

Министерство Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий

Академия Государственной противопожарной службы

В. С. Падалкина, В. Я. Аджемян, Д. Л. Бастриков

НОМЕНКЛАТУРА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И СОЕДИНЕНИЙ

Допущено Министерством Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий в качестве
учебного пособия для курсантов, студентов и слушателей
образовательных организаций МЧС России

Москва
2017

УДК 54(075.8)
ББК 24.12я73
П12

Р е ц е н з е н т ы:

С. Г. Цариченко, доктор технических наук,
заместитель начальника института ФГБУ ВНИИПО МЧС России –
начальник НИЦ робототехники;

Н. П. Валув, доктор технических наук,
заведующий кафедрой химии и материаловедения
Академии гражданской защиты МЧС России, доцент

Падалкина В. С.

П12 Номенклатура химических элементов и соединений : учеб. пособие / В. С. Падалкина, В. Я. Аджемян, Д. Л. Бастриков. – М. : Академия ГПС МЧС России, 2017. – 108 с.

ISBN 978-5-9229-0129-1

В учебном пособии представлен материал по номенклатуре химических соединений и хладонов, необходимый слушателям Академии для самостоятельного усвоения материала по курсу «Химия» в соответствии с рабочими программами. Пособие включает разделы по номенклатуре элементов, неорганических и органических соединений.

УДК 54(075.8)
ББК 24.12я73

ISBN 978-5-9229-0129-1

© Академия Государственной противопожарной
службы МЧС России, 2017

Тот, кто ничего не знает, всему верит.

Иоганн Вольфганг Гёте

ВВЕДЕНИЕ

Химия – наука о веществах, их получении, свойствах, способности взаимодействовать с другими веществами с образованием новых соединений. Одной из важных задач этой науки является способность систематизировать вещества – присваивать им такие наименования, которые позволяли бы широкому кругу исследователей понять, что это за вещество и какими основными свойствами оно обладает.

В древние времена химия как наука не существовала. Однако во многих процессах люди, сами того не подозревая, использовали химические методы: дубили кожу, красили ткани, изготавливали гончарные изделия, косметические препараты, а также выплавляли металлы из руд и готовили из них различные изделия. Пока химия не существовала как наука, не возникала необходимость в специальных названиях для веществ и препаратов.

На рубеже II и III веков н. э. вместе с идеей получать благородные металлы (прежде всего золото) из неблагородных металлов возникла алхимия – предшественница химии как науки.

Во времена алхимии, когда было известно ограниченное число веществ и соединений, каждому из них присваивали собственные названия, причем каждый автор по-своему именовал одно и то же вещество. А поскольку алхимики каждое свое действие окутывали тайной, то расшифровка алхимических превращений была крайне трудна. В качестве примера можно привести ряд терминов: *философская ртуть* – свинец, *зеленый лев* – массикот (желтый оксид свинца), *кислый виноградный спирт* – уксус и т. д., а вот выдержка из одного из алхимических рецептов: «...возьми, сын мой, философской ртути и прокаливай, пока она не превратится в зеленого льва. После этого прокаливай сильнее, и она превратится в красного льва. Дигерируй¹ этого красного льва с кислым виноградным спиртом, выпари жидкость, и ртуть превратится в камнеобразное вещество, которое можно резать ножом». Даже после расшифровки многих терминов трудно предсказать, что результатом этих манипуляций является получение трехводного ацетата свинца – свинцового сахара $Pb(C_2H_3O_2)_2 \cdot 3H_2O$. С самого начала зарождения алхимии она была секретной наукой, полной мистики. Алхимики шифровали свои результаты, изъяснялись особым аллегорическим языком, непонятным для непосвященных.

Но в то время не существовало привычных ныне символов химических элементов и химических формул веществ. Кроме того, алхимики,

¹ Дигерирование – нагревание твердого тела с жидкостью без доведения её до кипения.

которые искали способы получения золота из простых металлов, боялись, что кто-то раскроет их секреты. Еще одним правилом алхимиков было «не навреди». Это и неудивительно, поскольку многие из алхимиков были успешными врачами. Достаточно вспомнить одного Парацельса.

По мере превращения алхимии в химию (полумистики в точную науку) возникла необходимость описать любой процесс так точно, чтобы любой химик (но не любой «непосвященный») мог его точно воспроизвести. Для этого было необходимо, прежде всего, назвать элементы и вещества терминами, одинаково понятными всем исследователям в любой точке земного шара, т. е. создать единую систему названий веществ и соединений – химическую номенклатуру.

Химическая номенклатура – совокупность названий индивидуальных химических веществ (элементов), их групп и классов, а также правила составления этих названий. Язык формул и химических уравнений с давних времен используется в химии. Однако любая формула (соединение) требует и словесного определения.

За многие годы существования этой науки возникло множество разных названий химических веществ и элементов. В идеале каждое химическое соединение должно иметь одно систематическое название, которое позволило бы написать для него только одну структурную формулу. Это название должно быть понятно специалистам разных стран. Кроме того, современная номенклатура должна быть пригодна для компьютерной обработки.

В настоящее время известно около четырех миллионов химических веществ. Присвоить каждому из них отдельное, индивидуальное название – дело безнадежное. Гораздо важнее разработать совокупность правил, позволяющих объединять вещества в общие группы и классы и присваивать им названия соответственно их принадлежности к этим объединениям.

Одна из первых классификаций химических соединений связана с определением неорганической и органической природы происхождения веществ. Термин *органическое соединение* (ОС) ввел шведский химик Й. Берцелиус. Химики того времени ассоциировали вещества на основе углерод-водородных соединений только с живой природой растительного и животного происхождения. Остальные же вещества относили к неживой природе, т. е. неорганической. От этой классификации не отказались и сейчас. Позже это понятие расширилось, и в настоящее время к органическим веществам (ОВ) относят и такие, которые не имеют прямого отношения к живым или растительным объектам, а получены синтетическим путем.

Исторически сложилось, что многие вещества имеют несколько названий. Это говорит о том, что в химии существует несколько видов номенклатур. Наиболее употребимые из них мы и рассмотрим.

Многие названия пришли из далекого прошлого, нередко так называли эти соединения алхимики. Это и *ляпис* – AgNO_3 , и *негашеная известь* – CaO , и хорошо нам известная *поваренная соль* – NaCl .

Многие неорганические и органические вещества, химические элементы носят названия, связанные с источниками их получения (лимонная, молочная кислоты); способами получения (пирогаллол – *пиро* – по-гречески означает огонь); отражают заметные свойства (гликоль – от греч. *гликос* – сладкий, бром – от греч. *бромос* – зловоние). Названия химических веществ, элементов связаны также с именами политических деятелей (коричневый – Бисмарк); городами (тербий – в честь Иттербю); странами (рутений – в честь России); учеными (Резерфордий – в честь выдающегося английского физика Эрнеста Резерфорда) и т. д.

В научной номенклатуре названия такого типа определяют словом тривиальные – от лат. *trivialis* – обыкновенный. Тривиальная (эмпирическая) номенклатура (ТН) применяется в силу устоявшихся представлений для химических элементов, неорганических соединений, а также для многих тысяч органических соединений (углеводов, аминокислот, лекарственных средств), для которых систематические названия громоздки. Эта номенклатура не отражает строения и свойств веществ, однако часто используется в химической (или околохимической) литературе и указываются в данном пособии наряду с систематическими.

В настоящее время во всем мире принято называть химические вещества и соединения в соответствии с номенклатурными правилами ИЮПАК (ИЮПАК), англ. International Union of Pure and Applied Chemistry – международной неправительственной организацией, способствующей прогрессу в области химии.

Рациональная номенклатура (РН) – частично отражает состав и структуру химического соединения (ацетат натрия, метилхлорид, этиловый спирт). Согласно правилам, подобная номенклатура называется *радикало-функциональной*, так как функциональному названию класса (спирт, альдегид, кислота) предшествует наименование радикала (метил, уксусная и др.). Однако эта номенклатура применима только для наиболее простых по строению веществ.

Одной из наиболее употребимых номенклатур является номенклатура ИЮПАК и ее раздел – систематическая номенклатура (СН), которой пользуются и в нашей стране, с учетом языковой специфики и традиций русского языка.

Основные положения этой номенклатуры были приняты на VIII Менделеевском съезде. Как отмечалось, основные расхождения были связаны с различными традициями английского и русского языков. Так, на официальном (английском) языке ИЮПАК рекомендуется называть вещества

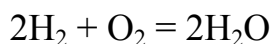
слева направо: CO_2 – carbon dioxide (примерный перевод «углерод двуокисный») или Na_2CO_3 – sodium carbonate (натрия карбонат). Для русского языка и русских химиков привычнее чтение химических формул справа налево – диоксид углерода, углекислый натр. Кстати, такое чтение формул характерно не только для русского языка. В дальнейшем мы будем акцентировать внимание на различиях в принятой в России систематической номенклатуре и номенклатуре ИЮПАК.

Символы, применяемые в химической номенклатуре

Все химические элементы отображаются одной или двумя латинскими буквами, первая из которых заглавная, вторая строчная, например S, Cu.

В написании химических формул используются цифры арабские и римские. Арабскими цифрами указывают количество атомов того или иного элемента или (группы атомов) в молекуле. Например: H_2SO_4 , CH_4 . В органических соединениях они указывают атом углерода, у которого находится заместитель (2,3-дибромбутан).

Арабские цифры применяют и в написании уравнений в качестве стехиометрических коэффициентов:



Степень окисления и заряд иона также указывается арабскими цифрами: степень окисления меди и кислорода в соединении CuO – +2; –2, а заряд иона – Cu^{2+} , $(\text{SO}_4)^{2-}$.

Римскими цифрами в круглых скобках указывают валентность (степень окисления), например, оксид углерода(II) – CO .

Применяют и буквенные символы: α , β , γ и другие, как правило, в названии органических соединений.

Глава 1

НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1.1. Химические элементы

Наименьшей частицей химических элементов, служащей носителем их химических свойств, является атом. Согласно современным атомным представлениям, разработанными выдающимися учеными Эрнестом Резерфордом (Англия), Нильсом Бором (Дания), Эрвином Шредингером (Австрия), атомы состоят из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него электронов (электронной оболочки). Это так называемые субатомные частицы (табл. 1).

Таблица 1

Субатомные частицы

Частица	СИ		Система атомных единиц	
	Масса, кг	Заряд, Кл	Атомная единица массы, а. е. м.	Атомная единица заряда, а. е. з.
Электрон, <i>e</i>	$9,109 \cdot 10^{-31}$	$-1,602 \cdot 10^{-19}$	$5,486 \cdot 10^{-4}$	-1
Протон, <i>p</i>	$1,673 \cdot 10^{-27}$	$+1,602 \cdot 10^{-19}$	1,007277	+1
Нейтрон, <i>n</i>	$1,675 \cdot 10^{-27}$	0	1,008695	0

Массовое число атома *A* равно сумме числа протонов *Z* и нейтронов *N* в атомном ядре: $A = Z + N$.

Нуклид – разновидность атомных ядер с определенным числом протонов *Z* и нейтронов *N*.

Химический элемент – определенный вид атомов с одинаковым зарядом ядра и с одинаковым атомным номером в таблице элементов Д. И. Менделеева (прил. 1). В прил. 2 приведены все известные элементы, их латинские и русские названия по порядку их расположения в химической таблице элементов Д. И. Менделеева, а также история их открытия.

В названии химических элементов используется в основном тривиальная номенклатура (ТН), отображающая их внешний вид, запах (осмий – зловонный), цвет (золото – желтый). Многие элементы названы в честь величайших ученых химиков и физиков. Часть элементов имеют порядковые номера (113, 115 и т. д.), некоторые элементы названы в честь городов и лабораторий, в которых они были открыты (Дубний получен в городе Дубне). Происхождение названия многих элементов связано с минералами, из которых они были выделены (бериллий – от названия минерала берилла и др.).

Название химического элемента никель произошло от нем. *nickel* – имя злого духа, якобы мешавшего горнякам.

Не всегда можно однозначно сказать, кто же открыл тот или иной элемент.

Например, кислород был получен Карлом Вильгельмом Шееле в 1772 г. нагреванием оксида ртути, а также нитратов калия и ванадия.

В труде «Химический трактат о воздухе и огне» Шееле описал получение и свойства «огненного воздуха». Несмотря на то что Шееле впервые в истории получил в лабораторных условиях кислород, приоритет открытия кислорода принадлежит Джозефу Пристли (1774), так как труд Шееле был опубликован только в 1777 году. Пристли рассказал о своём открытии Антуану Лорану Лавуазье, который для «живого» воздуха ввел термин «кислород» и сделал вывод, что обжиг металлов на воздухе дает соединение с кислородом.

История одного из случайных открытий в химии описана в рассказе Ярослава Гашека «Камень жизни». Летом 1460 г. игумен одного из баварских монастырей Леонардус в поисках мифического философского камня получил тяжелый порошок с металлическим блеском. Случайно скормленный свиньям этот порошок будто бы оказался для них полезным. Отец настоятель решил испытать действие открытого «камня жизни» на монахах своей обители. Измельченный в порошок этот камень был добавлен в тощую монастырскую кашу. На утро все сорок монахов умерли в страшных мучениях; уцелел только сам Леонардус, который той каши не ел. Так будто бы и была открыта сурьма, хотя она была известна в Вавилоне еще до нашей эры. Английское и немецкое название сурьмы – *antimony*, которые можно перевести как «антимонахин».

Ряд элементов были открыты многократно. Так, ванадий открыт в 1801 г, а затем в 1830 г. был открыт заново другим ученым.

Фтор, хлор, бром и иод получили название галогены, что означает солеобразующие (от греч. *hais* – соль и *genes* – производить, рождать).

В периодической системе элементы помещены под их латинскими названиями. Эти названия не всегда совпадают с названиями элементов, принятых в разных странах. Так, в русском языке употребляется для 29-го элемента название *золото*, а не *аурум* и для 47-го – *серебро*, а не *аргентум*. Это же относится и к ряду других элементов, таких как олово, сурьма и др. Отметим, что и в других языках нередко пользуются своей терминологией, а не латынью. Так, в английском языке натрий – *sodium*, калий – *potassium*, а золото – *gold*. Это следует учитывать при чтении научной и художественной литературы. В написании же химических формул каждый элемент имеет свое строгое обозначение, состоящее из одной или двух первых букв его латинского названия. Первая буква всегда заглавная.

Следует отметить, что атомы одного и того же элемента могут различаться по массовым числам. Такие элементы называются *изотопами*. Изотопы имеют одинаковый атомный номер, но разные массовые числа. Разница в массовых числах объясняется различным содержанием нейтронов при одинаковом количестве протонов и, следовательно, одинаковом заряде ядра. Массовое число и заряд ядра атомов изотопов обозначают верхним и нижним индексами слева у символа химического элемента. Называют их, указывая массовое число, например, ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ радий 226. Исключение сделано для изотопов водорода, которые имеют не только собственные названия, но и собственные обозначения (табл. 2).

Таблица 2

Примеры изотопов

Нуклид	Название изотопа	Z	N	A
Изотопы водорода				
${}^1_1\text{H}$	Протий	1	0	1
${}^2_1\text{H} \equiv \text{D}$	Дейтерий	1	1	2
${}^3_1\text{H} \equiv \text{T}$	Тритий	1	2	3
Изотопы углерода				
${}^{12}_6\text{C}$	Углерод-12	6	6	12
${}^{13}_6\text{C}$	Углерод-13	6	7	13
${}^{14}_6\text{C}$	Углерод-14	6	8	14

Кроме изотопов существуют *изотоны* и *изобары*. Первые имеют одинаковое число нейтронов, но разные атомные номера, например, ${}^{226}_{88}\text{Ra}$, ${}^{230}_{90}\text{Th}$, ${}^{231}_{91}\text{Pa}$. Вторые (изобары) имеют одинаковые массовые числа, но разные атомные номера: ${}^{40}_{18}\text{Ar}$, ${}^{40}_{19}\text{K}$, ${}^{40}_{20}\text{Ca}$. На названии элементов эти совпадения не сказываются.

Ряд химических элементов традиционно объединяют в группы, которым присвоены групповые названия:

Щелочные металлы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.

Щелочноземельные металлы: Ca, Sr, Ba, Ra.

Галогены: F, Cl, Br, I, At.

Халькогены: O, S, Se, Te, Po.

Семейство железа: Fe, Co, Ni.

Семейство платины: Ru, Rh, Pd, Os, Ir, Pt.

Благородные (инертные) газы: He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

Все химические элементы условно делятся на *металлы* и *неметаллы*. К неметаллам (их меньше) относят: все инертные газы, галогены, кислород, серу, селен, теллур, азот, фосфор, мышьяк, углерод, кремний, бор и водород. Остальные элементы относят к металлам.

Элементы различают также по заполнению электронами атомных орбиталей. Если у элемента очередной электрон заполняет *s*-орбиталь, это *s*-элемент, если *p*-орбиталь, *p*-элемент и т. д.

Мы рассмотрели все известные на настоящее время химические элементы. Определили их названия, в приложении познакомились с историей открытия практически каждого из них. Однако в элементарном виде элементы в природе не существуют – они образуют соединения. Соединения бывают простые, состоящие из одного элемента (например, O₂, O₃, S₆) и сложные, образованные различными элементами (CO₂, H₂O, K₂SO₄). Каждое из соединений имеет название, определенное ему в соответствии с номенклатурой.

1.2. Простые вещества и ионы

1.2.1. Простые вещества

Простым или элементарным веществом называется вещество, состоящее из одного элемента. Примерами таких веществ служат металлический калий, алмаз, графит, аргон, золото. Такие вещества называются, как правило, так же, как и образующий их элемент.

Для простых веществ возможна *аллотропия* – явление существования элемента в виде двух или нескольких простых веществ, различных по строению и свойствам. Это может быть обусловлено образованием молекул с различным числом атомов (например, O₂ и O₃; S₄ и S₈) или разной структурой кристаллов (углерод – алмаз и углерод – графит).

Для аллотропных форм, формулы которых известны, в названии указывают число атомов в молекуле с помощью числовых приставок (табл. 3). Неопределенное число атомов в молекуле указывается приставкой **поли-**, а количество атомов обозначается числом *n*.

Таблица 3

Числовые приставки (префиксы)

Умножающий фактор	Префикс	Умножающий фактор	Префикс
1	Моно	20	Эйкоза
2	Ди	21	Генэйкоза
3	Три	22	Докоза
4	Тетра	23	Трикоза
5	Пента	24	Тетракоза
6	Гекса
7	Гепта	29	Нонакоза
8	Окта	30	Триаконта
9	Нона	31	Гентриаконта
10	Дека	32	Дотриаконта
11	Ундека
12	Додека	100	Гекта
13	Тридека
...	...	132	Дотриаконтагекта

Ниже приведены некоторые систематические названия простых веществ (в скобках даны общеупотребительные названия):

- H – моноводород (атомарный водород);
- H₂ – диводород (молекулярный водород);
- O₂ – диоксиген (молекулярный кислород);
- O₃ – триоксиген (озон);
- Cl₂ – дихлор (молекулярный хлор);
- S₈ – октасера (кристаллическая оранжевая сера);
- S₆ – гексасера (красная сера);
- S_n – полисера (аморфная сера);
- P₄ – тетрафосфор (белый фосфор);
- P_n – полифосфор (красный фосфор).

Аллотропные модификации твердых веществ часто обозначаются греческими буквами (прил. 3), начиная с наименьшей температурной модификации: α (альфа), β (бета), γ (гамма) и т. д. Так, оксид железа(III) существует в трех кристаллических модификациях (α , γ , δ). Каждая из них применяется в определенных условиях. Так, α -Fe₂O₃ (темно-красный) – сырье для получения железа, компонент футеровочной керамики, цемента, различных пигментов для красителей (красного, коричневого, желтого), а γ -Fe₂O₃ (коричневый) – рабочий слой магнитофонных лент. Аллотропные модификации некоторых веществ имеют собственные названия. Модификации углерода называют: графит, алмаз, карбин и фуллерен. Их кристаллические модификации приведены на рис. 1.

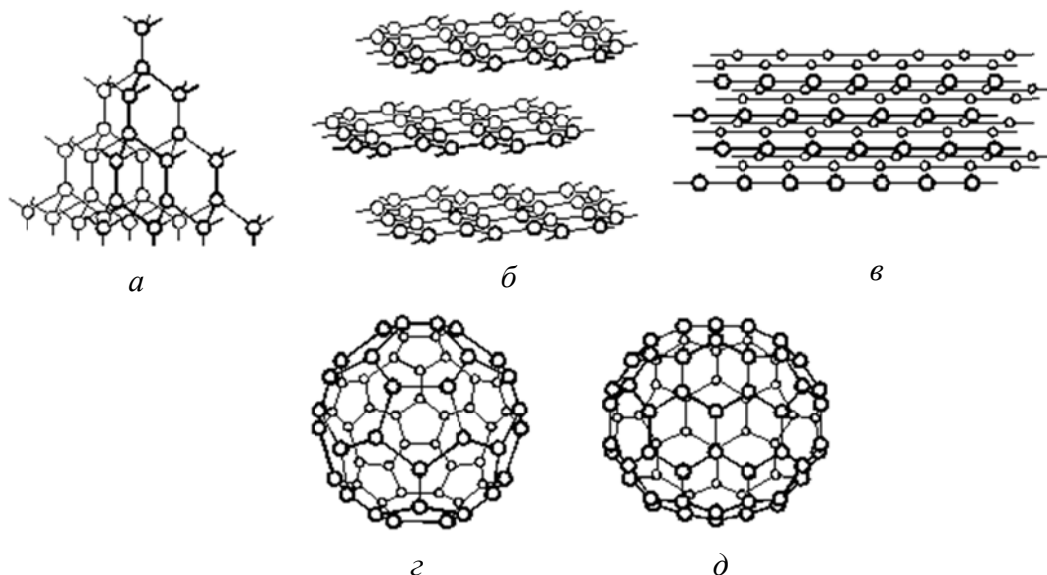


Рис. 1. Шаростержневые модели аллотропных модификаций углерода:
a – алмаз; *б* – графит; *в* – карбин; *z* – фуллерен C₆₀; *д* – фуллерен C₇₀

Часто для простых веществ необходимо указать состояние, в котором они находятся: кристаллическое или аморфное. Например, $C_{\text{аморфн.}}$ – углерод аморфный, $S_{\text{крист.}}$ – сера кристаллическая. Для кристаллических структур бывает необходимо указать вид кристаллических модификаций или *сингоний*. Их обозначения:

гекс. – гексагональная; тетр. – тетрагональная; куб. – кубическая; триг. – тригональная; монокл. – моноклинная; трикл. – триклинная; ромб. – ромбическая.

Сингонии простых веществ обозначаются следующим образом: α – Sn или $Sn_{\text{куб.}}$ – серое олово; β – Sn или $Sn_{\text{тетр.}}$ – белое олово; γ – Sn или $Sn_{\text{ромб.}}$.

Аллотропные формы с циклическим и цепным строением обозначаются приставками *цикло-* и *катена-*, например, *цикло*-октасера и *катена*-полисера для λ -серы и μ -серы соответственно. Приставка *цикло-* в номенклатуре неорганических соединений всегда пишется курсивом, а в номенклатуре органических соединений это не обязательно.

1.2.2. Ионы

Ионы – части сложных химических соединений, обладающие зарядами: *катионы* – положительными и *анионы* – отрицательными. Они представляют собой одно- или многоэлементную (многоатомную) частицу. Одноэлементные (одноатомные) ионы (их принято называть *простыми*) состоят из одного атома. Многоатомные ионы образуются двумя или несколькими атомами и носят название комплексных.

Простые катионы чаще всего образуются металлическими элементами. Кроме них в качестве катиона широко распространено соединение NH_4^+ – ион аммония. Катионы получают название от самого элемента Na^+ – ион натрия, Zn^{2+} – ион цинка. Если элемент может образовывать больше одного положительного иона, то положительный заряд такого иона указывают в круглых скобках римской цифрой (так называемый метод Штока): Fe^{2+} – ион железа(II); Fe^{3+} – ион железа(III); Cu^{2+} – ион меди(II); Cu^+ – ион меди(I). Степень окисления (заряд) читается в названиях как количественное числительное, например, Cr^{3+} – катион хрома – три. Этот же катион можно прочесть так: ион хрома – три плюс. Если степень окисления элемента в анионе единственно возможная, то ее можно не указывать: H^+ – катион водорода вместо катион водорода(I). Al^{3+} – катион алюминия, вместо катион алюминия(III).

Пример наиболее распространенных многоэлементных (комплексных) катионов: NH_4^+ – ион аммония; Hg_2^{2+} – ион ртути(I).

Некоторым многоэлементным катионам присвоены специальные, отличные от систематических, названия, например:

NH_4^+ – катион аммония (вместо катион тетрагидроазота(III));

NO^+ – катион нитрозила (вместо катион оксоазота(III)).

Простые анионы чаще всего состоят из атомов неметаллических элементов. Их названия образуются из названия элемента с заменой его окончания на окончание **-ид** и добавлением через дефис группового слова **ион**: H^- – гидрид-ион; F^- – фторид-ион; O^{2-} – оксид-ион; N^{3-} – нитрид-ион. Среди наиболее распространенных многоатомных анионов на **-ид** оканчиваются только некоторые: OH^- – гидроксид-ион; CN^- – цианид-ион; O_2^{2-} – пероксид-ион.

Комплексные анионы в своем большинстве содержат кислород. Такие анионы называются оксианионами. Некоторые элементы, такие как хлор или сера, способны образовывать больше одного оксианиона. Следовательно, в названии аниона необходимо указать относительное количество атомов кислорода. Если элемент образует только два оксианиона, к названию аниона, содержащего большее число атомов кислорода, прибавляется окончание **-ат**, а к названию аниона с меньшим числом атомов кислорода – окончание **-ит**:

NO_2^- – нитрит-ион; SO_3^{2-} – сульфит-ион;

NO_3^- – нитрат-ион; SO_4^{2-} – сульфат-ион.

Если элемент образует более двух оксианионов, для наименования «лишних» анионов используют приставки.

Приставка **гипо-** указывает на минимальное число атомов кислорода, а приставка **пер-** – на их максимальное число:

ClO^- – гипохлорит-ион (кислорода меньше, чем в хлорите);

ClO_2^- – хлорит-ион;

ClO_3^- – хлорат-ион;

ClO_4^- – перхлорат-ион (кислорода больше, чем в хлорате).

Многие анионы получили свои названия до введения систематических правил, но ими пользуются и в настоящее время. Например, так как перманганат-ион имеет формулу MnO_4^- , можно ожидать, что манганат-ион будет иметь формулу MnO_3^- . Однако ион с такой формулой неизвестен. Название манганат-ион носит ион MnO_4^{2-} .

В качестве ионов, имеющих специальные названия, целесообразно запомнить следующие:

CN^- – цианид-ион;

NH_2^- – амид-ион;

HS^- – гидросульфид-ион; OCN^- – цианат-ион;
 HO_2^- – гидропероксид-ион; CNO^- – фульминат-ион;
 NCS^- – тиоционат-ион; OH^- – гидроксид-ион.

Многие комплексные анионы, имеющие электрический заряд два и более, легко присоединяют один или несколько ионов водорода, образуя анионы с меньшим зарядом. В название таких анионов входит приставка **гидро-**:

HCO_3^- – гидрокарбонат-ион;
 HSO_4^- – гидросульфат-ион;
 H_2PO_4^- – дигидрофосфат-ион.

В табл. 4 приведены наиболее распространенные катионы и анионы.

Таблица 4

Наиболее распространенные ионы

Положительные ионы (катионы)	Отрицательные ионы (анионы)
<i>Однозарядные</i>	
Аммоний (NH_4^+) Ион меди(I) (Cu^+) Ион водорода (H^+) Ион серебра (Ag^+) Ион натрия (Na^+) Ион калия (K^+)	Ацетат-ион ($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-$) Бромид-ион (Br^-) Хлорид-ион (Cl^-) Хлорат-ион (ClO_3^-) Перхлорат-ион (ClO_4^-) Гипохлорит-ион (ClO^-) Цианид-ион (CN^-) Фторид-ион (F^-) Гидрокарбонат-ион (HCO_3^-) Гидросульфат-ион (HSO_4^-) Гидроксид-ион (OH^-) Иодид-ион (I^-) Иодат-ион (IO_3^-) м-Периодат-ион (IO_4^-) Нитрат-ион (NO_3^-) Перманганат-ион (MnO_4^-)
<i>Двухзарядные</i>	
Ион бария (Ba^{2+}) Ион кальция (Ca^{2+}) Ион хрома(II) (Cr^{2+}) Ион железа(II) (Fe^{2+}) Ион свинца(II) (Pb^{2+}) Ион магния(II) (Mg^{2+}) Ион марганца(II) (Mn^{2+}) Ион ртути(II) (Hg^{2+}) Ион олова(II) (Sn^{2+}) Ион цинка(II) (Zn^{2+})	Карбонат-ион (CO_3^{2-}) Оксид-ион (O^{2-}) Пероксид-ион (O_2^{2-}) Сульфат-ион (SO_4^{2-}) Сульфид-ион (S^{2-}) Сульфит-ион (SO_3^{2-}) Хромат-ион (CrO_4^{2-}) Манганат-ион (MnO_4^{2-})

Положительные ионы (катионы)	Отрицательные ионы (анионы)
<i>Трехзарядные</i>	
Ион алюминия (Al^{3+}) Ион железа (Fe^{3+}) Ион хрома (Cr^{3+})	Фосфат-ион (PO_4^{3-})

Соединив названия катионов и анионов и воспользовавшись правилом очередности в названии (анион – первый, катион – второй), получают названия конечных соединений:

Al_2O_3 – оксид алюминия;
 Cu_2O – оксид меди(I);
 $NaCl$ – хлорид натрия;
 BaJ_2 – иодид бария;
 Hg_2Cl_2 – хлорид ртути(I);
 $Al(OH)_3$ – гидроксид алюминия;
 $Fe(OH)_2$ – гидроксид железа(II);
 $NaHSO_4$ – гидросульфат натрия;
 $Ba(OH)Cl$ – гидроксохлорид бария.

После того как мы познакомились с элементами, простыми веществами и ионами – составными частями сложных неорганических соединений, перейдем к номенклатуре неорганических соединений.

1.3. Основные правила номенклатуры неорганических соединений

При наименовании неорганических соединений большинство из них условно (для ионных соединений – безусловно) считают состоящими из двух частей: *положительной* и *отрицательной*. В ионных соединениях действительно существуют атомы или группы атомов, несущие положительные или отрицательные заряды. В молекулярных соединениях, исходя из электроотрицательности элементов, такие заряды присваиваются частям молекулы. Если одна из частей молекулы состоит из нескольких атомов, заряд ее определяют, исходя из степеней окисления элементов, входящих в нее. Важно помнить, что, как правило, положительная часть соединения указывается в его формуле первой, а отрицательная – второй, а название соединения начинается со второй его части.

Кратко остановимся на понятиях *электроотрицательности* и *степени окисления*. Как известно, образование химической связи происходит за счет обобществления двумя атомами электронной пары. Если это одинаковые атомы, то распределение общей электронной плотности между ними происходит равномерно. Электронные пары, обобществляемые двумя

различными атомами, не обязательно распределяются между ними поровну. Способность атома притягивать к себе электроны, обобществляемые при образовании химической связи, называется *электроотрицательностью*. Электроотрицательность не является свойством, поддающимся экспериментальному измерению. Численные значения электроотрицательности приписываются элементам, исходя из различных теоретических соображений. В настоящее время для оценки электроотрицательности того или иного элемента используют шкалу, разработанную нобелевским лауреатом Лайусом Полингом (табл. 5).

Таблица 5

Электроотрицательность элементов по Л. Полингу

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
H 2,1	–	–	–	–	–	–
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0
K 0,8	Ca 1,0	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8
Pb 0,8	Sr 1,0	Jn 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	J 2,5
Cs 0,7	Ba 0,9	Ti 1,8	Pd 1,8	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2

С понятием *электроотрицательности* тесно связано понятие *степени окисления*. Под степенью окисления понимают положительное или отрицательное число, соответствующее величине заряда, который будет иметь атом, если электроны в молекуле соединения распределятся между элементами в соответствии с их электроотрицательностью. Для определения степени окисления можно пользоваться небольшим набором правил:

- 1) степень окисления атома в элементе в свободном состоянии равна нулю;
- 2) степень окисления одноатомного иона есть его заряд;
- 3) степень окисления атома в ковалентном соединении есть заряд, который останется на атоме после того, как все общие электронные пары полностью сместятся в сторону наиболее электроотрицательного атома;
- 4) степень окисления атома в молекулярном соединении неизвестного строения обычно оценивают по степеням окисления атомов других элементов в молекуле соединения.

Стехиометрические отношения в формулах соединений должны выражаться простыми целыми числами. Молекулярные формулы используются тогда, когда мы имеем вещество молекулярного строения. Для ионных

соединений используют простейшие (эмпирические) формулы. Для веществ, способных ассоциироваться при различных температурах, также используют эмпирические формулы. Например, диоксид азота содержит в своем составе молекулы N_2O_4 (димер). Если не стоит вопрос о димере, обычно используют формулу NO_2 и название диоксид азота или оксид азота(IV). Если же речь идет о димере, его изображают формулой N_2O_4 и называют тетраоксид азота.

Систематические названия неорганических соединений составляются в соответствии с правилами:

1. В формулах химических соединений на первое место практически всегда ставится электроположительная часть, например, PCl_3 , HCl , Na_2SO_4 . Исключение составляют гидриды азота: NH_3 – аммиак, N_2H_4 – гидразин.

2. Название электроположительной части сложных веществ называется аналогично названию свободных катионов. Групповое слово катион при этом опускается, а само название ставится в родительном падеже. Например, $MgSO_4$ – сульфат магния; $CuCl_2$ – хлорид меди(II).

3. Название электроотрицательной части соединения соответствует названию соответствующего свободного аниона: для одноэлементных составляющих используется суффикс **-ид**, а для многоэлементных составляющих используют суффикс **-ат**. Групповое слово *ион* опускается. Например: $KClO_4$ – перхлорат калия; MgS – сульфид магния.

Для указания стехиометрических соотношений между электроотрицательными и электроположительными составляющими вещества используют числовые приставки (см. табл. 3). Неопределенное число определяется приставкой **поли-**. Конечные гласные приставок всегда сохраняются в названиях: например, пентаоксид, а не пентоксид. Приставка **моно-** обычно опускается. Приставки свыше 12 указываются в виде арабской цифры, написанной через дефис. Умножающие числовые приставки **бис-**, **трис-**, **тетракис-** используются только тогда, когда в названии уже есть числовые приставки или тогда, когда можно неоднозначно понять название соединения. Примеры таких названий будут приведены в разделе рассмотрения комплексных соединений.

1.3.1. Бинарные соединения. Оксиды

Соединения, состоящие из двух элементов, независимо от числа атомов каждого из них, называются *бинарными*. Например, бинарными соединениями являются NO , NO_2 , N_2O , N_2O_4 .

Систематические названия бинарных соединений составляются по универсальным номенклатурным правилам с применением числовых приставок. Для многих бинарных соединений можно использовать способ Штока с указанием степени окисления электроположительного элемента.

Некоторые бинарные соединения имеют традиционные или специальные названия, которые используются вместо систематических названий.

К бинарным соединениям относятся оксиды, пероксиды, надпероксиды (суперпероксиды), озониды, галогениды, сульфиды, нитриды, водородные соединения азота и их производные, азиды, фосфиды, карбиды, гидриды и интерметаллические соединения (соединения нескольких металлов).

В формулах двухэлементных соединений из металлических и неметаллических элементов на первое место ставится металл как более электроположительный элемент, а на второе – неметалл: NaCl, CaO, MgS, Al₂O₃.

При составлении формул из неметаллических элементов исходят из значений электроотрицательности (элемент, имеющий меньшее значение по шкале Полинга указывается первым). Кроме того, традиционно руководствуются рядом последовательности неметаллов. На первое место ставят символ того элемента, который располагается ближе к началу ряда: **Rn, Xe, Kr, B, Si, C, As, P, H, Te, Se, S, At, I, Br, Cl, N, O, F**, например, CCl₄, NO, OF₂, PCl₃. Как уже отмечалось, исключение составляют соединения азота с водородом: NH₃, N₂H₄.

В формулах интерметаллических соединений символы металлических элементов располагаются в соответствии с их положением в таблице Полинга. Примеры бинарных соединений приведены в табл. 6.

Таблица 6

Примеры систематических и традиционных (специальных) названий бинарных соединений

Формула	Название
Оксиды	
H ₂ O	Оксид диводорода; вода
Na ₂ O	Оксид натрия
CO	Оксид углерода(II); угарный газ
SO ₂	Диоксид серы; сернистый газ
N ₂ O	Оксид диазота; «веселящий газ», закись азота (устар.)
P ₄ O ₁₀	Декаоксид фосфора; оксид фосфора(V); фосфорный ангидрид
FeO	Оксид железа(II)
Fe ₂ O ₃	Оксид железа(III)
Mn ₂ O ₇	Оксид марганца(VII)
MnO ₂	Оксид марганца(IV); пиролюзит
Пероксиды, суперпероксиды, озониды	
H ₂ O ₂	Пероксид водорода
K ₂ O ₂	Пероксид калия
KO ₂	Надпероксид калия
BaO ₂	Пероксид бария
NaO ₃	Озонид натрия

Формула	Название
Галогениды	
HF	Фтороводород
OF ₂	Дифторид кислорода
SF ₆	Гексафторид серы
HCl	Хлороводород
NaCl	Хлорид натрия
SnI ₂	Иодид олова(II)
SnCl ₄	Хлорид олова(IV)
Al ₂ Cl ₆	Гексахлорид диалюминия
Сульфиды, селениды, теллуриды	
H ₂ S	Сероводород
ZnS	Сульфид цинка
K ₂ S	Сульфид калия
Fe ₂ S ₃	Трисульфиддижелеза; сульфид железа(III)
CS ₂	Дисульфид углерода
Cu ₂ Se	Селенид меди(I)
Na ₂ Te	Теллурид натрия
Bi ₂ Te ₂ S	Сульфид-дителлурид дивисмута
Нитриды	
Na ₃ N	Нитрид натрия
Ca ₃ N ₂	Нитрид кальция
Cl ₃ N	Нитрид хлора
S ₄ N ₄	Тетранитрид тетрасеры
HN ₃	Азидоводород
HN _{3(p-p)}	Азидоводородная кислота
Pb(N ₃) ₂	Азид свинца
Фосфиды	
Li ₃ P	Фосфид лития
Na ₂ P ₅	Пентафосфид динатрия
Fe ₃ P	Фосфид трижелеза
FeP	Монофосфид железа
Карбиды	
CaC ₂	Ацетиленид кальция; карбид кальция
Al ₄ C ₃	Трикарбид тетраалюминия; карбид алюминия
Cu ₂ C ₂	Ацетиленид меди(I)
SiC	Монокарбид кремния
Гидриды	
LiH	Гидрид лития
CaH ₂	Гидрид кальция
FeH ₃	Гидрид железа(III)
(BeH ₂) _n	Поли(дигидрид бериллия)
Li[AlH ₄]	Тетрагидридоалюминат(III) лития; литийалюмогидрид

Формула	Название
Традиционные названия гидридов элементов IVA и VA групп	
SiH ₄	(моно)силан
Si ₂ H ₆	Дисилан
SnH ₄	(моно)станиан
Sn ₂ H ₆	Дистаниан
PH ₃	Фосфин
P ₂ H ₄	Дифосфан
AsH ₃	Арсин
As ₂ H ₄	Диарсан
B ₂ H ₆	Диборан(6) ¹
B ₅ H ₉	Пентаборан (9)
Интерметаллические соединения	
Mg ₂ Sn	Оловодимагний ²
Ag ₅ Al ₃	Триалюминийпентасеребро
MnCu ₂ Al	Алюминийдимедьмарганец
NiCu ₃ Al ₆	Гексаалюминийтримедьникель

Оксиды

Из бинарных соединений наибольший интерес представляют оксиды, так как они являются родоначальниками обширного класса неорганических соединений – гидроксидов, к которым относятся основания и кислородсодержащие кислоты. Разница в этих соединениях состоит в продуктах водной диссоциации: кислоты диссоциируют с образованием иона водорода, основания – с образованием гидроксид-иона.

По химическому поведению оксиды делятся на *основные*, *кислотные* и *амфотерные*. Основные оксиды при взаимодействии с водой образуют основания. Такими оксидами являются, например, Na₂O и CaO. Кислотные оксиды, взаимодействуя с водой, образуют кислоты. Это, например, CO₂, P₄O₁₀. Основные и кислотные оксиды, взаимодействуя между собой, образуют соли. Амфотерные оксиды взаимодействуют с кислотами и основаниями, проявляя основные свойства по отношению к сильным кислотам и кислотные свойства – по отношению к сильным основаниям. Примеры амфотерных оксидов: BeO, Al₂O₃, PbO. Эти три группы оксидов объединяются общим названием *солеобразующие*. Кроме них известны несолеобразующие оксиды, например, CO и NO.

Все названия читаются справа налево.

¹ Гидриды бора называются **боранами**. После названия элемента число атомов водорода в соединении указывается арабской цифрой в круглых скобках.

² Систематические названия интерметаллических соединений образуются из одного слова.

Формирование названий оксидов (примеры)

Основные оксиды	
Металл с постоянной валентностью	
Название металла (например, натрий)	Na ₂ O – оксид натрия
Металл с переменной валентностью	
Название металла (например, железо). В круглых скобках указывается римской цифрой валентность металла	FeO – оксид железа(II)
Кислотные оксиды	
Название неметалла (например, углерод); если неметалл имеет переменную валентность, то в круглых скобках римской цифрой указывают валентность элемента	CO – оксид углерода(II) CO ₂ – оксид углерода(IV)
Амфотерные оксиды	
Название металла	ZnO – оксид цинка

1.3.2. Кислоты

В неорганической химии существует важнейший класс соединений – кислоты, отношение которых к номенклатуре особенное. Кислоты были первыми веществами, которые получили алхимики в чистом виде. Без них не обходилось большинство реакций на заре развития химии как науки. Поэтому все известные тогда кислоты получили тривиальные специфические названия, которые сохраняются за ними и в настоящее время. Кислоты делятся на бескислородные (HCl) и кислородные (HNO₃). Эти соединения можно считать состоящими из иона водорода (или нескольких ионов H⁺) и простого или комплексного аниона. Большинство комплексных анионов содержат кислород и носят названия оксоанионов. Соответственно кислоты, содержащие такой анион, называются оксокислотами.

Формирование названий бескислородных кислот

Название элемента + суффикс -о – водород + окончание -ная + слово – кислота	HCl – хлороводородная кислота
--	--------------------------------------

Водные растворы галогеноводородов и сероводорода являются бескислородными кислотами и носят названия:

HF (раствор) – фтороводородная (плавиковая) кислота;

HCl (раствор) – хлороводородная (соляная) кислота;

HBr (раствор) – бромоводородная кислота;

HI (раствор) – иодоводородная кислота;

H₂S (раствор) – сероводородная кислота.

К бескислородным кислотам относят также водный раствор псевдогаллоида – циановодорода; HCN (раствор) – циановодородная кислота.

Оксокислоты – это соединения с общей формулой H_nЭ_xO_m, где Э_xO_mⁿ⁻ – кислотный остаток (оксоанион), а Э – кислотообразующий (центральный) элемент. Обычно названия широко применяемых кислот образуют,

используя русское название центрального элемента, к которому добавляют различные суффиксы и окончания. Так, если центральный атом находится в высшей степени окисления, для названия кислоты используют суффиксы **-н**, **-ов**, **-ев** (кроме H_2CO_3 , которая называется угольной кислотой). При понижении степени окисления центрального атома образующие название суффиксы применяются в следующем порядке: **-оват**, **-ист**, **-оватист**.

Формирование названий кислородсодержащих кислот

Название центрального атома + суффикс (-н, -оват, -ист, -оватист) + окончание -ая + слово – кислота

H_2SO_4 – серная ¹ кислота;	HClO_4 – хлорная кислота;
H_2SO_3 – сернистая ² кислота;	HClO_3 – хлорноватая кислота;
HNO_3 – азотная кислота;	HClO_2 – хлористая кислота;
HNO_2 – азотистая кислота;	HClO – хлорноватистая кислота.

Кислоты диссоциируют в воде на катион водорода H^+ и на анион. Максимальное число ионов водорода, образованных из одной молекулы кислоты, определяют ее *основность*. Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, последовательно отщепляя один ион водорода за другим. Первый ион водорода отщепляется от молекулы достаточно легко, а каждый последующий – труднее, чем предыдущий. Способность многоосновных кислот к ступенчатой диссоциации объясняет их склонность к образованию кислых солей.

Кислоты, имеющие состав $\text{H}_n\text{ЭO}_n$ (или содержащие максимально возможное количество атомов водорода), называются *ортокислотами*:

H_3AsO_3 – ортомышьяковистая кислота;
 H_3AsO_4 – ортомышьяковая кислота.

Ортокислоты за вычетом одного (или нескольких) молей воды называются *метакислотами*:

HAsO_2 – метамышьяковистая кислота;
 HPO_3 – метафосфорная кислота.

Из кислот, образованных элементами побочных групп в высших степенях окисления, целесообразно запомнить названия следующих из них:

H_2CrO_4 – хромовая;
 $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – дихромовая;
 H_3CrO_3 – ортохромистая;

¹ Концентрированная серная кислота с давних времен носит название **купоросное масло**.

² Для элементов основных подгрупп IV–VI групп, в которых положительная степень окисления элементов может изменяться только на две единицы, в названиях кислот используют только суффиксы **-н (-ов)** и **-ист**.

HCrO_2 – метахромистая;
 HMnO_4 – марганцовая;
 H_2MnO_4 – марганцовистая.

Согласно ИЮПАК, в названии кислородсодержащей кислоты следует отражать ее состав и степень окисления элемента:

HNO_3 – триоксонитрат(V) водорода (азотная кислота);
 H_2SO_4 – тетраоксосульфат(VI) диводорода (серная кислота);
 HClO_3 – триоксохлорат(V) водорода (хлорноватая кислота);
 $\text{H}_2\text{Te}_2\text{O}_6$ – гексаоксодителлулат(VI) диводорода.

Такие названия имеет смысл употреблять для неизвестных, редко употребляемых или сложных по составу кислот, как для последней из кислот в приведенном примере.

Остановимся еще на одном типе кислот – замещенных оксокислотах. К ним относятся тиокислоты – оксокислоты, в которых атомы кислорода замещены на серу. Примеры традиционных названий тиокислот:

H_3PS_4 – тетратиофосфорная кислота;
 $\text{H}_3\text{PO}_3\text{S}$ – тиофосфорная кислота;
 $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ – тиосерная кислота ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$).

К этому же классу относятся кислоты, в которых часть групп $-\text{OH}$ или атомов кислорода замещена на фтор, хлор, бром, группы NH_2 или NH . Такие кислоты получают традиционные названия от соответствующих оксокислот с добавлением приставки, составленной из названия замещающих атомов или групп и соединительной гласной **-о**. В формулах таких кислот замещающие атомы или группы помещаются на последнее место:

$\text{H}_2\text{SeO}_3\text{F}$ – фтороселеновая кислота;
 $\text{H}_2\text{PO}_3\text{F}$ – фторофосфорная кислота;
 HPO_2Cl_2 – дихлорофосфорная кислота.

Замещенные серные кислоты традиционно называются сульфоновыми кислотами:

HSO_3F – фторосульфоновая кислота;
 $\text{HSO}_3(\text{NH}_2)$ – амидосульфоновая кислота;
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{NH})$ – имидодисульфоновая кислота.

Существуют кислоты, содержащие в своем составе пероксидную группу $-\text{O}-\text{O}-$, которые называются *пероксокислотами*. При записи формул пероксокислот рекомендуется пероксидную группу заключать в круглые скобки и записывать в правой части формулы. Традиционные названия пероксокислот образуются из названия соответствующей оксокислоты с добавлением приставки **пероксо-**. При наличии в составе пероксокислоты нескольких пероксидных группировок их количество указывается численной приставкой: **ди-**, **три-**, **тетра-** и т. д. Например:

$\text{H}_2\text{SO}_3(\text{O}_2)$ – пероксомonosерная кислота;

$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ – пероксодисерная кислота;
 $\text{HNO}_2(\text{O}_2)$ – пероксоазотная кислота;
 $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ – пероксодифосфорная кислота;
 $\text{H}_3\text{PO}_2(\text{O}_2)_2$ – дипероксофосфорная кислота.

При написании формул таких кислот не рекомендуется суммировать пероксидный и оксидный кислороды, т. е. не рекомендуется писать формулы: H_2SO_5 , HNO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_8$ и т. п.

В заключение этого раздела остановимся на правилах систематических названий веществ с кислотной функцией. Эти названия строятся по принципу номенклатуры комплексных соединений (см. разд. 1.3.5). Например:

$\text{H}[\text{AuCl}_4]$ – тетрахлороаурат водорода;
 H_2CO_3 – триоксокарбонат(IV) водорода;
 H_5IO_6 – гексаоксоиодат(VII) водорода;
 $\text{H}_2\text{SO}_3\text{S}$ – тиотриоксосульфат(VI) водорода;
 $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_4$ – тетраоксодисульфат диводорода;
 $\text{H}_4\text{Se}_3\text{O}_{11}$ – ундекаоксоселенат(VI) водорода.

1.3.3. Основания

Основания часто носят название гидроксидов. К этому классу соединений относятся соединения, содержащие группу или группы $-\text{OH}$, связанные с атомами различных элементов. Основания щелочных (Li, Na, K, Rb, Cs) и щелочноземельных (Ca, Sr, Ba, Ra) металлов растворимы в воде и носят название *щёлочи*.

Систематические названия оснований составляют по обычным номенклатурным правилам, используя способ Штока.

Формирование названий оснований

Гидроксид + название элемента	NaOH – гидроксид натрия; $\text{Ca}(\text{OH})_2$ – гидроксид кальция; IOH – гидроксид иода
Элемент с переменной валентностью	
Гидроксид + название элемента + без разрыва в круглых скобках римскими цифрами указывается валентность элемента	$\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа(II); $\text{Re}(\text{OH})_4$ – гидроксид рения(IV); $\text{B}(\text{OH})_3$ – гидроксид бора(III) (в записи H_3BO_3 – борная кислота (амфотерное соединение))

Основания диссоциируют в воде с образованием гидроксид-ионов OH^- . Основания многозарядных катионов диссоциируют ступенчато, последовательно отщепляя гидроксид-ионы. Этим объясняется способность оснований металлов высокой валентности образовывать основные соли.

Остановимся на гидратах некоторых соединений. Некоторые гидратированные амины (аммиак, гидразин, гидроксилламин) проявляют в водных растворах свойства основных гидроксидов. Гидратированный аммиак нередко в литературе записывается NH_4OH и носит название *гидроксид аммония*. В настоящее время такие соединения рекомендуется записывать и называть так: $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат аммиака; $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат гидразина; $\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$ – гидрат гидроксилламина. Отметим, что продукты присоединения воды к простым и сложным веществам, а также к одноатомным или многоатомным ионам носят название *гидраты*. Построение названий таких соединений (аддуктов) начинают со слова **гидрат** в именительном падеже с числовыми приставками (приставку **моно-** можно опускать), а затем приводят название другой составной части в родительном падеже.

Взаимодействие кислот и оснований приводит к образованию солей.

1.3.4. Соли

Соли представляют собой продукты замещения водорода в кислоте на металл или гидроксильных групп основания на кислотный остаток. При электролитической диссоциации в воде они образуют катион металла (комплексные катионы) и одноатомные или многоатомные анионы. Соли бывают **средние**, например, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, **кислые** – CaHPO_4 и **основные** – CaOHCl . Кислая соль – продукт неполного замещения водорода кислоты на металл, а основная – продукт неполного замещения гидроксильных групп основания на кислотные остатки. Средние соли – продукты полного замещения. Понятно, что кислые соли – продукты реакций многоосновных кислот, а основные соли – многокислотных оснований.

Соли, образованные двумя металлами и одной кислотой, называются *двойными солями*, например, сульфат калия и алюминия – алюмокалиевые квасцы $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$. Соли, образованные одним металлом и двумя кислотами, носят название *смешанных солей*. В качестве примера приведем соль, образованную металлом кальция и двумя кислотами – соляной (HCl) и хлорноватистой (HOCl): CaClOCl или CaOCl_2 – хлорная известь.

Названия солей тесно связаны с номенклатурой соответствующих кислот (табл. 7), причем соли распространенных кислот имеют групповые названия. Это нитраты (селитры) – соли азотной кислоты; сульфаты (купоросы) – соли серной кислоты; карбонаты – соли угольной кислоты; фосфаты – соли фосфорной кислоты; галогениды – соли галогеноводородных кислот и т. п. По правилам номенклатуры рекомендуется применять для солей распространенных кислот их традиционные названия, а систематические названия использовать только для относительно сложных, недавно синтезированных и малоизвестных веществ.

Названия кислот и их солей

Название кислоты	Формула	Название соответствующих солей
Азотная	HNO_3	Нитраты (селитры)
Азотистая	HNO_2	Нитриты
Алюминиевая	H_3AlO_3	Алюминаты
Борная (ортоборная)	H_3BO_3	Бораты (ортобораты)
Бромоводородная	HBr	Бромиды
Иодоводородная	HI	Иодиды
Иодноватая	HIO_3	Иодаты
Иодная (орто)	H_5IO_6	Периодаты
Иодная (мета)	HIO_4	
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	Перманганаты
Мышьяковая	H_3AsO_4	Арсенаты
Мышьяковистая	H_3AsO_3	Арсениты
Серная	H_2SO_4	Сульфаты (купоросы)
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты
Сероводородная	H_2S	Сульфиды
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	Фосфаты (ортофосфаты)
Фосфорная (мета)	HPO_3	Метафосфаты
Фосфористая	H_3PO_3	Фосфиты
Фтороводородная (плавииковая)	HF	Фториды
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды
Хлорная	HClO_4	Перхлораты
Хлорноватая	HClO_3	Хлораты
Хлористая	HClO_2	Хлориты
Хлорноватистая	HClO	Гипохлориты
Хромовая	H_2CrO_4	Хроматы
Дихромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Дихроматы
Циановодородная (синильная)	HCN	Цианиды

Рассмотрим правила составления традиционных названий солей.

Средние соли. Традиционное название соли складывается из названия аниона в именительном падеже и катиона – в родительном. Слова *ион* для аниона и *катион* опускаются. Для катионов переменной валентности используется правило Штока. Например:

FeSO_4 – сульфат железа(II);

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа(III);

CaCrO_4 – хромат кальция;

Na_5IO_6 – ортопериодат натрия.

Кислые соли. Названия кислых солей образуют, добавляя к названию аниона соответствующей средней соли приставку **гидро-**. Если незамещенными оказываются два и более атома водорода, то их количество

указывают в названии с помощью соответствующей числовой приставки (см. табл. 3). Например:

NaHSO_4 – гидросульфат натрия;

$\text{Sr}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат стронция;

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_3$ – дигидрофосфит аммония;

$\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидроортофосфат магния.

Основные соли. Традиционные названия основных солей образуют, добавляя к наименованию аниона средней соли приставку **гидроксо-**:

$(\text{Fe}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ – дигидроксосульфат железа(III);

CuOHNO_3 – гидроксонитрат меди;

NiOHCl – гидроксохлорид никеля.

Гидроксосоли могут рассматриваться как соли и гидроксиды одновременно. Это должно быть отражено и в формуле и в названии:

$\text{Be}(\text{NO}_3)\text{OH}$ – гидроксид-нитрат бериллия;

$\text{Zn}_2(\text{PO}_4)\text{OH}$ – гидроксид-ортофосфат дицинка.

По правилам IUPAC различают гидроксосоли, содержащие OH^- и оксосоли, содержащие дискретные оксид-ионы O^{2-} . Названия оксосолей:

$\text{Ti}(\text{NO}_3)_2\text{O}$ – оксид-динитрат титана;

$\text{Hg}_3(\text{SO}_4)\text{O}_2$ – диоксид-сульфат триртути;

$\text{Hg}_2(\text{ClO}_4)\text{O}(\text{OH})$ – гидроксид-оксид-перхлорат диртути.

Соли пероксокислот. В названиях этих солей вводят приставку **пероксо-**, аналогично с названиями соответствующих кислот:

$\text{Na}_3\text{PO}_3(\text{O}_2)$ – пероксомонофосфат натрия;

$\text{Be}_2\text{P}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ – пероксодифосфат бериллия;

$\text{CaS}_2\text{O}_6(\text{O}_2)$ – пероксодисульфат кальция;

$\text{NaHSO}_3(\text{O}_2)$ – гидропероксо(моно)сульфат натрия.

Соли тиокислот. Соли тиокислот называют, используя приставку **тио-**. Это связано с тем, что тиокислотами называются оксокислоты, у которых один или несколько атомов кислорода заменены на серу. Примеры традиционных названий солей тиокислот:

$\text{K}_2\text{SO}_2\text{S}$ – тиосульфит калия;

CaSO_3S – тиосульфат кальция;

$\text{Na}_2\text{SO}_3\text{S}$ – тиосульфат (гипосульфит – устаревшее) натрия;

Na_3POS_3 – тритиоортофосфат натрия.

Двойные и смешанные соли.

Известны соли, содержащие два химически разных катиона (двойные соли) или аниона (смешанные соли). В названиях этих солей удвоенные части молекул пишутся через дефис:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$ – сульфат алюминия-калия;

$\text{Fe}(\text{NH}_3)_2(\text{SO}_4)_2$ – сульфат диаммония-железа(II);

$\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ – хлорид-гипохлорид кальция;

$\text{Na}_3\text{CO}_3(\text{HCO}_3)$ – гидрокарбонат-карбонат натрия;

$\text{Na}_3\text{IO}_3(\text{NO}_3)$ – нитрат-иодат натрия.

Так же, как и у кислот, систематические названия солей строятся по принципу номенклатуры комплексных соединений:

Li_3BO_3 – триоксоборат(III) лития;

$(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_3\text{O}_{10}$ – декаоксотрихромат(VI) диаммония;

NaHSO_4 – тетраоксосульфат(VI) водорода-натрия;

$\text{Na}_6(\text{PO}_3)_3\text{N}$ – нитридотрис (триоксофосфат) гексанатрия;

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_5$ – пентаоксодисульфат(VI) натрия;

$\text{Ba}(\text{SO}_3\text{F})_2$ – фтортриоксосульфат(VI) бария.

Кристаллогидраты солей

В настоящее время не вызывает сомнений, что в растворах электролитов происходит взаимодействие между растворителем и растворенным веществом. Этот процесс носит общее название *сольватация*, а в случае водных растворов – *гидратация*. Впервые на это явление обратил внимание Д. И. Менделеев в 60-х годах XIX столетия. В отличие от гидролиза, при гидратации разложения молекул воды не происходит. Нередко связь между молекулами растворителя и частицами растворенного вещества сохраняется и в твердом состоянии – при кристаллизации из раствора выделяются кристаллосольваты (при кристаллизации из воды – **кристаллогидраты**).

Кристаллогидраты относятся к *аддуктам*. *Аддукты* – это продукты присоединения типа молекула-молекула или ион-молекула. Их принято изображать формулами составных частей с точкой между ними. Составные части аддуктов перечисляются в формуле в порядке увеличения их количества. Кроме кристаллосольватов (кристаллогидратов) к аддуктам относят квасцы и шёниты.

Названия кристаллогидратов солей состоят из группового слова **гидрат-** и традиционного (или систематического) названия соли. Число гидратных групп определяется числовой приставкой (см. табл. 3). Примеры кристаллогидратов и их названий:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – пентагидрат сульфата меди(II) (медный купорос);

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ – гептагидрат сульфата железа(II) (железный купорос);

$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – дигидрат гидроортофосфата кальция;

$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – гексагидрат хлорида кальция;

$\text{Cr}(\text{IO}_3)_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – моногидрат иодата хрома(III);

$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – декагидрат карбоната натрия;

$\text{Sc}_2(\text{CrO}_4)_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – гексагидрат хромата скандия(III).

Когда имеются точные данные о химических связях молекул воды с центральным атомом соединения, формулу строят как комплексное соединение (см. п. 1.3.5), которое называют соответственно:

$[\text{Be}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетрааквабериллия;
 $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат гексааквахрома(III).

Для некоторых солей одинакового состава применяют групповые названия, например, *квасцы* и *шёниты*.

Соли типа $\text{Э}_I^+ \text{Э}_{II}^{3+} (\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, где

$\text{Э}_I = \text{Na}, \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}, \text{NH}_4, \text{Tl}$,

$\text{Э}_{II} = \text{Al}, \text{Cr}, \text{Fe}, \text{Mn}, \text{Tl}, \text{V}, \text{Ga}$ называются *квасцами*.

Соли типа $\text{Э}_I^+ \text{Э}_{II}^{3+} (\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, где

$\text{Э}_I = \text{K}, \text{Rb}, \text{Cs}, \text{Tl}, \text{NH}_4$,

$\text{Э}_{II} = \text{Mg}, \text{V}, \text{Cr}, \text{Mn}, \text{Fe}, \text{Co}, \text{Ni}, \text{Cu}, \text{Zn}$ относятся к *шёнитам*:

$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – додекагидрат сульфата алюминия-калия;

$\text{CsCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ – додекагидрат сульфата хрома(III)-цезия;

$\text{Rb}_2\text{Zn}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – гексагидрат сульфата никеля-дирубидия;

$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – гексагидрат сульфата железа(II)-диаммония.

1.3.5. Комплексные соединения

Внутри неорганических соединений, как государство в государстве, существует и успешно развивается особый класс соединений – комплексные или координационные соединения. Этот класс соединений содержит кислоты, основания, соли и вещества молекулярного строения.

Комплексными соединениями называются вещества, содержащие центральный атом (ион)-комплексобразователь, с которым посредством донорно-акцепторной связи соединено некоторое определенное количество атомов (ионов) или молекул, составляющих *внутреннюю*, или *координационную* сферу. Молекулы или ионы, окружающие атом металла в комплексе, называют *лигандами* (от лат. *ligate* – связывать). Обычно в роли лигандов выступают ионы или полярные молекулы, содержащие, по крайней мере, одну неподеленную пару валентных электронов. Внутренняя сфера обладает определенной устойчивостью в растворе и имеет заряд, равный сумме зарядов центрального атома и присоединенных к нему групп. Если заряд не равен нулю, то образуется комплексный ион, образующий с простыми или комплексными ионами противоположного знака кислоты, основания или соли. При отсутствии заряда внутренняя сфера преобразуется во внутрикомплексное соединение. Во внутренней сфере комплексных соединений количество атомов или молекул, связанных с центральным атомом, постоянно, определяется его валентностью. Это количество называется **координационным числом**.

Как следует из вышесказанного, центральным атомом может быть атом, имеющий свободные орбитали на валентном уровне, а лигандом – атом, ион или молекула, имеющие на внешней сфере неподеленную пару

электронов. В качестве центральных атомов в подавляющем большинстве случаев выступают металлы побочных групп таблицы Д. И. Менделеева, относящиеся к *d*- и *f*-элементам. Это объясняется тем, что они имеют большое количество свободных орбиталей.

Охарактеризуем возможные лиганды. В их качестве могут выступать соединения, имеющие на внешней орбитали неподеленную пару электронов: одно- и многоэлементные анионы (отрицательно заряженные лиганды), нейтральные атомы и (очень редко) многоэлементные катионы (лиганды, несущие положительный заряд).

Названия отрицательно заряженных лигандов заканчиваются на **-о**:

Br^- – бромо; OH^- – гидроксо;

I^- – иодо; NO^- – нитрозо;

Cl^- – хлоро; CN^- – циано;

O_2^- – пероксо; NH_2^- – амидо;

N_3^- – азизо; NCS^- – тиациано.

Нейтральные молекулы называют как обычно. Для некоторых лигандов приняты сокращения в написании (приведены в скобках):

N_2 – диазот; $\text{C}_6\text{H}_5\text{N}$ – пиридин (py);

SO_2 – диоксид серы; $\text{NH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{NH}_2$ – этилендиамин (en);

CS_2 – сероуглерод; $\text{NH}_2\text{NHCONH}_2$ – семикарбазид;

C_2H_4 – этилен; $(\text{NH}_2)_2\text{CS}$ – тиокарбамид (trio);

CH_3OH – метанол; $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ – карбамид (ur).

По традиции некоторые лиганды имеют собственные названия:

H_2O – аква; CO – карбонил;

NH_3 – аммин; CS – тиокарбонид; NO – нитрозил.

Названия положительно заряженных лигандов оканчиваются на **-ий**:

N_2H_5^+ – гидрозиний;

NO_2^+ – нитроиллий;

NO^+ – нитрозилий.

Многоэлементные лиганды могут быть координированы к комплексообразователю различными атомами: одним (монодентатные) или несколькими (полидентатные). Наиболее распространенным полидентатным (бидентатным) лигандом является этилендиамин (en). Он присоединяется к центральному атому двумя аминогруппами. К распространенным бидентатным лигандам относятся также оксолат-ион $\text{C}_2\text{H}_4^{2-}$ и карбонат-ион CO_3^{2-} .

Ионы, нейтрализующие заряд внутренней сферы, но не связанные с комплексообразователем ковалентно, образуют внешнюю сферу комплексного соединения.

Комплексная часть (координационная сфера) молекулы может быть катионом или анионом, кроме того, комплексные соединения могут быть нейтральными молекулами (так называемые внутриккомплексные соединения).

В формулах комплексных соединений координационная сфера заключается в квадратные скобки. Вследствие этого, координационные соединения иногда называют «соединениями в квадратных скобках». Примеры комплексных соединений: кислота $H[AuCl_4]$; основание $[Cu(NH_3)_4](OH)_2$; соли $Co[AlF_6]$, $[Cr(NH_3)_6](NO_3)_3$; неэлектролит $[Ni(CO)_4]$.

При написании внутренней сферы первым указывают центральный атом, а затем располагают лиганды в следующем порядке: положительно заряженные, нейтральные, отрицательно заряженные. Внешнюю сферу помещают справа или слева от внутренней в зависимости от того, является внешняя сфера катионом или анионом:

$[Co(NH_3)_5Cl](NO_3)_2$ – нитрат хлоропентааминкобальта(III);
 $K_2[Fe(NO)(CN)_5]$ – пентацианонитрозилферрат(III) калия;
 $[Co(NH_3)_3Cl_3]$ – трихлоротриамминкобальт
 (комплексное соединение без внешней сферы).

Схема формирования комплексного соединения

Внутренняя (координационная) сфера (BC)	Знак заряда BC*	Внешняя сфера
Атом (ион) металла + молекулярные лиганды + ионы-лиганды	+	Анион (комплексный или простой)
Атом (ион) металла + молекулярные лиганды + ионы-лиганды	-	Катион (комплексный или простой)
Атом (ион) металла + молекулярные лиганды + ионы-лиганды	0	Внутриккомплексное соединение: внешняя сфера отсутствует

* Заряд BC (внутренней сферы) равен сумме зарядов центрального атома (степень окисления) и зарядов лигандов.

В качестве примера рассмотрим формулу аммиачного комплекса сульфата меди $[Cu(NH_3)_4]SO_4$. Эта формула описывает комплексное соединение, включающее ион $Cu(NH_3)_4^{2+}$ и ион SO_4^{2-} . Четыре молекулы аммиака здесь непосредственно связаны с ионом меди(II). Заряд комплекса представляет собой сумму степени окисления центрального атома металла и зарядов окружающих его лигандов. Определяя заряд комплексного иона в нашем соединении, следует учитывать, что группа SO_4 является сульфат-ионом, заряд которого равен -2 . Поскольку координационное соединение в целом электронейтрально, заряд входящего в него комплексного иона должен быть равен $+2$ и соответственно его запись $Cu(NH_3)_4^{2+}$. Степень окисления меди в нем равна $+2$, так как группы аммиака электронейтральны.

Если в формуле комплексного соединения не очевидна степень окисления центрального атома, то она указывается следующим образом: положительная степень окисления – римской цифрой (без знака «+»), отрицательная степень окисления – римской цифрой со знаком «-», расположенным перед цифрой. Цифры располагают вверху символа атома, например $[M^{II}L_4]$ или $[M^{-I}L_6]$. Если у одинаковых лигандов имеются различные заряды, то они указываются над формулами лигандов: NO^- , NO^0 , NO^+ .

При наличии в комплексе нескольких различных лигандов их отделяют друг от друга круглыми скобками.

В сложных группах, если внешние скобки обозначают весь комплекс, установлен следующий порядок старшинства скобок $[\{ () \}]$.

На заре получения и изучения комплексных соединений их количество было невелико, и вещества называли именами химиков, их синтезировавших. Так появилась соль Рейнеке $NH_4[Cr(NH_3)_2(NCS)_4]$; соль Дрекслея $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$; соль Чугаева $[Pt(NH_3)_5Cl]Cl_3$. Были попытки систематизировать комплексы по их окраске. Так, соединение $[Co(NH_3)_3Cl]Cl_2$ называли пурпурнокобальтовым хлоридом, а $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ – лутеосолью кобальта (от лат. *luteus* – желтый); до сих пор сохранились и широко применяются следующие названия: красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_5]$ и желтая кровяная соль $K_4[Fe(CN)_6] \cdot 3H_2O$. В названиях двух последних соединений отмечен также объект, из которого выделены данные вещества.

С увеличением количества получаемых комплексных соединений фантазии авторов стали иссякать, и тривиальных названий явно не хватало. Как только Вернер создал свою координационную теорию, стало возможным систематизировать названия комплексных соединений. Рассмотрим принципы построения наименований комплексов.

Формула	Внутренняя (координационная) сфера				Внешняя сфера	Название
	Центральный атом	Степень окисления	Лиганды			
			Ионы	Молекулы		
$[Co(NH_3)_3Cl]Cl_2$	Co	+3	Cl^-	$3NH_3$	$2Cl^-$	Хлорид хлоротриамминкобальта(III)
$K_4[Fe(CN)_6]$	Fe	+2	$6CN^-$	–	$4K^+$	Гексацианоферрат(II) калия
$[Co(H_2O)_3Cl_3]$	Co	+3	$3Cl^-$	$3H_2O$	–	Трихлоротриаквакобальт
$[Ni(CO)_4]$	Ni	0	–	$4CO$	–	Тетракарбинникель
$[Cu(NH_3)_2Br_2]$	Cu	+2	$2Br^-$	$2NH_3$	–	Дибромодиаммин медь

Теперь сформулируем основные правила номенклатуры комплексных соединений:

1. В названиях солей первым указывается анион, а затем катион.

2. В названии комплексного иона или молекулы лиганды указываются раньше, чем центральный атом. Лиганды называют в соответствии с алфавитом с указанием их количества греческими числительными независимо от их заряда¹ (приставки, указывающие число лигандов, название не определяют). Например, в названии иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]^+$ сначала указывают аммиак, затем хлор и в конце – медь: триамминхлоромедь(II).

3. Анионным лигандам присваивают окончание **-о**, катионным **-ий**, а нейтральные лиганды называют так же, как и молекулы (кроме исключений, см. нейтральные молекулы).

4. Число лигандов каждого вида (больше одного) указывают греческими приставками (**ди-**, **три-** и т. д.). Если в названии лиганда уже содержится греческая приставка-**числительное**, например, этилендиамин, обозначенный через **-en**, то название заключают в скобки и к нему присоединяют другую приставку (**бис-**, **трис-**, **тетракис-**, **пентакис-** и т. д.). Например, $[\text{Ni}(\text{en})_2]\text{Cl}_2$ носит название хлорид бис(этилендиамин)никеля(II).

5. В названии комплексных анионов к латинскому названию центрального атома добавляют суффикс **-ат**. Например, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ носит название гексацианоферрат(II) калия.

6. Степень окисления металла указывают в скобках римской цифрой сразу за названием металла.

В качестве примера приведем систематическое название двух комплексных соединений:

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$ – хлорид тетрааквадихлорохрома(III);

$\text{K}_4[\text{Ni}(\text{CN})_4]$ – тетрацианоникелат(II) калия.

Из всего многообразия комплексных соединений выделим еще один тип – *соединения с комплексным катионом и анионом*. Названия этих соединений составляются по правилам построения комплексных катионов и анионов. Первым называют комплексный анион в именительном падеже, а затем – комплексный катион в родительном падеже. Названия катиона и аниона пишут отдельно. В названии аниона указывают степень окисления центрального атома в круглых скобках латинскими цифрами:

$[\text{Mn}(\text{CO})_6][\text{Al}^{\text{III}}\text{Cl}_4]$ – тетрахлоралюминат(III) гексакарбонилмарганца(I);

$[\text{Cu}(\text{en})_2][\text{Pt}^{\text{II}}\text{Cl}_4]$ – тетрахлороплатинат(II) бис(этилендиамин) меди(II);

$[\text{Pd}(\text{NH}_3)_4][\text{Pd}^{\text{IV}}\text{Cl}_6]$ – гексахлоропалладат(IV) тетраамминопалладия(II).

¹ В некоторых учебниках принято первыми указывать лиганды, несущие отрицательный заряд, и читать название комплексного соединения справа налево.

Тест 1

Назовите неорганические соединения

Номер п/п	Формула	Варианты ответов
1	SO_3^{2-}	а) сульфат-ион; б) сульфид-ион; в) сульфит-ион
2	MnO_4^-	а) перманганат-ион; б) манганат-ион; в) манганит-ион
3	NaClO_3	а) перхлорат натрия; б) хлорид натрия; в) хлорат натрия
4	HClO_3	а) хлорноватистая кислота; б) хлорная кислота; в) хлорноватая кислота
5	Хлорид ртути(I) имеет формулу	а) HgCl_2 ; б) $\text{Hg}_2(\text{ClO}_3)_2$; в) Hg_2Cl_2
6	$\text{Na}_2[\text{SiF}_6]$	а) гексафторсиликат(IV) натрия; б) динатрий силикатфтора(VI); в) силикатгексафторадинатрия
7	$\text{K}_2[\text{Pt}(\text{NO}_3)_4]$	а) тетранитроплатина(II) калия; б) дикалийплатинатетранитрат
8	$[\text{Fe}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{NO}_3$	а) нитрат тетраамминдихлорожелеза(III); б) нитрат нитроамлендихлорожелеза(I); в) нитраамминдихлорожелеза(II) нитрат

Оглавление

Введение	3
Глава 1. Номенклатура неорганических соединений	7
1.1. Химические элементы	7
1.2. Простые вещества и ионы	10
1.2.1. Простые вещества	10
1.2.2. Ионы	12
1.3. Основные правила номенклатуры неорганических соединений	15
1.3.1. Бинарные соединения. Оксиды	17
1.3.2. Кислоты	21
1.3.3. Основания	24
1.3.4. Соли	25
1.3.5. Комплексные соединения	29
Тест 1	34
Глава 2. Номенклатура органических соединений	35
2.1. Технические термины	39
2.2. Систематическая (заместительная) номенклатура	42
2.3. Рациональная номенклатура	43
2.4. Углеводороды	44
2.4.1. Алканы	44
2.4.2. Алкены	47
2.4.3. Алкадиены	49
2.4.4. Алкины	51
2.4.5. Циклические углеводороды	52
2.4.6. Ароматические углеводороды (арены)	53
Тест 2	55
Глава 3. Функциональные соединения	57
3.1. Галогенопроизводные углеводородов	57
3.2. Спирты	58
3.3. Фенолы	60
3.4. Простые эфиры	61
3.5. Альдегиды и кетоны	62
3.6. Карбоновые кислоты	65
3.7. Сульфокислоты	67
3.8. Сложные эфиры	67
Тест 3	68
Глава 4. Азотсодержащие соединения	70
4.1. Амины	70
4.2. Нитросоединения	71
4.3. Аминокислоты	72
Глава 5. Номенклатура хладонов	77
Тест 4	78
Приложение 1	79
Приложение 2	80
Приложение 3	104
Приложение 4	104
Приложение 5	105
Литература	106

Учебное издание

ПАДАЛКИНА Валентина Стефановна
АДЖЕМЯН Владимир Яковлевич
БАСТРИКОВ Денис Леонидович

НОМЕНКЛАТУРА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ И СОЕДИНЕНИЙ

Учебное пособие

Редактор *З. А. Малаховская*
Технический редактор *Г. А. Габдулина*
Корректор *Н. В. Федькова*

Подписано в печать 12.02.2017. Формат 60×90 ¹/₁₆.
Печ. л. 6,75. Уч.-изд. л. 4,9. Бумага офсетная.
Тираж 400 экз. Заказ 137

Академия ГПС МЧС России
129366, Москва, ул. Бориса Галушкина, 4