{PHO}_3) = 3\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NO} \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (40—50 °C)
12. 8HNO_3 (конц.) + $\text{CuS}_{(\text{т})} = \text{CuSO}_4 + 8\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
13. Реакции в царской водке:
 - а) HNO_3 (конц.) + 3HCl (конц.) $\rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{Cl}^0 + (\text{NO})\text{Cl}$

хлорид
нитрозила

 $[(\text{NO})\text{Cl}_{(\text{р})} = \text{NO} \uparrow + \text{Cl}^0]$ (25—50 °C)
 - б) HNO_3 (конц.) + 4HCl (конц.) + $\text{Au} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{NO} \uparrow +$
 $+ \text{H}[\text{AuCl}_4]$
 тетрахлороаурат (III)
 4HNO_3 (конц.) + 18HCl (конц.) + $3\text{Pt} = 8\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO} \uparrow +$
 $+ 3\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$
 гексахлороплатинат (IV)
14. 2HNO_3 (дымящ.) + $\text{P}_2\text{O}_5 = 2\text{HPO}_3 + \text{N}_2\text{O}_5$ (0 °C, в атм. O_3)

пентаоксид
дiazота
15. HNO_3 (безводн.) + $2\text{H}_2\text{SO}_4$ (безводн.) $\rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + 2\text{HSO}_4^- +$
 $+ \text{NO}_2^+$ (катион нитроила)
16. Промышленный синтез азотной кислоты:
 - а) Производство аммиака из азота и водорода (см. 78¹).
 - б) Каталитическое окисление NH_3 до NO (см. 79⁵).
 - в) Перевод NO в NO_2 (см. 83¹).
 - г) Поглощение смеси NO_2 и O_2 водой с образованием последовательно разбавленной и концентрированной кислот (см. 84⁴).
17. Термическое разложение нитратов:
 - а) по ряду напряжений — левее Mg, например
 $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ (400—520 °C)
 - б) по ряду напряжений — от Mg до Cu, например
 $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (200—470 °C)
 - в) по ряду напряжений — правее Cu, например
 $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$ (300—500 °C)



См. также 10⁴, 12⁴, 14⁴, 20⁴, 36³, 38³, 48³, 52³, 54³, 55², 57², 61⁴, 63², 64², 65³, 73¹, 74⁴, 75², 82³, 87², 88¹, 93².

10.2.6. ФОСФОР

Общая характеристика элемента

Элемент 3-го периода и VA-группы Периодической системы, порядковый номер 15. Электронная формула атома $[\text{}_{10}\text{Ne}]3s^23p^3$, устойчивая степень окисления +V, реже встречаются степени окисления -III, +I и +III. Электроотрицательность фосфора значительно ниже, чем у типичных неметаллов, и немного выше, чем у водорода. Проявляет неметаллические (кислотные) свойства. Образует анионы различных кислот, солей и бинарных соединений. Большинство фосфатов нерастворимо в воде.

В природе тринадцатый по химической распространенности элемент в земной коре (шестой среди неметаллов), встречается только в химически связанном виде. Входит в состав многочисленных минералов, руд и горных пород (фосфориты, апатиты и др.).

Жизненно важный элемент для всех организмов. Животные и человек содержат фосфор в виде липидов (нервное и мозговое вещества), ферментов и особенно ортофосфата кальция и его производных (костные ткани, зубы). Растения при фотосинтезе создают сложное органическое вещество с фосфатной группировкой (аденозинтрифосфат-ион), которое за счет гидролиза и сокращения фосфатной цепи является источником энергии для прохождения биохимических реакций в клетках высших организмов. Недостаток фосфора в почве восполняется введением фосфорных удобрений — суперфосфатов.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а. е. м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
87	P (красн.)	30,974	пл. 593 °C (p)	2,34	87 ¹
88	PH ₃ (r)	34,00	пл. -133,8 °C, кип. -87,42 °C	1,53	87 ^{4,5}
89	P ₂ O ₅	141,94	пл. 422 °C (p), кип. 591 °C (p)	2,28	87 ⁶
90	H ₃ PO ₄	97,99	пл. 42,35 °C	1,83	87 ² , 89 ¹ , 92 ²
91	PCl ₃ (ж)	137,33	пл. -90,34 °C, кип. +75,3 °C	1,56 ²⁰	87 ⁷ , 92 ⁴
92	PCl ₅	208,24	пл. 166,8 °C (p)	2,11	87 ⁷ , 91 ⁴

См. также 7— Na_3PO_4 , 8— NaH_2PO_4 , 9— Na_2HPO_4 , 42— $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Химические свойства

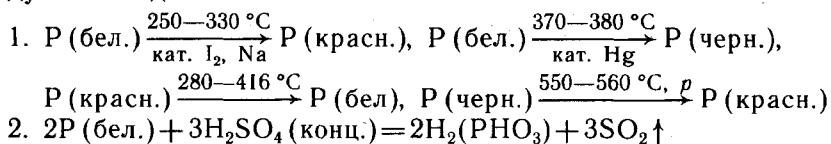
87. P (красн.) — Красный фосфор

Простое вещество. Состоит из полимерных молекул P_n разной длины. Аморфный, при комнатной температуре медленно переходит в белый фосфор. При нагревании возгоняется (при охлаждении пара конденсируется белый фосфор). Нерастворим в органических растворителях. Химическая активность ниже, чем у белого фосфора. На воздухе загорается только при нагревании. Применяется как реагент (более безопасный, чем белый фосфор) в неорганическом синтезе, наполнитель ламп накаливания, компонент намазки коробка при изготовлении спичек. Не ядовит.

Известны и другие аллотропные формы существования фосфора.

Белый фосфор P (бел.) состоит из молекул P_4 . Мягкий, как воск (режется ножом). Плавится и кипит без разложения ($t_{пл}$ 44,14 °C, $t_{кип}$ 287,3 °C, ρ 1,82 г/см³). Окисляется на воздухе (зеленое свечение в темноте), при большой массе возможно самовоспламенение. В особых условиях переводится в красный и черный фосфор. Хорошо растворяется в бензоле, эфирах, сероуглероде. Не реагирует с водой, хранится под слоем воды. Чрезвычайно химически активен. Проявляет окислительно-восстановительные свойства. В щелочном растворе подвергается дисмутации. Восстанавливает благородные металлы из растворов их солей. Получение белого фосфора проводят восстановлением $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ раскаленным коксом (см. 42³). Применяется в производстве H_3PO_4 и красного фосфора, как реагент в органических синтезах, раскислитель сплавов, зажигательное средство. Горящий фосфор следует гасить песком (но не водой!). Чрезвычайно ядовит, опасная для жизни доза — более 50 мг, может попасть в организм через органы дыхания и пищеварения, а также через повреждения (ранки) на коже.

Черный фосфор P (черн.) состоит из непрерывных цепей P_n , имеет слоистую структуру. По внешнему виду похож на графит, электропроводник. Наименее летучий среди модификаций фосфора ($t_{возг}$ 453 °C, $t_{пл} \approx 1000$ °C под давлением, ρ 2,70 г/см³). При нагревании переходит в красный фосфор. Химическая активность значительно ниже, чем у белого фосфора. Устойчив на воздухе. Не ядовит.



- $\text{P (красн.)} + 5\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O} \quad (\text{кип.})$
 3. $4\text{P (красн.)} + 3\text{NaOH (конц.)} + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{Na(PH}_2\text{O}_2) + \text{PH}_3 \uparrow$
(70 °C)
 4. $2\text{P (бел.)} + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{PH}_3$ (300—360 °C, p)
 5. $2\text{P (красн.)} + 3\text{Ca} = \text{Ca}_3\text{P}_2$ (350—450 °C)
 $[\text{Ca}_3\text{P}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 3\text{Ca(OH)}_2 \downarrow + 2\text{PH}_3 \uparrow]$
 6. $\text{P (бел.)} \xrightarrow[\text{сгорание}]{\text{O}_2, 34-60 \text{ °C}} \text{P}_2\text{O}_5, \text{P (красн.)} \xrightarrow[\text{сгорание}]{\text{O}_2, 240-400 \text{ °C}} \text{P}_2\text{O}_5$
 7. $\text{P (красн.)} \xrightarrow[\text{сгорание}]{\text{Cl}_2, 50-60 \text{ °C}} \text{PCl}_3 \xrightarrow[\text{сгорание}]{\text{Cl}_2, 90 \text{ °C}} \text{PCl}_5$
 8. $6\text{P (красн.)} + 5\text{KClO}_3 = 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{KCl}$ (50 °C)
намазка головка
коробки спички
 См. также 83³, 84⁶, 89³, 92⁴.

88. PH₃ — Фосфин

Бинарное соединение, степень окисления фосфора равна —III. Бесцветный газ с неприятным запахом. Молекула имеет строение незавершенного тетраэдра [:P(H)₃] (*sp*³-гибридизация). Малорастворим в воде, не реагирует с ней (в отличие от NH₃). Сильный восстановитель, сгорает на воздухе, окисляется в H₂SO₄ (конц.) и HNO₃ (конц.). Реагирует с иодом, гипохлоритами в щелочной среде. Присоединяет HI. Применяется для синтеза фосфорорганических соединений. Сильно ядовит.

1. $\text{PH}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) = \text{H}_2(\text{PHO}_3) + 3\text{SO}_2 \uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{PH}_3 + 8\text{HNO}_3 (\text{конц.}) = \text{H}_3\text{PO}_4 + 8\text{NO}_2 \uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
 2. $\text{PH}_3 + 2\text{O}_2 = \text{H}_3\text{PO}_4$ (150 °C)
 3. $\text{PH}_3 + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{I}_2 (\text{«иодная вода»}) = 4\text{HI} + \text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2)$
фосфиновая кислота
 $[\text{H}(\text{PH}_2\text{O}_2) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PH}_2\text{O}_2^- + \text{H}_3\text{O}^+]$ (pH < 7)
 4. $\text{PH}_3 + \text{OH}^- (\text{разб.}) + 2\text{ClO}^- = 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{PH}_2\text{O}_2^-$
фосфинат
 5. $\text{PH}_3 + \text{HI} \xrightleftharpoons[\text{выше } +80 \text{ °C}]{\text{от } -20 \text{ до } -10 \text{ °C}} \text{PH}_4\text{I} (\text{иодид фосфония})$

89. P₂O₅ — Пентаоксид дифосфора

Кислотный оксид. Белый, термически устойчивый. В твердом и газообразном состояниях димер P₄O₁₀ со строением из четырех тетраэдров [O=P(O)₃], связанных по трем вершинам. При очень высоких температурах мономеризуется до P₂O₅. Существует также стеклообразный полимер (P₅O₅)_n. Чрезвычайно гигроскопичен, энергично реагирует с водой, щелочами. Восстанавливается белым фосфором. Отнимает воду у кислородсодержащих кислот. Применяется как весьма эффективный дегидратирующий агент для осушения твердых веществ, жидкостей и газовых сме-

сей, реагент в производстве фосфатных стекол, катализатор полимеризации алкенов. Ядовит.

- $P_2O_5 \xrightarrow{H_2O, 0^\circ C} HPO_3 \xrightarrow{H_2O, 20^\circ C} H_4P_2O_7 \xrightarrow{H_2O, \text{ кип.}} H_3PO_4$
 - $P_2O_5 + 6NaOH (\text{разб.}) = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$
 - $3P_2O_5 + 4P (\text{бел.}) = 5P_2O_3 \quad (50^\circ C)$
 - $2P_2O_5 + 3HCl_{(r)} = PCl_3O + 3HPO_3 \quad (200^\circ C)$
 - $P_2O_5 + 2HNO_3 (\text{дымящ.}) = 2HPO_3 + N_2O_5 \quad (0^\circ C)$
 $P_2O_5 + 2HClO_4 (\text{безводн.}) = 2HPO_3 + Cl_2O_7 \quad (-25^\circ C)$
- См. также 90⁶, 92⁵.

90. H_3PO_4 — Ортофосфорная кислота

Оксокислота. Белое вещество, гигроскопичное. Молекула имеет строение искаженного тетраэдра $[P(O)(OH)_3]$ (sp^3 -гибридизация), содержит ковалентные σ -связи $P-OH$ и σ -, π -связь $P=O$. Плавится без разложения, при дальнейшем нагревании разлагается. Хорошо растворяется в воде. Слабая кислота в растворе, нейтрализуется щелочами, не полностью — гидратом аммиака. Реагирует с типичными металлами. Вступает в реакции двойного обмена. Качественная реакция — см. 90⁵. Применяется в производстве минеральных удобрений, для осветления сахарозы, как катализатор в органическом синтезе, компонент антикоррозионных покрытий на чугуне и стали.

- $H_3PO_4 \xrightarrow[-H_2O]{150^\circ C} H_4P_2O_7 \xrightarrow[-H_2O]{300^\circ C, \text{ вак.}} HPO_3$
 - $H_3PO_4 + H_2O \rightleftharpoons H_2PO_4^- + H_3O^+ \quad (pH < 7)$
 $H_2PO_4^- + H_2O \rightleftharpoons HPO_4^{2-} + H_3O^+ \quad (\text{идет в малой степени})$
 $HPO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons PO_4^{3-} + H_3O^+ \quad (\text{практически не идет})$
 - $H_3PO_4 \xrightarrow[-H_2O]{MOH} MH_2PO_4, M_2HPO_4, M_3PO_4 \quad (M = Na, K)$
 $H_3PO_4 \xrightarrow[-H_2O]{NH_3 \cdot H_2O} NH_4(H_2PO_4), (NH_4)_2HPO_4$
 - $2H_3PO_4 (\text{разб.}) + 3Mg = Mg_3(PO_4)_2 \downarrow + 3H_2 \uparrow \quad (50-80^\circ C)$
 $3H_3PO_4 (\text{разб.}) + 4Fe = FeHPO_4 \downarrow + Fe_3(PO_4)_2 \downarrow + 4H_2 \uparrow \quad (\text{кип.})$
 - $H_3PO_4 (\text{разб.}) + 3Ag^+ = 3H^+ + Ag_3PO_4 \downarrow (\text{желт.})$
 - $4H_3PO_4 (\text{конц.}) + P_2O_5 = 3H_4P_2O_7 \quad (80-100^\circ C)$
- См. также 9³, 40⁶, 42², 62¹⁵.

91. PCl_3 — Трихлорид фосфора

Бинарное соединение. Бесцветная жидкость, обладает широким интервалом жидкого состояния. Молекула имеет строение незавершенного тетраэдра $[:P(Cl)_3]$ (sp^3 -гибридизация). Хорошо растворяет белый фосфор. «Дымит» во влажном воздухе, гидролизуются водой. Разлагается щелочами. Окисляется при нагре-

вании на воздухе, реагирует с хлором. Применяется в синтезе фосфонатов, фосфорорганических соединений. Ядовит.

1. а) $2\text{PCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} (\text{влага}) = \text{P}_2\text{O}_3(\text{т}) + 6\text{HCl}_{(\text{г})}$ (белый «дым»)
- б) $\text{PCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 3\text{HCl} + \text{H}_2(\text{PNO}_3)$ (фосфоновая кислота)
- $[\text{H}_2(\text{PNO}_3) + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}(\text{PNO}_3)^- + \text{H}_3\text{O}^+$
- $\text{H}(\text{PNO}_3)^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PNO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+]$ (рН < 7)
2. $\text{PCl}_3 + 5\text{NaOH} (\text{разб.}) = 3\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2(\text{PNO}_3)$ (фосфонат)
3. $2\text{PCl}_3 + \text{O}_2 = 2\text{PCl}_3\text{O}$ (50—60 °С)
4. $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 = \text{PCl}_5$ (90 °С или комн. t, p)

92. PCl_5 — Пентахлорид фосфора

Бинарное соединение. Белый, летучий, термически неустойчивый. Молекула имеет строение тригональной пирамиды (sp^3d -гибридизация). В твердом состоянии димер P_2Cl_{10} с ионным строением $\text{PCl}_4^+[\text{PCl}_6]^-$. «Дымит» во влажном воздухе. Весьма реакционноспособный, полностью гидролизуется водой, реагирует со щелочами. Восстанавливается белым фосфором. Применяется как хлорагент в органическом синтезе. Ядовит.

1. $\text{PCl}_5 \xrightleftharpoons[\text{до } 100^\circ\text{C}]{160-300^\circ\text{C}} \text{PCl}_3 + \text{Cl}_2$
2. $\text{PCl}_5 + \text{H}_2\text{O} (\text{влага}) = \text{PCl}_3\text{O}_{(\text{т})} + 2\text{HCl}_{(\text{г})}$ (белый «дым»)
- $\text{PCl}_5 + 4\text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{PO}_4 + 5\text{HCl}$
3. $\text{PCl}_5 + 8\text{NaOH} (\text{разб.}) = \text{Na}_3\text{PO}_4 + 5\text{NaCl} + 4\text{H}_2\text{O}$
4. $3\text{PCl}_5 + 2\text{P} (\text{бел.}) = 5\text{PCl}_3$ (75—100 °С)
5. $3\text{PCl}_5 + \text{P}_2\text{O}_5 = 5\text{PCl}_3\text{O}$ (150—175 °С)

10.2.7. УГЛЕРОД

Общая характеристика элемента

Элемент 2-го периода и IVA-группы Периодической системы, порядковый номер 6. Электронная формула атома $[\text{He}]2s^22p^2$, характерные степени окисления — IV, +II и +IV, состояние C^{IV} считается устойчивым. Имеет среднюю для неметаллов электроотрицательность. Проявляет неметаллические (кислотные) свойства. Образует неорганические вещества — оксиды, угольную кислоту и ее многочисленные соли (карбонаты), бинарные соединения (карбиды и др.), а также огромное (практически неограниченное) число органических веществ — соединений с водородом (углеводороды) и их производных, содержащих различные по длине цепи и циклы атомов углерода.

В природе одиннадцатый по химической распространенности элемент в земной коре (четвертый среди неметаллов). Встречается в самородном состоянии (алмаз, графит) и в виде соедине-

ний (карбонатные минералы и горные породы, природный уголь, нефть, природный газ, сланцевое масло, битумы и др.).

Жизненно важный элемент для всех организмов, основа живой материи. В воздухе содержится $\approx 6,0 \cdot 10^{11}$ т углерода в виде углекислого газа, наполовину меньше — в живых организмах.

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а. е. м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
93	C (графит)	12,011	пл. ≈ 4000 °С, кип. ≈ 4200 °С	2,27	95 ¹⁰
94	CO _(г)	28,01	пл. $-205,02$ °С, кип. $-191,5$ °С	1,25	93 ⁴ , 95 ⁹
95	CO _{2(г)}	44,01	возг. $> -78,476$ °С	1,98	41 ^{1,2} , 93 ⁴ , 94 ⁴
96	H ₂ CO _{3(р)}	62,02	разл. > 20 °С	...	95 ²

См. также

5 Na ₂ CO ₃	36 K ₄ [Fe(CN) ₆]	47 CaC ₂
6 NaHCO ₃	37 K ₃ [Fe(CN) ₆]	53 Al ₄ C ₃
19 K ₂ CO ₃	41 CaCO ₃	65 [Fe(CO) ₅]

Химические свойства

93. С — Графит

Простое вещество, устойчивая аллотропная форма существования элемента углерод. Серо-черный, с металлическим блеском, жирный на ощупь, мягкий, обладает электропроводимостью. Кристаллическая решетка состоит из слоев правильных шестиугольных колец, конденсированных по всем сторонам (σ , π -связи, sp^2 -гибридизация). Реагирует с водяным паром, кислотами-окислителями. Типичный восстановитель при сплавлении, реагирует с кислородом, оксидами металлов и солями. Восстанавливается водородом и металлами. В промышленности при пиролизе каменного угля и углеводородов получают искусственный графит — кокс и сажу. Применяется как конструкционный материал, основа угольных электродов, замедлитель нейтронов в ядерных реакторах, кокс — как восстановитель в металлургии и химической технологии, сажа — как наполнитель резины.

Существуют другие аллотропные формы углерода. Алмаз содержит в узлах кристаллической решетки атомы С с тетраэдрическим окружением (sp^3 -гибридизация, ρ 3,52 г/см³). Благородный камень, имеет наибольшую твердость среди природных веществ, шлифуется только собственным порошком. Химическая активность ниже, чем у графита. Выше 1200 °С переходит в графит. В чистом состоянии прозрачные бесцветные кристаллы с

сильным преломляющим эффектом. После обработки (огранка, шлифовка) получают ювелирные драгоценные камни — бриллианты. Менее чистые алмазы обычно окрашенные и мутные, например серо-голубой и черный (карбонадо). В промышленности из графита при 2000 °С под очень высоким давлением получают мелкие кристаллы искусственных алмазов. Применяются они для изготовления режущих инструментов и точных измерительных приборов.

Карбин состоит из линейных макромолекул $(C_2)_n$ со строением $-C\equiv C-$ или $=C=C=$ (sp -гибридизация, ρ 3,27 г/см³). Химически менее активен, чем графит. При 2300 °С переходит в графит. Прозрачен и бесцветен, полупроводник. Широкого применения не имеет, очень редко встречается в природе.

Фуллерен состоит из молекул C_{60} или C_{70} (полые сферы; sp^2 -гибридизация, ρ 1,7 г/см³, температура плавления 500—600 °С для C_{60}), термически устойчив до 900—1000 °С. Темноокрашенный порошок, растворим в гексане (темно-красный раствор для C_{60} , темно-оранжевый для C_{70}), полупроводник. Химические свойства изучены мало. Получают фуллерен, испаряя графит в атмосфере He при пониженном давлении. Возможное использование в будущем — основа сверхпроводящих материалов. В природе не встречается.

1. C (кокс) + H_2O (пар) $\rightleftharpoons [CO + H_2]$ («водяной газ») (800—1000 °С)

2. $C + 2H_2SO_4$ (конц.) = $CO_2 \uparrow + 2SO_2 \uparrow + 2H_2O$ (кип.)

$C + 4HNO_3$ (конц.) = $CO_2 \uparrow + 4NO_2 \uparrow + 2H_2O$ (кип.)

3. $C + 2H_2 \rightleftharpoons CH_4$ (600 °С, p , кат. Pt)

$2C + H_2 \rightleftharpoons C_2H_2$ (1500—2000 °С)

4. $C + O_2$ (воздух) = CO_2 (600—700 °С, сгорание)

$2C$ (кокс) + $[O_2 + N_2]$ (воздух) $\rightleftharpoons [2CO + N_2]$ («генераторный газ») (1000 °С)

5. $C + Si \xrightarrow{\tau} SiC$ (карборунд) (1200—1300 °С)

6. $2C + Ca = CaC_2$ (550 °С)

7. $C + 2PbO = 2Pb + CO_2$ (600 °С)

$4C + (Cr_2Fe)O_4 = 4CO + [Fe + 2Cr]$ (феррохром) (1100—1200 °С)

8. $2C + Na_2SO_4 = Na_2S + 2CO_2$ (700—900 °С)

См. также 3⁴, 5⁵, 17⁵, 21⁵, 29⁸, 39⁵, 41⁵, 42³, 43³, 48⁸, 49⁵, 54¹², 55⁴, 68⁸, 79⁹, 83³, 95⁹, 98^{4,5}.

94. СО — Монооксид углерода

Несолеобразующий оксид. Бесцветный газ, без запаха, легче воздуха. Молекула слабополярна, содержит ковалентную σ -, π -, π -связь $:C\equiv O:$, изоэлектронна молекуле N_2 . Термически устойчив. Малорастворим в воде и не реагирует с ней. Химически пассивен в обычных условиях, не реагирует с кислотами и щелочами. Сильный восстановитель при высокой температуре и при на-

личии катализаторов. Вступает в реакции присоединения с кислородом, хлором, гидроксидом и пероксидом натрия. С переходными металлами образует комплексные соединения без внешней сферы (карбонилы). Количественно реагирует с I_2O_5 . Качественная реакция — помутнение раствора хлорида палладия (II). Применяется как реагент в органическом синтезе, промышленно важный восстановитель металлов из их руд. Чрезвычайно ядовит, загрязняет атмосферу городов (продукт неполного сгорания моторного топлива).

1. $CO + H_2O (\text{пар}) \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ (выше $230^\circ C$, кат. Fe_2O_3)
2. $CO + NaOH_{(r)} = Na(HCOO)$ (формиат) ($120-130^\circ C$, p)
3. $CO + 3H_2 \rightleftharpoons CH_4 + H_2O$ ($150-200^\circ C$, кат. Ni)
 $CO + 2H_2 \rightleftharpoons CH_3OH$ (метанол) ($250-300^\circ C$, p , кат. CuO/Cr_2O_3)
4. $2CO + O_2 = 2CO_2$ (сгорание или комн. t , кат. MnO_2/CuO)
5. $CO + Cl_2 = CCl_2O$ (фосген) ($125-150^\circ C$, кат. C/Pt)
6. $5CO + I_2O_5 = 5CO_2 + I_2$ (комн. t)
7. $CO + Na_2O_2 = Na_2CO_3$ (комн. t)
8. $CO + H_2O + PdCl_2 = Pd \downarrow + CO_2 \uparrow + 2HCl$
9. $4CO + Ni = [Ni(CO)_4]_{(r)}$ (тетракарбонилникель) ($50-100^\circ C$)
 См. также $17^7, 18^9, 54^8, 55^4, 56^8, 57^5, 75^9$.

95. CO_2 — Диоксид углерода

Кислотный оксид. Бесцветный газ, без запаха, в 1,5 раза тяжелее воздуха (можно «переливать» из сосуда в сосуд). Молекула неполярна, имеет линейное строение $[C(O)_2]$ (sp -гибридизация), содержит ковалентные σ -, π -связи $C \equiv O$. Термически устойчив до температуры красного каления. При сжатии (давление ≈ 50 атм) и охлаждении легко переходит в жидкое и твердое состояния. Твердый CO_2 возгоняется уже при низких температурах. Малорастворим в воде, образует моногидрат, который медленно изомеризуется в угольную кислоту. Реагирует со щелочами. Восстанавливается водородом, магнием и кальцием. Присоединяет аммиак. Из воздуха удаляется при контакте с пероксидом натрия (одновременно регенерируется кислород). Простейшая качественная реакция — угасание горячей древесной лучинки (см. также 95^6). Применяется в многотоннажных производствах соды, сахара и карбамида, в пищевой промышленности для газирования безалкогольных напитков и как хладагент. Содержится в воздухе, воде минеральных источников. Реагент фотосинтеза глюкозы в зеленых растениях. Не поддерживает горения и дыхания. Ядовит при содержании в воздухе свыше 15% по объему.

1. $2CO_2 \rightleftharpoons 2CO + O_2$ (выше $700^\circ C$)
2. $CO_{2(r)} + H_2O \rightleftharpoons CO_2 \cdot H_2O_{(p)} \rightleftharpoons H_2CO_{3(p)}$ ($pH < 7$)

3. CO_2 (изб.) + NaOH (разб.) = NaHCO_3
 CO_2 (нед.) + 2NaOH (конц.) = $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
4. CO_2 (изб.) + $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (разб.) = NH_4HCO_3
 CO_2 (нед.) + $2(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O})$ (конц.) = $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{CO}_2 + 2\text{NH}_3(\text{r}) = \text{H}_2\text{O} + \text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O}$ (карбамид) (180—500 °С, р)
 $[\text{C}(\text{NH}_2)_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]$ (в почве)
6. CO_2 (нед.) + $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (насыщ.) = $\text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
 CO_2 (изб.) + $\text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3(\text{r}) \xrightleftharpoons[\text{кип.}]{\text{комн.}} \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{p})$
7. CO_2 (изб.) + $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]_{(\text{p})} = \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + \text{NaHCO}_3$
8. $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}(\text{r})$ (200 °С, кат. Cu_2O)
9. $\text{CO}_2 + \text{C}$ (кокс) $\rightleftharpoons 2\text{CO}$ (700—1000 °С)
10. $\text{CO}_2 + 2\text{Mg} = \text{C}$ (графит) + 2MgO (400—550 °С)
 $2\text{CO}_2 + 5\text{Ca} = \text{CaC}_2 + 4\text{CaO}$ (500 °С)
11. $2\text{CO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O}_2 = 2\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2$ (комн. t)
 См. также 2⁴, 16⁴, 17⁷, 18⁴, 19⁴, 31⁴, 39³, 44⁴, 79⁷.

96. H_2CO_3 — Угольная кислота

Оксокислота. В свободном виде не получена. Существует в слабокислом растворе как продукт медленной и частичной (до 1%) изомеризации растворенного CO_2 (в виде гидрата $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$). Молекула полярна, имеет искаженно-треугольное строение $[\text{C}(\text{O})(\text{OH})_2]$ (sp^2 -гибридизация), содержит ковалентные σ -, π -связи $\text{C}=\text{O}$ и σ -связь $\text{C}-\text{OH}$. Термически неустойчивое вещество. Слабая кислота, особенно по второй ступени электролитической диссоциации (кислотного протолиза). Ион HCO_3^- имеет искаженно-треугольное строение $[\text{C}(\text{O})_2(\text{OH})]$, ион CO_3^{2-} — строение правильного треугольника. Нейтрализуется щелочами с образованием кислых и средних солей, переводится карбонатами в гидрокарбонаты. Вступает в реакции двойного обмена. Образует большое число органических производных. Придает кислый вкус газированной воде.

1. $\text{H}_2\text{CO}_3 = \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ (кип.)
2. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ (рН < 7)
 $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ (практически не идет)
3. H_2CO_3 (изб.) + NaOH (разб.) = $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 H_2CO_3 (нед.) + 2NaOH (конц.) = $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = 2\text{NaHCO}_3$
4. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (конц.) = $\text{NH}_4\text{HCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 [примесь $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3]$
5. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
6. $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaCO}_3(\text{r}) \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2(\text{p})$

10.2.8. КРЕМНИЙ

Общая характеристика элемента

Элемент 3-го периода и IVA-группы Периодической системы, порядковый номер 14. Электронная формула атома $[_{10}\text{Ne}]3s^23p^2$, устойчивая степень окисления +IV. По электроотрицательности близок к водороду. Проявляет неметаллические (кислотные) свойства. Образует оксиды, кремниевые кислоты, бинарные соединения и очень большое число анионов солей (силикатов) в виде цепей, лент и трехмерных сеток тетраэдров $[\text{SiO}_4]$. В настоящее время широко развивается химия органических производных кремния со связями Si—C и кремнийорганических полимеров (силиконы и силиконовые каучуки) со связями Si—Si, Si—O и Si—C.

Важнейший элемент неживой природы, второй по химической распространенности элемент в земной коре. Встречается только в химически связанном виде. Литосфера Земли в основном (90% массы) составлена из минералов — соединений кремния (диоксид, силикаты, алюмосиликаты и др.), ассоциированных в силикатные горные породы (граниты, гнейсы, базальты, порфиры) и продукты их разрушения (песок, гравий).

Жизненно важный элемент для многих организмов, входит в состав соединительных тканей человека и животных, содержится в некоторых растениях (злаки, камыш, бамбук, морские водоросли).

Физические свойства и получение

№	Вещество	M_r , а. е. м.	Фазовые переходы	Плотность	Получение
97	Si	28,086	пл. 1415 °С, кип. ≈ 3250 °С	2,33	98 ^{6,7} , 100 ^{3,4}
98	SiO ₂ (кварц)	60,08	пл. 1550 °С, кип. 2950 °С	2,65	97 ⁴ , 99 ¹
99	SiO ₂ · nH ₂ O	—	—	2,20	98 ³ , 100 ^{1,2}
100	SiCl ₄ (ж)	169,90	пл. —68,8 °С, кип. +57,6 °С	1,48 ²⁰	97 ⁵ , 98 ⁴

Химические свойства

97. Si — Кремний

Простое вещество. Крупнокристаллический — темно-серый, с металлическим блеском, весьма твердый, очень хрупкий, непрозрачный, тугоплавкий, распространенный полупроводник. Аморфный — белый или желто-коричневый (с примесями, в основном Fe), химически более активен. Устойчив на воздухе (по-

крыт прочной оксидной пленкой), не реагирует с водой. Реагирует с HF (конц.), щелочами. Окисляется кислородом, хлором. Восстанавливается магнием. Спекается с графитом. Промышленно важным является сплав с железом — ферросилиций (12—90% Si). Применяется как легирующая добавка в стали и сплавы цветных металлов, компонент полупроводниковых материалов для микроэлектроники, основа силиконов.

1. $\text{Si (аморф.)} + 2\text{H}_2\text{O (пар)} = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2$ (400—500 °C)
2. $\text{Si (аморф.)} + 4\text{NaOH (конц.)} \xrightarrow{\text{I}} \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\uparrow$ (50—60 °C)
3. $\text{Si (аморф.)} + 6\text{HF (конц.)} = \text{H}_2[\text{SiF}_6] + 2\text{H}_2\uparrow$
 $\text{Si} + 4\text{HF}_{(r)} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2$
4. $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$ (1200—1300 °C)
5. $\text{Si} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4$ (340—420 °C, в токе Ag)
6. $\text{Si} + \text{C (графит)} \xrightarrow{\text{I}} \text{SiC (карборунд)}$ (1200—1300 °C)
7. $\text{Si} + 2\text{Mg} = \text{Mg}_2\text{Si (силицид)}$ (650—700 °C)
 $[\text{Mg}_2\text{Si} + 4\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mg(OH)}_2\downarrow + \text{SiH}_4\uparrow \text{ (силан)}]$
 $\text{SiH}_4 + 2\text{O}_2 \text{ (воздух)} = \text{SiO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ (самовоспламенение)

98. SiO_2 — Диоксид кремния

Кислотный оксид. Белый, кристаллическая решетка атомная, каждый атом кремния окружен четырьмя атомами кислорода $[\text{Si}(\text{O})_4]$, а каждый атом кислорода — двумя атомами кремния $[\text{O}(\text{Si})_2]$. Имеет несколько кристаллических модификаций (все минералы), важнейшие — кварц, тридимит и кристобалит, редко встречающиеся и искусственно полученные — китит, козсит, стишовит, меланофлогит, волокнистый кремнезём. Тугоплавкий, при медленном охлаждении расплава образуется аморфная форма — кварцевое стекло (в природе минерал лешательерит). Наиболее химически активна аморфная форма. Практически не реагирует с водой (из раствора осаждается гидрат $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$), распространёнными кислотами. Кварцевое стекло разъедается в HF (конц.). Реагирует со щелочами в растворе (образует ортосиликаты) и при сплавлении (продукты — метасиликаты). Легко хлорируется в присутствии кокса. Восстанавливается углеродом, магнием, железом (в доменном процессе). Качественные реакции на ион SiO_3^{2-} — см. 98², на ион SiO_4^{4-} — см. 99³. Применяется как промышленное сырьё в производстве кремния, обычного, термо- и химически стойкого стекла, фарфора, керамики, абразивов и адсорбентов, наполнитель резины, смазок, клеев и красок, компонент строительных связующих растворов, в виде монокристаллов кварца — основа генераторов ультразвука и точного хода кварцевых часов. Разновидности кварца (горный хрусталь, аметист, дымчатый кварц, халцедон, оникс и др.) — драгоценные, полудрагоценные или поделочные камни.

1. $\text{SiO}_2 + 6\text{HF (конц.)} = 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2[\text{SiF}_6]$ (30—35 °С)
гексафторосиликат(IV)
водорода
- $\text{SiO}_2 + 4\text{HF}_{(т)} = \text{SiF}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (250—400 °С)
2. $\text{SiO}_2 \text{ (аморф.)} + 4\text{NaOH (конц.)} = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ (кип.)
 $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ (900—1000 °С)
[$\text{Na}_2\text{SiO}_3_{(т)} + 2\text{NaOH (конц.)} = \text{Na}_4\text{SiO}_4 + \text{H}_2\text{O}$] (см. также 99³)
3. $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2$ (1150 °С)
[$\text{Na}_2\text{SiO}_3_{(т)} + (n+1)\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} 2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \downarrow$ (кип.)
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3_{(т)} + 2\text{HCl (разб.)} + (n-1)\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaCl} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \downarrow$]
4. $\text{SiO}_2 + 2\text{C (кокс)} + 2\text{Cl}_2 = \text{SiCl}_4 + 2\text{CO}$ (900—1000 °С)
5. $\text{SiO}_2 + 3\text{C (кокс)} = \text{SiC} + 2\text{CO}$ (1600—1900 °С)
6. $\text{SiO}_2 \xrightarrow{\text{Mg, воздух}} \text{Si, Mg}_2\text{Si, MgO, Mg}_3\text{N}_2$ (700—900 °С)
7. $\text{SiO}_2 \xrightarrow[\text{-CO}]{\text{Fe, C (кокс)}} (\text{Fe, Si})$ (ферросилиций) (1200—1400 °С)

99. $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ — Полигидрат диоксида кремния

Кремниевые кислоты с переменным содержанием SiO_2 и H_2O . Белый, аморфный (стекловидный) полимер с цепочечным, ленточным, листовым, сетчатым и каркасным строением. При нагревании постепенно разлагается. Очень малорастворим в воде. Над осадком в растворе существует мономерная слабая ортокремниевая кислота H_4SiO_4 (тетраэдрическое строение, sp^3 -гибридизация). При стоянии раствора идет поликонденсация и медленно образуются вначале дикремниевые кислоты $\text{H}_6\text{Si}_2\text{O}_7$, $\text{H}_2\text{Si}_2\text{O}_5$, $\text{H}_{10}\text{Si}_2\text{O}_9$, затем гидрозоль H_2SiO_3 (золь метакремниевой кислоты) и, наконец, гидрогель $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n < 2$). При высушивании гидрогель переходит в силикагель $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ ($n < 1$). Скорость гелеобразования максимальна в слабокислотной среде. Переводится в раствор действием концентрированных щелочей. По остальным химическим свойствам подобен SiO_2 . В природе минерал опал.

1. $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} = \text{SiO}_2 + n\text{H}_2\text{O}$ (900—1000 °С)
2. $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (гидрогель) $\rightleftharpoons \text{H}_4\text{SiO}_4_{(р)}$, $(\text{H}_2\text{SiO}_3)_n$ (гидрозоль)
[$\text{H}_4\text{SiO}_4 \xrightleftharpoons[\text{H}_3\text{O}^+]{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_3\text{SiO}_4^-, \text{H}_2\text{SiO}_4^{2-}, \text{HSiO}_4^{3-}, \text{SiO}_4^{4-}$] (рН < 7)
3. $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} + 4\text{NaOH (конц.)} \xrightarrow{\tau} \text{Na}_4\text{SiO}_4_{(р)} + (2+n)\text{H}_2\text{O}$
[$\text{Na}_4\text{SiO}_4 + (n+2)\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\tau} 4\text{NaOH} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \downarrow$ (кип.)
 $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{HCl (разб.)} + (n-2)\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaCl} + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O} \downarrow$
 $\text{Na}_4\text{SiO}_4 + 4\text{NH}_4\text{Cl}_{(т)} + (n-2)\text{H}_2\text{O} = 4\text{NaCl} + 4\text{NH}_3 \uparrow + \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (кип.)]

100. SiCl₄ — Тетрахлорид кремния

Бинарное соединение. Бесцветная жидкость, обладает широким интервалом жидкого состояния. Молекула имеет тетраэдрическое строение (sp^3 -гибридизация). Термически устойчив. «Дымит» во влажном воздухе. Полностью гидролизуется водой. Разлагается щелочами. Восстанавливается водородом, натрием, цинком. Хлорирует оксид алюминия. Применяется в производстве особо чистого кремния для полупроводниковой техники.

1. $SiCl_4 + (2 + n)H_2O = SiO_2 \cdot nH_2O$ (гидрогель) + 4HCl
2. $SiCl_4 + 4NaOH$ (разб.) + $(n - 2)H_2O = SiO_2 \cdot nH_2O \downarrow + 4NaCl$
 $SiCl_4 + 8NaOH$ (конц.) = $Na_4SiO_4 + 4NaCl + 4H_2O$
3. $SiCl_4 + 2H_2 = Si + 4HCl$ (800 °C)
4. $SiCl_4 + 4Na = Si$ (аморф.) + 4NaCl (600—700 °C)
 $SiCl_4 + 2Zn = Si + 2ZnCl_2$ (950 °C)
5. $3SiCl_{4(ж)} + 2Al_2O_3 = 3SiO_2 + 4AlCl_3$ (40 °C)

10.3. Качественные реакции веществ

Приведены ссылки на химические уравнения в рубриках разделов 10.1 и 10.2, которые одновременно являются характерными способами качественного обнаружения веществ в лабораторной практике, в некоторых случаях даны также ссылки на общие характеристики элементов. Вещества расположены по алфавиту химических формул.

Ag ⁺ 13 ⁴ , 14 ⁹ , 82 ⁶	HCO ₃ ⁻ 6 ⁴
Al ³⁺ 51 ⁶	HF 62 ¹⁴
Ba ²⁺ 5 ⁸ , 11 ⁶ , 28 ⁴	HNO ₂ 85 ¹⁰
Bi ³⁺ 14 ⁹ , 74 ¹² , 82 ⁶	HNO ₃ 60 ⁹
CO ₂ 95 ⁶	H ₂ O ₂ 72 ¹
CO ₃ ²⁻ 5 ⁸	HPO ₄ ²⁻ 9 ⁶
Ca ²⁺ 10.1.3, 40 ^{5,6}	H ₂ PO ₄ ⁻ 8 ⁴
Cd ²⁺ 14 ⁹ , 74 ¹² , 82 ⁶	H ₃ PO ₄ 90 ⁵
Cl ⁻ 13 ⁴	HS ⁻ 82 ⁶
Cl ₂ 35 ³	H ₂ S 74 ^{7,12}
Co ²⁺ 20 ¹¹	Hg ₂ ²⁺ 69 ⁸
Cr ³⁺ 24 ⁵⁻⁷	Hg ²⁺ 4 ⁹ , 14 ⁹ , 74 ¹² , 82 ⁶
CrO ₄ ²⁻ 28 ⁴	K ⁺ 10.1.2
Cr ₂ O ₇ ²⁻ 29 ^{11,12}	Li ⁺ 5 ⁸ , 9 ⁶
Cu ²⁺ 4 ⁹ , 14 ⁹ , 74 ¹² , 82 ⁶	Mg ²⁺ 4 ⁹
F ⁻ 45 ⁴ , 62 ¹³	Mn ²⁺ 14 ⁹ , 30 ⁷ , 82 ⁶
Fe ²⁺ 60 ⁹ , 61 ^{11,14}	MnO ₄ ⁻ 30 ^{7,8}
Fe ³⁺ 62 ^{12,13}	MnO ₄ ²⁻ 31 ^{3,4}
FeO ₄ ²⁻ 32 ⁶	NH ₃ 79 ^{4,9}
H ₂ 66 ¹	NH ₃ ·H ₂ O 79 ⁴ , 80 ⁸
	NO ₂ ⁻ 20 ⁷⁻⁹

NO_3^- 21³, 60⁹
 Na^+ 10.1.1
 Ni^{2+} 80⁵
 O_2 70⁵
 O_2^- 17³
 O_2^{2-} 3³
 O_3 71⁵
 PO_4^{3-} 7⁴
 Pb^{2+} 14⁹, 74¹², 82⁶
 S^{2-} 14⁹

SO_2 75⁷
 SO_3 76⁵
 SO_3^{2-} 10¹⁰
 SO_4^{2-} 11⁶, 77⁶
 SO_3S^{2-} 12^{2,5}
 SiO_2 98²
 SiO_4^{4-} 99³
 Sn^{2+} 74¹²
 Zn^{2+} 14⁹, 74¹², 82⁶

Формульный указатель

Химические формулы веществ расположены в строго алфавитном порядке. Приведены формулы 100 веществ рубрик в разделах 10.1 и 10.2, а также формулы 350 дополнительных веществ, о которых имеются некоторые сведения в уравнениях реакций (название, важнейшие химические свойства, получение, условия синтеза, агрегатное состояние, растворимость, цвет и др.).

Для формул веществ рубрик указан их номер (выделен шрифтом). Для формул дополнительных веществ указаны номер рубрики и (верхним индексом) номер уравнения реакции в данной рубрике.

В конце указателя приведена сводка уравнений электролиза в расплаве и растворе.

Ag 71⁸, 72⁷, 86^{8,17}

Ag^+ 7⁴, 13⁴, 20¹⁰, 28⁵, 29⁹, 34⁵, 35⁸, 74¹²

AgBr 12⁶

AgCl 12⁶, 13⁴, 80⁶

Ag_2CrO_4 28⁵

$\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 29⁹

AgI 12⁶

$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ 80⁷, 86⁶

AgNO_2 20¹⁰

AgNO_3 69⁸, 86^{8,17}

$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$ 20¹⁰

Ag_2O 72⁷

Ag_3PO_4 7⁴

Ag_2S 74¹²

$[\text{Ag}(\text{SO}_3\text{S})_2]^{3-}$ 12⁶

Al 48

$[\text{AlF}_6]^{3-}$ 50⁶

Al_4C_3 53

AlCl_3 51

AlI_3 48⁶

$(\text{Al}_2\text{Mg})\text{O}_4$ 49⁴

AlO_2^- 2⁴, 16⁵, 18^{5,6}, 49², 50⁴

Al_2O_3 49

$\text{Al}(\text{OH})_3$ 50

$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ 18^{5,6}, 23³, 48⁴, 49^{2,3}, 50⁵, 51⁴

$\text{AlO}(\text{OH})$ 23⁴, 50¹

AlPO_4 51⁶

Al_2S_3 52

Au 86¹³

$[\text{AuCl}_4]^-$ 86¹³

Ba^{2+} 5⁸, 10¹⁰, 11⁶, 28⁴, 32⁶

BaCO_3 5⁸, 69⁶, 77⁶

BaCrO_4 28³

BaFeO_4 32⁵

BaO 77⁶

$\text{Ba}(\text{OH})_2$ 6⁴, 59³, 65⁴, 76⁵, 77⁶

BaSO_3 10¹⁰

BaSO_4 11⁶, 77⁶

Bi 84⁸

Bi^{3+} 4⁸, 14⁹, 24⁶, 74¹²
 $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ 84⁸
 BiO_3^- 24⁶, 26⁹
 $\text{Bi}(\text{OH})_3$ 26⁸
 Bi_2S_3 74¹²
 Br^- 34, 12⁶, 74⁸
 Br_2 4¹⁰, 20⁶, 27⁴, 34²⁻⁴, 59⁶, 74⁸, 80⁷
 BiO_3^- 4¹⁰, 18⁹, 27⁴, 34^{4,6}
 C (графит) 93
 C^{4-} 53, 97⁶, 98⁵
 C_2^{2-} 47
 CCl_2O 94⁵
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ 29⁶, 30⁹, 31⁶, 32⁵
 CN^- 36, 37, 61^{13,14}, 62^{11,12}
 CN_2^- 47⁷, 78⁵
 C_2N_2 37¹
 CO 94
 CO_2 95
 $\text{CO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ 95²
 CO_3^{2-} 5, 19, 41, 96, 6⁵, 54¹²,
 69⁶, 77⁶
 Ca 38
 CaC_2 47
 CaCN_2 47⁷, 78⁵
 CaCO_3 41
 CaCl_2 45
 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ 44
 CaF_2 45⁴, 47⁸
 CaH_2 46
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ 40⁵, 41³
 CaHPO_4 9⁵, 40⁶
 $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ 40⁶, 42^{1,2}
 $\text{Ca}(\text{HSO}_3)_2$ 40⁵
 $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ 40⁴, 43²
 Ca_3N_2 38⁵
 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 86⁵
 CaO 39
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 40
 Ca_3P_2 87⁵
 $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 42
 $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{OH}$ 40⁶
 CaS 38⁶, 43³, 46⁶
 CaSO_3 40⁵
 CaSO_4 43
 $\text{Ca}_2\text{SO}_4(\text{OH})_2$ 40⁴
 CaSiO_3 39³, 42³
 $(\text{CaTi})\text{O}_3$ 39⁴

Cd^{2+} 74¹²
 CdS 74¹²
 Cl^- 13, 33, 45, 51, 61, 62, 69, 81,
 91, 92, 100, 4⁸, 28², 29^{10,12}, 38⁷,
 68⁴, 70¹⁰, 73⁵, 74¹², 79⁸, 80³,
 86¹³, 94⁸
 Cl_2 68
 Cl_3N 79⁶
 ClO^- 44, 68^{1,2}, 88⁴
 ClO_2 27³
 ClO_3 71⁹
 ClO_3^- 27, 68²
 ClO_4^- 27^{1,6}, 89⁵
 Cl_2O_7 89⁵
 Co^{2+} 20¹¹
 $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{3-}$ 20¹¹
 CoO 49⁴
 $\text{Co}(\text{OH})_2$ 26⁷
 $\text{CoO}(\text{OH})$ 26⁷
 Cr 29⁹, 38⁷, 48⁹, 93⁷
 Cr^{2+} 24⁵
 Cr^{3+} 24, 4⁸, 5⁹, 14¹⁰, 18⁷
 CrCl_2 29¹²
 CrCl_3 80³
 $[\text{Cr}(\text{ClO})_3]^-$ 28²
 CrCl_2O_2 29¹⁰
 $(\text{Cr}_2\text{Fe})\text{O}_4$ 55⁶, 93⁷
 CrO_2^- 2⁴, 4^{6,7}
 CrO_3 29³, 80⁴
 CrO_4^{2-} 28, 29¹⁰
 Cr_2O_3 2⁴, 4⁶, 21⁷, 25⁴, 29^{1,8}, 38⁷,
 48⁹, 55⁶
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ 29, 80⁴
 $\text{Cr}(\text{OH})_2$ 29¹², 32⁵
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$ 4⁷, 18⁶, 24^{3,4}, 29⁷
 $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ 3⁹, 4⁷, 24³, 28⁹, 72⁶
 CrSO_4 24⁵
 Cs 38⁷
 CsCl 38⁷
 CsO_2 71²
 CsO_3 71²
 Cu 54⁹, 62⁸, 63⁴, 66⁶, 69⁵, 70⁸, 77⁸,
 83⁴, 86^{8,9}
 Cu^{2+} 4⁹, 6⁵, 54⁹, 74¹², 80⁶
 $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$ 6⁵
 CuCl_2 69⁵, 79⁸

(CuFe)S₂ 63⁴
 [Cu(NH₃)₄]²⁺ 79⁸, 80⁶
 Cu(NO₃)₂ 86^{4,8,9}
 CuO 4³, 6⁵, 56⁴, 66⁶
 Cu₂O 71⁸
 Cu(OH)₂ 4⁹, 86⁴
 CuS 74¹², 86¹²
 Cu₂S 63⁴
 CuSO₄ 60⁶, 77⁸
 F⁻ 45⁴, 47⁸, 50⁶, 62^{13,14}, 67⁶,
 97³, 98¹
 Fe 54
 [Fe(CN)₆]³⁻ 37
 [Fe(CN)₆]⁴⁻ 36, 61¹⁴, 62¹²
 FeCO₃ 54¹²
 [FeCO₄]²⁻ 65⁶
 [Fe(CO)₅] 65
 [Fe(CO)₄H₂] 65⁴
 FeCl₂ 61
 FeCl₃ 62
 (FeCr₂)O₄ 55⁶, 93⁷
 (FeCu)S₂ 63⁴
 [FeF₄]⁻ 62¹³
 [FeF₆]³⁻ 62¹⁴
 (Fe^{II}Fe^{III})O₄ 57
 FeHPO₄ 90⁴
 [Fe(NCS)₆]³⁻ 62¹³
 Fe(NO₃)₃ 54³, 55², 57²
 FeO 55
 FeO₂⁻ 56³
 FeO₃⁴⁻ 55³
 FeO₄²⁻ 32
 Fe₂O₃ 56
 Fe₂O₃·nH₂O 54¹¹, 59¹
 Fe(OH)₂ 58
 [Fe(OH)₄]²⁻ 54⁴, 58³
 [Fe(OH)₆]³⁻ 59³
 FeO(OH) 59
 FePO₄ 8⁴
 [Fe(PO₄)₂]³⁻ 62¹⁵
 Fe₃(PO₄)₂ 90⁴
 FeS 63
 Fe(S₂) 64
 FeSO₄ 60
 FeSiO₃ 63⁴
 H⁻ 46, 1³, 15⁴, 97⁷

H₂ 66
 HBr 34², 74⁸
 HCO₃⁻ 6, 18⁴, 19⁴, 40⁵, 41³,
 79⁷, 95⁴
 H₂CO₃ 96
 H₂C₂O₄ 29⁶, 30⁸
 HCl 69
 HClO 44⁴, 68¹
 HClO₄ 89⁵
 HF 50⁶, 62¹⁴, 97³, 98¹
 HI 74⁸, 84⁷, 86¹⁰, 88⁵
 HIO₃ 72⁴, 86¹⁰
 HNO₂ 85
 HNO₃ 86
 H₂O 67
 H₂O₂ 72
 H(PH₂O₂) 86¹¹, 88³
 H₂(PHO₃) 86¹¹, 87², 88¹, 91¹
 HPO₃ 89¹, 90¹
 HPO₄²⁻ 9, 40⁶, 90^{3,4}
 H₂PO₄⁻ 8, 40⁶, 42¹, 90³
 H₃PO₄ 90
 H₄P₂O₇ 89¹, 90^{1,6}
 HS⁻ 82, 14⁵, 74⁵
 H₂S 74
 HSO₃⁻ 10⁷, 18⁴, 40⁵, 75⁴
 HSO₄⁻ 22, 4³, 11², 13², 40⁴, 43²,
 76⁴, 77⁵
 H₂SO₄ 77
 H₂S₂O₇ 77¹⁰
 H₂SiO₃ 99²
 H₄SiO₄ 99²
 Hg 4⁹, 70⁸, 73⁷
 Hg²⁺ 4⁹, 74¹²
 HgCl₂ 69⁸
 Hg₂Cl₂ 69⁸
 HgI₂ 35⁸
 [HgI₄]²⁻ 35⁸, 80⁹
 Hg(NO₃)₂ 35⁸, 69⁸
 Hg₂(NO₃)₂ 69⁸, 79⁹
 HgO 4⁹, 70⁸
 HgS 14⁹
 I⁻ 35, 12⁶, 48⁶, 74⁸, 80⁹, 84⁷,
 86¹⁰, 88⁵
 I₂ 4¹⁰, 12⁵, 26⁵, 27⁴, 35²⁻⁴, 72⁴, 73⁸,
 74⁸, 75⁷, 80⁸, 86¹⁰, 88³

$[I(I)_2]^-$ 35⁴
 I_3N 80⁸
 IO_3^- 4¹⁰, 35⁷, 72⁴, 86¹⁰
 I_2O_5 72⁴, 94⁶
K 15
 $KAl(SO_4)_2$ 23
KBr 34
 $KBrO_3$ 18⁹, 27⁴, 34⁶
 K_2CO_3 19
KCl 33
 $KClO_3$ 27
 $KClO_4$ 27^{1,6}
 $K_3[Co(NO_2)_6]$ 20¹¹
 K_2CrO_4 28
 $K_2Cr_2O_7$ 29
 $KCr(SO_4)_2$ 24
 $K_3[Fe(CN)_6]$ 37
 $K_4[Fe(CN)_6]$ 36
 $KFe^{III}[Fe^{II}(CN)_6]$ 61¹⁴, 62¹²
 K_2FeO_4 32
KH 15⁴
 $KHCO_3$ 18⁴, 19⁴
 KH_2PO_4 90³
 K_2HPO_4 90³
 $KHSO_4$ 22
KI 35
 $K[I(I)_2]$ 35⁴
 KIO_3 18⁹, 27⁴, 35^{3,9}
 $KMnO_4$ 30
 K_2MnO_4 31
 K_3MnO_4 30^{1,12}, 31¹
 KNH_3 15⁹
 $[K(NH_3)_6]$ 15⁸
 KNO_2 20
 KNO_3 21
 KO_2 17
 KO_3 17⁴, 71³
 K_2O 16
 K_2O_2 17¹
KOH 18
 K_3PO_4 90³
 K_2S 15⁷
 K_2SO_3 18⁴
 K_2SO_4 17⁵, 18³, 22³, 25^{1,3}, 33²
 $K_2S_2O_7$ 25
 $K_2S_2O_6(O_2)$ 26
Li 70⁶

Li⁺ 5⁸, 9⁶
 Li_2CO_3 5⁸
 Li_3N 78³
 Li_2O 70⁶
 Mg 70⁷, 78⁴, 81⁵, 86⁹, 90⁴, 95¹⁰,
 97⁷, 98⁶
 Mg^{2+} 4⁹
 $(MgAl_2)O_4$ 49⁴
 Mg_3N_2 67⁷, 78⁴
 $Mg(NO_3)_2$ 86^{4,9}
 MgO 49⁴, 70⁷, 86⁴
 $Mg(OH)_2$ 4⁹
 $Mg_3(PO_4)_2$ 90⁴
 Mg_2Si 97⁷, 98⁶
 Mn^{2+} 14⁹, 30¹⁰, 71⁶
MnO 56⁴
 MnO_2 13³, 21⁷, 30^{6,9,10}, 31⁶, 34⁴,
 69⁷
 MnO_4^- 30
 MnO_4^{2-} 31
 MnO_4^{3-} 30^{1,12}, 31¹
MnS 14⁹
 N^{3-} 1⁷, 38⁵, 67⁷, 78^{3,4}, 79⁶, 80⁸
 N_2 78
 NCS^- 62¹³
 NH_2^- 1⁹, 15⁹
NH₃ 79
 $NH_3 \cdot H_2O$ 80
 $(NH_4)_2CO_3$ 95^{4,5}
NH₄Cl 81
 $(NH_4)_2Cr_2O_7$ 80⁴
 NH_4HCO_3 79⁷, 95⁴
 $NH_4(H_2PO_4)$ 90³
 $(NH_4)_2HPO_4$ 90³
NH₄HS 82
 NH_4HSO_3 75⁴
 NH_4HSO_4 77⁵
 NH_4NO_2 85⁵
 NH_4NO_3 86^{3,17}
 $(NH_4)_2S$ 74⁶
 $(NH_4)_2S_n$ 82⁵
 $(NH_4)_2SO_3$ 75⁴
 $(NH_4)_2SO_4$ 77⁵
NO 83
NO₂ 84
 NO_2^- 20, 85, 83⁵, 85⁴

NO_3^- 21, 86, 4¹¹, 33⁴, 35⁸, 54³, 55²,
 57², 61⁴, 69⁸, 79⁹, 84⁸
 N_2O 81⁷, 86¹⁷
 N_2O_3 84²
 N_2O_5 86¹⁴, 89⁵
 Na 1
 $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$ 50⁶
 NaAlO_2 2⁴, 49², 50⁴
 $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ 48⁴, 49^{2,3}, 50⁵, 51⁴
 NaBiO_3 24⁶, 26⁹
 Na_2CO_3 5
 NaCl 13
 NaClO 68²
 NaH 1³
 NaHCO_3 6
 NaH_2PO_4 8
 Na_2HPO_4 9
 NaHS 14⁵, 74⁵
 NaHSO_3 10⁷, 75³
 NaHSO_4 4³, 11², 13², 76⁴
 Na_3N 1⁷
 NaNH_2 1⁹
 $[\text{Na}(\text{NH}_3)_4]$ 1⁸
 Na_2O 2
 Na_2O_2 3
 NaOH 4
 $\text{Na}(\text{PH}_2\text{O}_2)$ 87³
 $\text{Na}_2(\text{PHO}_3)$ 91²
 NaPO_3 8^{1,9}
 Na_3PO_4 7
 $\text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$ 9¹
 Na_2S 14
 $\text{Na}_2(\text{S}_n)$ 14⁷
 Na_2SO_3 10
 Na_2SO_4 11
 $\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S})$ 12
 Na_2SiO_3 98^{2,3}
 Na_4SiO_4 97², 98², 99³, 100²
 Ni 94⁹
 Ni^{2+} 80⁵
 $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$ 94⁹
 NiCl_2 79⁸
 $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ 79⁸, 80⁵
 NiO 56¹
 $\text{Ni}(\text{OH})_2$ 26⁷, 80⁵
 $\text{NiO}(\text{OH})$ 26⁷

O^{2-} 2, 16, 39, 49, 55—57, 67, 72,
 75, 76, 83, 84, 89, 94, 95, 98, 4^{6,9},
 6⁵, 13³, 21^{6,7}, 25⁴, 26⁶, 27³, 29^{1,3,8},
 30^{6,7,9,10}, 31⁶, 34⁴, 38⁷, 46⁶, 48⁹, 66⁶,
 69⁷, 70⁶⁻⁸, 71^{8,9}, 77⁶, 80⁴, 81⁷,
 86^{4,14,17}, 91¹, 93⁷
 O_2 70
 O_2^- 17, 71²
 O_2^{2-} 3, 17¹
 O_3 71
 O_3^- 17⁴, 71^{2,3}
 OH^- 4, 18, 40, 50, 58, 59, 3⁹, 23³,
 24^{3,4}, 26^{7,8}, 29^{7,12}, 32⁵, 65⁴, 72⁶, 77⁶,
 80⁵, 86⁴
 P (бел.) 42³, 87¹
 P (красн.) 87
 P (черн.) 87¹
 P^{3-} 87⁵
 PCl_3 91
 PCl_5 92
 PCl_3O 89⁴, 91³, 92^{2,5}
 PH_3 88
 PH_4I 88⁵
 PHO_3^{2-} 30¹², 86¹¹, 87², 88¹, 91^{1,2}
 PH_2O_2^- 30¹², 86¹¹, 87³, 88^{3,4}
 PO_3^- 8¹, 9⁷, 89¹, 90¹
 PO_4^{3-} 7, 42, 90, 8⁴, 40⁶, 51⁶, 62¹⁵
 P_2O_3 89³, 91¹
 P_2O_5 89
 $\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$ 8¹, 9¹, 89¹, 90^{1,6}
 Pb 21⁶, 70⁹, 93⁷
 Pb^{2+} 26⁶, 29⁹, 74¹²
 PbCrO_4 29¹⁰
 $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 86¹⁷
 PbO 21⁶, 86¹⁷, 93⁷
 PbO_2 13³, 26⁶, 67⁷, 75⁸
 $(\text{Pb}_2^{\text{II}}\text{Pb}^{\text{IV}})\text{O}_4$ 30⁷
 PbS 14⁹, 71⁷, 72⁵, 74¹²
 PbSO_4 72⁵
 PdCl_2 94⁸
 Pt 86¹³
 $[\text{PtCl}_6]^{2-}$ 86¹³
 Rb 38⁷
 RbCl 38⁷
 RbO_2 71²
 RbO_3 71²

S 73

S^{2-} 14, 52, 63, 74, 15⁷, 38⁶, 43³,
46⁶, 71⁷, 72⁵, 73⁷, 86¹²

S_2^{2-} 64

S_2^{2-} 14⁷, 82⁵

S_2Cl_2 73⁵

SF_4 67⁶

SO_2 75

$SO_2 \cdot nH_2O$ 75¹

SO_3 76

SO_3^{2-} 10, 18⁴, 40⁵, 75⁴

SO_4^{2-} 11, 23, 24, 43, 60, 77, 17⁵,

18³, 22³, 25^{1,3}, 33², 40⁴, 72⁵

$S_2O_7^{2-}$ 25, 11³, 77¹⁰

$S_4O_6^{2-}$ 12⁵

$S_2O_6(O_2)^{2-}$ 26

SO_3S^{2-} 12

Sb 68⁴

$SbCl_3$ 68⁴

Si 97

Si^{4-} 97⁷, 98⁶

SiC 97⁶, 98⁵

$SiCl_4$ 100

SiF_4 97³, 98¹

$[SiF_6]^{2-}$ 97³, 98¹

SiH_4 97⁷

SiO_2 98

$SiO_2 \cdot nH_2O$ 99

SiO_3^{2-} 39³, 42³, 63⁴, 98^{2,3}, 99²

SiO_4^{4-} 97², 98², 99^{2,3}, 100²

$SnCl_2$ 69⁸

$[SnCl_3]^-$ 4⁸, 62⁹, 69⁸, 70¹⁰, 74¹²

$[SnCl_6]^{2-}$ 69⁸, 70¹⁰

$Sn(OH)_2$ 4⁸

$[Sn(OH)_3]^-$ 4⁸, 72⁶

$[Sn(OH)_6]^{2-}$ 4⁸, 72⁶

SnS 74¹²

SnS_2 74¹²

Ti 46⁶

$(TiCa)O_3$ 39⁴

TiO_2 39⁴, 46⁶

Tl 71⁸

V 38⁷, 48⁹

V_2O_5 38⁷, 48⁹

Zn 7³, 69⁵, 70⁸, 74¹¹, 77⁷, 84⁸,

86⁹, 100⁴

Zn^{2+} 74¹²

$ZnCl_2$ 69⁵

$Zn(NO_3)_2$ 84⁸, 86⁹

ZnO 56⁴, 70⁸

ZnS 74^{11,12}

$ZnSO_4$ 77⁷

Электролиз 4¹², 13^{5,6}, 18¹¹, 22⁶,

27⁶, 31⁷, 33^{5,6}, 34⁶, 35⁹, 45⁷, 49⁶,

51⁸, 54¹⁰, 61¹⁵, 67¹², 69¹¹

11. ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ

11.1. Способы приготовления растворов

Для приготовления раствора, состав которого задан массовой долей растворенного вещества В (w_B), используется расчетная формула

$$w_B = m_B / [m_B + \rho_{H_2O} V_{H_2O}]$$

Рассчитывают навеску — массу вещества (m_B), если взят определенный объем воды (V_{H_2O}), или, наоборот, рассчитывают объем воды (V_{H_2O}), если взята определенная навеска вещества (m_B); плотность воды (ρ_{H_2O}) считают равной 1 г/мл (100 г/л) при комнатной температуре.

В стеклянный стакан вливают отмеренный объем воды, вносят установленную навеску вещества и перемешивают стеклянной палочкой (магнитной мешалкой) до полного растворения вещества.

Для приготовления раствора, состав которого задан молярной концентрацией растворенного вещества В (c_B), используется расчетная формула

$$c_B = m_B / [V_{(p)} M_B]$$

Рассчитывают навеску — массу вещества (m_B), предварительно выбрав мерную колбу с фиксированным объемом ($V_{(p)}$).

Вносят установленную навеску вещества в мерную колбу, постепенно приливают воду и перемешивают (закрывают колбу пробкой, берут колбу руками за верх и низ, осторожно переворачивают ее вверх-вниз до растворения вещества). После этого доводят объем до «метки» водой, тем самым получая точный объем раствора.

Если для приготовления раствора используется кристаллогидрат $B \cdot nH_2O$ (вместо безводного вещества), то следует учитывать воду, которая входит в состав кристаллогидрата (кр), т. е. надо пересчитать значение m_B на $m_{кр}$:

$$m_{кр} = m_B M_{кр} / M_B$$

Для приготовления раствора с заданным значением ω_B по формуле

$$m_{доб} = m_{H_2O} - (m_{кр} - m_B)$$

устанавливают массу воды ($m_{доб}$), которую необходимо добавить к навеске кристаллогидрата.

11.2. Плотность воды при различных температурах

$t, ^\circ C$	$\rho, \text{ г/л}$	$t, ^\circ C$	$\rho, \text{ г/л}$	$t, ^\circ C$	$\rho, \text{ г/л}$
0	999,841	18	998,595	60	983,21
2	999,941	20	998,203	65	980,56
4	999,973	25	997,044	70	977,78
6	999,941	30	995,646	75	974,86
8	999,849	35	994,03	80	971,80
10	999,700	40	992,21	85	968,62
12	999,498	45	990,22	90	965,31
14	999,244	50	988,04	95	961,89
16	999,943	55	985,70	100	958,35

11.3. Плотность растворов

11.3.1. РАСПРОСТРАНЕННЫЕ КИСЛОТЫ И ЩЕЛОЧИ

Приведен состав водных растворов, выраженный через массовую долю ω и молярную концентрацию c растворенного вещества, в зависимости от плотности раствора при 20 °С для следующих веществ:

HCl, HNO₃, H₂SO₄, KOH, NH₃, NaOH

ρ, г/л	ω, %	c, моль/л	ρ, г/л	ω, %	c, моль/л
HCl			1390	64,74	14,29
			1395	65,84	14,57
1000	0,36	0,10	H ₂ SO ₄		
1005	1,36	0,38	1000	0,26	0,03
1010	2,36	0,66	1005	0,99	0,10
1015	3,37	0,94	1010	1,73	0,18
1020	4,39	1,23	1015	2,49	0,26
1025	5,41	1,52	1020	3,24	0,34
1030	6,43	1,82	1025	4,00	0,42
1035	7,46	2,12	1030	4,75	0,50
1040	8,49	2,42	1035	5,49	0,58
1045	9,51	2,73	1040	6,24	0,66
1050	10,52	3,03	1045	7,00	0,74
1075	15,49	4,57	1050	7,70	0,83
1100	20,39	6,15	1055	8,42	0,91
1125	25,22	7,78	1060	9,13	0,99
1150	30,14	9,51	1065	9,84	1,07
1160	32,14	10,23	1070	10,56	1,15
1170	34,18	10,97	1180	25,21	3,03
1180	36,23	11,73	1305	40,25	5,36
1190	38,32	12,50	1500	60,17	9,20
HNO ₃			1730	80,25	14,16
1000	0,33	0,05	1815	90,12	16,68
1005	1,26	0,20	1824	92,00	17,11
1010	2,16	0,35	1831	93,94	17,54
1015	3,07	0,50	1834	95,12	17,79
1020	3,98	0,65	1835	95,72	17,91
1025	4,88	0,80	KOH		
1030	5,78	0,95	1000	0,20	0,04
1035	6,66	1,09	1005	0,74	0,13
1040	7,53	1,24	1010	1,30	0,23
1045	8,40	1,39	1015	1,84	0,33
1050	9,26	1,54	1020	2,38	0,43
1055	10,12	1,69	1025	2,93	0,54
1085	15,13	2,61	1030	3,48	0,64
1115	20,00	3,54	1035	4,03	0,75
1150	25,48	4,65	1040	4,58	0,85
1180	30,00	5,62	1045	5,12	0,95
1280	45,27	9,20	1050	5,66	1,06
1365	59,69	12,93	1055	6,20	1,17
1380	62,70	13,73			
1385	63,72	14,01			

ρ, г/л	ω, %	с, моль/л	ρ, г/л	ω, %	с, моль/л
1060	6,74	1,27	914	22,75	12,21
1065	7,28	1,38	908	24,68	13,16
1070	7,82	1,49	904	26,00	13,80
1075	8,36	1,60	902	26,67	14,12
1080	8,89	1,71	900	27,33	14,44
1085	9,43	1,82	898	28,00	14,76
1090	9,96	1,94	NaOH		
1095	10,49	2,05	1000	0,16	0,04
1190	20,37	4,32	1005	0,60	0,15
1290	30,21	6,95	1010	1,04	0,26
1395	39,92	9,93	1015	1,49	0,38
1510	49,95	13,45	1020	1,94	0,49
1535	52,05	14,24	1025	2,39	0,61
NH ₃			1030	2,84	0,73
998	0,05	0,03	1035	3,29	0,85
996	0,51	0,30	1040	3,74	0,97
994	0,98	0,57	1045	4,20	1,10
992	1,43	0,83	1050	4,65	1,22
990	1,89	1,10	1055	5,11	1,35
988	2,35	1,36	1060	5,56	1,47
986	2,82	1,63	1065	6,02	1,60
984	3,30	1,91	1070	6,47	1,73
982	3,78	2,18	1075	6,93	1,86
980	4,27	2,46	1080	7,38	1,99
978	4,76	2,73	1085	7,83	2,12
976	5,25	3,01	1090	8,28	2,26
974	5,75	3,29	1095	8,74	2,39
972	6,25	3,57	1100	9,19	2,33
970	6,75	3,84	1105	9,64	2,66
968	7,26	4,12	1110	10,10	2,80
966	7,77	4,41	1165	15,09	4,40
964	8,29	4,69	1220	20,07	6,12
962	8,82	4,48	1330	30,20	10,04
960	9,34	5,27	1430	40,00	14,30
958	9,87	5,55	1500	47,33	17,75
956	10,40	5,84	1510	48,38	18,26
922	20,27	10,97	1520	49,44	18,78
			1530	50,50	19,31

11.3.2. ЛАБОРАТОРНЫЕ РЕАКТИВЫ

Приведена плотность разбавленных (1—15%-ных) растворов при комнатной температуре для распространенных в лабораторной практике химических реактивов. Прочерк означает, что данная массовая доля превышает растворимость вещества, многоточие отвечает отсутствию данных.

Вещество	Плотность раствора (г/л) при массовой доле							
	1%	2%	4%	6%	8%	10%	12%	15%
AgNO ₃	1007	1015	1033	1051	1069	1088	1108	1139
AlCl ₃	1008	1016	1034	1053	1071	1090	1109	1139
Al ₂ (SO ₄) ₃	1009	1019	1040	1061	1083	1105	1129	1164
BaCl ₂	1006	1015	1033	1051	1071	1091	1111	1144
BeCl ₂	1005	1012	1025	1039	1052	1066	1081	...
CH ₃ COOH	1000	1001	1004	1007	1010	1013	1015	1020
CaCl ₂	1007	1015	1032	1049	1066	1084	1102	1129
CdSO ₄	1008	1018	1038	1059	1080	1102	1125	1161
CoCl ₂	1008	1017	1036	1055	1075	1095	1116	1148
CrCl ₃	1008	1016	1035	1054	1072	1092	1111	...
Cr ₂ (SO ₄) ₃	1009	1019	1040	1061	1082	1103	1126	1161
CuCl ₂	1007	1017	1036	1056	1076	1096	1116	1149
CuSO ₄	1009	1019	1040	1062	1084	1107	1131	1168
FeCl ₃	1007	1015	1032	1049	1067	1085	1104	1133
FeSO ₄	1009	1018	1038	1058	1079	1100	1122	1156
H ₂ C ₂ O ₄	1004	1008	1018	1028	1038	—	—	—
HF	1002	1005	1012	1021	1028	1036	1043	1054
H ₂ O ₂	1002	1006	1013	1021	1028	1035	1043	1054
H ₃ PO ₄	1004	1009	1020	1031	1042	1053	1065	1083
KAl(SO ₄) ₂	1008	1017	1037	1057	—	—	—	—
KBr	1005	1013	1028	1043	1058	1074	1090	1116
KBrO ₃	1006	1013	1028	...	—	—	—	—
K ₂ CO ₃	1007	1016	1035	1053	1072	1090	1110	1139
KCl	1005	1011	1024	1037	1050	1063	1077	1098
K ₂ CrO ₄	1007	1015	1031	1048	1065	1082	1100	1127
K ₂ Cr ₂ O ₇	1005	1012	1026	1041	1055	1070	—	—
KCr(SO ₄) ₂	1009	1018	1038	1057	1077	...	—	—
K ₃ [Fe(CN) ₆]	1003	1009	1020	1031	1043	1054	1066	1084
K ₄ [Fe(CN) ₆]	1005	1012	1026	1040	1054	1068	1082	1105
KHCO ₃	1006	1013	1026	1040	1053	1067
KI	1006	1013	1028	1044	1060	1076	1093	1120
KIO ₃	1008	1015	1034	1052	—	—	—	—
KMnO ₄	1006	1013	1027	1042	—	—	—	—
KNCS	1004	1009	1019	1029	1039	1050	1060	1076
KNO ₂	1005	1011	1024	1037	1049	1062	1075	1095
KNO ₃	1005	1011	1024	1036	1049	1063	1076	1097
K ₂ SO ₃	1007	1016	1032	1049	1067	1085	1103	1131
K ₂ SO ₄	1006	1014	1031	1047	1064	1081	—	—
LiCl	1004	1010	1022	1033	1044	1056	1068	1085
MgCl ₂	1007	1015	1032	1049	1065	1084	1102	1129
MgSO ₄	1008	1019	1039	1060	1082	1103	1126	1160
MnSO ₄	1009	1019	1039	1060	1081	1103	1125	1160
(NH ₄) ₂ CO ₃	1003	1006	1013	1019	1027	1034	1040	1051
NH ₄ Cl	1001	1005	1011	1017	1023	1029	1034	1043
NH ₄ F	1003	1009	1017	1027	1034	1042	1049	...
NH ₄ NCS	1001	1003	1008	1012	1017	1022	1026	1033
Na ₂ B ₄ O ₇	1008	1018	—	—	—	—	—	—
Na ₂ CO ₃	1008	1019	1039	1060	1081	1108	1125	1158
NaCl	1005	1013	1027	1041	1056	1071	1086	1109
NaHCO ₃	1006	1013	1028	1043	1058	—	—	—

Вещество	Плотность раствора (г/л) при массовой доле							
	1%	2%	4%	6%	8%	10%	12%	15%
NaH_2PO_4	1005	1012	1027	1042	1058	1073
Na_2HPO_4	1009	1020	1043	1067	—	—	—	—
Na_3PO_4	1009	1019	1041	1062	1065	1108	—	—
Na_2S	1010	1021	1044	1067	1091	1115	1139	1176
Na_2SO_3	1009	1018	1036	1056	1075	1095	1115	1145
Na_2SO_4	1008	1016	1035	1054	1072	1092	1111	1141
$\text{Na}_2(\text{SO}_3\text{S})$	1007	1015	1032	1048	1065	1083	1100	1127
NiSO_4	1009	1020	1042	1063	1085	1109	1133	1171
$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$	1008	1017	1036	1055	1074	1094	1115	1147
SrCl_2	1007	1016	1034	1053	1073	1093	1113	1145
ZnSO_4	1009	1019	1040	1062	1084	1107	1131	1168

12. ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ И ИХ ЕДИНИЦЫ. ФИЗИЧЕСКИЕ ПОСТОЯННЫЕ. ДЕФИНИЦИИ И РАСЧЕТНЫЕ ФОРМУЛЫ

Приведены важнейшие физические величины, их обозначения и единицы Международной системы (СИ), а также внесистемные единицы, используемые в химии, и соотношения между единицами, значения физических постоянных по данным 1988 г. Представлены основные математические формулы, используемые в химических расчетах. Символ V отвечает формульной единице любого вещества (см. рубрику « N »).

Весь раздел разбит на рубрики по буквенным обозначениям физических величин и постоянных. Порядок следования букв: вначале прописные, затем строчные. Порядок следования алфавитов: латинский, греческий, русский.

Указатель рубрик (включены также основные законы и теории химии):

Время t	разбавления $a(2)$
Выход практический η	сохранения массы m
Давление $p(1)$	сохранения энергии E
Длина l	Заряд
химической связи $l_{\text{св}}$	электрический q
Доля массовая ω	— относительный v_{\pm}
Единица атомная, массы m_u	— элементарный (протона,
Закон	электрона) q
Авогадро D, V	эффективный δ_{\pm}
Гесса ΔH	Количество
действующих масс \bar{k}, K_c	вещества n
Периодический A, Z	теплоты Q
постоянства состава N	Константа

гидролиза K_r
 диссоциации кислоты $K_{дк}$
 — основания $K_{до}$
 кислотности K_k
 основности K_o
 равновесия K_c
 скорости \bar{k}
 Концентрация молярная c
 равновесная c
 Коэффициент
 растворимости массовый k
 — объемный v
 стехиометрический $\{n\}$
 Масса абсолютная (физическая)
 атома m
 атомная относительная A_r
 вещества m
 молекулярная относительная M_r
 молярная M
 простейшего атома m
 раствора $m_{(p)}$
 формульной единицы m
 элементарной частицы (нейтрона, протона, электрона) m
 Молярность c
 Момент
 магнитный μ
 электрический дипольный p
 — —, химической связи (постоянный) p
 — —, молекулы p
 Номер порядковый Z
 Объем
 вещества v
 воды V_{H_2O}
 газа V
 —, молярный V_M
 раствора $V_{(p)}$
 Плотность ρ
 воды ρ_{H_2O}
 газа ρ
 относительная D
 раствора $\rho_{(p)}$
 Показатель
 водородный рН
 гидроксидный рОН

Постоянная Авогадро N_A
 Потенциал электродный (окислительно-восстановительный) φ
 Правило
 запрета N_e
 Хунда N_e
 Принцип
 Ле Шателье $\alpha(2)$
 максимальной мультиплетности N_e
 минимума энергии N_e
 Паули N_e
 Произведение
 воды, ионное K_w
 растворимости ПР
 Радиус r
 атомный $r_{ат}$
 Бора (боровский) a_0
 ионный $r_{ион}$
 ковалентный $r_{ков}$
 Растворимость L
 Скорость реакции \bar{v}
 Содержание массовое, раствора w
 Сродство к электрону A
 Степень
 гидролиза $\alpha(2)$
 диссоциации $\alpha(2)$
 окисления $\pm v$
 протекания реакции $\alpha(2)$
 протолиза $\alpha(2)$
 Теплота Q
 Температура
 термодинамическая T
 Цельсия t
 Теория
 кислот и оснований, классическая $K_w, K_r, K_{дк}, K_{до}$
 кислот и оснований, протонная K_w, K_k, K_o
 Угол валентный $\alpha(1)$
 Условия (физические)
 нормальные $p(1), T, t$
 стандартные $p(1), \Delta H, \varphi$
 Число
 Авогадро $\{N_A\}$
 нейтронов N_n

протонов N_p	реакции ΔH
формульных единиц N	системы, изменение ΔH
электронов N_e	Энтропия S
Электроотрицательность χ	реакции ΔS
Энергия E	системы, изменение ΔS
Гиббса G	Эффект тепловой
— образования ΔG_T	гидратации $Q_{\text{гидр}}$
— реакции ΔG_T	разрушения кристаллической
— системы, изменение ΔG_T	решетки $Q_{\text{кр}}$
ионизации I	— межмолекулярных связей
химической связи $E_{\text{св}}$	$Q_{\text{H}_2\text{O}}, Q_{\text{ж}}$
Энтальпия H	растворения $Q_{(p)}$
образования ΔH	реакции Q

Латинский и греческий алфавиты приведены в приложении 4.

A — *Сродство к электрону* (другие обозначения: $A_e, E_e, \Delta H_e$). Энергия (энтальпия) присоединения электрона к химической частице. В частности, сродство атома к электрону — энергия в форме теплоты, выделяющаяся при самопроизвольном присоединении электрона из бесконечности к валентной оболочке изолированного нейтрального атома: $B^0 + 1e_{\infty}^- = B^-$, $A = -\Delta H_e$. Единица величины A — см. рубрику « E ». Значения A для всех элементов — см. раздел 2.3.

A_e — см. рубрику « A ».

A_r — *Относительная атомная масса*. Отношение абсолютной (физической) массы атома элемента B [m (атом B)] к атомной единице массы (m_u): m (атом B)/ m_u . Ранее называлась «атомный вес элемента», входила в первоначальную формулировку *Периодического закона* Д. И. Менделеева (1869): свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов. Значения A_r всех элементов — см. раздел 2.1, значения A_r элементарных частиц — см. рубрики « N_e », « N_n », « N_p ».

a_0 — *Радиус Бора*, первый *боровский радиус*. Физическая постоянная (радиус атомной орбитали $1s$, расстояние от ядра атома ^1H до максимума электронной плотности оболочки):

$$a_0 = 5,2917706 \cdot 10^{-11} \text{ м} \approx 53 \text{ пм}$$

Применяют как единицу длины микробъектов.

c — *Молярная концентрация*. Отношение количества вещества V в некоторой порции (n_B) к собственному объему порции (V_B):

$$c_B = \frac{n_B}{V_B} = \frac{m_B/M_B}{m_B/\rho_B} = \frac{\rho_B}{M_B} = \text{const} \quad (\text{при } T = \text{const})$$

Единица величины c : моль на литр (моль/л).

Величина c_B — константа для любого индивидуального твердого или жидкого вещества при постоянной температуре. Для газообразных веществ B : c (газ B) = $1/V_M = \text{const}$ (при $T = \text{const}$). В частности, при нормальных условиях для газов, близких по свой-

ствам к идеальному газу: $c(\text{газ В}) = 0,0446$ моль/л (при н. у.).
Частные случаи:

молярная концентрация растворенного вещества в растворе вещества В — отношение количества этого вещества (n_B) к объему раствора ($V_{(p)}$):

$$c_B = \frac{n_B}{V_{(p)}} = \frac{m_B}{M_B V_{(p)}} = \frac{m_B \rho_{(p)}}{M_B m_{(p)}} = \frac{\omega_B \rho_{(p)}}{M_B}$$

Величина, численно равная c_B (моль/л), характеризует раствор в целом и называется *молярностью* раствора. Пример: $c_{\text{КВг}} = 1$ моль/л. Запись «1М раствор КВг» означает одномолярный раствор КВг. Аналогично записи «0,1М», «0,01М» и «0,001М» означают соответственно деци-, санти- и миллимолярный растворы;

равновесная молярная концентрация вещества В ($[B]$) — молярная концентрация этого вещества (реагента, продукта) в состоянии равновесия обратимой реакции (см. рубрику « K_c »).

$D(d)$ — *Относительная плотность* газа. Отношение плотности газа X [$\rho(\text{газ X})$] к плотности другого газа В [$\rho(\text{газ В})$] при одинаковых физических условиях:

$$D(\text{газ X по газу В}) = \rho(\text{газ X}) / \rho(\text{газ В}) = M_X / M_B,$$

откуда $M_X = M_B D$ (газ X по газу В), т. е. молярная масса первого газа равна произведению молярной массы второго газа на относительную плотность первого газа по второму (второе следствие из *закона Авогадро*). Частные расчетные формулы:

$$D(\text{газ X по } H_2) = M_X / M_{H_2} = M_X / 2,016 \text{ (г/моль)}$$

$$D(\text{газ X по воздуху}) = M_X / M_{\text{возд}} = M_X / 28,966 \text{ (г/моль)},$$

откуда $M_X \approx 2D$ (газ X по H_2) $\approx 29D$ (газ X по воздуху).

E — *Энергия*. Общая количественная мера движения и взаимодействия всех видов материи (подробнее см. курс физики). Единицы величины E :

джоуль (Дж), килоджоуль (кДж)

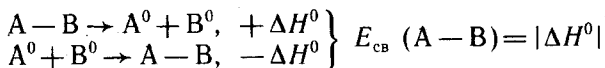
электронвольт (эВ): $1 \text{ эВ} \approx 1,60218 \cdot 10^{-19} \text{ Дж}$

Энергия не возникает из ничего и не исчезает — она может только переходить из одной формы в другую (закон сохранения энергии). Нередко словом «энергия» заменяют понятие об энтальпии. Частные случаи — см. рубрики « A », « E_{cb} », « H », « I » и « Q ».

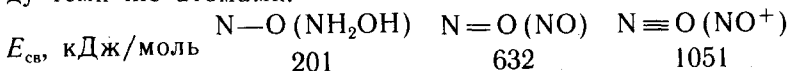
E_e — см. рубрику « A ».

E_H — см. рубрику « I ».

E_{cb} — *Энергия химической связи* (кДж/моль). Абсолютное значение стандартной энтальпии эндотермической реакции гомолитического разрыва 1 моль ковалентных связей или, для экзотермической реакции, формирования того же количества связей (A и B — атомы одного или разных элементов):



Одинарная связь $A-B$ всегда слабее (имеет меньшее значение $E_{\text{св}}$), чем кратные связи — двойная $A=B$ и тройная $A \equiv B$ — между теми же атомами:



В многоатомных молекулах AB_n ($n > 1$) последовательный отрыв атомов B сопровождается увеличением $|\Delta H^{\circ}|$; за значение $E_{\text{св}}$ принимается средняя величина $|\Delta H^{\circ}|$ всех стадий. Значения $E_{\text{св}}$ — см. раздел 3.

G — Энергия Гиббса. Термодинамическая функция системы. Определяется выражением $G = H - TS$ (подробнее см. рубрики « H », « S »). Абсолютное значение запаса энергии Гиббса в системе измерению не поддается; определяется только изменение энергии Гиббса системы ΔG_T (см.).

H — Энтальпия. Термодинамическая функция системы. Отвечает энергетическому запасу (теплосодержанию) системы при $T = \text{const}$. Абсолютное значение запаса энтальпии в системе измерению не поддается; определяется лишь изменение энтальпии ΔH (см.). Входит в выражение для энергии Гиббса G (см.).

I — Энергия ионизации (другие обозначения: $E_{\text{и}}$, $\Delta H_{\text{и}}$). Энергия (энтальпия) отрыва электрона от химической частицы. В частности, энергия ионизации атома — энергия, затрачиваемая на отрыв наименее прочно удерживаемого электрона от изолированного нейтрального атома и удаление электрона в бесконечность: $V^{\circ} = V^+ + 1e_{\infty}^-$, $I = +\Delta H_{\text{и}}$. Единицы величины I — см. рубрику « E ». Значения I для всех элементов — см. раздел 2.3.

k_B — Массовый коэффициент растворимости. Способ выражения состава насыщенного раствора. Масса растворенного вещества B в граммах, приходящаяся на каждые 100 г воды: $k_B = m_B(\text{г})$ (в 100 г H_2O). Формулы пересчета:

$$\begin{aligned} k_B &= \frac{100m_B}{m_{H_2O}} = 100v_{\text{вР}}(\text{газ } B) = \frac{100m_B}{m_{(p)} - m_B} = \\ &= \frac{100\omega_B(\text{насыщ.})}{1 - \omega_B(\text{насыщ.})} = \frac{100L_B M_B}{\rho_{(p)} - L_B M_B} \end{aligned}$$

Значение k_B для распространенных веществ — см. раздел 7.

\bar{k} — Константа скорости. Коэффициент пропорциональности в уравнении кинетического закона действующих масс (К. Гульберг и П. Вааге, 1867) $\bar{v} = \bar{k}c_A c_B$, применимого только к простым реакциям (элементарным стадиям сложных реакций) $A + B \rightarrow \text{Продукты}$. При $c_A = c_B = 1$ моль/л значение \bar{k} численно равно \bar{v} .

K_c — Константа равновесия. Постоянная величина для обрати-

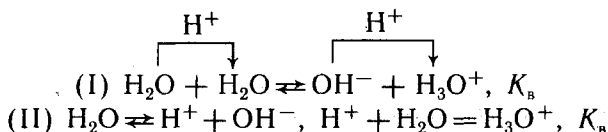
мой химической реакции при $T = \text{const}$. Равна отношению молярных концентраций продуктов и реагентов в степенях, обязательно совпадающих со стехиометрическими коэффициентами (равновесный закон действующих масс; К. Гульбергер и П. Вааге, 1867):

$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD, K_c$$

$$K_c = [C]^c [D]^d / ([A]^a [B]^b) = \text{const} \text{ (при } T = \text{const)}$$

Величина K_c — функция только температуры; влияние температуры — см. рубрику « d ». Для гетерогенных реакций с участием газов, твердых веществ и жидкостей в выражение закона действующих масс входят только равновесные концентрации газов, так как $[B_{(ж),(т)}] = \text{const}$ (см. рубрику « c »). Частные случаи — см. рубрики « K_b », « K_r », « $K_{дк}$ », « $K_{до}$ », « K_o », « PR ».

K_b — *Ионное произведение воды*. Характеризует автопротолиз (в протонной теории кислот и оснований Брэнстеда-Лаури) или автоионизирование (автодиссоциацию, в классической теории кислот и оснований Аррениуса) воды:



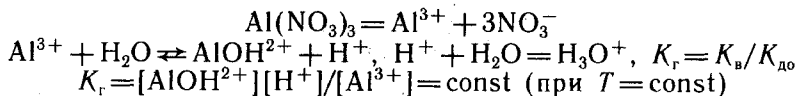
или

$$K_b = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = \text{const} \text{ (при } T = \text{const)}$$

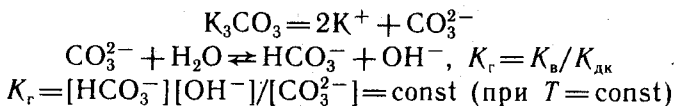
Физическая постоянная: $K_b = 1,008 \cdot 10^{-14}$ (25 °C), откуда в чистой воде $[\text{H}_3\text{O}^+][\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 1 \cdot 10^{-7}$ моль/л, $\text{pH} = 7$ и $\text{pOH} = 7$, $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ (подробнее см. рубрики « pH », « pOH »).

Связь с константой кислотности K_k и константой основности K_o сопряженной пары кислота/основание в водном растворе: $K_b = K_k K_o$ (подробнее см. рубрику « K_k »).

K_r — *Константа гидролиза*. Характеризует состояние равновесия в обратимом гидролизе соли (в классической теории кислот и оснований Аррениуса), а именно в гидролизе соли по катиону:

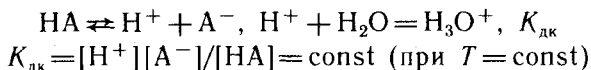


и в гидролизе соли по аниону:



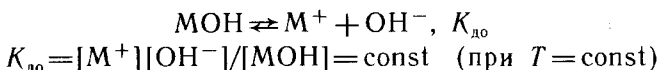
В протонной теории кислот и оснований Брэнстеда-Лаури величине K_r численно соответствуют величины K_k и K_o (см.). Связь со степенью протолиза — см. рубрику « a ».

$K_{\text{дк}}$ — Константа диссоциации кислоты. Характеризует состояние равновесия в обратимой диссоциации слабой кислоты НА (в классической теории кислот и оснований Аррениуса):



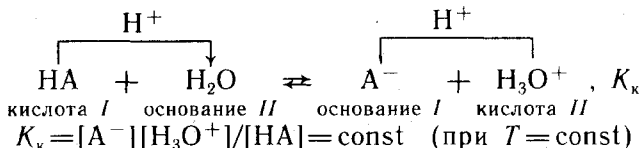
Относится только к молекулярным веществам — кислотам (например, НСлО , $\text{Н}_2\text{S}$, $\text{Н}_3\text{РО}_4$) и гидроанионам кислот (например, НС^- , $\text{Н}_2\text{РО}_4^-$, НРО_4^{2-}). В протонной теории кислот и оснований Брэнстеда-Лаури величине $K_{\text{дк}}$ численно соответствует величина $K_{\text{к}}$ (см.). Связь со степенью диссоциации — см. рубрику «а».

$K_{\text{до}}$ — Константа диссоциации основания. Характеризует состояние равновесия в обратимой диссоциации слабого основания МОН (в классической теории кислот и оснований Аррениуса):



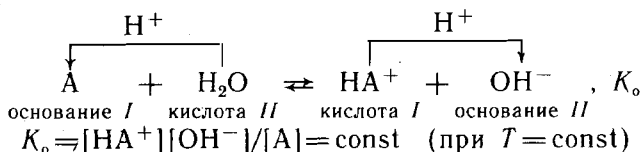
Относится только к хорошо растворимым слабым основаниям (гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и др.). Основные и амфотерные гидроксиды $\text{M}(\text{ОН})_n$ ($n = 2 - 4$) малорастворимы в воде. В протонной теории кислот и оснований Брэнстеда-Лаури величине $K_{\text{до}}$ численно соответствует величина $K_{\text{о}}$ (см.). Связь со степенью диссоциации — см. рубрику «а».

$K_{\text{к}}$ — Константа кислотности. Характеризует состояние равновесия в обратимом протолизе водородосодержащего вещества НА в функции слабой кислоты по отношению к растворителю-воде (в протонной теории кислот и оснований Брэнстеда-Лаури):



В классической теории кислот и оснований Аррениуса величине $K_{\text{к}}$ численно соответствует величина $K_{\text{дк}}$ (см.). Относится к веществу с любой формульной единицей (молекула, ион; например, НСл , $\text{Н}_2\text{S}$, $\text{Н}_3\text{РО}_4$, $\text{Al}^{3+} \cdot \text{H}_2\text{O}$, NH_4^+ , H_2PO_4^-). Связь с константой основности $K_{\text{о}}$ (см.) в разбавленном водном растворе: $K_{\text{к}}K_{\text{о}} = K_{\text{в}} = 1,008 \cdot 10^{-14}$ (25 °С). Связь со степенью протолиза — см. рубрику «а». Значения $K_{\text{к}}$ при 25 °С для распространенных веществ в функции кислоты в водном растворе — см. раздел 6.1. (значения $K_{\text{о}}$ в этом разделе не приводятся, так как они рассчитываются по приведенной выше формуле).

$K_{\text{о}}$ — Константа основности. Характеризует состояние равновесия в обратимом протолизе вещества А в функции слабого основания, сопряженного со слабой кислотой НА^+ , по отношению к растворителю-воде (в протонной теории кислот и оснований Брэнстеда-Лаури):



Относится к веществу с любой формульной единицей (молекула, ион; например, ClO^- , $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, HPO_4^{2-} , $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$). Значения K_0 для малорастворимых основных и амфотерных гидроксидов весьма ненадежны. Связь с константой кислотности и расчет значений K_0 — см. рубрику « K_k ». Связь со степенью протолиза — см. рубрику « α ».

L — *Растворимость*. Равновесная молярная концентрация растворенного вещества В ($[V_{(p)}]$) в его насыщенном растворе (см. также рубрику « c »):

$$V_{(r)} \rightleftharpoons V_{(p)}, \quad K_c = [V_{(p)}] = L_B$$

Растворимость вещества передается также коэффициентами растворимости (см. рубрики « k », « v »). Формулы пересчета:

$$\begin{aligned}
 L_B &= \frac{n_B (\text{насыщ.})}{V_{(p)}} = \frac{\rho_{(p)} \omega_B (\text{насыщ.})}{M_B} = \frac{\rho_{(p)} k_B}{(100 + k_B) M_B} = \\
 &= \frac{v_{BP} (\text{газ В}) \cdot \rho_{(p)}}{[100 + v_{BP} (\text{газ В})] M_B}
 \end{aligned}$$

Расчет растворимости малорастворимых сильных электролитов — см. раздел 7.1.2.

l — *Длина*. Характеристика отрезка прямой линии, расстояние между концами отрезка (подробнее см. курс геометрии). Единицы величины l : метр (м), сантиметр (см), 1 см = 0,01 м, пикометр (пм), 1 пм = $1 \cdot 10^{-12}$ м. Частный случай — см. рубрику « $l_{\text{св}}$ ».

$l_{\text{св}}$ — *Длина химической связи*. Межъядерное расстояние между химически связанными атомами. Одинарная связь А—В (атомы одного или разных элементов) всегда длиннее, чем кратные связи — двойная А=В и тройная А≡В — между теми же атомами:

$$\begin{array}{ccc}
 l_{\text{св}}, \text{ пм} & \text{N—O}(\text{NH}_2\text{OH}) & \text{N=O}(\text{NO}) & \text{N}\equiv\text{O}(\text{NO}^+) \\
 & 145 & 115 & 106
 \end{array}$$

Значения величины $l_{\text{св}}$ — см. раздел 3.

M — *Молярная масса*. Отношение абсолютной (физической) массы порции вещества В (m_B) к количеству вещества в ней (n_B):

$$M_B = \frac{m_B}{n_B} = m (\text{ф. е. В}) \cdot N_A = \frac{V_B \cdot \rho_B}{n_B} = \frac{V (\text{газ В}) \cdot \rho (\text{газ В})}{n_B} = V_{\text{мр}} (\text{газ В})$$

Единица величины M : грамм на моль (г/моль). Значения M (г/моль) численно равны значениям M_r (см.). Значение M для

каждого вещества является его постоянной характеристикой. Расчет величины M для газов — см. рубрику « D ».

m — Абсолютная (физическая) масса. Основная характеристика материи, определяющая ее инерционные и гравитационные свойства (подробнее см. курс физики). Единицы величины m : килограмм (кг), грамм (г), $1 \text{ г} = 0,001 \text{ кг}$. Частные случаи:

абсолютная (физическая) масса атома B : $m(\text{атом } B) = A_{\text{гв}} m_u$;

абсолютная (физическая) масса формульной единицы B : $m(\text{ф. е. } B) = M_{\text{гв}} m_u = M_B / N_A$ (см. также рубрики « m_u », « N »);

абсолютная (физическая) масса порции вещества. Произведение абсолютной (физической) массы формульной единицы вещества B [$m(\text{ф. е. } B)$] и числа формульных единиц в этой порции [$N(\text{ф. е. } B)$]:

$$\begin{aligned} m_B &= m(\text{ф. е. } B) \cdot N(\text{ф. е. } B) = M_B n_B = V_B \rho_B = \\ &= V(\text{газ } B) \cdot \rho(\text{газ } B) = V(\text{газ } B) \cdot M_B / V_M \end{aligned}$$

Масса реагентов равна массе продуктов химической реакции (закон сохранения массы веществ; М. В. Ломоносов, 1748—1756, А. де Лавуазье, 1783—1789).

Расчетная формула для определения масс реагентов и продуктов — см. рубрику « $\{n\}$ ».

Масса раствора — см. рубрику « $m_{(p)}$ ».

Физические постоянные:

масса элементарной частицы

нейтрон (n^0) $m_n = 1,6749286 \cdot 10^{-24} \text{ г} \approx 1839 m_e \approx 1,0014 m_p$

протон (p^+) $m_p = 1,6726231 \cdot 10^{-24} \text{ г} \approx 1836 m_e \approx 0,9986 m_n$

электрон (e^-) $m_e = 9,1093897 \cdot 10^{-28} \text{ г}$

масса простейшего атома

изотоп ^1H (протий) $m(\text{атом } ^1\text{H}) = 1,673559 \cdot 10^{-24} \text{ г}$

изотоп ^2H (D, дейтерий) $m(\text{атом } D) = 3,344548 \cdot 10^{-24} \text{ г}$

M_r — Относительная молекулярная масса. Отношение абсолютной (физической) массы формульной единицы вещества B [$m(\text{ф. е. } B)$] к атомной единице массы m_u : $M_r = m(\text{ф. е. } B) / m_u$. Ранее эта величина называлась «молекулярный вес вещества». Значение M_r для каждого вещества является его постоянной химической характеристикой (см. раздел 10). Расчет значений M_r для вещества с формульной единицей $A_a B_b C_c \dots$: $M_r(A_a B_b C_c \dots) = a A_{\text{гА}} + b A_{\text{гВ}} + c A_{\text{гС}} + \dots$. Значения M_r равны численным значениям M (г/моль) — см. также рубрики « A_r », « M », « m_u », « N ».

m_u — Атомная единица массы. Одна двенадцатая ($1/12$) часть абсолютной (физической) массы атома изотопа углерода-12 (^{12}C). Иначе называется углеродной единицей. Физическая постоянная:

$$m_u = 1,6605402 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Значение m_u в $\{N_A\}$ раз меньше 1 г при значении A_r (атом ^{12}C) = 12 (точно).

$m_{(p)}$ — Масса раствора. Сумма масс растворенного вещества В (m_B) и воды (m_{H_2O}): $m_{(p)} = m_B + m_{H_2O} = m_B + \rho_{H_2O} V_{H_2O}$.

N — Число формульных единиц. Число реальных или условных, химических частиц вещества В, определяющих состав этого вещества (изображаемый химической формулой) и сохраняющих его химические свойства. Каждое химически чистое вещество, каким бы способом оно ни было получено, всегда имеет один и тот же состав и свойства (закон постоянства состава вещества; Ж. Прист, 1799). Расчетные формулы:

$$N \text{ (ф. е. В)} = \frac{m_B}{m \text{ (ф. е. В)}} = \frac{m_B}{M_{гБ} m_u} = \frac{N_A m_B}{M_B} = N_A n_B$$

Формульные единицы: реальные и условные химические частицы и сочетания этих частиц.

Реальные химические частицы:

атом химического элемента — для одноатомного простого вещества;

молекула — для молекулярного простого или сложного вещества;

ион — катион (положительный ион) или анион (отрицательный ион) по отдельности рассматриваются как формульные единицы только в растворах электролитов;

радикал — разновидность молекулы с реакционно-активным неспаренным электроном.

Условные химические частицы: условные молекулы — строго определенные по правилам валентности сочетания катионов и анионов в ионно-кристаллических сложных веществах.

n — Количество вещества. Основная химическая характеристика вещества, зависящая только от его химического (качественного элементного и количественного) состава формульной единицы вещества. Отношение числа формульных единиц вещества В в некоторой его порции [N (ф. е. В)] к постоянной Авогадро (N_A):

$$n_B = \frac{N \text{ (ф. е. В)}}{N_A} = \frac{m_B}{m \text{ (ф. е. В)} \cdot N_A} = \frac{m_B}{M_B} = \frac{V_B \rho_B}{M_B} = \frac{V \text{ (газ В)} \cdot \rho \text{ (газ В)}}{M_B} = \frac{V \text{ (газ В)}}{V_M}$$

Единица величины n — моль; определяет порцию вещества, в которой содержится число Авогадро формульных единиц этого вещества. Формульная единица — см. рубрику « N ». Расчетная формула для определения количеств реагентов и продуктов — см. рубрику $\{n\}$.

$\{n\}$ — *Стехиометрический коэффициент*. Число, стоящее перед химической формулой вещества (реагента, продукта) в уравнении химической реакции. Значения $\{n\}$ численно пропорциональ-

ны количествам вступивших во взаимодействие реагентов и образовавшихся продуктов реакции. Для некоторой необратимой реакции $aA + bB = cC + dD$, где $\{n_A\} = a$, $\{n_B\} = b$, $\{n_C\} = c$, $\{n_D\} = d$, выполняется отношение

$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d} \quad \text{или} \quad \frac{m_A}{aM_A} = \frac{m_B}{bM_B} = \frac{m_C}{cM_C} = \frac{m_D}{dM_D}$$

Для необратимой реакции с участием газообразных реагента (В) и продукта (D) $aA + bV_{(r)} = cC + dD_{(r)}$ выполняется отношение

$$\frac{m_A}{aM_A} = \frac{V_B}{bV_M} = \frac{m_C}{cM_C} = \frac{V_D}{dV_M}$$

N_A — *Постоянная Авогадро*. Константа, численно равная числу Авогадро $\{N_A\}$ и относящаяся к 1 моль вещества:

$$N_A = 6,0221367 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \approx 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

$\{N_A\}$ — *Число Авогадро*. Число атомов изотопа углерода-12 (^{12}C) в 12 г (точно) этого вещества:

$$\{N_A\} = 6,0221367 \cdot 10^{23} \approx 6,02 \cdot 10^{23}$$

То же число $\{N_A\}$ своих формульных единиц содержит 1 моль — единичное количество любого другого вещества.

N_e — *Число электронов*. Электрон e^- — элементарная физическая частица, несущая элементарный электрический заряд (см. рубрику « q »), в 1836 раз легче протона и в 1839 раз — нейтрона (см. рубрики « m », « N_n », « N_p »); $A_r(e^-) = 0,0005486$ (а. е. м.). Открыт Дж.-Дж. Томсоном в 1897 г. Образует периферию (электронную оболочку) атома любого химического элемента (см. рубрику « Z »). Заполнение электронами энергетических подуровней атомов химических элементов определяется следующими принципами:

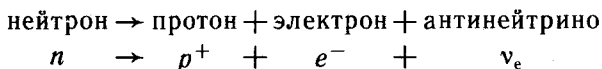
принцип минимума энергии — заполнение подуровней по шкале $1s - 2s - 2p - 3s - 3p - 4s - 3d - 4p - 5s - 4d - 5p - 6s - 4f - 5d - 6p - 7s - \dots$ (последовательность подуровней установлена экспериментально, в периодах с $n \geq 4$ ввиду близости энергий ns -, $(n-2)f$ - и $(n-1)d$ -подуровней наблюдаются исключения);

принцип Паули (правило запрета) — атомная орбиталь не может принять более чем два электрона и обязательно с разнонаправленными спинами (\uparrow и \downarrow);

принцип максимальной мультиплетности (правило Хунда) — каждый многоорбитальный подуровень [$np = (p + p + p)$, $nd = (d + d + d + d + d)$, $nf = (f + f + f + f + f + f + f)$] принимает вначале электроны с параллельными спинами на разные орбитали, а затем — с противоположными спинами.

N_n — *Число нейтронов*. Нейтрон n^0 — электронейтральная элементарная частица, в 1839 раз легче электрона и незначи-

тельно тяжелее протона (см. рубрики « m », « N_e », « N_p »); $A_r(n^0) = 1,0087$ (а. е. м.). Вместе с протоном образует ядра атомов всех химических элементов. Устойчив в составе стабильных ядер атомов, в радиоактивных ядрах распадается по схеме



(подробнее см. курс физики).

N_p — Число протонов. Протон p^+ — стабильная элементарная физическая частица, несущая элементарный электрический заряд (см. рубрику « q »), в 1836 раз тяжелее электрона и незначительно легче нейтрона (см. рубрики « m », « N_e », « N_n »); $A_r(p^+) = 1,0073$ (а. е. м.). Вместе с нейтроном образует ядра атомов всех химических элементов (см. рубрику « Z », подробнее см. курс физики).

p — 1. Давление (подробнее см. курс физики). Единицы величины p :

паскаль (Па);

атмосфера (атм): $1 \text{ атм} = 1,01325 \cdot 10^5 \text{ Па} \approx 100 \text{ кПа} \approx \approx 0,1 \text{ МПа}$;

миллиметр ртутного столба (мм рт. ст.): $1 \text{ мм рт. ст.} = = 133,322 \text{ Па}$;

торр — то же, что мм рт. ст.

Нормальные (физические) условия $p = 1$ атм; стандартные условия: $p = 1$ атм при отсутствии газов в системе или по 1 атм на каждый газ.

p — 2. Электрический дипольный момент. Вектор, произведение электрического заряда на длину электрического диполя: $p = ql$. Электрический диполь — совокупность равных по абсолютной величине разноименных точечных электрических зарядов, находящихся на некотором расстоянии друг от друга (длина диполя). В физике направлен от отрицательного заряда к положительному (q^-) \rightarrow (q^+). Единицы величины p :

кулон-метр (Кл·м); дебай (Д): $1 \text{ Д} = 3,33564 \cdot 10^{-30} \text{ Кл} \cdot \text{м}$.

Частные случаи:

постоянный электрический дипольный момент химической связи — электрический дипольный момент полярной связи $A-B$: $p(A-B) = |\delta| l_{A-B}$. В химии изображается стрелкой (как вектор), направленной к отрицательному концу диполя: $A^{\delta+} \rightarrow B^{\delta-}$ (см. также рубрику « $\delta \pm$ »);

постоянный электрический дипольный момент молекулы — суммарный электрический дипольный момент всех полярных химических связей в молекуле AB_n ($n \geq 1$), т. е. сумма векторов $A^{\delta+} \rightarrow B^{\delta-}/n$. При сложении векторов обязательно учитывается геометрическая форма молекул (см. разделы 3.1, 3.2).

pH — Водородный показатель: $pH = -\lg [H^+] ([H_3O^+]) = = 14 - pOH$. Интервал pH для разбавленных водных растворов:

$pH = 1 - 13$, в том числе

$pH = 1 - 7$ ($pOH = 7 - 13$) — кислотная среда;

$pH = 7$ ($pOH = 7$) — нейтральная среда;

$pH = 7 - 13$ ($pOH = 1 - 7$) — щелочная среда,

(см. также рубрику « K_B »). Расчетные формулы для pH :

диссоциация (протолиз) сильной кислоты HA $pH = -\lg c_{HA}$

диссоциация сильного основания MOH $pH = 14 + \lg c_{MOH}$

гидролиз соли MA по катиону

$$pH = -\lg(\alpha_{MA}c_{MA}) \approx -\lg \sqrt{(K_B/K_{до})c_{MA}}$$

гидролиз соли MA по аниону

$$pH = 14 + \lg(\alpha_{MA}c_{MA}) \approx 14 + \lg \sqrt{(K_B/K_{др})c_{MA}}$$

протолиз слабой кислоты HA $pH = -\lg(\alpha_{HA}c_{HA}) \approx \sqrt{K_K c_{HA}}$

протолиз слабого основания A

$$pH = 14 + \lg(\alpha_A c_A) \approx 14 + \lg \sqrt{(K_B/K_K)c_A}$$

Приближенные формулы используются при $(K:c) < 0,01$ (см. также рубрику « α »).

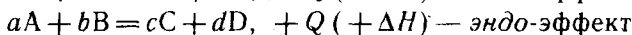
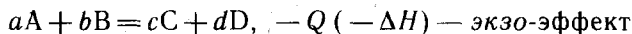
pOH — *Гидроксидный показатель*: $pOH = -\lg[OH^-] = 14 - pH$ (подробнее см. рубрики « K_B », « pH »).

Q — *Количество теплоты, тепловой эффект*. Количественная мера теплоты — формы передачи энергии беспорядочного движения частиц, образующих любое тело; количество энергии, получаемой или отдаваемой системой при теплообмене (подробнее см. курс физики). Единицы величины Q :

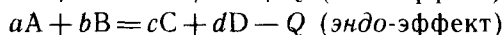
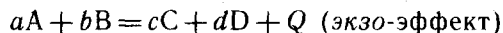
джоуль (Дж); килоджоуль (кДж): 1 кДж = 1000 Дж.

Частный случай:

тепловой эффект реакции — энергия в форме теплоты, выделяемая системой во внешнюю среду (экзотермический эффект) или поглощаемая системой из внешней среды (эндотермический эффект) в результате протекания химической реакции. Отвечает энтальпии реакции ΔH при $p = \text{const}$. Указывается в термохимических уравнениях либо после уравнения:



либо непосредственно в уравнении вслед за формулами продуктов:



В конкретных уравнениях реакций обязательно указывается также агрегатное состояние всех веществ, например $2Na_{(т)} + Cl_{2(г)} = 2NaCl_{(т)} + 892 \text{ кДж}$ (см. также рубрики « Q_{H_2O} », « $Q_{гидр}$ », « $Q_{ж}$ », « $Q_{кр}$ », « $Q_{(р)}$ »).

q — *Электрический заряд*. Определяет электромагнитное взаимодействие тел (подробнее см. курс физики). Состоит из целого числа элементарных электрических зарядов (э. э. з.). Значение э. э. з. — физическая постоянная:

$$1 \text{ э. э. з.} = 1,60217733 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$$

Положительный э. э. з. несет элементарная физическая частица протон p^+ , отрицательный э. э. з. — частица электрон e^- . Частные случаи относительного электрического заряда — см. рубрики « $\delta \pm$ », « $\pm \nu$ », « $\nu \pm$ ».

$Q_{\text{H}_2\text{O}}$ — *Тепловой эффект разрушения межмолекулярных связей* в воде при растворении в ней веществ. Входит как слагаемое в уравнение Фаянса (см. рубрику « $Q_{(p)}$ »).

$Q_{\text{гидр}}$ — *Тепловой эффект гидратации* формульных единиц веществ при растворении их в воде. Входит как слагаемое в уравнение Фаянса (см. рубрику « $Q_{(p)}$ »).

$Q_{\text{ж}}$ — *Тепловой эффект разрушения межмолекулярных связей* в жидком веществе при растворении его в воде. Входит как слагаемое в уравнение Фаянса для жидкостей (см. рубрику « $Q_{(p)}$ »).

$Q_{\text{кр}}$ — *Тепловой эффект разрушения кристаллической решетки* твердых веществ при растворении их в воде. Входит как слагаемое в уравнение Фаянса для кристалла (см. рубрику « $Q_{(p)}$ »).

$Q_{(p)}$ — *Тепловой эффект растворения* (другое обозначение: $\Delta H_{(p)}$). Энергетический эффект в форме теплоты (энтальпия), сопровождающий процесс растворения вещества в воде. Величина $Q_{(p)}$ рассчитывается по уравнению Фаянса для агрегатных состояний растворяемого вещества (до растворения):

$$\begin{aligned} \text{кристалл} \quad Q_{(p)} &= -(Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{кр}}) + Q_{\text{гидр}} \\ \text{жидкость} \quad Q_{(p)} &= -(Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{ж}}) + Q_{\text{гидр}} \\ \text{газ} \quad Q_{(p)} &= -Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{гидр}} \end{aligned}$$

(см. также рубрики « $Q_{\text{H}_2\text{O}}$ », « $Q_{\text{гидр}}$ », « $Q_{\text{ж}}$ », « $Q_{\text{кр}}$ »).

r — *Радиус*. Длина отрезка прямой линии, соединяющей какую-либо точку окружности или сферы с центром этих фигур (подробнее см. курс геометрии). Единицы величины r — см. рубрику « l ». Частные случаи — см. рубрики « a_0 », « $r_{\text{ат}}$ », « $r_{\text{ион}}$ », « $r_{\text{ков}}$ ».

$r_{\text{ат}}$ — *Атомный радиус*. Половина длины межъядерного расстояния в металлической кристаллической решетке простого вещества. Значения $r_{\text{ат}}$ — см. раздел 2.1.

$r_{\text{ион}}$ — *Ионный радиус*. Половина длины межъядерного расстояния в ионной кристаллической решетке. Значения $r_{\text{ион}}$ (см. раздел 2.1) рассчитаны на основе значения $r_{\text{ион}}(\text{O}^{2-}) = 126$ пм.

$r_{\text{ков}}$ — *Ковалентный радиус*. Половина длины одинарной химической связи данного атома с другим. Рассчитывается из длины гомоатомной связи В—В, а при отсутствии соединений с такими связями — из длины гетероатомной связи А—В (атомы разных элементов). Значения $r_{\text{ков}}$ — см. раздел 2.1.

S — *Энтропия*. Термодинамическая функция системы. Мера степени беспорядка (неупорядоченности) системы. Зависит от температуры: при абсолютном нуле (0 К) энтропия системы равна нулю (идеальная упорядоченность кристалла), при $T > 0$ К энтропия положительна ($S > 0$). Единица величины S : джоуль на кельвин (Дж/К). Входит в выражение для энергии Гиббса G (см.). Изменение энтропии системы — см. рубрику « ΔS ». Частный случай:

энтропия вещества B [$S_T(B)$], Дж/(К·моль) — запас энтропии в 1 моль вещества B при некоторой температуре T , большей абсолютного нуля. При стандартных условиях (см. рубрику « ΔH ») называется стандартной энтропией вещества B [$S_T^0(B)$]. Используется в расчете энтропии реакции ΔS (см.). Значения S^0 при 25 °С для распространенных веществ — см. раздел 4.2.2.

T — *Термодинамическая температура*. Характеризует состояние теплового равновесия макроскопической системы. Пропорциональна средней кинетической энергии частиц тела. Единица величины T : кельвин (К). Шкала измерения температуры с этой единицей называется абсолютной шкалой температур. Имеет только положительные значения ($T > 0$); начало отсчета величины T (абсолютный нуль температуры) — значение $T = 0$ К недостижимо (подробнее см. курс физики). Связь с температурой Цельсия: $T = t + 273,15$ (точно). Нормальные (физические) условия: $T = 273,15$ К.

t — *Температура Цельсия*. Температура, определенная по столбчатой шкале Цельсия (подробнее см. курс физики). Единица величины t : градус Цельсия (°С). По размеру 1 °С совпадает с 1 К в абсолютной шкале температур (см. рубрику « T »). Связь с термодинамической температурой: $t = T - 273,15$ (точно). Нормальные (физические) условия: $t = 0$ °С.

V — *Объем*. Количественная характеристика геометрических и физических тел — подробнее см. курсы геометрии и физики, а также химических веществ — см. ниже, их смесей и растворов — см. рубрику « $V_{(p)}$ ». Единицы величины V :

кубический метр (м^3); кубический сантиметр (см^3): $1 \text{ см}^3 = 1 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$;

литр (л): $1 \text{ л} = 0,001 \text{ м}^3$; миллилитр (мл): $1 \text{ мл} = 0,001 \text{ л}$.
Частные случаи:

объем вещества B (для конденсированных веществ — твердых и жидких) — отношение массы этого вещества (m_B) к его плотности (ρ_B): $V_B = m_B / \rho_B = n_B M_B / \rho_B$ (см. также рубрику « $V_{\text{H}_2\text{O}}$ »);

объем газа B — трехмерное (объемное) пространство сосуда, содержащего этот газ при $p, T = \text{const}$:

$$V(\text{газ } B) = m_B / \rho(\text{газ } B) = M_B n_B / \rho(\text{газ } B) = V_M n_B$$

К газам, близким по свойствам к идеальному газу, приложим закон Авогадро (гипотеза А. Авогадро, 1811; введен в химию С. Канницаро, 1858): в равных объемах различных газов при одинаковых температуре и давлении содержится одно и то же число молекул. Первое следствие: при одинаковых условиях равные количества различных газов имеют равные объемы. Второе следствие — см. рубрику «D». Расчетная формула для определения объема газообразных реагентов и продуктов — см. рубрику «{n}», см. также рубрику «V_M».

v — Объемный коэффициент растворимости. Способ выражения состава насыщенного раствора газа. Объем растворенного газа В (в миллилитрах при давлении 1 атм), приходящийся на каждые 100 г воды: $v_B = \{V(\text{газ В, мл})\}$ (в 100 г H₂O). Формулы пересчета:

$$v_B = \frac{100V(\text{газ В})}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{k_B}{\rho(\text{газ В})} = \frac{100V(\text{газ В})}{\rho_{\text{H}_2\text{O}}V_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{100m_B V_M}{m_{\text{H}_2\text{O}}M_B} =$$

$$= \frac{100V(\text{газ В})}{m_{(\rho)} - m_B} = \frac{100\omega_B(\text{насыщ.})}{\rho(\text{газ В})[1 - \omega_B(\text{насыщ.})]} = \frac{100L_B M_B}{\rho(\text{газ В})[\rho_{(\rho)} - L_B M_B]}$$

Значения *v_B* для распространенных газов — см. раздел 7.2.

\vec{v} — Скорость реакции. Изменение количества вещества В, отнесенное к стехиометрическому коэффициенту этого вещества в уравнении реакции ($\{n_B\}$), за некоторый промежуток времени ($\Delta\tau = \tau_2 - \tau_1$):

$$\vec{v} = \pm \frac{\Delta n_B}{\{n_B\}\Delta\tau} = \pm \frac{n_2 - n_1}{\{n_B\}\Delta\tau}$$

Для реагентов — знак «минус» (–), отвечающий уменьшению их количества ($n_1 - n_2 > 0$); для продуктов — знак «плюс» (+), отвечающий увеличению их количества ($n_2 - n_1 > 0$). Если объем реакционной смеси не изменяется или изменяется незначительно, то величина \vec{v} определяется через молярную концентрацию вещества В (c_B):

$$\vec{v} = \pm \frac{\Delta c_B}{\{n_B\}\Delta\tau} = \pm \frac{c_2 - c_1}{\{n_B\}\Delta\tau}$$

Кинетический закон действующих масс — см. рубрику « \vec{k} ».

V_{H₂O} — Объем воды. Выраженный в миллилитрах, при приготовлении растворов принимается численно равным массе воды в граммах.

V_M — Молярный объем газа. Отношение объема порции газа В [*V*(газ В)] при постоянных температуре и давлении к количеству вещества в этой порции (*n_B*):

$$V_M = \frac{V(\text{газ В})}{n_B} = \frac{V(\text{газ В}) \cdot M_B}{m_B} = \frac{M_B}{\rho(\text{газ В})}$$

Физическая постоянная — объем 1 моль газа, близкого по свойствам к идеальному газу, при нормальных условиях ($T = 273,15 \text{ K}$; $p = 1 \text{ атм}$): $V_M = 22,41108 \text{ л/моль} \approx 22,4 \text{ л/моль}$ (при н. у.).

$V_{(p)}$ — Объем раствора. Отношение массы раствора ($m_{(p)}$) к его плотности ($\rho_{(p)}$):

$$V_{(p)} = \frac{m_{(p)}}{\rho_{(p)}} = \frac{m_B + m_{H_2O}}{\rho_{(p)}} = \frac{m_B + \rho_{H_2O} V_{H_2O}}{\rho_{(p)}} = \frac{m_B}{\omega_B \rho_{(p)}} = \frac{m_B}{c_B M_B}$$

ω — Массовая доля. Отношение массы некоторой части системы к массе всей системы. Частные случаи:

массовая доля элемента B в сложном веществе с формулой единицей $A_a B_b C_c \dots$ — отношение массы элемента B (m_B) во взятой порции этого вещества к массе всей порции [$m(A_a B_b C_c \dots)$]:

$$\omega_B = \frac{m_B}{m(A_a B_b C_c \dots)} = \frac{b M_B}{M(A_a B_b C_c \dots)} \quad (\text{доля 1 или } \%)$$

Сумма массовых долей всех элементов, входящих в данное вещество, равна 1 (или 100%): $\omega_A + \omega_B + \omega_C + \dots = 1$ (100%). Расчетная формула для отношения $a:b$ в двухэлементном веществе $A_a B_b$:

$$a:b = m_A M_B / (m_B M_A) = \omega_A M_B / (\omega_B M_A)$$

Расчетная формула для отношения $a:b:c$ в трехэлементном веществе $A_a B_b C_c$:

$$a:b:c = \frac{m_A}{M_A} : \frac{m_B}{M_B} : \frac{m_C}{M_C} = \frac{\omega_A}{M_A} : \frac{\omega_B}{M_B} : \frac{\omega_C}{M_C}$$

массовая доля компонента B в смеси веществ ($aA + bB + cC + \dots$) — отношение массы этого компонента (m_B) к массе всей смеси ($m_A + m_B + m_C + \dots$):

$$\omega_B = m_B / (m_A + m_B + m_C + \dots) = b M_B / (a M_A + b M_B + c M_C + \dots)$$

Если одно вещество (B) находится в преобладающем количестве, его называют основным веществом, остальные вещества — примесями, величину ω_B — степенью чистоты основного вещества. Сумма массовых долей всех компонентов смеси равна 1 (или 100%). Расчетная формула для отношений $a:b$ (смесь $aA + bB$) и $a:b:c$ (смесь $aA + bB + cC$) — см. выше;

массовая доля растворенного вещества B — отношение массы этого вещества (m_B) к массе раствора ($m_{(p)}$):

$$\omega_B = \frac{m_B}{m_{(p)}} = \frac{m_B}{\rho_{(p)} V_{(p)}} = \frac{m_B}{m_B + m_{H_2O}} = \frac{m_B}{m_B + \rho_{H_2O} V_{H_2O}} = \frac{n_B M_B}{V_{(p)} \rho_{(p)}} = \frac{c_B M_B}{\rho_{(p)}}$$

Величина, численно равная ω_B (%), характеризует раствор в целом и называется *массовым содержанием раствора*. Например,

для раствора КВг с $\omega_{\text{КВг}} = 0,01$ (т. е. 1%) запись «1%-ный раствор КВг» означает «однопроцентный раствор КВг».

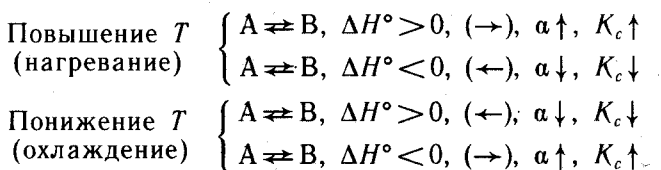
Z — *Порядковый номер*. Фундаментальная константа химического элемента, показывает место расположения элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева (см. форзацы). Численно равен числу протонов в ядре атома ($Z = N_p$) и числу электронов в оболочке нейтрального атома элемента ($Z = N_e$). Входит в современную формулировку *Периодического закона* Д. И. Менделеева: свойства элементов находятся в периодической зависимости от порядкового номера. См. разделы 1.1, 1.2.

α — 1. *Валентный угол* (другое обозначение: β). Угол (см. курс геометрии) между химическими связями в молекулах и сложных ионах. Единицы величины α : радиан (рад); градус ($^\circ$), $1^\circ = (\pi/180)$ рад $\approx 0,0175$ рад. Значения α — см. раздел 3.2.

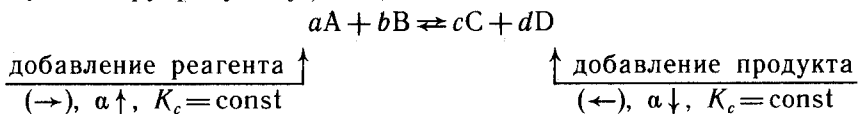
α — 2. *Степень протекания реакции*. Отношение числа формульных единиц исходного вещества В, прореагировавших к моменту наступления равновесия [$N_{\text{реак}}$ (ф. е. В)], к общему числу формульных единиц этого вещества, взятых для проведения обратимой химической реакции [$N_{\text{общ}}$ (ф. е. В)]:

$$\alpha = N_{\text{реак}} (\text{ф. е. В}) / N_{\text{общ}} (\text{ф. е. В}) = c_{\text{реак}} (\text{ф. е. В}) / c_{\text{общ}} (\text{ф. е. В})$$

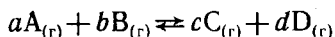
Единица α : доля 1 или %. Степень протекания обратимой реакции можно изменять (т. е. смещать состояние равновесия в сторону прямой или обратной реакции) в соответствии с *принципом Ле-Шателье* (1884): если на систему, находящуюся в равновесии, оказать внешнее воздействие изменением температуры, концентрации или давления, то в системе произойдет такое смещение равновесия, которое ослабит эффект внешнего воздействия. Влияние изменения температуры (смещение равновесия показано горизонтальной стрелкой в скобках; увеличение α и K_c обозначено вертикальной стрелкой, направленной вверх; уменьшение — стрелкой, направленной вниз):



Влияние изменения концентрации (только тех веществ, равновесные концентрации которых входят в выражение для K_c — см. рубрику « K_c »):



Влияние изменения давления (только для реакций с участием газов):



Увеличение p (сжатие) $\begin{cases} (a+b) > (c+d), (\rightarrow), \alpha \uparrow, K_c = \text{const} \\ (a+b) < (c+d), (\leftarrow), \alpha \downarrow, K_c = \text{const} \end{cases}$

Уменьшение p (расширение) $\begin{cases} (a+b) > (c+d), (\leftarrow), \alpha \downarrow, K_c = \text{const} \\ (a+b) < (c+d), (\rightarrow), \alpha \uparrow, K_c = \text{const} \end{cases}$

Изменение p $(a+b) = (c+d), \alpha = \text{const}, K_c = \text{const}$

Частные случаи:

степень диссоциации слабого электролита — отношение молярной концентрации продиссоциировавшего вещества МА ($c_{\text{дМА}}$) к исходной (аналитической, по приготовлению) концентрации этого вещества ($c_{\text{МА}}$): $MA_{(p)} \rightleftharpoons M^+ + A^-$, $\alpha_{\text{МА}} = c_{\text{дМА}}/c_{\text{МА}}$ (в классической теории кислот и оснований Аррениуса). Для слабых кислот и оснований: $0 < \alpha < 1$, для сильных кислот и оснований: $\alpha \rightarrow 1$;

степень гидролиза соли МА (в классической теории кислот и оснований Аррениуса):

$$\text{Гидролиз по катиону } \alpha_{\text{МА}} = [H^+]/c_{\text{МА}} = 10^{-\text{pH}}/c_{\text{МА}}$$

$$\text{Гидролиз по аниону } \alpha_{\text{МА}} = [OH^-]/c_{\text{МА}} = 10^{\text{pH}-14}/c_{\text{МА}}$$

степень протолитиза слабой кислоты НА и степень протолитиза слабого основания А (в протонной теории кислот и оснований Брэнстеда-Лаури):

$$\alpha_{\text{НА}} = \frac{[H_3O^+]}{c_{\text{НА}}} = \frac{10^{-\text{pH}}}{c_{\text{НА}}} \quad \text{и} \quad \alpha_{\text{А}} = \frac{[OH^-]}{c_{\text{А}}} = \frac{10^{\text{pH}-14}}{c_{\text{А}}}$$

Для обратимых реакций электролитической диссоциации, гидролиза и протолитиза действителен закон разбавления Оствальда, связывающий степень и константу равновесия в интервале $c = 1 \cdot 10^{-1} - 1 \cdot 10^{-5}$ моль/л:

$$K = \frac{\alpha^2}{1-\alpha} c \quad \text{и} \quad \alpha^2 c + \alpha K - K = 0$$

$$K \approx \alpha^2 c \quad \text{и} \quad \alpha \approx \sqrt{K/c}$$

Приближенные формулы действительны при $(K:c) < 0,01$. Здесь $K = K_{\text{дк}}$ (диссоциация слабой кислоты), $K_{\text{до}}$ (диссоциация слабого основания), $K_{\text{г}}$ (или $K_{\text{в}}/K_{\text{до}}$, гидролиз соли по катиону), $K_{\text{г}}$ (или $K_{\text{в}}/K_{\text{дк}}$, гидролиз соли по аниону), $K_{\text{к}}$ (протолитиз слабой кислоты), $K_{\text{о}}$ (или $K_{\text{в}}/K_{\text{к}}$, протолитиз слабого основания). О процессах электролитической диссоциации, гидролиза и протолитиза — см. рубрики соответствующих констант.

β — см. рубрику « $\alpha(1)$ ».

ΔG_{T} — Изменение энергии Гиббса системы. При $p, T = \text{const}$ определяется выражением $\Delta G_{\text{T}} = G_{\text{II}} - G_{\text{I}}$ (подробнее см. рубрику

« ΔH »). Связь с изменением энтальпии (ΔH) и энтропии системы (ΔS): $\Delta G_T = \Delta H - T\Delta S$. Зависит от температуры. Является критерием самопроизвольного протекания процесса $I \rightarrow II$, т. е. критерием его направления:

$\Delta G < 0$ — процесс $I \rightarrow II$ идет

$\Delta G > 0$ — процесс $I \rightarrow II$ невозможен, но идет обратный процесс $I \leftarrow II$

$\Delta G = 0$ — состояние равновесия $I \rightleftharpoons II$.

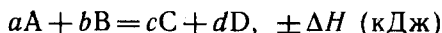
Частные случаи:

энергия Гиббса реакции — изменение энергии Гиббса системы после протекания в ней химической реакции. Зависит от температуры. В стандартных условиях называется *стандартной энергией Гиббса* реакции (ΔG_T°). Расчетные формулы: $\Delta G_T^\circ = \sum \Delta G_{\text{прод}}^\circ - \sum \Delta G_{\text{реак}}^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$ (подробнее см. рубрики « ΔH », « ΔS »);

энергия Гиббса образования вещества В [$\Delta G_T^\circ(\text{В})$, кДж/моль] — энергия Гиббса реакции образования сложного вещества из соответствующих простых веществ, отнесенная к 1 моль продукта В. Для простых веществ энергия Гиббса их образования («из самих себя») условно принята за нуль (подробнее см. рубрику « ΔH »). При стандартных условиях называется *стандартной энергией Гиббса образования* вещества В [$\Delta G_T^\circ(\text{В})$]. Значения ΔG° при 25 °С распространенных веществ — см. раздел 4.2.2.

ΔH — *Изменение энтальпии системы*. Определяется при p , $T = \text{const}$ разностью $\Delta H = H_{II} - H_I$ перехода системы из состояния I в состояние II и не зависит от пути перехода $I \rightarrow II$ (*закон Гесса*). Является движущей силой перехода $I \rightarrow II$ (наравне с ΔS). Входит в выражение для изменения энергии Гиббса системы ΔG_T (см.). Частные случаи:

энтальпия реакции — изменение энтальпии системы после протекания в ней химической реакции реагенты \rightarrow продукты:



Практически не зависит от температуры. Отвечает тепловому эффекту реакции Q (при $p = \text{const}$). В стандартных условиях ($T = \text{const}$, $p = 1$ атм при отсутствии газов или при их наличии — по 1 атм на каждый газ) называется *стандартной энтальпией реакции* (ΔH°). Расчет: по *следствию из закона Гесса* (при p , $T = \text{const}$)

$$\Delta H^\circ = \sum \Delta H_{\text{прод}}^\circ - \sum \Delta H_{\text{реак}}^\circ = (c\Delta H_C^\circ + d\Delta H_D^\circ) - (a\Delta H_A^\circ + b\Delta H_B^\circ)$$

Используется в расчете энергии Гиббса реакции ΔG_T° (см.); энтальпия образования вещества В [$\Delta H_T^\circ(\text{В})$, кДж/моль] — энтальпия реакции образования сложного вещества В из соответствующих простых веществ А и С (прямой синтез В), отнесенная к 1 моль продукта В:

$$aA + cC = bB, \Delta H^\circ, \text{ откуда } \Delta H_T^\circ(\text{В}) = \Delta H^\circ \text{ (кДж)}/b \text{ (моль)}$$

Для простых веществ (при наличии аллотропии — для одного из простых веществ данного элемента) энтальпия их образования («из самих себя») условно принята за нуль. Зависит от температуры. Используется в расчете энтальпии реакции ΔH . При стандартных условиях (см. выше) называется *стандартной энтальпией образования* вещества В [ΔH_T° (В)]. Значения ΔH° при 25°C для распространенных веществ — см. раздел 4.2.2, см. также рубрики « E_{cb} », «I», «Q», « ΔH_n ».

ΔH_e — см. рубрику «A».

ΔH_n — см. рубрику «I».

$\Delta H_{(p)}$ — см. рубрику « $Q_{(p)}$ ».

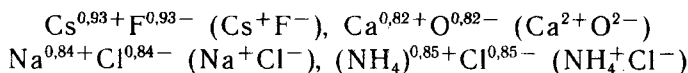
ΔS — *Изменение энтропии системы*. Определяется при p , $T = \text{const}$ разностью $\Delta S = S_{II} - S_I$. Движущая сила перехода $I \rightarrow II$ (наравне с ΔH). Характеризует изменение степени беспорядка (неупорядоченности) системы (подробнее см. рубрику «S»). Входит в выражение для изменения энергии Гиббса ΔG_T (см.). Частный случай:

энтропия реакции (в Дж/К) — изменение энтропии системы после протекания химической реакции. Практически не зависит от температуры. В стандартных условиях называется *стандартной энтропией реакции* (ΔS°). Расчет: $\Delta S^\circ = \sum S_{\text{прод}}^\circ - \sum S_{\text{реак}}^\circ$. Используется в расчете энергии Гиббса реакции ΔG_T° (см.). Подробнее см. рубрики « ΔH », «S».

$\delta \pm$ — *Эффективный заряд* связанного атома. Дробное число с последующим знаком «плюс» или «минус», указывающее электрический заряд атома, образующего полярную ковалентную связь $A^{\delta+} - B^{\delta-}$, например



В сильнополярных связях величина $\delta \pm$ стремится к ближайшему целому числу, например



(ср. с рубрикой « $v \pm$ »). В неполярных связях В — В атомы В несут нулевой эффективный заряд ($V^0 - V^0$). Формальный заряд связанного атома — см. рубрику « $\pm v$ », электрический диполь — см. рубрику « $p(2)$ ».

η — *Практический выход* продукта. Отношение количества полученного на практике продукта реакции В ($n_{\text{пр. В}}$) к теоретически возможному (рассчитанному по уравнению реакции) количеству ($n_{\text{т. В}}$):

$$\eta_{\text{В}} = n_{\text{пр. В}} / n_{\text{т. В}} \quad (\text{доля I или \%})$$

μ — *Магнитный момент*. Аналогичен электрическому дипольному моменту [см. рубрику « $p(2)$ »], но создаваемому электрическим диполем в магнитном поле (специальных магнитных зарядов и магнитных диполей не существует). Единицы величины μ :

ампер-квадратный метр ($A \cdot m^2$);
магнетон Бора (μ_B): $1\mu_B = 9,274 \cdot 10^{-24} A \cdot m^2$.

Частный случай:

магнитный момент химической частицы. Присущ химическим частицам с неспаренными валентными электронами атомов, составляющим парамагнитные вещества, например атомарный водород ($\cdot H^\circ$), диоксид азота (радикал $\cdot NO_2$), хлорид ванадия (IV) [$V^{IV} = 3d^1$], гексацианоферрат (III) калия [$Fe^{III} = 3d^5 (d^2 d^2 d^1 d^0 d^0)$], хлорид железа (III) [$Fe^{III} = 3d^5 (d^1 d^1 d^1 d^1 d^1)$] (см. раздел 3.3). Обусловлен постоянным магнитным моментом электрона, возникающим из-за его спина (\uparrow или \downarrow) и орбитального движения в атоме. Парамагнитные вещества втягиваются в магнитное поле. В частицах диамагнитных веществ нет неспаренных электронов, они создают очень слабый магнитный эффект, вызванный появлением индуцированного (наведенного) магнитного момента атомов в магнитном поле (значительно меньшего, чем постоянный магнитный момент электрона). Диамагнитные вещества выталкиваются из магнитного поля.

$v \pm$ — Относительный электрический заряд иона. Целое число с последующим знаком «плюс» или «минус», указывающее число э. э. з. (см. рубрику « q »), которое присуще данному иону. Указывается в правом верхнем индексе у химической формулы иона:

« $v +$ » — для катиона V^{v+} (например, Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , NH_4^+)

« $v -$ » — для аниона V^{v-} (например, Br^- , S^{2-} , PO_4^{3-} , SiO_4^{4-})

Приписывается свободным ионам (ионизированным атомам и молекулам, ионам в растворе) и связанным ионам (в ионном кристалле).

$\pm v$ — Степень окисления элемента. Формальный заряд атома элемента, условно приписываемый ему в ковалентных веществах. Определяется как относительный электрический заряд (см. рубрику « $v \pm$ »), который возник бы на связанном атоме, если электронная плотность всех связей этого атома с другими в химической частице полностью сместилась бы в сторону атомов более электроотрицательных элементов, а при равенстве значений электроотрицательности была бы разделена пополам. Равна предельному значению эффективного заряда (см. рубрику « $\delta \pm$ »). В химических формулах и названиях изображается римской цифрой с предшествующим знаком «плюс» (часто опускается, но подразумевается) или «минус», например, $H^{+1}F^{-1}$, $S^{+IV}O_2^{-II}$, $Zn^{+II}S^{-II}$, $(N^{-III}H_4)^+$, $(Mn^{VII}O_4)^-$; $Fe^{III}Cl_3$ — хлорид железа (III).

ρ — Плотность. Отношение массы однородного вещества V (m_B) к его объему (V_B):

$$\rho_B = m_B / V_B = M_B n_B / V_B = M_B c_B$$

Единицы величины ρ :

килограмм на кубический метр ($\text{кг}/\text{м}^3$);
грамм на кубический сантиметр ($\text{г}/\text{см}^3$);
грамм на литр ($\text{г}/\text{л}$), грамм на миллилитр ($\text{г}/\text{мл}$).

Частный случай:

плотность газа В [ρ (газ В), $\text{г}/\text{л}$] — отношение массы этого газа (m_B) к его объему [V (газ В)]:

$$\rho(\text{газ В}) = m_B / [V(\text{газ В})] = M_B n_B / V(\text{газ В}) = M_B / V_M$$

$\rho_{(p)}$ — Плотность раствора. Отношение массы раствора ($m_{(p)}$) к его объему ($V_{(p)}$):

$$\rho_{(p)} = m_{(p)} / V_{(p)} = (m_B + m_{\text{H}_2\text{O}}) / V_{(p)} = (m_B + \rho_{\text{H}_2\text{O}} V_{\text{H}_2\text{O}}) / V_{(p)}$$

Плотность водных растворов распространенных лабораторных реактивов — см. раздел 11.3.

$\rho_{\text{H}_2\text{O}}$ — Плотность воды. При приготовлении растворов принимается равной $\approx 1 \text{ г}/\text{мл}$ или $\approx 1000 \text{ г}/\text{л}$ (см. также раздел 11.2).

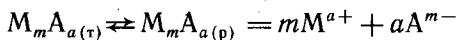
τ — Время. Одна из двух всеобщих форм существования материи, характеризующая последовательную смену явлений и состояний материи — длительность их бытия. Универсальные свойства времени — длительность, неповторяемость и необратимость. [Вторая всеобщая форма существования материи — пространство, характеризующее сосуществование материальных объектов и процессов (структурность и протяженность материальных систем). Универсальные свойства пространства — протяженность, единство прерывности и непрерывности.] Единицы времени: секунда (с), минута, час, сутки (день), год; соотношения между единицами: 1 минута = 60 с, 1 час = 60 минут = 3600 с, 1 сутки = 24 часа = 1440 минут = 86 400 с, 1 год = 365,242 суток = $3,1557 \cdot 10^7$ с.

φ — *Электродный потенциал, окислительно-восстановительный потенциал*. Электрическое напряжение гальванического элемента, содержащего в качестве одного электрода стандартный водородный электрод (электрод сравнения с условно нулевым потенциалом), а в качестве другого электрода — измеряемый электрод. При стандартных условиях (25 °С, 1 атм, 1 моль/л) потенциал называется *стандартным* (φ°). Стандартный потенциал измеряемого электрода в вольтах (В) определяет относительную силу окислителей и восстановителей в водном растворе (см. раздел 5.2). Сравнение значений φ° позволяет определить направление окислительно-восстановительных реакций в водном растворе (см. раздел 5.4).

χ — *Электроотрицательность* химического элемента. Мера способности его атомов к поляризации химической связи, т. е. способности удерживать около себя электроны. В связях между ато-

мами сильно электроотрицательных и слабо электроотрицательных (электроположительных) элементов возникают противоположные по знаку эффективные заряды на атомах (см. рубрику « $\delta \pm$ »). Значения χ всех элементов: см. раздел 2.3.

ПР — *Произведение растворимости*. Характеризует гетерогенное равновесие между осадком малорастворимого сильного электролита и его ионами (катионом, анионом) в насыщенном растворе:



$$\text{ПР} = [M^{a+}]^m [A^{m-}]^a = \text{const (при } T = \text{const)}$$

Значения ПР для распространенных солей и гидроксидов: см. раздел 7.1.2.

[] — обозначение равновесной молярной концентрации (см. рубрику « K_c »).

ПРИЛОЖЕНИЯ

1. Выдающиеся ученые-химики

Представлены ученые мира — химики, физики, физикохимики и инженеры-технологи, внесшие заметный вклад в развитие химии вообще и неорганической химии в частности.

Для каждого ученого даны имя и фамилия, даты жизни, сведения о национальной принадлежности и области научной деятельности, указаны лауреаты Нобелевских премий (для ученых XX века). Фамилии иностранных ученых сопровождаются написанием на языке оригинала.

Абельсон см. Эйблсон

Авогадро (Avogadro) граф, собств. Амедео ди Кваренья-и-Черетто (1776—1856). Итальянский физик и химик.

Агрикола (Agricola), собств. Георгиус Бауэр (1494—1555). Немецкий химик, металлург и минералог.

Альберт Великий (Albertus Magnus), собств. Альберт фон Больштётт (1193—1280). Немецкий алхимик, философ и теолог.

Ампер (Ampère) Андре-Мари (1775—1836). Французский физик, химик и математик.

Аносов Павел Петрович (1799—1851). Русский металлург и химик.

Арведсон [Арфведсон] (Arfvedson) Йохан-Август (1792—1841). Шведский химик и минералог.

Аррениус (Arrhenius) Сванте-Август (1859—1927). Шведский физикохимик. Нобелевская премия 1903 г.

Арфведсон см. Арведсон.

Ауэр (Auer) Карл, барон фон Вельсбах (1858—1929). Австрийский химик.

Ахард (Acharд) Франц-Карл (1753—1821). Немецкий химик и физик.

Багратион Пётр Романович (1818—1876). Русский инженер, металлург и химик.

Балар (Balard) Антуан-Жером (1802—1876). Французский химик.

Бартлетт (Bartlett) Нил (род. 1932). Английский химик.

Бауэр см. Агрикола.

Бекетов Николай Николаевич (1827—1911). Русский физико-химик.

Беккерель (Becquerel) Антуан-Анри (1852—1908). Французский физик и радиохимик. Нобелевская премия 1903 г.

Бемон (Bémont) Жан (1857—1932). Французский химик.

Бергман (Bergman) Торберн-Улаф (1735—1784). Шведский химик, физик и минералог.

Бертолле (Berthollet) Клод-Луи (1748—1822). Французский химик.

Берцелиус (Berzelius) Йёнс-Якоб (1779—1848). Шведский химик и минералог.

Бессемер (Bessemer) Генри (1813—1898). Английский металлург, изобретатель и инженер.

Бёттгер (Böttger) Иоганн-Фридрих (1682—1719). Немецкий алхимик, создатель саксонского фарфора.

Бирингуччо (Biringuccio) Ванноччо (1480—1539). Итальянский алхимик и металлург.

Бломstrand (Blomstrand) Кристиан-Вильгельм (1826—1897). Шведский химик.

Бойль (Boyle) Роберт (1627—1691). Ирландский физик и химик.

Больцман (Boltzmann) Людвиг (1844—1906). Австрийский физик-теоретик.

Больштедт см. Альберт Великий.

Бомбастус фон Гогенгейм см. Парацельс.

Бор (Bohr) Нильс-Хенрик-Давид (1885—1962). Датский физик-теоретик. Нобелевская премия 1922 г.

Бранд (Brand) Хенниг (1625—1692). Немецкий алхимик.

Брандт (Brandt) Георг (1694—1768). Шведский химик и минералог.

Брёнстед (Brønstedt) Йоханнес-Николаус (1879—1947). Датский физикохимик.

Бройль (Broglie) Луи де (род. 1892). Французский физик-теоретик. Нобелевская премия 1929 г.

Бунзен (Bunsen) Роберт-Вильгельм (1811—1899). Немецкий химик и физик.

Буссенго (Boussingault) Жан-Батист (1802—1887). Французский агрохимик и биолог.

Бутлеров Александр Михайлович (1828—1886). Русский химик.

Бэкон (Bacon) Роджер (1214—1292/1294). Английский алхимик, математик, физик, астроном, философ и теолог; выдающийся ученый Средневековья.

Бюсси (Bussy) А. (XIX в.). Французский химик.

Вааге [Bøge] (Waage) Петер (1833—1900). Норвежский физикохимик и минералог.

Валь (Wahl) Артур (род. 1917). Американский радиохимик.

Ван ден Брук (Van den Broek) Антониус (1870—1926). Голландский физик и юрист.

Ван дер Ваальс [Вальс] (Van der Waals) Иоханнес-Дидерик (1827—1923). Голландский физик-теоретик. Нобелевская премия 1910 г.

Вант-Гофф (Van't Hoff) Якобус-Хенрикус (1852—1911). Голландский химик. Нобелевская премия 1901 г.

Василий Валентин (Basilius Valentinus, XIV—XV вв.). Немецкий алхимик. Приписываемые ему сочинения опубликованы в 1599—1602 гг., возможно написаны несколькими авторами не ранее 2-й половины XVI в.

Вёлер (Wöhler) Фридрих (1800—1882). Немецкий химик.

Вельсбах *см.* Ауэр.

Вёрнер (Werner) Альфред (1866—1919). Швейцарский химик. Нобелевская премия 1913 г.

Винклер (Winkler) Клеменс-Александр (1838—1904). Немецкий химик.

Виноградов Дмитрий Иванович (1720?—1758). Русский химик, создатель русского фарфора.

Воклен [Вокелен] (Vauquelin) Никола-Луи (1763—1829). Французский химик.

Волластон [Вулластон] (Wollaston) Уильям-Хайд (1766—1828). Английский химик, физик и врач.

Вюрц (Wurtz) Шарль-Адольф (1817—1884). Французский химик.

Габер (Haber) Фриц (1868—1934). Немецкий химик-технолог. Нобелевская премия 1918 г.

Гадолин (Gadolin) Юхан (1760—1852). Финский химик.

Ган (Gahn) Йохан (Юхан)-Готтлиб (1745—1818). Шведский химик и минералог.

Ган (Hahn) Отто (1879—1968). Немецкий физик и радиохимик. Нобелевская премия 1944 г.

Гебер (Geber), собств. Джабир ибн Хайян (721—815). Арабский алхимик и медик. Приписываемые ему сочинения на латинском языке созданы, по-видимому, позднее разными авторами с условным именем «псевдо-Гебер» (XIII—XIV вв.)

Гейзенберг *см.* Хайзенберг.

Гей-Люссак (Gay-Lussac) Луи-Жозеф (1778—1850). Французский физик и химик.

Генкель (Henckel) Иоганн-Фридрих (1679—1744). Немецкий минералог, металлург и химик.

Герман (Hermann) Карл-Самуэль-Леберехт (кон. XVIII—нач. XIX в.). Немецкий химик.

Гесс Герман Иванович (1802—1850). Русский термохимик.

Гиббс (Gibbs) Джозайя-Уиллард (1839—1903). Американский физикохимик.

Гизель (Giesel) Ф. (нач. XX в.). Немецкий радиохимик.

Гиорсо (Ghiorso) Альберт (род. 1915). Американский радиохимик и физик.

Гитон де Морво (Guyton de Morveau) Луи-Бернар (1737—1816). Французский химик и юрист.

Глаубер (Glauber) Иоганн-Рудольф (1604—1670). Немецкий химик, врач и фармацевт.

Глэнденин (Glendenin) Лоренс (род. 1918). Американский радиохимик.

Гмелин (Gmelin) Христиан-Готлиб (1792—1860). Немецкий химик.

Грегор (Gregor) Уильям (1761—1817). Английский минералог.

Гульберг [Гульдберг] (Guldberg) Като-Максимилиан (1836—1902). Норвежский физикохимик и математик.

Гунд см. Хунд.

Гьельм см. Йельм.

Дальтон (Dalton) Джон (1766—1844). Английский химик и физик.

Дебай (Debye) Питер-Йозеф-Вильхельм (1884—1966). Голландский физик и химик. Нобелевская премия 1936 г.

Дебьерн (Debièrне) Андре-Луи (1874—1949). Французский физик и химик.

Демарсе (Demarçay) Эжен-Анатоль (1852—1903). Французский химик.

Джабир ибн Хайян см. Гебер.

Дорн (Dorn) Фридрих-Эрнест (1848—1916). Немецкий физик-экспериментатор.

Дьюар (Dewar) Джеймс (1842—1923). Шотландский физик и химик.

Дэви (Davy) Гемфри (1778—1829). Английский химик и физик.

Дюамель де Монсо (Duhamel de Monceau) Анри-Луи (1700—1781). Французский химик, физик, инженер, ботаник и врач.

Жансен (Janssen) Пьер-Жюль-Сезар (1824—1907). Французский астроном и физик-спектроскопист.

Жолио [Жолио-Кюри] (Joliot) Фредерик (1900—1958). Французский физик и радиохимик. Нобелевская премия 1935 г.

Жолио-Кюри (Joliot-Curie) Ирен (1897—1956). Французский физик и радиохимик. Нобелевская премия 1935 г.

Звара (Zvara) Иво (род. 1934). Чешский радиохимик.

Зосима из Панополиса (Zosimos Panopolitanus, 350?—400). Греческий ученый, один из основателей алхимии.

Йельм [Гьельм] (Hjelm) П. (XVIII в.). Шведский химик.
Каблукóв Иван Алексеевич (1857—1942). Русский физико-химик.

Кáвендиш (Cavendish) Генри (1731—1810). Английский химик и физик.

Канинциáро (Cannizzaro) Станислао (1826—1910). Итальянский химик.

Кваренья-и-Черетто см. Авогадро.

Кéзом [Кеэзом, Кéсом] (Keesom) Виллем-Хендрик (1876—1956). Голландский физик.

Кирхгóфф (Kirchhoff) Густав-Роберт (1824—1887). Немецкий физик и химик-спектроскопист.

Кистьякóвский Владимир Александрович (1865—1952). Русский физикохимик.

Клапрóт (Klaproth) Мартин-Генрих (1743—1817). Немецкий химик и минералог.

Кларк (Clark) Франк-Уиглсуорт (1847—1931). Американский геохимик.

Клаузиус (Clausius) Рудольф-Юлиус-Эмануэль (1822—1888). Немецкий физик-теоретик.

Клаус Карл Карлович (1796—1864). Русский химик.

Клэве (Cleve) Пер-Теодор (1840—1905). Шведский химик и минералог.

Коген см. Кохен.

Кóмптон (Compton) Артур-Холли (1892—1962). Американский физик. Нобелевская премия 1927 г.

Кóриелл (Coryell) Ч. (XX в.). Американский радиохимик.

Кóрсон (Corson) Дейл (род. 1914). Американский радиохимик и физик.

Кóстер (Koster) Дирк (1889—1950). Голландский физик-спектроскопист.

Кóхен [Коген] (Cohen) Эрнст-Юлиус (1869—1944). Голландский физикохимик.

Крóнстедт [Кронштедт] (Cronstedt) Аксель-Фредрик (1722—1765). Датский химик, минералог и геолог.

Крóфорд [Кроуфорд] (Crowford) Адер (1748—1795). Английский химик.

Круикшанк см. Крукшенк.

Крукс (Crookes) Уильям (1832—1919). Английский физик-спектроскопист и химик.

Крúкшенк [Круикшанк] (Cruikshank) Уильям (1745—1810). Английский химик.

Крэнстон (Cranston) Джон (род. 1891). Английский химик.

Кúnкель (Kunkel) Иоганн (1630/8—1703). Немецкий алхимик.

Курнакóв Николай Семёнович (1860—1941). Русский химик.

Куртуа́ (Courtois) Бернар (1777—1838). Французский химик и фармацевт.

Курча́тов Игорь Васильевич (1903—1960). Русский физик-ядерщик.

Кюри И. см. Жолио-Кюри.

Кюри М. см. Склодовская-Кюри.

Кю́ри (Curie) Пьер (1859—1906). Французский физик и химик. Нобелевская премия 1903.

Лабарра́к (Labaugaque) Антуан-Жермен (1777—1850). Французский фармацевт и химик.

Лавуазье́ (Lavoisier) Антуан-Лоран де (1743—1794). Французский химик, основоположник классической химии.

Ламі́ (Lamy) Клод-Огюст (1820—1878). Французский химик.

Лаури [Лóури] (Lowry) Томас-Мартин (1874—1936). Английский химик.

Лебля́н (Leblanc) Никола (1742—1806). Французский химик-технолог.

Лебо́ (Lebeau) Поль (1868—1959). Французский химик.

Лекóк де Буабодра́н (Lecoq de Boisbaudran) Франсуа, собствен. имя Поль-Эмиль (1838—1912). Французский химик.

Ле-Шателье́ (Le Chatelier) Анри-Луи (1850—1936). Французский физикохимик и металлург.

Либави́й (Libavius) Андреас (1540/1550—1616). Немецкий химик и врач.

Либих (Liebig) Юстус фон (1803—1873). Немецкий химик.

Локье́р (Lockyer) Норман (1836—1920). Английский астроном.

Ломоно́сов Михаил Васильевич (1711—1765). Русский ученый-энциклопедист — математик, физик, химик, минералог, геолог, металлург, инженер-технолог, астроном, экономист, филолог, поэт, художник и историк.

Лондо́н (London) Фриц (1900—1954). Немецкий физик-теоретик.

Лоуре́нс (Lawrence) Эрнест-Орландо (1901—1958). Американский физик. Нобелевская премия 1939 г.

Лаури см. Лаури.

Лью́ис (Lewis) Гилберт-Ньютон (1875—1946). Американский физикохимик.

Майтнер [Мейтнер] (Meitner) Лизе (1878—1968). Австрийский физик и радиохимик.

Макензи́ (Mackenzie) Кеннет (род. 1912). Американский радиохимик и физик.

Макмилла́н (McMillan) Эдвин-Маттисон (род. 1907). Американский физик и радиохимик. Нобелевская премия 1951 г.

Ма́лликен (Mulliken) Роберт-Сандерсон (1896—1986). Американский физикохимик. Нобелевская премия 1966 г.

Марггра́ф (Marggraf) Андреас-Сигизмунд (1709—1782). Немецкий химик и металлург.

Ма́рински (Marinsky) Джейкоб (род. 1918). Американский химик.

Ма́ринья́к (Maignac) Жан-Шарль (1817—1894). Швейцарский химик.

Мартэн (Martin) Пьер (1824—1915). Французский металлург и промышленник.

Мейер (Meyer) Лотар-Юлиус (1830—1895). Немецкий химик.

Мейтнер см. Майтнер.

Менделеев Дмитрий Иванович (1834—1907). Русский ученый-энциклопедист — химик, физик, гидродинамик, минералог, геолог, инженер-технолог, астроном, метеоролог, агроном, метролог, экономист, педагог и просветитель.

Меньё де ла Плас (Meusnier de la Place) Жан-Батист (1754—1793). Французский математик, химик и военный инженер.

Мозандер см. Мосандер.

Мозли (Moseley) Генри-Гвин-Джефрис (1887—1915). Английский физик.

Мосандер [Мозандер] (Mosander) Карл-Густав (1797—1858). Шведский химик.

Муассан (Moissan) Анри (1852—1907). Французский химик и фармацевт. Нобелевская премия 1906 г.

Мутман (Muthmann) Фридрих-Вильгельм (1861—1913). Немецкий химик.

Мюллер фон Райхенштейн (Müller von Reichenstein) Ференц-Йожеф (1740—1825). Венгерский минералог и горный инженер.

Нернст (Nernst) Вальтер-Фридрих-Герман (1864—1941). Немецкий физик и химик. Нобелевская премия 1920 г.

Нильсон (Nilson) Ларс-Фредрик (1840—1899). Шведский химик.

Нобель (Nobel) Альфред-Бернхард (1833—1896). Шведский инженер, химик, изобретатель и промышленник. Основатель фонда международных Нобелевских премий по химии, физике, физиологии и медицине, литературе и за деятельность по укреплению мира, присуждаемых ежегодно с 1901 г.

Ноддак (Noddack) Вальтер-Карл-Фридрих (1893—1960). Немецкий физикохимик.

Ноддак И. см. Такке-Ноддак.

Оствальд (Ostwald) Вильгельм-Фридрих (1853—1932). Немецкий физикохимик и философ. Нобелевская премия 1909 г.

Парацельс (Paracelsus), собств. Филипп-Ауреоль-Теофраст Бомба́стус фон Гёгенгейм (1493—1511). Швейцарский алхимик и врач.

Паули (Pauli) Вольфганг (1900—1958). Швейцарский физик-теоретик. Нобелевская премия 1945 г.

Пелиго (Peligot) Эжен-Мельшьор (1811—1890). Французский химик.

Перё (Perey) Маргерит (1909—1975). Французский радио-химик.

Перриер [Перье] (Perrier) Карло (1886—1948). Итальянский минералог.

Писаржевский Лев Владимирович (1874—1938). Русский химик.

Планк (Planck) Макс-Карл-Эрнст-Людвиг (1858—1947). Немецкий физик-теоретик. Нобелевская премия 1918 г.

Пóлинг (Pauling) Лайнус-Карл (род. 1901). Американский химик, физик, биохимик, генетик, иммунолог, общественный деятель. Нобелевские премии 1954 и 1962 гг.

Потт (Pott) Иоганнес-Генрих (1692—1777). Немецкий химик.

Прíстли [Пристлей] (Priestley) Джозеф (1733—1804). Английский химик, филолог и богослов.

Пруст (Proust) Жозеф-Луи (1754—1826). Французский химик и фармацевт.

Райх [Рейх] (Reich) Фердинанд (1799—1882). Немецкий физик-спектроскопист и минералог.

Рáмзай (Ramsay) Уильям (1852—1916). Английский химик и физик. Нобелевская премия 1904 г.

Рéзерфорд (Rutherford) Даниел (1749—1819). Шотландский химик, ботаник и врач.

Рéзерфорд (Rutherford) Эрнест (1871—1937). Английский физик и радиохимик. Нобелевская премия 1908 г.

Рейх см. Райх.

Рiо (Rio) Андрес-Мануэль дель (1764—1849). Мексиканский минералог и химик.

Рiхтер Виктор Юльевич (1842—1891). Русский химик.

Рiхтер (Richter) Хиронимус-Теодор (1824—1898). Немецкий химик.

Рóзе (Rose) Генрих (1795—1864). Немецкий химик.

Рóско (Roscoe) Генри-Энфилд (1833—1915). Английский химик.

Руэ́ль (Rouelle) Гийом-Франсуа (1703—1770). Французский химик и аптекарь.

Рэ́лей (Rayleigh) лорд, собств. Джон-Уильям Стретт (1842—1919). Английский физик. Нобелевская премия 1904 г.

Сегре́ (Segre) Эмилио-Джино (род. 1905). Итальянский физик-экспериментатор. Нобелевская премия 1959 г.

Семёнов Николай Николаевич (1896—1986). Русский физик и химик. Нобелевская премия 1956 г.

Сент-Клер Девíль (Sainte-Claire Deville) Анри-Этьенн (1818—1881). Французский химик и инженер.

Сёренсен (Sørensen) Сёрен-Петер-Лауриц (1868—1939). Датский физикохимик и биохимик.

Сёттерберг (Setterberg) К. (XIX в.) Шведский химик.

Сёфстрём (Sefström) Нильс-Габриель (1787—1845). Шведский химик и минералог.

Сйборг (Seaborg) Гленн-Теодор (род. 1912). Американский радиохимик и физик. Нобелевская премия 1951 г.

Сиджвик (Sidgwick) Невил-Винсент (1873—1952). Английский химик.

Скłodóвская-Кю́ри (Skłodowska-Curie) Мария (1867—1934). Польский радиохимик и физик. Нобелевская премия 1903 и 1911 гг.

- Содди** (Soddy) Фредерик (1877—1956). Английский радиохимик и физик. Нобелевская премия 1921 г.
- Сольвэ** (Solvay) Эрнест-Гастон (1838—1922). Бельгийский химик-технолог, промышленник и филантроп.
- Стретт** см. Рэлей.
- Такке-Ноддак** (Tacke-Noddack) Ида (1896—1978). Немецкий физикохимик.
- Тахений** (Tachenius) Отто (известен 1644—1678). Немецкий химик, врач и аптекарь.
- Теллер** (Teller) Эдвард (род. 1908). Американский физик-ядерщик.
- Тенар** (Thenard) Луи-Жак (1777—1857). Французский химик.
- Теннант** (Tennant) Смитсон (1761—1815). Английский химик.
- Томас** (Thomas) Сидни-Джилкрист (1850—1885). Английский металлург.
- Томсон** (Thomson) Джозеф-Джон (1856—1940). Английский физик. Нобелевская премия 1906 г.
- Трэверс** (Travers) Моррис-Уильям (1872—1961). Английский химик.
- Ульба** (Ulloa) Антонио де (1716—1795). Испанский математик и путешественник.
- Урбэн** (Urbain) Жорж (1872—1938). Французский химик.
- Фарадэй** (Faraday) Майкл (1791—1867). Английский физик и химик.
- Фаянс** (Fajans) Казимеж (1887—1975). Польский физик и химик.
- Ферми** (Fermi) Энрико (1901—1954). Итальянский физик. Нобелевская премия 1938 г.
- Фёрсман** Александр Евгеньевич (1883—1945). Русский геохимик и минералог.
- Флёров** Георгий Николаевич (1913—1990). Русский физик-ядерщик и химик.
- Франкланд** [Франкленд] (Frankland) Эдуард (1825—1899). Английский химик.
- Фрэнкель** Яков Ильич (1894—1952). Русский физик-теоретик.
- Фуркруа** (Fourcroy) Антуан-Франсуа (1755—1809). Французский химик.
- Хайзенберг** [Гейзенберг] (Heisenberg) Вернер-Карл (1901—1976). Немецкий физик-теоретик. Нобелевская премия 1932 г.
- Хэтчетт** (Hatchett) Чарлз (1765—1847). Английский химик.
- Хёвеш** (Hevesy) Йозеф-Дьёрдь (1885—1966). Венгерский радиохимик и физик. Нобелевская премия 1943 г.
- Хисингер** [Хизингер] (Hisinger) Вильгельм (1766—1852). Шведский химик и минералог.
- Холл** (Hall) Чарлз-Мартин (1863—1914). Американский химик и инженер.
- Хунд** [Гунд] (Hund) Фридрих (род. 1896). Немецкий физик-теоретик.

Чугаев Лев Александрович (1873—1922). Русский химик.
Шапталь (Chaptal) Жан-Антуан-Клод, граф де Шантелу (1756—1832). Французский химик, инженер-технолог, врач и политический деятель.

Шееле (Scheele) Карл-Вильгельм (1742—1786). Шведский химик и фармацевт.

Шоттки (Schottky) Вальтер (1886—1976). Немецкий физик.

Шрёдингер (Schrödinger) Эрвин (1887—1961). Австрийский физик-теоретик. Нобелевская премия 1933 г.

Шрёттер (Schrötter) Антон (1802—1875). Австрийский химик.

Штрёмейер (Stromeyer) Фридрих (1776—1835). Немецкий химик.

Эйблсон [Абельсон] (Abelson) Филип-Хауге (род. 1913). Американский физикохимик.

Эйнштейн (Einstein) Альберт (1879—1955). Немецкий физик-теоретик, основатель современной физики. Нобелевская премия 1921 г.

Экеберг (Ekeberg) Андерс-Густав (1767—1813). Шведский химик и минералог.

Элюяр (Elhuyar) Фаусто де (1755—1833). Испанский химик и минералог.

Эрленмейер (Erlenmeyer) Рихард-Август-Карл-Эмиль (1825—1909). Немецкий химик.

Эрстед (Oersted, Ørsted) Ханс-Кристиан (1777—1851). Датский физик.

Эру (Héroult) Поль-Луи-Туссен (1863—1914). Французский металлург.

Юри (Urey) Гарольд-Клейтон (1893—1981). Американский физикохимик. Нобелевская премия 1934 г.

Ян (Jahn) Г. (XX в.). Английский физик.

2. Растворы важнейших реактивов в лаборатории

Представлены вещества, наиболее часто используемые в лабораторной практике. Состав их растворов выражен массовой долей w (см. раздел 12).

Приготовление растворов см. раздел 11.1.

Обозначения: * — в разбавленной HCl, ** — в разбавленной HNO₃.

AgNO₃ 1%

AlCl₃ 3—5%

BaCl₂ 1%

*BeCl₂ 0,1%

**Bi(NO₃)₃ 10%

CH₃COOH 10%

CaCl₂ 0,5—5,0%

CdSO₄ 3%

CoCl₂ 2%

CuSO₄ 3%

FeCl₃ 3%

FeSO₄ 5%

H₂C₂O₄ 5—8%

HCl (конц.) 20%

HCl (разб.) 10—15%	MgSO ₄ 5%
HNO ₃ (конц.) 56—65%	MnSO ₄ 3%
HNO ₃ (разб.) 10%	NH ₃ ·H ₂ O (конц.) 25—28%
HNO ₃ (оч. разб.) 1%	NH ₃ ·H ₂ O (разб.) 8%
H ₂ O ₂ (конц.) 30%	NH ₄ Cl 10%
H ₂ O ₂ (разб.) 3%	NH ₄ F 10%
H ₃ PO ₄ (конц.) 85—87%	NH ₄ NCS 3%
HF (разб.) 10%	Na(CH ₃ COO) 8%
H ₂ SO ₄ (конц.) 94—98%, 60%	Na ₂ CO ₃ 5%
H ₂ SO ₄ (разб.) 10%	NaCl 5%
**Hg(NO ₃) ₂ 5%	NaF 4%
**Hg ₂ (NO ₃) ₂ 1%	NaHCO ₃ 5%
KAl(SO ₄) ₂ 5%	NaH ₂ PO ₄ 3%
KBr 3,5%	Na ₂ HPO ₄ 3%
KBrO ₃ 4%	NaOH (конц.) 20%
K ₂ CrO ₄ 5%	NaOH (разб.) 10%
K ₂ Cr ₂ O ₇ 3%	Na ₃ PO ₄ 3%
KCr(SO ₄) ₂ 5%	Na ₂ S 5%
K ₃ [Fe(CN) ₆] 1%	Na ₂ SO ₃ 4%
K ₄ [Fe(CN) ₆] 1%	Na ₂ SO ₄ 5%
KI 10%	Na ₂ (SO ₃ S) 3%
KIO ₃ 5%	Na ₂ SiO ₃ 15%
KMnO ₄ 0,1—3,0%	NiCl ₂ 2%
KNCS 3%	Pb(NO ₃) ₂ 4%
KNO ₂ 5%	*SbCl ₃ 3%
KNO ₃ 5%	*SnCl ₂ 5%
KOH (конц.) 20%	SrCl ₂ 3%
KOH (разб.) 10%	ZnSO ₄ 3%
LiCl 5%	

3. Названия химических элементов на английском, французском и немецком языках

Сокращения грамматических родов:

ж, f — женский род

м, m — мужской род

с, n — средний род

Латинские названия элементов см. раздел 1.5.

Русское название	Английское название	Французское название	Немецкое название
Азот <i>м</i>	nitrogen	azote <i>m</i>	Stickstoff <i>m</i>
Актиний <i>м</i>	actinium	actinium <i>m</i>	Aktinium <i>n</i>
Актиноид <i>м</i>	actinoid	actinoïde <i>m</i>	Aktinoid <i>n</i>
Алюминий <i>м</i>	alumin(i)um	aluminium <i>m</i>	Aluminium <i>n</i>
Америций <i>м</i>	americium	américium <i>m</i>	Amerizium <i>n</i>
Аргон <i>м</i>	argon	argon <i>m</i>	Argon <i>n</i>
Астат <i>м</i>	astatine	astate <i>m</i>	Astat <i>n</i>

Русское название	Английское название	Французское название	Немецкое название
Барий <i>м</i>	barium	baryum <i>т</i>	Barium <i>п</i>
Бериллий <i>м</i>	beryllium	béryllium <i>т</i>	Beryllium <i>п</i>
Берклий <i>м</i>	berkelium	berkélium <i>т</i>	Berkelium <i>п</i>
Благородный газ <i>м</i>	noble gas	gaz <i>т</i> noble	Edelgas <i>п</i>
Бор <i>м</i>	boron	bore <i>т</i>	Bor <i>п</i>
Бром <i>м</i>	bromine	brome <i>т</i>	Brom <i>п</i>
Ванадий <i>м</i>	vanadium	vanadium <i>т</i>	Vanadin <i>п</i>
Висмут <i>м</i>	bismuth	bismuth <i>т</i>	Wismut <i>п</i>
Водород <i>м</i>	hydrogen	hydrogène <i>т</i>	Wasserstoff <i>т</i>
дейтерий <i>м</i>	deuterium	deutérium <i>т</i>	Deuterium <i>п</i>
протий <i>м</i>	protium	protium <i>т</i>	Protium <i>п</i>
тритий <i>м</i>	tritium	tritium <i>т</i>	Tritium <i>п</i>
Вольфрам <i>м</i>	tungsten	tungstène <i>т</i>	Wolfram <i>п</i>
Гадолиний <i>м</i>	gadolinium	gadolinium <i>т</i>	Gadolinium <i>п</i>
Галлий <i>м</i>	gallium	gallium <i>т</i>	Gallium <i>п</i>
Галоген <i>м</i>	halogen	halogène <i>т</i>	Halogen <i>п</i>
Гафний <i>м</i>	hafnium	hafnium <i>т</i>	Hafnium <i>п</i>
Гелий <i>м</i>	helium	hélium <i>т</i>	Helium <i>п</i>
Германий <i>м</i>	germanium	germanium <i>т</i>	Germanium <i>п</i>
Гольмий <i>м</i>	holmium	holmium <i>т</i>	Holmium <i>п</i>
Диспрозий <i>м</i>	dysprosium	dysprosium <i>т</i>	Dysprosium <i>п</i>
Европий <i>м</i>	europium	europium <i>т</i>	Europium <i>п</i>
Железо <i>с</i>	iron	fer <i>т</i>	Eisen <i>п</i>
Золото <i>с</i>	gold	or <i>т</i>	Gold <i>п</i>
Индий <i>м</i>	indium	indium <i>т</i>	Indium <i>п</i>
Иод <i>м</i>	iodine	iode <i>т</i>	Jod <i>п</i>
Иридий <i>м</i>	iridium	iridium <i>т</i>	Iridium <i>п</i>
Иттербий <i>м</i>	ytterbium	ytterbium <i>т</i>	Ytterbium <i>п</i>
Иттрий <i>м</i>	yttrium	yttrium <i>т</i>	Yttrium <i>п</i>
Кадмий <i>м</i>	cadmium	cadmium <i>т</i>	Kadmium <i>п</i>
Калий <i>м</i>	potassium	potassium <i>т</i>	Kalium <i>п</i>
Калифорний <i>м</i>	californium	californium <i>т</i>	Kalifornium <i>п</i>
Кальций <i>м</i>	calcium	calcium <i>т</i>	Kalzium <i>п</i>
Кислород <i>м</i>	oxygen	oxygène <i>т</i>	Sauerstoff <i>т</i>
озон <i>м</i>	ozone	ozone <i>т</i>	Ozon <i>п</i>
Кобальт <i>м</i>	cobalt	cobalt <i>т</i>	Kobalt <i>п</i>
Кремний <i>м</i>	silicon	silicium <i>т</i>	Silizium <i>п</i>
Криптон <i>м</i>	krypton	krypton <i>т</i>	Krypton <i>п</i>
Ксенон <i>м</i>	xenon	xénon <i>т</i>	Xenon <i>п</i>
Курчатовий <i>м</i>	kurchatovium	kurtchatovium <i>т</i>	Kurtschatovium <i>п</i>
Курий <i>м</i>	curium	curium <i>т</i>	Curium <i>п</i>
Лантан <i>м</i>	lanthanum	lanthane <i>т</i>	Lanthan <i>п</i>
Лантаноид <i>м</i>	lanthanoid	lanthanoïde <i>т</i>	Lanthanoid <i>п</i>
Литий <i>м</i>	lithium	lithium <i>т</i>	Lithium <i>п</i>
Лоуренсий <i>м</i>	lawrencium	lawrencium <i>т</i>	Lawrencium <i>п</i>
Лютеций <i>м</i>	lutetium	lutécium <i>т</i>	Lutetium <i>п</i>
Магний <i>м</i>	magnesium	magnésium <i>т</i>	Magnesium <i>п</i>
Марганец <i>м</i>	manganese	manganèse <i>т</i>	Mangan <i>п</i>
Медь <i>ж</i>	copper	civre <i>т</i>	Kupfer <i>п</i>
Менделевий <i>м</i>	mendelevium	mendélévium <i>т</i>	Mendelevium <i>п</i>
Молибден <i>м</i>	molybdenum	molybdène <i>т</i>	Molybdan <i>п</i>
Мышьяк <i>м</i>	arsenic	arsenic <i>т</i>	Arsen <i>п</i>
Натрий <i>м</i>	sodium	sodium <i>т</i>	Natrium <i>п</i>
Неодим <i>м</i>	neodymium	néodyme <i>т</i>	Neodym <i>п</i>
Неон <i>м</i>	neon	néon <i>т</i>	Neon <i>п</i>
Нептуний <i>м</i>	neptunium	neptunium <i>т</i>	Neptunium <i>п</i>

Русское название	Английское название	Французское название	Немецкое название
Никель <i>м</i>	nickel	nickel <i>т</i>	Nickel <i>п</i>
Нильсборий <i>м</i>	nielsbohrium	nielsbohrium <i>т</i>	Nielsbohrium <i>п</i>
Ниобий <i>м</i>	niobium	niobium <i>т</i>	Niob <i>п</i>
Нобелий <i>м</i>	nobelium	nobelium <i>т</i>	Nobelium <i>п</i>
Олово <i>с</i>	tin	étain <i>т</i>	Zinn <i>п</i>
Осмий <i>м</i>	osmium	osmium <i>т</i>	Osmium <i>п</i>
Палладий <i>м</i>	palladium	palladium <i>т</i>	Palladium <i>п</i>
Платина <i>ж</i>	platinum	platine <i>т</i>	Platin <i>п</i>
Плутоний <i>м</i>	plutonium	plutonium <i>т</i>	Plutonium <i>п</i>
Полоний <i>м</i>	polonium	polonium <i>т</i>	Polonium <i>п</i>
Празеодим <i>м</i>	praseodymium	praseodyme <i>т</i>	Praseodym <i>п</i>
Прометий <i>м</i>	promethium	prométhium <i>т</i>	Promethium <i>п</i>
Протактиний <i>м</i>	protactinium	protactinium <i>т</i>	Protaktinium <i>п</i>
Радий <i>м</i>	radium	radium <i>т</i>	Radium <i>п</i>
Радон <i>м</i>	radon	radon <i>т</i>	Radon <i>п</i>
Рений <i>м</i>	rhenium	rhénium <i>т</i>	Rhenium <i>п</i>
Родий <i>м</i>	rhodium	rhodium <i>т</i>	Rhodium <i>п</i>
Ртуть <i>ж</i>	mercury	mercure <i>т</i>	Quecksilber <i>п</i>
Рубидий <i>м</i>	rubidium	rubidium <i>т</i>	Rubidium <i>п</i>
Рутений <i>м</i>	ruthenium	ruthénium <i>т</i>	Ruthenium <i>п</i>
Самарий <i>м</i>	samarium	samarium <i>т</i>	Samarium <i>п</i>
Свинец <i>м</i>	lead	plomb <i>т</i>	Blei <i>п</i>
Селен <i>м</i>	selenium	sélénium <i>т</i>	Selen <i>п</i>
Сера <i>ж</i>	sulfur	soufre <i>т</i>	Schwefel <i>т</i>
Серебро <i>с</i>	silver	argent <i>т</i>	Silber <i>п</i>
Скандий <i>м</i>	scandium	scandium <i>т</i>	Skandium <i>п</i>
Стронций <i>м</i>	strontium	strontium <i>т</i>	Strontium <i>п</i>
Сурьма <i>ж</i>	antimony	antimoine <i>т</i>	Antimon <i>п</i>
Таллий <i>м</i>	thallium	thallium <i>т</i>	Thallium <i>п</i>
Тантал <i>м</i>	tantalum	tantale <i>т</i>	Tantal <i>п</i>
Теллур <i>м</i>	tellurium	tellure <i>т</i>	Tellur <i>п</i>
Тербий <i>м</i>	terbium	terbium <i>т</i>	Terbium <i>п</i>
Технеций <i>м</i>	technetium	technétium <i>т</i>	Technetium <i>п</i>
Титан <i>м</i>	titanium	titane <i>т</i>	Titan <i>п</i>
Торий <i>м</i>	thorium	thorium <i>т</i>	Thorium <i>п</i>
Тулий <i>м</i>	thulium	thulium <i>т</i>	Thulium <i>п</i>
Углерод <i>м</i>	carbon	carbone <i>т</i>	Kohlenstoff <i>т</i>
алмаз <i>м</i>	diamond	diamant <i>т</i>	Diamant <i>т</i>
графит <i>м</i>	graphite	graphite <i>т</i>	Graphit <i>т</i>
Уран <i>м</i>	uranium	uranium <i>т</i>	Uran <i>п</i>
Фермий <i>м</i>	fermium	fermium <i>т</i>	Fermium <i>п</i>
Фосфор <i>м</i>	phosphorus	phosphore <i>т</i>	Phosphor <i>т</i>
Франций <i>м</i>	francium	francium <i>т</i>	Franzium <i>п</i>
Фтор <i>м</i>	fluorine	fluor <i>т</i>	Fluor <i>п</i>
Халькоген <i>м</i>	chalcogen	chalcogène <i>т</i>	Chalkogen <i>п</i>
Хлор <i>м</i>	chlorine	chlore <i>т</i>	Chlor <i>п</i>
Хром <i>м</i>	chromium	chrome <i>т</i>	Chrom <i>п</i>
Цезий <i>м</i>	cesium	césium <i>т</i>	Zäsium <i>п</i>
Церий <i>м</i>	cerium	cérium <i>т</i>	Zer <i>п</i>
Цинк <i>м</i>	zinc	zinc <i>т</i>	Zink <i>п</i>
Цирконий <i>м</i>	zirconium	zirconium <i>т</i>	Zirkonium <i>п</i>
Щелочноземельный элемент <i>м</i>	alkaline-earth element	élément <i>т</i> alcali-no-terreux	Erdalkalielement <i>п</i>
Щелочной элемент <i>м</i>	alkaline element	élément <i>т</i> alcalin	Alkalielement <i>п</i>
Эйнштейний <i>м</i>	einsteinium	einsteinium <i>т</i>	Einsteinium <i>п</i>
Эрбий <i>м</i>	erbium	erbium <i>т</i>	Erbium <i>п</i>

4. ЛАТИНСКИЙ И ГРЕЧЕСКИЙ АЛФАВИТЫ

Латинские буквы					
печатные	рукописные	названия	печатные	рукописные	названия
A a	<i>Aa</i>	а	N n	<i>Nn</i>	эн
B b	<i>Bb</i>	бэ	O o	<i>Oo</i>	о
C c	<i>Cc</i>	цэ	P p	<i>Pp</i>	пэ
D d	<i>Dd</i>	дэ	Q q	<i>Qq</i>	ку
E e	<i>Ee</i>	э (е)	R r	<i>Rr</i>	эр
F f	<i>Ff</i>	эф	S s	<i>Ss</i>	эс
G g	<i>Gg</i>	гэ (жэ)	T t	<i>Tt</i>	тэ
H h	<i>Hh</i>	га (аш)	U u	<i>Uu</i>	у
I i	<i>Ii</i>	и	V v	<i>Vv</i>	вэ
J j	<i>Jj</i>	йот	W w	<i>Ww</i>	дубль вэ
K k	<i>Kk</i>	ка	X x	<i>Xx</i>	икс
L l	<i>Ll</i>	эль	Y y	<i>Yy</i>	игрек
M m	<i>Mm</i>	эм	Z z	<i>Zz</i>	зет(а)

Греческие буквы

печатные	рукописные	названия	печатные	рукописные	названия
Α α	<i>Αα</i>	альфа	Ν ν	<i>Νν</i>	ни (ню)
Β β	<i>Ββ</i>	бета	Ξ ξ	<i>Ξξ</i>	кси
Γ γ	<i>Γγ</i>	гамма	Ο ο	<i>Οο</i>	о микрон
Δ δ	<i>Δδ</i>	дельта	Π π	<i>Ππ</i>	пи
Ε ε	<i>Εε</i>	э псилон	Ρ ρ	<i>Ρρ</i>	ро
Ζ ζ	<i>Ζζ</i>	(д)зета	Σ σς	<i>Σσς</i>	сигма
Η η	<i>Ηη</i>	эта	Τ τ	<i>Ττ</i>	тау
Θ θ	<i>Θθ</i>	тета	Υ υ	<i>Υυ</i>	и псилон
Ι ι	<i>Ιι</i>	иота	Φ φ	<i>Φφ</i>	фи
Κ κ	<i>Κκ</i>	каппа	Χ χ	<i>Χχ</i>	хи
Λ λ	<i>Λλ</i>	лямбда	Ψ ψ	<i>Ψψ</i>	пси
Μ μ	<i>Μμ</i>	ми (мю)	Ω ω	<i>Ωω</i>	о мега

Литература

1. Химическая энциклопедия./Под ред. И. Л. Кнунянца. М.: Большая Российская Энциклопедия, 1988—1995.— Т. 1—4.
2. Химический энциклопедический словарь/Под ред. И. Л. Кнунянца.— М.: Советская Энциклопедия, 1983.
3. Энциклопедический словарь юного химика/Сост. В. А. Крицман, В. В. Станцо.— М.: Педагогика, 1990.
4. Минералогическая энциклопедия/Под ред. К. Фрея. Пер. с англ.— Л.: Недра, 1985.
5. Популярная библиотека химических элементов./Под ред. И. В. Петрянова-Соколова.— М.: Наука, 1983.— Кн. 1, 2.
6. *Лидин Р. А. и др.* Справочник по неорганической химии. Константы неорганических веществ/Р. А. Лидин, Л. Л. Андреева, В. А. Молочко. Под ред. Р. А. Лидина.— М.: Химия, 1987.
7. *Лурье Ю. Ю.* Справочник по аналитической химии.— М.: Химия, 1989.
8. *Менделеев Д. И.* Основы химии.— М.-Л.: Госхимиздат, 1948.— Т. 1, 2.
9. Руководство по неорганическому синтезу./Под ред. Г. Брауэра. Пер. с нем.— М.: Мир, 1985—1986.— Т. 1—6.
10. *Реми Г.* Курс неорганической химии. Пер. с нем.— М.: Мир, 1972—1974.— Т. I, II.
11. *Некрасов Б. В.* Основы общей химии.— М.: Химия.— Т. 1, 2. 1973.
12. *Дей М., Селбин Д.* Теоретическая неорганическая химия. Пер. с англ. под ред. К. В. Астахова.— М.: Химия, 1969—1971.
13. Химия. Справочник./Под ред. В. Шрётера. Пер. с нем.— М.: Химия, 1989.
14. Аноганикум./Под ред. Л. Кольдица. Пер. с нем.— М.: Мир, 1984.— Т. 1, 2.
15. *Хьюи Дж.* Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность./Пер. с англ. под ред. Б. Д. Степина и Р. А. Лидина.— М.: Химия, 1987.
16. *Полинг Л., Полинг П.* Химия. Пер. с англ.— М.: Мир, 1978.
17. *Коттон Ф., Уилкинсон Дж.* Основы неорганической химии.— М.: Мир, 1979.
18. *Карапетьянь М. Х.* Введение в теорию химических процессов.— М.: Высшая школа, 1981.
19. *Слейбо У., Персонс Т.* Общая химия. Пер. с англ.— М.: Мир, 1979.
20. *Зайцев О. С.* Общая химия. Направление и скорость химических процессов. Строение вещества.— М.: Высшая школа, 1983.
21. *Зайцев О. С.* Общая химия. Состояние веществ и химические реакции.— М.: Химия, 1990.
22. *Ludwig G. Chemie — Kurz Gefaßt.*— Leipzig: Fachbuchverl., 1991.
23. *Лидин Р. А., Молочко В. А.* Химия для абитуриентов. От средней школы к вузу. М.: Химия, 1993, 1994.
24. *Сатбалдина С. Т., Лидин Р. А.* Химия-8.— М.: Просвещение, 1993.
25. *Сатбалдина С. Т., Лидин Р. А.* Химия-9.— М.: Просвещение, 1996.
26. *Зайцев О. С.* Задачи и вопросы по химии.— М.: Химия, 1985.
27. Химия. Справочное руководство. Пер. с нем./Под ред. Х. Койне.— Л.: Химия, 1975.
28. *Лидин Р. А. и др.* Неорганическая химия в вопросах/Р. А. Лидин, Л. Ю. Аликберова, Г. П. Логинова. Под ред. Р. А. Лидина.— М.: Химия, 1991.
29. *Лидин Р. А. и др.* Задачи по неорганической химии/Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. Под ред. Р. А. Лидина.— М.: Высшая школа, 1990.
30. *Конарев Б. Н.* Любознательным о химии. Неорганическая химия.— М.: Химия, 1978.
31. *Волков В. А. и др.* Выдающиеся химики мира. Биографический справочник/В. А. Волков, Е. В. Вонский, Г. И. Кузнецова.— М.: Высшая школа, 1991.
32. Номенклатурные правила ИЮПАК по химии. Пер. с англ.— М.: ВИНТИ, 1979—1988. Т. 1, 3, 6.
33. *Лидин Р. А. и др.* Основы номенклатуры неорганических веществ/Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева, А. А. Цветков. Под ред. Б. Д. Степина.— М.: Химия, 1983.

34. Кан Р., Дермер О. Введение в химическую номенклатуру. Пер. с англ./Под ред. В. М. Потапова и Р. А. Лидина.— М.: Химия, 1983.
35. Рид Р. и др. Свойства газов и жидкостей. Пер. с англ./Р. Рид, Дж. Праусниц, Т. Шервуд.— Л.: Химия, 1982.
36. Наумов Г. Б. и др. Справочник термодинамических величин/Г. Б. Наумов, Б. Н. Рыженко, И. Л. Ходаковский.— М.: Атомиздат, 1971.
37. Добош Д. Электрохимические константы. Пер. с венгерского.— М.: Мир, 1980.
38. Альберт А., Сергент Е. Константы ионизации кислот и оснований. Пер. с англ.— Л.-М.: Химия, 1967.
39. Храмов Ю. А. Физики. Биографический справочник.— М.: Наука, 1983.
40. Словарь античности. Пер. с нем./Сост. И. Ирмшер, Р. Йоне.— М.: Прогресс, 1989; Внешсигма, 1992.
41. Джуа М. История химии. Пер. с итальянского.— М.: Мир, 1966.
42. Единицы физических величин.— М.: Изд-во стандартов, 1982.
43. Фундаментальные физические константы.— М.: Изд-во стандартов, 1979.
44. Физический энциклопедический словарь/Под ред. А. М. Прохорова.— М.: Советская Энциклопедия, 1984.
45. Политехнический словарь/Под ред. А. Ю. Ишлинского.— М.: Советская Энциклопедия, 1980.
46. Чертов А. Г. Физические величины.— М.: Высшая школа, 1990.
47. Степин Б. Д. Применение международной системы единиц физических величин в химии.— М.: Высшая школа, 1990.
48. Степин Б. Д., Цветков А. А. Неорганическая химия.— М.: Высшая школа, 1994.
49. Степин Б. Д., Аликберова Л. Ю. Книга по химии для домашнего чтения.— М.: Химия, 1994.
50. Лидин Р. А. и др. Химические свойства неорганических веществ/Р. А. Лидин, В. А. Молочко, Л. Л. Андреева. Под ред. Р. А. Лидина.— М.: Химия, 1996.

ПРЕДМЕТНО-ИМЕННОЙ УКАЗАТЕЛЬ

В указатель вошли все понятия, термины и названия, встречающиеся в тексте. Числа отвечают страницам книги, при ссылках на раздел 10 в скобках указаны номера рубрик этого раздела [например, 108 (1) — с. 108, рубрика 1] или номера рубрик и номера уравнений реакций в них [например, 108 (1³) — с. 108, рубрика 1, уравнение 3], а при ссылках на раздел 12 — обозначения рубрик в этом разделе [например, 200 (А) — с. 200, рубрика «А» (Сродство к электрону)]. Если вещество в тексте изображается только химической формулой, то последняя дается после названия.

В указатель не включены данные разделов 1.4.2, 1.5, 9.4 и 10.3, формульного указателя к разделу 10 (с. 188), а также приложений 1—4.

Абсолютная шкала температур 212 (Т)	воды 153
Абсолютный нуль температуры 212 (Т)	Агрегатные состояния 53, 54, 56
Авогадро	Агрикола 17, 23, 25
закон 212 (V)	Азид-ион N_3^- 44, 75
— следствия 201 (D), 212 (V)	Азидоводород HN_3 75
постоянная 208 (N_A)	Азот 7, 8, 12, 16, 28
число 208 ($\{N_A\}$)	атом, строение 36, 39
Автопротолиз	общая характеристика 166
аммиака 168	распространенность 9

- свойства, получение 167 (78)
соединения, восстановление 64
— кислотно-основные свойства 75
— окисление 67
— растворимость 81
— строение и связь 42, 44
степени окисления 8
термодинамика 59
электроотрицательность 40, 41
- Азот(II) оксид 11, 42, 59, 81, 93, 167, 171 (83)
- Азот(IV) оксид 44, 51, 59, 167, 171 (84)
- Азот(V) оксид 174 (86¹⁴)
- Азотистая кислота 44, 75, 91, 167, 172 (85)
- Азотная кислота 16, 44, 58, 61, 74, 81, 167, 173 (86)
- Аква- 93
- Аквакомплексы 43, 46, 74
- Активный *см.* Actиноиды
- Actиноиды 7, 8, 10, 12, 28, 35, 41, 88
- Акцептор пары электронов 49
- Алебастр 96, 134 (43)
- Алмаз 25, 57, 89, 180 (93) *см. также* Углерод
- Альберт Великий 23
- Алюминат(III), гидроксо- 137 (48⁴)
- Алюминий 7, 8, 12, 16, 28
атом, строение 35, 39
гидроксид 57, 79, 137, 138 (50)
-калий сульфат 58, 77, 117, 122 (23)
карбид 57, 137, 140 (53)
катион 43, 74, 137 (48)
-магний оксид (MgAl₂)O₄ 59
метагидроксид 57, 138 (50)
общая характеристика 136
окисление 61, 65
оксид 57, 137, 138 (49)
распространенность 9
свойства, получение 137 (48)
соединения, кислотно-основные свойства 74
— строение и связь 42, 43
соли, несуществование 81
— растворимость и гидролиз 79, 81
степени окисления 8
сульфид 57, 81, 137, 140 (52)
термодинамика 57
хлорид 43, 50, 57, 77, 81, 137, 139 (51)
электроотрицательность 40
- Алюмокалиевые квасцы 16, 25, 100
- Амальгамы 99, 115 (13⁷), 128 (33⁶)
- Америций *см.* Actиноиды
- Амид 118 (15⁹)
-ион 44, 90
- Аммиак 11, 16, 44, 50, 59, 75, 81, 90, 93, 167, 168 (79)
гидрат *см.* Гидрат аммиака
- Аммин- 93
- Амминкомплексы 46, 66
- Аммоний 16, 90
гидроксид, несуществование 169
гидросульфид 79, 167, 170 (82)
железо(II)-, сульфат Fe(NH₄)₂(SO₄)₂ 77
катион 44, 67, 75
соли, несуществование 81
— растворимость и гидролиз 78, 81
— термодинамика 59
сульфид 170 (82)
хлорид 59, 79, 81, 167, 170 (81)
- Ампер А. 26
- Амфилены 84
- Амфотерность, диагональ 105
- Амфотерные
гидроксиды и оксиды 85
простые вещества 84
элементы 88
- Анионы, место в формулах и названиях 89
- Аносов П. П. 20
- Апатит 26, 134 (42)
- Аргентат(I)
нитро- 120 (20¹⁰)
тисульфато- 114 (12⁶)
- Аргон *см.* Благородные газы
- Аррениуса теория кислот и оснований 203 (K_с, K_г), 204 (K_{др}, K_{до}), 215 (а, 2)
- Арсенат-ион 74, 91
- Арсенит-ион *см.* Метаарсенит-ион, Ортоарсенит-ион
- Астат 7, 8, 10, 12, 28, 35, 40
- Атмосфера (земная) 9, 11
- Атомная
единица массы 206 (m_ч)
масса, относительная 34, 200 (A_r)
- Атомные орбитали 38, 48
- Атомный радиус 34, 211 (r_{ат})
- Атомы элементов 34, 38, 39
- Аурат(III), хлоро- 174 (86¹³)
- Ахард Ф. 24
- Ацетилен 57, 81, 136 (47)
- Ацетиленид *см.* Кальций
-ион 90
- Аэрогены 88
- Багратион П. Р. 20
- Балар А. 17
- Барий 7, 8, 12, 28
атом, строение 35
гидроксид Ba(OH)₂ 57, 77
окисление 65
распространенность 9
соли, растворимость и гидролиз 78, 80, 81
степени окисления 8
термодинамика 57
электроотрицательность 40
- Белильная известь 27, 98, 135 (44)

- Белое олово 23
 Белый фосфор 26, 60, 176 *см. также*
 Фосфор
Бергман Т. 17, 22
 Бериллий 7, 8, 12, 28
 атом, строение 35, 39
 гидроксид $\text{Be}(\text{OH})_2$ 57, 80
 распространенность 10
 соединения, кислотно-основные свойства 74
 — окисление 65
 — строение и связь 43
 соли, растворимость и гидролиз 78, 81
 степени окисления 8
 термодинамика 57
 электроотрицательность 40
Берклий см. Actиноиды
 Берлинская лазурь 96, 147 (61¹⁴)
Бертолле К. 27
Бертолле правило 53
 Бертоллегова соль 97
Берцелиус Й. 22
 Бескислородные кислоты и соли 87
Бессемера процесс 20
Бётггер И. 22
 Бинарные соединения 87
Бирингуччо В. 20, 25
 благородные газы 7, 8, 12, 16, 28, 84, 88
 атом, строение 35, 39
 распространенность 10
 растворимость 81
 степени окисления 8
 электроотрицательность 40
Бойль Р. 26
 Бор 7, 8, 12, 28
 атом, строение 35, 39
 гидроксид $\text{B}(\text{OH})_3$ 43, 57, 74, 78
 окисление 65
 распространенность 10
 соединения, кислотно-основные свойства 74
 — растворимость 78, 81
 — строение и связь 43
 степени окисления 8
 термодинамика 57
 электроотрицательность 40
Бор Н. 31
Бора радиус 200 (a_0)
 Боран 90
 Борат-ион *см.* Метаборат-ион, Тетраборат-ион
 Борная кислота *см.* Бор, гидроксид
Бранд Х. 26
Брандт Г. 23—25, 27
 Бром 7, 8, 12, 17, 28
 атом, строение 35, 39
 распространенность 10
 растворимость 81
 соединения, восстановление 61, 62
 — кислотно-основные свойства 74
 — окисление 65
 — строение и связь 42
 степени окисления 8
 термодинамика 57
 экстракция в органическую фазу 129 (34³)
 электроотрицательность 40
 Бромат-ион BrO_3^- 43, 62, 74
 Бромид *см.* Калий
 -ион Br^- 65
 Бромная вода 97
 Бромная кислота HBrO_4 74
 Бромоватая кислота HBrO_3 74
 Бромоватистая кислота HBrO 62, 74
 Бромоводород 42, 58, 74, 81, 90
 Бронза 22, 23, 99
 Бронзовый век 20, 22
Бунзен Р. 21, 22, 27
Бэкон Р. 23, 25
Бюсси А. 22
 Валентные орбитали 48
 Валентный угол 43, 52, 215 ($\alpha, 1$)
 Ванадат-ион *см.* Метаванадат-ион, Ортованадат-ион
 Ванадий 7, 8, 12, 28
 атом, строение 38, 39
 распространенность 9
 соединения, восстановление 64
 — кислотно-основные свойства 75
 — окисление 68
 — растворимость 81
 — строение и связь 47
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Ванадил, катион 90
Василий Валентин 17, 23, 25, 27
Вёлер Ф. 16, 26
 Веселящий газ 96, 170 (81⁷), 175 (84¹⁷)
Винклер К. 19
Виноградов Д. И. 22
 Висмут 7, 8, 12, 17, 28
 атом, строение 35
 катион 62, 65, 74
 окисление 65
 распространенность 10
 соединения, восстановление 62
 — окисление 65
 — растворимость 80
 степени окисления 8
 термодинамика 7
 электроотрицательность 40
 Висмутат-ион 91
 Вода 17, 90
 автопротолиз 153
 бромная 97
 в организме человека 12

- восстановление 61, 63
 жавелевая 27, 98
 известковая 16, 98, 133 (40²)
 иодная 98
 ионное произведение 153 (67¹), 203 (K_s)
 кислотнo-оснoвные свойства 74, 153 (67¹)
 лиганд, название 93
 очистка 153
 плотность 194
 распространенность 11
 свойства, получение 152, 153 (67)
 сероводородная 98, 162 (74²)
 строение 44
 термодинамика 58
 тяжелая 44, 58, 96, 153 (67)
 хлорная 98, 155 (68¹)
 электролиз 153 (67¹²)
 Водород 7, 8, 12, 17, 28
 атомарный 58, 61, 66, 152 (66)
 атом, масса 206 (m)
 — строение 36, 39
 катион *см.* Оксоний
 молекула, связь 42
 общая характеристика 151
 пероксид 58, 61, 64, 67, 75, 81, 157, 159 (72)
 распространенность 9
 растворимость 81
 соединения, восстановление 61, 63
 — кислотнo-оснoвные свойства 74
 — окисление 66
 степени окисления 8
 твердый источник получения 135 (46)
 термодинамика 58
 физические и химические свойства, получение 152 (66)
 электроотрицательность 40
 Водородный показатель 75, 209 (pH)
 Водяной газ 180 (93¹)
 Воздух
 молекулярная масса, относительная 11
 плотность 11
 растворимость 82
 Воклен Н. 27
 Волластон У. 24, 26
 Вольфрам 7—9, 12, 28, 38, 40
 Восстановители
 полуреакции окисления 65
 типичные 61
 Время 220 (τ)
 Выход, практический 218 (η)
 Гадолин Ю. 29
 Гадолиний *см.* Лантаноиды
 Газ
 веселящий 96
 водяной 180 (93¹)
 генераторный 180 (93¹)
 сернистый 24, 96 *см. также* Сера(IV), оксид
 угарный 96 *см. также* Углерод(II), оксид
 углекислый 96 *см. также* Углерод(IV), оксид
 Газообразные вещества
 запись в уравнениях 53
 при комнатных условиях 57
 растворимость 81
 Галлий 7, 8, 12, 17, 28
 атом, строение 36, 39
 распространенность 10
 соединения, кислотнo-оснoвные свойства 74
 — растворимость 80
 — свойства 18
 степени окисления 8
 термодинамика 58
 электроотрицательность 40
 Галогены 88 *см. также* Астат, Бром, Иод, Фтор, Хлор
 Ган Й. 22
 Гафний 7, 8, 10, 12, 28, 36, 40
 Гашеная известь 21, 96, 133 (40)
 Гебер 23, 25
 Гей-Люссак Л. 21, 23, 26
 Гелий *см.* Благородные газы
 Генераторный газ 180 (93¹)
 Генкель И. 27
 Геометрическая форма
 многоатомных частиц 43, 45
 — — алгоритм предсказания 48, 51
 — — виды 46, 48
 — — искаженная и правильная 52
 Германат-ион 91
 Германиевая кислота 75, 91
 Германий 7, 8, 12, 19, 28
 атом, строение 36, 39
 окисление, 66
 распространенность 10
 соединения, свойства 19
 степени окисления 8
 термодинамика 58
 электроотрицательность 40
 Гесса закон, следствие 217 (ΔH)
 Гиббса энергия 55, 56
 Гибридизация атомных орбиталей 43, 48
 Гибридные орбитали 48
 Гидразин N_2H_4 9, 62, 67, 75
 Гидразиний
 катион $N_2H_5^+$ 67, 75
 хлорид N_2H_5Cl 61, 79
 Гидрат аммиака 67, 75, 93, 167, 169 (80)
 Гидраты, номенклатура 93
 Гидрид 117 (15¹) *см. также* Кальций, Натрий

- Гидрокарбонат *см.* Натрий
 -ион 75, 91
 Гидроксид *см.* Алюминий, Барий, Бериллий, Бор, Железо(II), Железо(III), Калий, Кальций, Натрий, Скандий
 аммония, несуществование 169
 -ион 90
 — основные свойства 74
 — строение и связь 42
 Гидроксидный показатель 210 (рОН)
 Гидроксиды 85 *см. также* Амфотерные гидроксиды, Кислотные гидроксиды. Метагидроксиды, Основные гидроксиды
 Гидроксиламин NH_2OH 44, 59, 62, 67, 75
 Гидроксиламиний
 катион NH_3OH^+ 44, 67, 75
 хлорид $(\text{NH}_3\text{OH})\text{Cl}$ 61, 79
 Гидроксокатионы, номенклатура 91
 Гидроксокомплексы 43, 46, 66, 74
 Гидролиз солей 54, 81
 степень 215(а, 2)
 Гидроортофосфат *см.* Натрий
 -ион 91
 Гидропероксид-ион HO_2^- 75
 Гидроселенид-ион HSe^- 75
 Гидроселенит-ион HSeO_3^- 75
 Гидросульфат *см.* Калий
 -ион 91
 Гидросульфид *см.* Аммоний
 -ион HS^- 75
 Гидросульфит-ион 75, 91
 Гидросфера 9, 11
 Гидротеллурид-ион HTe^- 75
 Гидротеллурит-ион HTeO_3^- 75
 Гидрохромат-ион HCrO_4^- 63, 75
 Гипобромит-ион BrO^- 63, 74
 Гипохлорит *см.* Кальций
 -ион 63, 75, 91
 Гипс 134 (43)
 Глаубер И. 23, 26
 Глина 98, 137
 Глинозём 16, 96
 Гольдшмидт Х. 27
 Гольмий *см.* Лантаноиды
 Горный хрусталь 22, 185 (98)
 Графит 25, 57, 65, 89, 180 (93) *см. также* Углерод
 Давление 209 (р, 1)
 влияние на равновесие 216 (а, 2)
 указание в уравнениях 55
 Двойная связь 41, 201 ($E_{\text{св}}$), 205 ($I_{\text{св}}$)
 Двойные
 оксиды 85
 соли 87
 Действующих масс закон 202 (\bar{k} , K_c)
 Дейтерий 42, 58, 88, 206 (т) *см. также*
 Водород
 Диамагнитные вещества 219 (μ)
 Дигидродифосфат 112 (8')
 Дигидроортофосфат *см.* Натрий
 -ион 91
 Дигональная форма 48
 Димер
 оксида азота (IV) 171 (84)
 оксида фосфора (V) 177 (89)
 Диоксигенил, катион O_2^+ 42
 Дипольный момент 42, 43, 209 (р, 2)
 Дисерная кислота 91, 164, 165
 Диспрозий *см.* Лантаноиды
 Диссоциация *см.* Электролитическая диссоциация
 Дисульфат *см.* Калий, Натрий
 -ион 91
 Дисульфид (2 —) *см.* Железо
 Дифосфат 113 (9')
 -ион 91
 Дифосфорная кислота 91
 Дихромат *см.* Калий
 -ион 63, 91, 125 (29)
 Дихромовая кислота 74, 91
 Дициан 130 (37')
 Длина 205 (l)
 химической связи 42, 43, 45, 205 ($I_{\text{св}}$)
 Доменный процесс 142 (54¹²)
 Донор пары электронов 49, 51
 Древесный уголь 25
 Дэви Г. 17, 21—23, 26
 Дюамель де Монсо А. 21, 23
 Дюраль 99
 Европий *см.* Лантаноиды
 Единицы физических величин 198
 Едкий натр 23, 97
 Едкое кали 96
 Жавелевая вода 27, 98
 Железный век 20
 Железный купорос 25
 Железо 7, 8, 12, 20, 29
 атом, строение 36, 39
 гидридо-карбонил- 150 (65⁴)
 карбид 58, 96
 карбонил- 47, 58, 141, 149 (65)
 метагидроксид 58, 66, 141, 145 (59)
 общая характеристика 140
 окисление 66
 распространенность 9
 ржавление 142 (54¹¹)
 свойства, получение 141 (54)
 семейство 88 *см. также* Кобальт, Никель
 соединения, восстановление 63
 степени окисления 8
 термодинамика 57

- электроотрицательность 40
- Железо(II)**
 гидроксид 58, 66, 80, 141, 144(58)
 дисульфид (2 —) 58, 80, 141, 149(64)
 железо(III)-, оксид 141, 144(57)
 катион 47, 74, 142(54)
 окисление 66
 оксид 58, 141, 143(55)
 соединения, кислотно-основные свойства 74
 — строение и связь 47
 соли, растворимость и гидролиз 77, 81
 — термодинамика 58
 сульфат 58, 61, 77, 81, 141, 146(60)
 сульфид 58, 80, 81, 141, 148(63)
 хлорид 47, 58, 78, 81, 141, 146(61)
 -хром(III), оксид ($\text{Cr}_2^{\text{III}}\text{Fe}^{\text{II}}\text{O}_4$) 57
- Железо(III)**
 восстановление 63
 гидроксид, несуществование 145(59)
 -железо(II), оксид *см.* Железо(II)
 катион 47, 63, 74, 142
 окисление 66
 оксид 17, 58, 141, 143(56)
 — полигидрат 145(59)
 соединения, кислотно-основные свойства 74
 — строение и связь 47
 — термодинамика 58
 соли, несуществование 81
 — растворимость и гидролиз 77, 80, 81
 хлорид 47, 58, 78, 81, 141, 147(62)
- Жесткость воды** 131
 временная 133(41)
 постоянная 134(43⁴)
- Жженая магнезия** 22, 97
- Жидкие вещества**
 при комнатных условиях 57
 растворимость 81
- Жидкое стекло** 99
- Жизненно важные элементы** 11
- Жолио Ф.** 31
- Жолио-Кюри И. С.** 31
- Закон**
 Авогадро 212(V)
 Гесса, следствие 217(ΔH)
 действующих масс 202(\bar{k} , K_c)
 Периодический 200(A), 215(Z)
 постоянства состава 207(N)
 разбавления Оствальда 216(a, 2)
 сохранения массы 206(m)
 — энергии 201(E)
- Запрета принцип (правило)** 38, 208(N_e)
- Заряд**
 электрический 211(q)
- относительный 219($v \pm$)
 эффективный 218($\delta \pm$)
- Земная кора** 9
- Знак равенства в уравнениях** 53
- Золото** 7, 8, 12, 20, 28
 атом, строение 35
 окисление 65
 промышленное получение 20
 распространенность 10
 самый крупный самородок 20
 соединения, строение и связь 46
 степени окисления 8
 термодинамика 57
 электроотрицательность 40
- Известковая вода** 16, 98, 133(40²)
- Известь**
 белильная (хлорная) 27, 98, 135(44)
 гашеная и негашеная 21, 96
- Индий** 7, 8, 10, 12, 28, 36, 40, 75
- Индикаторы, кислотно-основные** 77
- Инертные газы** 96 *см. также* Благородные газы
- Иод** 7, 8, 12, 21, 28
 атом, строение 36
 распространенность 10
 соединения, восстановление 61, 63
 — кислотно-основные свойства 74
 — окисление 66
 — строение и связь 42, 44
 степени окисления 8
 термодинамика 58
 экстракция в органическую фазу 129(35⁴)
 электроотрицательность 40
- Иодат-ион** IO_3^- 44, 63 *см. также* Метанперодат-ион, Ортоперодат-ион
- Иодид** *см.* Калий-ион I^- 66
- Иодная вода** 98
- Иодная кислота** *см.* Метанодная кислота, Ортоиодная кислота
- Иодноватая кислота** HIO_3 74
- Иодоводород** 42, 58, 74, 81, 90
- Ионное произведение**
 аммиака 168(79¹)
 воды 153(67¹), 203(K_w)
- Ионный радиус** 34, 211($r_{\text{ион}}$)
- Ионы, строение** 41, 43, 45, 48
- Иридий** *см.* Платина, семейство
- Исторические периоды развития химии** 12
- История открытия элементов** 12, 16
- Иттербий** *см.* Лантаноиды
- Иттрий** 7—9, 12, 28, 38, 40
- Кавендиш Г.** 17
- Кадмий** 7, 8, 12, 28
 атом, строение 35
 окисление 65

- распространенность 10
соединения, кислотно-основные свойства 74
— растворимость 78, 80
— строение и связь 46
соли, гидролиз 81
степени окисления 8
термодинамика 57
электроотрицательность 40
- Калий 7, 8, 12, 21, 28
алюминий-, сульфат 58, 77, 117, 122 (23)
аммин- 118 (15⁸)
атом, строение 36, 39
бромид 58, 78, 81, 117, 128 (34)
гидроксид 59, 79, 117, 119 (18)
гидросульфат 117, 121 (22)
дисульфат 117, 123 (25)
дихромат 58, 61, 78, 117, 125 (29)
иодид 58, 61, 79, 81, 117, 129 (35)
карбонат 58, 78, 81, 117, 119 (19)
катион 117 (15)
манганат 117, 127 (31)
молекула, связь 42
надпероксид 59, 117, 118 (17)
нитрат 59, 61, 79, 81, 117, 121 (21)
нитрид 59, 61, 79, 117, 120 (20)
общая характеристика 116
окисление 66
оксид 117, 118 (16)
перманганат 58, 79, 117, 126 (30)
пероксодисульфат 59, 61, 79, 117, 123 (26)
распространенность 9
свойства, получение 117 (15)
соли, растворимость и гидролиз 78, 81
степени окисления 8
термодинамика 58
феррат 61, 117, 128 (32)
хлорат 58, 61, 78, 117, 124 (27)
хлорид 58, 78, 81, 117, 128 (33)
хромат 58, 61, 78, 117, 124 (28)
хром(III)-, сульфат 58, 78, 117, 122 (24)
цианоферрат(II) 58, 78, 117, 130 (36)
цианоферрат(III) 58, 78, 117, 130 (37)
электроотрицательность 40
- Калифорний *см.* Актиноиды
- Кальций 7, 8, 12, 21, 28
атом, строение 35, 39
ацетиленид 57, 131, 136 (47)
гидрид 57, 61, 66, 131, 135 (46)
гидроксид 57, 79, 131, 133 (40)
гипохлорит 78, 131, 135 (44)
карбид 96 *см. также* Кальций, ацетиленид
карбонат 57, 80, 81, 131, 133 (41)
катион 132 (38)
общая характеристика 131
- окисление 61, 65
оксид 57, 131, 132 (39)
ортофосфат 57, 80, 81, 131, 134 (42)
распространенность 9
свойства, получение 131 (38)
соли, растворимость и гидролиз 78, 80, 81
степени окисления 8
сульфат 57, 80, 81, 131, 134 (43)
термодинамика 57
хлорид 57, 78, 81, 131, 135 (45)
электроотрицательность 40
- Кальцинирование 111 (6¹)
Кальцит 133 (41)
Каменный уголь 25
Карбамид 183 (95⁶)
Карбид *см.* Алюминий, Железо, Кальций
Карбин 89, 181
Карбонат *см.* Калий, Кальций, Магний, Натрий
-ион 43, 75, 91 *см. также* Гидрокарбонат-ион
Карбонил 42, 93 *см. также* Углерод(II), оксид
Карбонилы 181 (94) *см. также* Железо
Карборунд 96, 181 (94⁶)
Катализатор, указание в уравнениях 55
Катионы, место в формулах и названиях 89
Каустификация 111 (5⁷)
Качественные реакции 187
Кварц 22, 60, 185 (98)
Кварцевое стекло 185 (98)
Квасцы, алюмокалиевые 16, 25, 100
Кйноварь 24
Кислород 7, 8, 12, 21, 28
аллотропия 158, 159
атом, строение 37, 39
общая характеристика 157
распространенность 9
свойства, получение 157, 158 (70)
соединения, восстановление 61, 64
— кислотно-основные свойства 75
— окисление 67
— растворимость 81
— строение и связь 42, 44
степени окисления 9
термодинамика 60
электроотрицательность 40
- Кислота
азотистая 44, 75, 91, 167, 172 (85)
азотная 16, 44, 58, 61, 74, 81, 91, 167, 173 (86)
бромная HBrO_4 74
бромноватая HBrO_3 74
бромноватистая HBrO 62, 74
германиевая 91
дисерная 91, 164, 165

- дифосфорная 91
 дихромовая 91
 иодноватая HIO_3 74
 марганцовая 74, 91
 метаборная 91
 метакремниевая 91
 метамышьяковистая 74, 91
 метафосфорная 91
 мышьяковая 23, 74, 91
 ортоиодная H_2IO_6 75
 ортокремниевая 75, 91
 ортомышьяковистая 75, 91
 ортотеллуровая H_6TeO_6 75, 78
 ортофосфорная 44, 58, 75, 78, 91, 175, 178 (90)
 пероксодисерная 91
 плавиковая 26, 98
 селенистая H_2SeO_5 75
 селеновая H_2SeO_4 74, 78
 серная 25, 44, 58, 61, 74, 81, 91, 161, 165 (77)
 сернистая, несуществование 163, (75)
 сероводородная 98, 162 (74²)
 синильная 98
 соляная 98 *см. также* Кислота, хлорводородная
 теллуристая H_2TeO_3 75
 тетраионовая 91
 тиосерная 91
 угольная 75, 91, 180, 183 (96)
 уксусная CH_3COOH 57, 74, 81
 фосфиновая 61, 67, 75, 91
 фосфоновая 61, 67, 75, 78, 91
 фтороводородная 98
 хлористая 75, 91
 хлорная 44, 58, 74, 91
 хлорноватая 44, 63, 74, 75, 91
 хлороводородная 61, 98, 156, (69)
 хромовая 75, 91
 шавелевая $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 61, 65, 75, 78
 Кислотная среда 61, 62, 65, 72
 Кислотно-основные свойства 74
 Кислотные
 гидроксиды 85
 оксиды 84
 остатки 85, 91
 Кислоты 74, 85, 91 *см. также* Бескислородные кислоты
 Кислые соли 86
 Клапрот М. 21, 23, 27
 Кларк 10
 Классы неорганических веществ 83, 84
 Кобальт 7, 8, 12, 28
 атом, строение 35, 39
 окисление 66
 распространенность 9
 соединения, восстановление 61, 63
 соединения, кислотно-основные свойства 74
 — окисление 66
 — растворимость 78, 80
 — строение и связь 46
 соли, гидролиз 81
 степени окисления 8
 термодинамика 57
 электроотрицательность 40
 Кобальтат(III), нитрито- и нитро-121 (20¹¹)
 Ковалентный радиус 34, 211 ($r_{\text{ков}}$)
 Количество
 вещества 207 (n)
 теплоты 210 (Q)
 Комплексные соединения *см. также* Аквакомплексы, Амминкомплексы, Гидроосокомплексы
 особенности построения формул и названий 92, 93
 Конвертерный процесс 142
 Константа
 гидролиза 203 (K_r)
 диссоциации кислоты 204 ($K_{\text{дк}}$)
 — основания 204 ($K_{\text{до}}$)
 кислотности 74, 204 (K_a)
 основности 204 (K_o)
 равновесия 202 (K_e)
 скорости 202 (k)
 Концентрация, влияние на равновесие 215 (а, 2) *см. также* Молярная концентрация
 Кохен Э. 24
 Коэффициент
 растворимости, массовый 78, 79, 202 (k)
 — объемный 81, 213 (v)
 стехиометрический 207 ($\{n\}$)
 — подбор в уравнениях окислительно-восстановительных реакций 70
 — указание в уравнениях 53
 Красный
 селен 60
 фосфор 26, 60, 176 *см. также* Фосфор
 Кратность связи 41
 Кремнезём 96, 185 (98)
 Кремниевые кислоты 186 (99) *см. также* Метакремниевая кислота, Ортокремниевая кислота
 Кремний 7, 8, 12, 22, 28
 атом, строение 37, 39
 общая характеристика 184
 окисление 68
 распространенность 9
 свойства, получение 184 (97)
 соединения, строение и связь 45
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Кремний(IV)
 оксид 45, 60, 184, 185 (98)

— полигидрат 184, 185, 186 (99)
хлорид 45, 60, 184, 187 (100)
Криптон *см.* Благородные газы
Кристаллические системы 56
Кристаллогидраты в приготовлении растворов 194
Кристобалит 185 (98)
Ксенон *см.* Благородные газы
Кункель И. 26
Купорос 96
железный 25
медный 23
Купоросное масло 25, 98
Куртуа Б. 21
Курчатов И. В. 30
Курчатовый 7, 8, 12, 28, 36, 40
Кюри П. 30
Кюри *см.* Актиноиды

Лабаррак А. 27
Лабарракова вода 27, 98, 155 (68²)
Лавуазье, де- А. 16, 17, 22, 25, 26, 206 (т)
Лакмус 76
Лантан *см.* Лантаноиды
Лантаноиды 7, 8, 12, 28, 88
атом, строение 36
распространенность 10
степени окисления 8
электроотрицательность 41
Латушь 27, 99
Леблана способ 111 (5¹⁰)
Лекок де Буабодран Ф. 17
Ле Шателье принцип 215 (а, 2)
Либавий А. 23
Лиганды 92
Линейная форма 48
Литий 7, 8, 12, 28
атом, строение 36, 39
окисление 66
распространенность 9
соединения, окисление 62, 66
— растворимость 79—81
соли, гидролиз 81
степени окисления 8
термодинамика 59
электроотрицательность 40
Литосфера 9, 10
Ломоносов М. В. 22, 26, 206 (т)
Лоуренс Э. 30
Лоуренсий *см.* Актиноиды
Лютеций *см.* Лантаноиды

Магnezия, жженая 22, 97
Магний 7, 8, 12, 22, 28
атом, строение 36, 39
-кальций карбонат $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ 57
окисление 61, 67
оксид MgO 22, 59
распространенность 9

соединения, кислотно-основные свойства 75
— растворимость 79, 80
соли, гидролиз 81
степени окисления 8
термодинамика 59
электроотрицательность 40
Магнитный момент 46, 218 (μ)
Максимальной мультиплетности принцип 38, 208 (N_c)
Малахит 23, 111 (6⁵)
Манганат *см.* Калий
-ион 47, 63, 67, 91, 127 (31) *см. также* Перманганат-ион
Манганат(V), оксо- 126 (30¹)
Марганец 7, 8, 12, 22, 28
атом, строение 36, 39
окисление 67
распространенность 9
соединения, восстановление 61, 63, 64
— кислотно-основные свойства 75
— окисление 67
— растворимость 79, 80
— строение и связь 47
соли, гидролиз 81
степени окисления 8
термодинамика 59
электроотрицательность 40
Марганцовая кислота 74, 91
Маргграф А. 21, 23, 26, 27
Мартена процесс 20, 142
Масса
абсолютная (физическая) 206 (т)
раствора 207 (m_(р))
Массовая доля 81, 193, 195, 196, 214 (ω), 230
Массовое содержание раствора 214 (ω)
Медный купорос 23
Медь 7, 8, 12, 22, 28
атом, строение 35, 39
двойной сульфид ($\text{Fe}^{\text{III}}\text{Cu}^{\text{I}}\text{S}_2$) 58
окисление 66
распространенность 9
самый крупный самородок 23
соединения, восстановление 63
— кислотно-основные свойства 74
— окисление 66—68
— растворимость 78, 80
— строение и связь 46, 47
соли, несуществование 81
— гидролиз 81
степени окисления 8
термодинамика 57, 58
электроотрицательность 40
Медь(II), аммин- 168 (79⁸), 169 (80⁶)
Мейер Л. 19
Мел 21, 98, 133 (41)
Менделевий *см.* Актиноиды

- Менделеев Д. И. 17, 19, 30
 Мёнье де ла Плас Ж.-Б. 17
 Мергель 133 (41)
 Меркурат(II), иодо- 130 (35^в)
 Метаарсенит-ион 74, 91
 Метаборат-ион 43, 91
 Метаборная кислота 91
 Метаванадат-ион 91
 Метагидроксид *см.* Алюминий, Железо
 Метагидроксиды, номенклатура 90
 Метакремниевая кислота 91, 186 (99)
 Металлические элементы 88
 Металлы 84
 в электрохимическом ряду напряжений 69
 общая характеристика 105
 окисление 65
 переходные 88
 термодинамика 57
 типичные 88
 Метамышьяковистая кислота 74, 91
 Метан 11, 43, 57, 81, 140 (53)
 Метанол CH_3OH 182 (94^в)
 Метaperиодат-ион IO_4^- 44
 Метасиликат-ион 91
 Метафосфат-ион 91
 Метафосфорная кислота 91
 Метилловый оранжевый (метилоранж) 76
 Методы электронного и электронно-ионного баланса 70, 71
 Минимума энергии принцип 38, 208 (N_6)
 Молекулярная масса, относительная 206 (M_r)
 Молекулы, строение 41, 43, 45, 48
 Молибден 7, 8, 10, 12, 28, 36, 40
 Молярная
 концентрация 194, 195, 200 (c)
 — равновесная 202 (K_c), 221 (I)
 масса 205 (M)
 Молярность раствора 200 (c)
 Молярный объем газа 213 (V_M)
 Мрамор 21, 133 (41)
 Муассан А. 26
 Мышьяк 7, 8, 12, 23, 28
 атом, строение 35, 39
 оксид 23
 распространенность 10
 соединения, кислотно-основные свойства 74
 степени окисления 8
 термодинамика 57
 электроотрицательность 40
 Мышьяковая кислота 23, 74, 91
 Мышьяковистая кислота *см.* Метамышьяковистая кислота, Ортомышьяковистая кислота
 Надпероксид *см.* Калий-ион 42, 90
 Направление химических реакций 55, 69
 Натрий 7, 8, 12, 23, 28
 аммин- 108 (1⁸)
 атом, строение 36, 39
 гидрид 108 (1³)
 гидрокарбонат 59, 78, 107, 111 (6)
 гидроксид 59, 79, 107, 109 (4)
 гидроортофосфат 79, 107, 112 (9)
 дигидроортофосфат 79, 107, 112 (8)
 дисульфат 114 (11³)
 карбонат 59, 79, 81, 107, 110 (5)
 катион 108 (1)
 молекула, связь 42
 общая характеристика 107
 окисление 61, 67
 оксид 59, 107, 108 (2)
 ортофосфат 59, 79, 81, 107, 111 (7)
 пероксид 59, 61, 64, 107, 108 (3)
 распространенность 9
 свойства, получение 107 (1)
 соли, растворимость и гидролиз 79, 81
 степени окисления 8
 сульфат 60, 79, 81, 107, 113 (11)
 сульфид 60, 62, 79, 81, 107, 115 (14)
 сульфит 60, 61, 79, 107, 113 (10)
 термодинамика 59
 тиосульфат 60, 79, 107, 114 (12)
 хлорид 59, 79, 81, 107, 114 (13)
 электроотрицательность 40
 Нашатырный спирт 98
 Негашенная известь 21, 96
 Незавершенная форма 48
 Нейтральная среда
 в окислительно-восстановительных реакциях 72
 полуреакции восстановления окислителей 62
 — окисления восстановителей 6
 Нейтрон 208 (N_n)
 масса 206 (m)
 Неметаллические элементы 88
 Неметаллы 84
 восстановление 61, 62
 молекулы и ионы, строение 42, 44
 общая характеристика 150
 окисление 61, 65
 простые анионы, кислотно-основные свойства 74
 растворимость 81
 термодинамика 57
 типичные 88
 шкала электроотрицательности 41
 Неодим *см.* Лантаноиды
 Неон *см.* Благородные газы
 Неорганические вещества 84
 сводная таблица классов 83
 свойства и получение 102
 Нептуний *см.* Actиноиды

- Несолеобразующие оксиды 85
 Неспаренный электрон *см.* Электроны
 Никель 7, 8, 12, 28
 атом, строение 37, 39
 карбонил- 182 (94³)
 окисление 67
 распространенность 9
 соединения, восстановление 61, 64
 — кислотно-основные свойства 75
 — окисление 67
 — растворимость 80, 81
 — строение и связь 47
 соли, гидролиз 81
 степени окисления 8
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Никель(II), аммин- 168 (79³), 169 (80⁵)
 Нильсборий 7, 9, 12, 28, 37
 Ниобий 7, 8, 12, 28, 36, 40
 Нитрат *см.* Калий
 -ион 44, 64, 91
 Нитраты 16, 17
 термическое разложение 174 (86¹³)
 Нитриды 108 (1⁷), 132 (38⁵), 136 (46⁵),
 167 (78²)
 Нитрит *см.* Калий
 -ион 44, 64, 91
 Нитрозил 93 *см. также* Азот(II), оксид
 катион 90, 172 (85³)
 хлорид 174 (86¹³)
 Нитрозные газы 171
 Нитроил, катион 44, 90, 173, 174 (86¹⁵)
 Нобелий *см.* Актиноиды
 Нобель А. 31
 Номенклатура неорганических веществ 87
 Номенклатурные правила ИЮПАК 87
 Нормальные условия 209 (*p*, 1)
 Объем 212 (V)
 воды 213 (V_{H_2O})
 молярный, газа 213 (V_M)
 раствора 214 (V_p)
 Одинарная связь 41, 201 ($E_{св}$), 20 ($l_{св}$)
 Озон 11, 44, 60, 61, 64, 81, 157, 159 (71)
 Озонид 90, 118 (17⁴), 159 (71²)
 Окалина 142 (54⁵)
 Окислители
 полуреакции восстановления 62
 типичные 61
 Окислительно-восстановительные реакции 61
 Окраска *см.* Цвет
 Оксалат-ион $C_2O_4^{2-}$ 75
 Оксид *см.* Азот(II), Азот(IV), Алюминий,
 Железо(II), Железо(III), Калий,
 Кальций, Кремний, Магний, Натрий,
 Сера, Титан, Углерод(II), Углерод(IV),
 Фосфор(V)
 Оксиды 84 *см. также* Амфотерные оксиды,
 Двойные оксиды, Кислотные оксиды,
 Несолеобразующие оксиды, Основные оксиды
 Оксоний, катион 90
 кислотные свойства 74
 окислительные свойства 61
 строение и связь 44
 Октаэдрическая форма 48
 Олеум 98, 164 (76³), 165, 166 (77¹⁰)
 Олово 7, 8, 12, 23, 28
 аллотропия 23
 атом, строение 38
 белое 23
 окисление 68
 распространенность 9
 серое 23
 соединения, восстановление 64
 — кислотно-основные свойства 75
 — окисление 62, 68
 — растворимость 79—81
 — строение и связь 45
 соли, гидролиз 81
 — несуществование 81
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Оникс 185 (98)
 Опал 186 (99)
 Орбиталь *см.* Атомные орбитали
 Ортоарсенит-ион 91
 Ортованадат-ион 91
 Ортоиодная кислота H_5IO_6 75
 Ортокремниевая кислота 75, 91, 186 (99)
 Ортомышьяковистая кислота 75, 91
 Ортопериодат-ион IO_6^{5-} 44
 Ортосиликат-ион 91
 Ортеллуровая кислота H_6TeO_6 75, 78
 Ортофосфат *см.* Кальций, Натрий
 -ион 45, 75, 91
 Ортофосфорная кислота 44, 58, 75, 78,
 91, 175, 178 (90)
 Осадок продукта, запись в уравнениях 53
 Осмий *см.* Платина, семейство
 Основания 74, 85
 Основность веществ 74
 Основные гидроксиды 85
 оксиды 84
 соли 86
 Оствальда закон разбавления 215 (а, 2)
 Палладий 7—10, 12, 28, 37, 40, 64, 67
 Парамагнитные вещества 218 (μ)
 Парацельс 25
 Пара электронов *см.* Электроны
 Паули принцип 38, 208 (N_e)

- Пербромат-ион BrO_4^- 43
 Пергидроль 98
 Переходные металлы 88
 Периодический закон 200 (A_r), 215 (Z)
 Перманганат см. Калий
 -ион 47, 63, 91, 126 (30)
 Пероксид см. Натрий
 водорода 58, 61, 64, 67, 75, 81, 157, 159 (72)
 -ион 90 см. также Гидропероксид-ион, Надпероксид-ион
 Пероксодисерная кислота 91
 Пероксодисульфат см. Калий
 -ион 91
 Перхлорат-ион 44, 91
 Пирит 25
 Питиевая сода 97
 Плавиновая кислота 26, 98
 Платина 7, 8, 10, 12, 24, 28, 37, 47, 67 семейство 7, 8, 10, 12, 28, 36, 37, 40, 88 см. также Палладий
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Платинат(II), хлоро- 174 (86¹³)
 Плоскоквадратная форма 46
 Плотность 219 (ρ)
 воды 194, 220 (ρ_{H₂O})
 газа, относительная 201 (D)
 раствора 220 (ρ_(р))
 растворов кислот и щелочей 195
 лабораторных реактивов 196
 Плутоний см. Actиноиды
 Поваренная соль 23, 97
 Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций 70, 71
 Полисульфид (2 —) 116 (14⁷), 162 (73⁹), 171 (82⁵)
 Полоний 7, 9, 12, 28, 37, 41
 Полярность химических частиц 42, 43
 Порох, черный 121 (21⁵)
 Порядковый номер элемента 7, 215 (Z)
 Постоянная Авогадро 208 (N_A)
 Постоянства состава закон 207 (N)
 Поташ 21, 97
 Потенциал
 восстановления окислителя или окисления восстановителя 62, 220 (φ)
 электродный 220 (φ)
 Потт И. 17
 Правило
 Бертолле 53
 запрета 38, 208 (N_e)
 Хунда 38, 208 (N_e)
 Празеодим см. Лантаноиды
 Практический выход 218 (η)
 Принцип
 запрета 38, 208 (N_e)
 Ле-Шателье 215 (a, 2)
 минимума энергии 38, 208 (N_e)
 Пристли Д. 21
 Продукты реакции 53
 Произведение растворимости 79, 221 (ПР)
 Прометий см. Лантаноиды
 Простые вещества 84, 89 см. также Амфилены, благородные газы, Металлы, Неметаллы
 Протактиний см. Actиноиды
 Протий 88, 206 (m)
 Протолит 204 (K_K, K_O)
 форма записи уравнений 54
 Протон 209 (N_p)
 масса 206 (m)
 Протонная теория кислот и оснований 74, 203 (K_B), 204 (K_K, K_O), 215 (a, 2)
 Радий 7, 9, 12, 28, 37, 40
 Радикалы, строение 41, 43, 45, 48
 Радиоактивные элементы 9, 34
 Радиус 211 (r) см. также Атомный радиус, Ионный радиус, Ковалентный радиус
 Радон см. Благородные газы
 Разбавления закон 215 (a, 2)
 Рамзай У. 16
 Распространенность элементов, физическая и химическая 9, 10
 Растворимое стекло 99
 Растворимость 78, 205 (L)
 Растворы
 способы приготовления 193
 плотность 195
 Реагенты 53
 Реактивы в лаборатории 230
 плотность растворов 196
 Реакция см. Химические реакции
 Редкоземельные элементы 97
 Резерфорд Д. 16
 Резерфорд Э. 30
 Рений 7, 9, 12, 28, 37, 40
 Ржавление железа (образование ржавчины) 142 (54¹¹)
 Рихтер В. Ю. 19
 Родий см. Платина, семейство
 Ртуть 7, 8, 12, 24, 28
 атом, строение 36
 окисление 66
 распространенность 10
 соединения, восстановление 63
 — кислотно-основные свойства 75
 — строение и связь 47
 соли, гидролиз 81
 — несуществование 81
 — растворимость 78, 80, 81
 степени окисления 8
 термодинамика 58
 электроотрицательность 40

- Ртуть(II), нитридо- 168 (79⁹), 169 (80⁹)
 Рубидий 7, 8, 12, 28
 атом, строение 37
 окисление 67
 распространенность 9
 соединения, растворимость 78
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электротрицательность 40
 Рутений *см.* Платина, семейство
 Рэлея Д. 16
 Ряд напряжений металлов, электрохимический 69
 Сажа 25
 Самарий *см.* Лантаноиды
 Свинец 7, 8, 12, 23, 24, 28
 атом, строение 37
 гидроксокарбонат 24
 окисление 67
 распространенность 9
 соединения, восстановление 61, 64
 — кислотно-основные свойства 75
 — растворимость 79—81
 соли, гидролиз 81
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электротрицательность 40
 Связь *см.* Химическая связь
 Секции элементов (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) 88
 Селен 7, 9, 12, 28
 атом, строение 37, 39
 восстановление 64
 красный 60
 окисление 68
 распространенность 10
 серый 60
 соединения, восстановление 64
 — кислотно-основные свойства 74, 75
 — окисление 68
 — растворимость 78, 81
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электротрицательность 40
 Селенат-ион SeO_4^{2-} 64
 Селенид-ион S^{2-} 75 *см. также* Гидроселенид-ион
 Селенистая кислота H_2SeO_3 75
 Селенит-ион SeO_3^{2-} 75 *см. также* Гидроселенит-ион
 Селеновая кислота H_2SeO_4 74, 78
 Селеноводород H_2Se 75, 81
 Селитра 25, 97, 166
 Семейства элементов 88 *см. также* Железо, семейство; Платина, семейство
 Сент-Клер Девиаль А. 16
 Сера 7, 8, 12, 24, 25, 28
 атом, строение 37, 39
 восстановление 64
 общая характеристика 160
 окисление 68
 распространенность 9
 свойства, получение 161 (73)
 соединения, восстановление 64
 — кислотно-основные свойства 75
 — окисление 61, 68
 — растворимость 82
 — строение и связь 42, 45
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электротрицательность 40
 Сера(IV), оксид 11, 45, 61, 64, 68, 75, 82, 161, 163 (75)
 — полигидрат 91, 163 (75)
 Сера(VI), оксид 45, 60, 64, 161, 164 (76)
 Серебро 7, 8, 12, 25, 28
 атом, строение 35
 катион, константа кислотности 74
 окисление 65
 распространенность 10
 самый крупный самородок 25
 соединения, строение и связь 46
 соли, растворимость и гидролиз 78, 80, 81
 степени окисления 8
 термодинамика 57
 электротрицательность 40
 Серебро(I), аммин- 169 (80⁶)
 Серная кислота 25, 44, 58, 61, 74, 81, 91, 161, 165 (77) *см. также* Дисерная кислота, Пероксодисерная кислота, Тиосерная кислота
 Сернистая кислота, несуществование 163 (75)
 Сернистый газ 24, 96 *см. также* Сера(IV), оксид
 Сероводород 44, 58, 61, 68, 75, 81, 90, 161, 162 (74)
 Сероводородная вода (кислота) 98, 162 (74²)
 Серое олово 23
 Серый селен 60
 Силан 44, 60, 90, 185 (97⁷)
 Силикагель 97, 186 (99)
 Силикат-ион *см.* Метасиликат-ион, Ортосиликат-ион
 Силикат(IV), фторо- 186 (98¹)
 Силицид 185 (97⁷)
 Символы элементов 8, 27
 Сингония веществ 56
 Синильная кислота 98
 Систематические названия 88, 89
 Скандий 7, 8, 12, 28
 атом, строение 37, 39
 гидроксид $\text{Sc}(\text{OH})_3$ 80
 катион, константа кислотности 75
 распространенность 10
 соединения, строение и связь 47

- степени окисления 9
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Склодовская-Кюри М. 30, 31
 Скорость реакции 213 (\bar{v})
 Сложные вещества 84, 90 *см. также*
 Бинарные соединения, Гидроксиды,
 Оксиды, Соли
 Сода 23, 97
 питьевая 97
 Соли 86 *см. также* Бескислородные соли,
 Двойные соли, Кислые соли,
 Основные соли, Средние соли
 гидролиз 81
 растворимость 78, 79
 Соль
 бертоллетова 97
 поваренная 23, 97
 Солье способ 23, 111 (5^{10})
 Соляная кислота 98
 Сопряженная пара кислота/основа-
 ние 74
 Сохранения
 массы закон 206 (m)
 энергии закон 201 (E)
 Специальные названия 88—90
 Среда *см.* Кислотная среда, Нейтраль-
 ная среда, Щелочная среда
 Средние соли 86
 — несуществование 81
 Сродство к электрону 39, 200 (A)
 Сталь 20, 99, 142 (54)
 Станнат(II)
 гидроксо- 110 (4^8)
 хлоро- 156 (69^8)
 Станнат(IV)
 гидроксо- 110 (4^8)
 хлоро- 156 (69^8)
 Стекло
 жидкое 99
 кварцевое 185 (98)
 растворимое 99
 Степень
 гидролиза, диссоциации и протолиза
 215 ($a, 2$)
 окисления элемента 8, 62, 65, 219 ($\pm v$)
 протекания реакции 215 ($a, 2$)
 Стрелка в уравнениях 53
 Стронций 7, 8, 12, 28
 атом, строение 38
 окисление 68
 распространенность 9
 соединения, растворимость 79—81
 соли, гидролиз 81
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Структурные формулы 41
 Сулема 24, 97
 Сульфат *см.* Алюминий, Аммоний, Же-
 лезо(II), Калий, Кальций, Натрий,
 Хром
 -ион 45, 64, 91 *см. также* Гидросуль-
 фат-ион, Дисульфат-ион, Пероксоди-
 сульфат-ион, Тиосульфат-ион
 Сульфид *см.* Алюминий, Аммоний, Же-
 лезо(II), Медь, Натрий, Сурьма
 -ион S^{2-} 68, 75 *см. также* Гидро-
 сульфид-ион
 Сульфит *см.* Натрий
 -ион 45, 68, 75, 91 *см. также* Гидро-
 сульфит-ион
 Суперфосфат 97, 99, 134 (42)
 Сурик 24
 Сурьма 7, 8, 12, 25, 28
 атом, строение 37
 гидроксид, константа кислотности 75
 распространенность 10
 степени окисления 9
 сульфид, растворимость 80
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Таллий 7, 8, 12, 28
 атом, строение 38
 катион 75
 распространенность 10
 соединения, растворимость 79, 81
 соли, гидролиз 81
 степени окисления 9
 электроотрицательность 40
 Тантал 7, 9, 12, 28, 38, 40
 Твердые вещества
 запись в уравнениях 53
 при комнатных условиях 57
 растворимость 78, 79, 81
 Теллур 7, 8, 12, 28
 атом, строение 38
 распространенность 10
 соединения, кислотно-основные свой-
 ства 75
 — растворимость 81
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 электроотрицательность 40
 Теллурид-ион Te^{2-} 75 *см. также* Гид-
 ротеллурид-ион
 Теллуристая кислота H_2TeO_3 75
 Теллурит-ион TeO_3^{2-} 75 *см. также* Гид-
 ротеллурит-ион
 Теллуровая кислота *см.* Ортотеллуро-
 вая кислота
 Теллуриводород H_2Te 75, 81
 Температура
 влияние на равновесие 215 ($a, 2$)
 термодинамическая 212 (T)
 указание в уравнениях 55
 Цельсия 212 (t)
 Тенар Л. 21, 23

Теннант С. 26, 27

Теория

кислот и оснований Аррениуса 203 (K_b , K_r), 204 ($K_{дк}$, $K_{до}$), 215 (а, 2)

протонная, кислот и оснований 74. 203 (K_b), 204 (K_k , K_o), 215 (а, 2)

Тепловой эффект

гидратации 211 ($Q_{гидр}$)

разрушения кристаллической решетки 211 ($Q_{кр}$)

— межмолекулярных связей в воде 211 (Q_{H_2O})

— межмолекулярных связей в жидкости 211 ($Q_{ж}$)

растворения 211 ($Q_{р}$)

реакции, запись в уравнениях 210 (Q)

Тербий *см.* Лантаноиды

Термодинамические константы 56

Тетраборат-ион 91

Тетратионат-ион 91, 114 (12⁵)

Тетратионовая кислота 91

Тетраэдрическая форма 48

Технеций 7, 9, 12, 28, 38, 40

Тионат-ион *см.* Тетратионат-ион

Тионовая кислота *см.* Тетратионовая кислота

Тиосерная кислота 91

Тиосульфат *см.* Натрий

-ион 68, 91

Тиоцианат-ион 44, 90

Тип гибридизации 43, 48

Типичные металлы и неметаллы 88

Титан 7, 8, 12, 28

атом, строение 38, 39

-кальций оксид ($CaTi$)O₃ 57

окисление 68

распространенность 9

соединения, восстановление 64

— кислотно-основные свойства 75

— окисление 61, 68

— строение и связь 47

степени окисления 9

термодинамика 60

электроотрицательность 40

Томаса процесс 20

Торий *см.* Actиноиды

Традиционные названия 88, 89, 91

Треугольная форма 48

Тривиальные названия 96—99

Тригональная форма 48

Тригонально-бипирамидальная форма 48

Тридимит 185 (98)

Тритий 42, 58, 88 *см. также* Водород

Тройная связь 41, 201 ($E_{св}$), 205 ($I_{св}$)

Тулий *см.* Лантаноиды

Турбуллева синь 96

Тяжелая вода 44, 58, 96, 153 (67)

Угарный газ 96 *см. также* Углерод(II), оксид

Углекислый газ 96 *см. также* Углерод(IV), оксид

Углерод 7, 8, 12, 25, 28

аллотропия 25, 180

атом, строение 35, 39

общая характеристика 179

окисление 61, 65

распространенность 9

свойства, получение 180 (93)

соединения, кислотно-основные свойства 74, 75

— окисление 61, 65

— растворимость 81

— строение и связь 42

степени окисления 8

термодинамика 57

электроотрицательность 40

Углерод(II), оксид 11, 42, 57, 61, 65, 81, 93, 180, 181 (94)

Углерод(IV)

оксид 11, 43, 57, 81, 180, 182 (95)

— гидрат 183 (96)

Углеродная единица 206 (m_n)

Уголь 16, 21—23, 25—27

Угольная кислота 75, 91, 180, 183 (96)

Уксусная кислота CH₃COOH 57, 74, 81

Ульва, *де-А.* 24

Уравнение Фаянса 211 ($Q_{р}$)

Уравнения реакций *см.* Химические реакции

Уран *см.* Actиноиды

Уранил, катион 90

Устаревшие названия 94

Ученые-химики (краткие биографии) 221

Фаянса уравнение 211 ($Q_{р}$)

Фенолфталеин 76

Ферми Э. 33

Фермий *см.* Actиноиды

Феррат *см.* Калий

-ион 47, 63, 91, 128 (32²)

Феррат(II)

гидроксо- 142 (54⁴)

оксо- 143 (55³)

циано- 58, 77, 117, 130 (36), 147 (61¹⁴), 148 (62¹²)

Феррат(— II), карбонил- 150 (65⁶)

Феррат(III)

гидроксо- 145 (59³)

оксо- 144 (56³)

ортофосфато- 148 (62¹⁵)

тиоцианато- 148 (62¹³)

фторо- 148 (62^{13, 14})

циано- 58, 77, 117, 130 (37)

Ферриты 143 (56)

- Ферросилиций 185 (97), 185 (98⁷)
 Феррохром 99, 180 (93⁵)
 Феррман А. Е. 26
 Физические величины и постоянные 198
 Формиат-ион НСОО^- 75
 Формулы см. Химические формулы
 Формульная единица 207 (N)
 Фосген 97, 182 (94⁵)
 Фосфат-ион см. Гидроортофосфат-ион, Дигидроортофосфат-ион, Дифосфат-ион, Метафосфат-ион, Ортофосфат-ион
 Фосфин 45, 60, 82, 90, 175, 177 (88)
 Фосфинат-ион 67, 75, 91, 177 (88⁴)
 Фосфиновая кислота 61, 67, 75, 91, 177 (88³)
 Фосфонат-ион 67, 75, 91, 179 (91²)
 Фосфоний
 иодид 177 (88⁵)
 катион PH_4^+ 45
 Фосфоновая кислота 61, 67, 75, 78, 91, 179 (91¹)
 Фосфор 7, 8, 12, 26, 28
 аллотропия 26, 176
 атом, строение 37, 39
 белый 26, 60, 176 (87)
 восстановление 64
 красный 26, 60, 176
 общая характеристика 175
 окисление 67
 распространенность 9
 свойства, получение 175, 176 (87)
 соединения, окисление 67
 — строение и связь 42, 44, 51
 степени окисления 9
 термодинамика 60
 черный 60, 176
 электроотрицательность 40
 Фосфор(III), хлорид 44, 60, 175, 178 (91)
 Фосфор(V)
 оксид 60, 175, 177 (89)
 хлорид 44, 60, 175, 179 (92)
 Фосфоресценция 26
 Фосфорная кислота см. Дифосфорная кислота, Метафосфорная кислота, Ортофосфорная кислота
 Франций 7, 8, 12, 28, 36, 40
 Фтор 7, 8, 12, 26, 28
 атом, строение 36, 39
 распространенность 9
 соединения, восстановление 61, 63
 — кислотнo-основные свойства 75
 — растворимость 81
 — строение и связь 42
 степени окисления 8
 термодинамика 58
 электроотрицательность 40
 Фторид-ион F^- 75
 Фтороводород 11, 42, 58, 63, 75, 81, 90
 Фтороводородная кислота 98
 Фуллерен 89, 181 (93)
 Халцедон 185 (98)
 Халькогены 88 см. также Кислород, Полоний, Селен, Сера, Теллур
 Химическая связь
 длина 42, 43, 45, 205 ($I_{\text{св}}$)
 кратность 41
 энергия 42, 43, 45, 201 ($E_{\text{св}}$)
 σ -, расположение в пространстве 48
 σ - и π -, указание в пространственных изображениях 49, 51
 Химические названия
 правила составления 89, 92, 93
 систематические 88, 89
 современные 87
 специальные 88—90
 традиционные 88, 89, 91
 тривиальные 96
 устаревшие 94
 Химические реакции
 гидролиза и электролиза, составление уравнений 53, 54
 кислотнo-основные 74, 203 ($K_{\text{в}}$, $K_{\text{р}}$), 204 ($K_{\text{к}}$, $K_{\text{с}}$)
 направление 55, 69
 обменные, определение возможности протекания 55
 окислительно-восстановительные, определение возможности протекания 56, 69
 прямые и обратные 55
 термодинамическая возможность протекания 55
 уравнения, формы записи 53—55
 Химические формулы
 простых и сложных веществ 89
 современные 87
 устаревшие 94
 Химические частицы см. Ионы, Молекулы, Радикалы
 Химические элементы
 амфотерные 88
 атомные массы, относительные 34
 групповые названия 88
 даты и авторы открытия 12
 жизненно важные 11
 кларки 10
 металлические 88
 названия английские, французские и немецкие 231
 — латинские 27
 — русские 7, 27
 неметаллические 88
 порядковые номера 7
 происхождение названий и символов 27
 радиоактивные 9, 34

распространенность 9
редкоземельные 97
секции *s-p-d-f* 88
символы 8, 88
степени окисления 8
электроотрицательность 39
Хлор 7, 8, 12, 26, 28
атом, строение 35, 39
общая характеристика 154
распространенность 9
растворимость 81
свойства, получение 155 (68)
соединения, восстановление 61, 63
— кислотно-основные свойства 75
— окисление 65, 66
— строение и связь 42, 44
степени окисления 8
термодинамика 57
электроотрицательность 40
Хлорат *см.* Калий
-ион 44, 63, 91 *см. также* Перхлорат-ион
Хлорид *см.* Алюминий, Аммоний, Гидразиний, Гидроксилламиний, Железо(II), Железо(III), Калий, Кальций, Кремний(IV), Мышьяк, Натрий, Фосфор(III), Фосфор(V)
-ион Cl⁻ 65, 156 (69)
Хлористая кислота 75, 91
Хлорит-ион 44, 75, 91 *см. также* Гипохлорит-ион
Хлорная вода 98, 155 (68¹)
Хлорная известь *см.* Белильная известь
Хлорная кислота 44, 58, 74, 91
Хлорноватая кислота 44, 63, 74, 75, 91
Хлороводород 11, 42, 58, 74, 81, 90, 155, 156 (69)
Хлороводородная кислота 61, 98, 156
Холл Ч. 16
Хром 7, 8, 12, 27, 28
атом, строение 35, 39
окисление 66
распространенность 9
соединения, восстановление 63
— кислотно-основные свойства 74
— окисление 66
— растворимость 78, 80, 81
— строение и связь 46
соли, гидролиз 81
— несуществование 81
степени окисления 8
термодинамика 57
электроотрицательность 40
Хром(III)
-калий сульфат 58, 77, 117, 122 (24)
катион 63, 74, 122 (24)
Хромат *см.* Калий
-ион 46, 63, 75, 91, 124 (28) *см. также*

Гидрохромат-ион, Дихромат-ион
Хромат(III), гидроксо- 123 (24³)
Хромирование 27
Хромовая кислота 75, 91 *см. также*
Дихромовая кислота
Хромовая смесь 98, 125 (29)
Хромпик 97
Хунда правило 38, 208 (N_c)

Царская водка 20, 98, 173, 174 (86¹³)
Цвет
ионов с центральным атомом *d*-элемента 46
реагентов и продуктов, указание в уравнениях 55
Цезий 7, 8, 12, 28
атом, строение 35
окисление 66
распространенность 10
соединения, растворимость 77
степени окисления 8
термодинамика 57
электроотрицательность 40
Центральный атом 43, 45, 48
Церий *см.* Лантаноиды
Циан CN 42 *см. также* Дициан
Цианамид 136 (47⁷), 167 (78²)
-ион 90
Цианат-ион *см.* Тиоцианат-ион
Цианид-ион 42, 75, 90
Цианирование 20
Циановодород 44, 52, 58, 75, 90
Цинк 7, 8, 12, 27, 28
атом, строение 38, 39
окисление 61, 68
распространенность 9
соединения, кислотно-основные свойства 75
— растворимость 79, 81
— строение и связь 47
соли, гидролиз 81
степени окисления 9
термодинамика 60
электроотрицательность 40
Цирконий 7, 9, 12, 28, 38, 40

Черный
порох 121 (21⁵)
Фосфор 60, 176 *см. также* Фосфор
Число Авогадро 208 (N_A)
Числовые приставки 89
Чугун 20, 99, 142 (54)

Шапгаль Ж. 16
Шееле К. 21, 22, 25, 26
Шкала электроотрицательности металлов 41
Шпинели 143 (56)
Шрёттер А. 26

Щавелевая кислота $H_2C_2O_4$ 61, 65, 75, 78

Щелочная среда

в окислительно-восстановительных реакциях 61, 72

полуреакции восстановления окислителей 62

— окисления восстановителей 65

Щелочноземельные элементы 88 *см. также*

Барий, Кальций, Радий, Стронций

Щелочные элементы 88 *см. также* Ка-

лий, Литий, Натрий, Рубидий, Франций, Цезий

Эйнштейн А. 34

Эйнштейний *см.* Actinoids

Эка-алюминий *см.* Gallium

Эка-силиций *см.* Germanium

Экзотермический эффект, запись в уравнениях 210 (Q)

Экстракция брома и иода в органическую фазу 129

Электрический заряд 211 (q), 219 (v±)

Электродный потенциал 220 (φ)

Электролиз

запись уравнений 54

воды 154 (67¹²)

нейтральных, кислых и щелочных растворов 154 (67¹²)

Электролитическая диссоциация, уравнения 54

Электрон 208 (N_e) *см. также* Электроны

масса 206 (m)

Электронные конфигурации атомов 38

Электронные пары *см.* Электроны

Электронные формулы атомов 34

Электроны

неподеленные пары 43, 46, 49, 51

неспаренные 42, 43, 46

Электроотрицательность элементов 39, 41, 220 (χ)

Эндотермический эффект, запись в уравнениях 210 (Q)

Энергетика реакций 55

Энергетические подуровни атома 38, 48

Энергия 201 (E)

Гиббса 203 (G)

— образования вещества 56, 216 (ΔG_T)

— реакции 55, 216 (ΔG_T)

ионизации 39, 202 (I)

связи 42, 43, 45, 201 (E_{св})

Энтальпия 202 (H)

изменение 217 (ΔH)

образования вещества 56, 217 (ΔH)

реакции 55, 217 (ΔH)

Энтропия 212 (S)

вещества 56, 212 (S)

изменение 218 (ΔS)

реакции 55, 218 (ΔS)

Эрбий *см.* Lanthanoids

Эрстед Х. 16

Эру П. 16

Этанол (этиловый спирт) 57, 61, 65

Эффективный заряд 218 (δ±)

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Лидин Ростислав Александрович

Справочник по общей и неорганической химии

Зав. редакцией *Л. И. Елховская*
Редакторы *Т. В. Литвиненко, О. В. Юрченко*
Художник *О. М. Шмелев*
Художественный редактор *Е. А. Финогенова*
Технический редактор *Н. П. Торчигина*
Корректор *Л. К. Никитина*

Сдано в набор 27.06.96. ЛР № 010001. Подп. в печ. 11.03.97.

Формат изд. 60×90¹/₁₆. Усл. печ. л. 16,0. Печать офсетная.

Тираж 30 000 экз. Заказ 232.

Ордена Трудового Красного Знамени издательство «Просвещение»

Комитета Российской Федерации по печати.

127521, Москва, 3-й проезд Марьиной Рощи, 41.

«Учебная литература», 117571, Москва, проспект Вернадского, 88,

Московский педагогический государственный университет,

тел. 437-46-97, 932-56-21, 437-11-11.

Саратовский ордена Трудового Красного Знамени полиграфический
комбинат Государственного комитета Российской Федерации по печати.

410004, Саратов, ул. Чернышевского, 59.

СПРАВОЧНИК

ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Al

Cl

Si

Br



Fe

Ni

W

Co

- История открытия элементов
- Геометрическое строение молекул
- Кислотно-основные реакции
- Окислительно-восстановительные реакции
- Реакции гидролиза
- Оксиды, кислоты, основания, соли
- Формулы и названия веществ
- Химические реакции для 100 веществ
- Способы приготовления растворов...