



Киселёва В.Л., Воробьев, В.О., Грицай Д.С., Грянченко М.В.

ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ТИТРИМЕТРИЯ

Крисмас[®]

shop.christmas-plus.ru
christmas-plus.ru
крисмас.рф

10
класс

$$V_{\text{уст}} = \pm \frac{dc}{dt}$$

ПАВ-А

10 класс
ПАВ-А

**Учебное пособие
для учащихся**

Научно-производственное объединение ЗАО «Крисмас+»
Учебный центр «Крисмас»

**Основы аналитической химии.
Титриметрия.
10 класс**

*Учебное пособие для учащихся
2-е издание*

Санкт-Петербург
2024

УДК 543.24(075.3)
ББК 24.4я721.6
О-75

Авторы:

Валерия Леонидовна Киселёва, Валерий Олегович Воробьёв,
Дмитрий Сергеевич Грицай, Мария Валерьевна Грянченко

Редакционная группа:

А. Г. Муравьёв, Ю. Н. Дрюков, В. Л. Киселёва, И. П. Кондратюк, Е. К. Орликова,
А. А. Крылов

Рецензенты:

Ольга Геннадьевна Rogovaya, д-р пед. наук, профессор кафедры химического
и экологического образования РГПУ им. А.И. Герцена;

Татьяна Дмитриевна Шигаева, канд. хим. наук, руководитель сектора метроло-
гического контроля, АНО ДПО «Санкт-Петербургский институт природопользова-
ния, промышленной безопасности и охраны окружающей среды»;

Татьяна Владимировна Модестова, канд. пед. наук, директор ГБУ ДППО —
центра повышения квалификации специалистов «Информационно-методический
центр» Петроградского района Санкт-Петербурга.

Основы аналитической химии. Титриметрия. 10 класс :

О-75 учебное пособие для учащихся / В. Л. Киселёва, В. О. Воробьёв,
Д. С. Грицай, М. В. Грянченко ; ред. группа: А. Г. Муравьёв,
Ю. Н. Дрюков, В. Л. Киселёва [и др.]. — 2-е изд., испр. — Санкт-
Петербург : Крисмас+, 2024. — 176 с. : ил. ; табл. ; прил.
ISBN 987-5-89495-298-7.

Учебное пособие посвящено разделам общей химии, являющимся теоретической осно-
вой химических и физико-химических методов количественного анализа. В пособии представ-
лены закономерности протекания химических реакций применительно к аналитической химии:
скорости химических реакций, состояние химического равновесия, ионные равновесия, явле-
ние гидролиза. Особое внимание уделено окислительно-восстановительным реакциям, лежа-
щим в основе методов количественного анализа, а также закономерностям их протекания.

Для учащихся 10 классов школ, осуществляющих углублённое изучение химии. Пособие
может быть полезно учителям химии общеобразовательных школ, реализующим элективные
курсы и факультативы по химии в рамках внеурочной деятельности.

УДК 543.24(075.3)
ББК 24.4я721.6

ISBN 987-5-89495-298-7

© Авторы, 2024
© ЗАО «Крисмас+», 2024

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	7
Введение. Общая и аналитическая химия: точки соприкосновения...	9
Глава 1. Строение атома	11
1.1. Квантовые числа.....	13
1.2. Электронные конфигурации атомов.....	15
1.3. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Периодический закон.....	17
1.4. Задания для самостоятельной работы.....	20
Глава 2. Классификация и номенклатура неорганических соединений	21
2.1. Простые вещества.....	22
2.2. Ионы.....	22
2.3. Бинарные соединения.....	24
2.3.1. Оксиды.....	26
2.3.2. Водородные соединения.....	27
2.3.3. Галогениды и халькогениды.....	29
2.3.4. Соединения элементов подгруппы азота.....	29
2.3.5. Карбиды, силициды, бориды.....	30
2.3.6. Пероксиды, надпероксиды, озониды.....	30
2.4. Многоэлементные соединения.....	31
2.4.1. Гидроксиды.....	31
2.4.2. Кислоты.....	32
2.4.3. Соли.....	37
2.5. Тривиальная номенклатура.....	42
2.6. Задания для самостоятельной работы.....	46
Глава 3. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Фактор эквивалентности	49
3.1. Задания для самостоятельной работы.....	53
Глава 4. Закономерности протекания химических реакций	55
4.1. Скорость химических реакций.....	55
4.2. Факторы, влияющие на скорость химических реакций.....	58
4.3. Химическое равновесие.....	67
4.4. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.....	70
4.5. Почему происходят химические реакции.....	74
4.6. Задания для самостоятельной работы.....	81

Глава 5. Ионные равновесия в растворах	82
5.1. Электролитическая диссоциация	82
5.2. Диссоциация слабых электролитов. Константа диссоциации	84
5.3. Диссоциация воды. Водородный показатель	87
5.4. Произведение растворимости	90
5.5. Гидролиз солей	92
5.6. Гидролиз бинарных соединений	96
5.7. Константа гидролиза	96
5.8. Задания для самостоятельной работы	98
Глава 6. Окислительно-восстановительные реакции	101
6.1. Теория окислительно-восстановительных реакций	101
6.2. Окислители и восстановители	102
6.3. Продукты окислительно-восстановительных реакций	105
6.4. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций	108
6.5. Классификация окислительно-восстановительных реакций	113
6.7. Задания для самостоятельной работы	115
Глава 7. Практикум по количественным методам анализа	117
7.1. Основы титриметрического анализа	118
7.1.1. Понятие о количественном анализе	118
7.1.2. Классификация методов количественного анализа	119
7.1.3. Общая характеристика титриметрического анализа	120
7.1.4. Растворы титриметрического анализа	121
7.1.5. Классификация методов титриметрического анализа	122
7.1.6. Индикаторы	123
7.2. Правила работы с мерной посудой	123
7.2.1. Общие требования	123
7.2.2. Правила работы с пипеткой	125
7.2.3. Правила работы с бюреткой	126
7.2.4. Правила титрования	126
7.3. Расчёты в титриметрическом анализе	127
7.3.1. Предварительные расчёты	128
7.3.2. Окончательные расчёты	129
7.4. Химические методы анализа	130
7.4.1. Метод нейтрализации. Основы метода	130
7.4.2. Природа кислотно-основных индикаторов	131
7.4.3. Обратное титрование	133

7.5. Метод перманганатометрии	133
7.5.1. Основы метода перманганатометрии	134
7.5.2. Приготовление, хранение и определение точной нормальности раствора перманганата калия	135
7.5.3. Определение железа перманганатометрическим методом ...	136
7.6. Метод йодометрии	137
7.6.1. Прямое титрование	137
7.6.2. Титрование по способу замещения	138
7.6.3. Приготовление и хранение раствора йода	139
7.6.4. Свойства тиосульфата натрия. Приготовление и хранение раствора тиосульфата натрия	140
7.6.5. Определение меди в рудах по способу замещения	141
7.7. Практические работы	142
Работа 1. Приготовление раствора NaOH с заданной нормальной концентрацией из раствора с известной плотностью и массовой долей	142
Работа 2. Установление точной нормальности раствора NaOH ..	144
Работа 3. Определение содержания H_2SO_4 в объёме мерной колбы ...	145
Работа 4. Определение процентного содержания уксусной кислоты в растворе	146
Работа 5. Обратное титрование. Определение титра определяемого вещества Na_2CO_3	147
Работа 6. Установление точной нормальности раствора $KMnO_4$...	148
Работа 7. Определение содержания Fe^{2+} в объёме мерной колбы	150
Работа 8. Приготовление раствора бихромата калия с $C_n = 0,1000$ моль/л	151
Работа 9. Установление точной нормальности раствора $Na_2S_2O_3$...	151
Работа 10. Определение Cu^{2+} в растворе йодометрическим методом	152
Глава 8. Химико-экологический практикум	154
8.1. Поверхностно-активные вещества как представители органических соединений	154
Работа 1. Определение содержания сульфонатов — представителей анионоактивных ПАВ (АПАВ), поступающих в водные объекты с хозяйственно-бытовыми стоками (лаборатория ШХЭЛ, модуль «АПАВ»)	154

8.2. Высокмолекулярные органические соединения с биологическими функциями. Изучение кислородсодержащих соединений	159
Работа 2. Качественное определение белков с использованием биуретовой реакции (лаборатория ШХЭЛ, модуль «Белки, углеводы»)	159
8.3. Многофункциональные кислородсодержащие органические соединения	163
Работа 3. Определение углеводов на основе йодкрахмальной реакции (лаборатория ШХЭЛ, модуль «Белки, углеводы»).....	163
Приложение	168
Важнейшие окислители и восстановители и продукты их восстановления и окисления	168
Список рекомендуемой литературы	172
Информационные приложения	173
Практикумы и руководства от группы компаний «Крисмас»	
Оснащение химико-экологического практикума портативным оборудованием (8–11 кл.)	
Выполнение экспресс-анализа проб воды и опытов с применением школьной химико-экологической лаборатории ШХЭЛ (8-11 кл.)	

Предисловие

Представляем Вам комплект учебных пособий, предназначенных для учащихся 8–11 классов общеобразовательных школ с углублённым изучением предметов естественно-научного цикла и средних профессиональных учебных заведений.

Включение предлагаемых пособий в учебно-методические комплекты (УМК) по химии способствует реализации системно-деятельностного и практико-ориентированного подходов в процесс преподавания химии, регламентируемых ФГОС основной и средней школы. Отличительной особенностью представленных пособий является то, что они позволяют ввести экологический аспект в учебный процесс.

Учебное пособие «Основы прикладной и экологической химии» позволяет подготовить **учащихся 8–9 классов** к углублённому изучению химии в средней школе. В пособие вошли сведения о свойствах классов неорганических соединений, основные понятия о растворах, качественных реакциях на катионы и анионы – темы, входящие в содержание вопросов ОГЭ по химии. В пособии представлены основные типы задач на расчёт величин, необходимых для приготовления растворов и их концентрации, содержания компонентов в смеси веществ, количества вещества, полученного в процессе синтеза. Особое внимание уделено знаниям о свойствах веществ с точки зрения их влияния на человека и окружающую среду. Для получения первичных навыков химика-экспериментатора и химика-эколога в 8–9 классах в пособии приведены описания практических работ по технологическим и метрическим операциям в химии с описанием необходимого для этого оборудования; полуколичественным определениям компонентов в водной среде экспресс-методами.

Учебное пособие «Основы аналитической химии. Титриметрия» предназначено для освоения **учащимися 10 класса** в процессе химической специализации количественного анализа методом титрования. Учебное пособие содержит как разделы общей химии, изучающие закономерности протекания различных типов химических реакций, лежащих в основе химических методов анализа, так и основы титриметрии, способы проведения аналитических определений, основные виды расчётов результата анализа.

Учебное пособие «Основы аналитической химии. Фотометрия. Потенциометрия» служит основой для изучения **учащимися 11 классов** оптических и электрохимических методов количественного анализа как наиболее часто применяемых в массовой аналитической практике. Его целесообразно применять в школах, осуществляющих углублённое изучение химии, при ре-

ализации факультативов по химии в рамках урочной и внеурочной деятельности, а также в тех учреждениях, где осуществляется начальная профессиональная подготовка по аналитической химии.

Для получения первичных навыков химика-аналитика в 10–11 классах в пособиях описано аналитическое оборудование и представлены методики определения веществ в промышленных объектах и объектах окружающей среды.

Технологии практических работ учащихся выбраны с учётом возможностей использования современного учебного оборудования демонстрационного и ученического эксперимента для школьного химико-аналитического практикума – школьной химико-экологической лаборатории ШХЭЛ, тест-комплектов, тест-систем, наборов для химического экспериментирования. Использование готовых решений для педагогов позволяет не только значительно снижать трудоёмкость подготовки класса к практикуму, но и проводить обучение технологиям химического анализа по актуальной экологической тематике.

С методической точки зрения комплект пособий будет полезен учителям химии и педагогам внеурочной деятельности по предметам естественно-научного цикла, педагогам начального профессионального и дополнительного образования, методистам, а также всем специалистам, организующим теоретическую и практическую подготовку учащихся по химии.

*Ирина Павловна Кондратюк,
Валерия Леонидовна Киселёва,
Александр Григорьевич Муравьёв*

Введение.

Общая и аналитическая химия: точки соприкосновения

Традиционно общей химией называется курс химии, в котором излагаются основные понятия, теории и законы этой науки, строение, свойства и способы получения химических элементов и их важнейших соединений. Как правило, конкретное содержание курса общей химии определяется спецификой образовательного учреждения. Общая химия обычно включает информацию о химических и физических свойствах важнейших веществ, основные сведения о теории строения веществ, элементы химической термодинамики и кинетики, учение о растворах, сведения о закономерностях протекания химических реакций. Общей химией также называют произвольно выбранную совокупность разделов различных направлений химической науки, чтобы подчеркнуть необходимость применения её теоретических основ к изучению разделов химии прикладного характера.

Определение пригодности того или иного продукта для нужд человека имеет столь же древнюю историю, как и само его производство. Первоначально такое определение имело целью установление причин несоответствия получаемых свойств продуктов желаемым или необходимым. Это относилось к продуктам питания и лекарственным препаратам, рудам, металлам и сплавам, которые применяли для изготовления орудий производства или для украшения и товарообмена, а также к доброкачественности красителей, керамических изделий, мыла, кожи, тканей, стекла. В XVII веке английский учёный Роберт Бойль ввёл понятие химического элемента как неразложимой далее составной части различных веществ. Согласно Бойлю, предметом химии является изучение элементов и способов их соединения для образования химических соединений и смесей. Разложение веществ на элементы Бойль назвал анализом, синтез был тесно связан с анализом, ведущим направлением развития химии в это время был именно анализ. Новые вещества получались в процессе всё более утончённого разложения природных продуктов.

Почти до середины XIX века усилия химиков были направлены на разработку методов определения качественно различных начал (элементов), на установление количественных законов их взаимодействия.

Можно сделать вывод о том, что химия развивалась преимущественно как аналитическая химия. Аналитическая химия как наука включает теорию химических реакций и химических свойств веществ, и как таковая она в первый период развития общей химии совпадала с ней. Методы аналитической химии имели исключительное значение в уточнении понятия о химическом

элементе, установлении основных законов химии: закон постоянства состава, закон кратных отношений. Если давать современное определение аналитической химии как науки, то можно воспользоваться определением, предложенным академиком И.П. Алимариным.

«Аналитическая химия — это наука, развивающая теоретические основы анализа химического состава веществ, разрабатывающая методы идентификации и обнаружения, определения и разделения химических элементов, их соединений, а также методы установления химического строения соединений».

Теоретическую основу аналитической химии составляют фундаментальные законы естествознания: периодический закон Д.И. Менделеева, законы сохранения энергии и массы вещества, законы постоянства состава, действующих масс.

Теория химических и частично физико-химических методов базируется на представлениях о нескольких основных типах химических реакций, широко используемых в анализе: кислотно-основных, окислительно-восстановительных, комплексообразования. Важное значение имеют процессы разделения смесей: осаждение, растворение, экстракции.

Аналитическая химия тесно связана с физикой, неорганической, физической, коллоидной химией, электрохимией, термодинамикой, теорией растворов, метрологией. В современной аналитической химии используются учения о координационных соединениях, квантово-химических методах и теории строения вещества, о кинетике реакций.

Развитие аналитической химии всегда происходило с учётом двух факторов: развивающаяся промышленность формировала проблему, требующую решения, с одной стороны; с другой — открытия науки приспосабливались к решению задач аналитической химии.

Эта тенденция сохраняется и поныне. В анализе широко используются компьютеры, лазеры, появляются новые методы, внедряется автоматизация и математизация, создаются приёмы и средства локального неразрушающего, дистанционного, непрерывного анализа.

Внимание к этим вопросам обусловлено историей развития аналитической химии и практической значимостью соответствующих методов.

Главным в изучении методов количественного анализа и освоении его практических приёмов являются глубокие знания теоретических основ химии, закономерностей и типов протекания химических реакций, процессов, протекающих в растворах электролитов, особенностей протекания окислительно-восстановительных реакций. Этим вопросам и посвящено данное пособие.

Глава 1.

СТРОЕНИЕ АТОМА

Понимание свойств и поведения атомов при химических реакциях невозможно без знания основных положений теории строения атома — в первую очередь распределения электронов в атоме и возможных электронных превращений.

В центре атома расположено ядро, заряд которого численно совпадает с порядковым номером элемента в Периодической системе химических элементов. Вокруг положительно заряженного ядра движутся отрицательно заряженные электроны. Заряд электрона называют элементарным (наименьший из всех зарядов), он равен -1 . Поскольку атом электронейтрален, то количество электронов равно заряду ядра атома, а следовательно, и порядковому номеру элемента.

Ядро атома состоит из *положительно заряженных протонов* и *электронейтральных нейтронов*. Массы протона и нейтрона примерно одинаковы и составляют около 1 атомной единицы массы. Число протонов в ядре Z всегда одинаково, равно заряду ядра и порядковому номеру элемента в Периодической системе химических элементов. Число нейтронов N в атоме может меняться, поэтому массовое число A , характеризующее массу атомов одного вида, — также величина переменная. Различные виды атомов имеют название «**нуклиды**». Их достаточно характеризовать двумя параметрами из трёх (A, Z, N), связанных между собой соотношениями:

$$Z = A - N, N = A - Z, A = Z + N.$$

Нуклиды с одинаковым числом протонов Z , но различными массовыми числами A и числом нейтронов N называют **изотопами**.

Электрон в атоме проявляет двойственные свойства. С одной стороны, электрон обладает массой и зарядом, с другой — движущийся электрон проявляет волновые свойства. В атоме электрон находится не в какой-то одной конкретной точке, а может занимать место в любой точке пространства, окружающего ядро, образует **электронное облако**. При этом есть определённая область пространства, где вероятность нахождения электрона гораздо выше, чем в других областях пространства. Эта область называется **атомной орбиталью**. Каждая орбиталь имеет определённую форму, обозначается буквами s, p, d и f : s -орбитали имеют форму шара (рис. 1.1, *а*), p -орбитали — форму объёмной восьмёрки (гантели) (рис. 1.1, *б*), формы d - и f -орбиталей имеют более сложное строение (рис. 1.1, *в*).

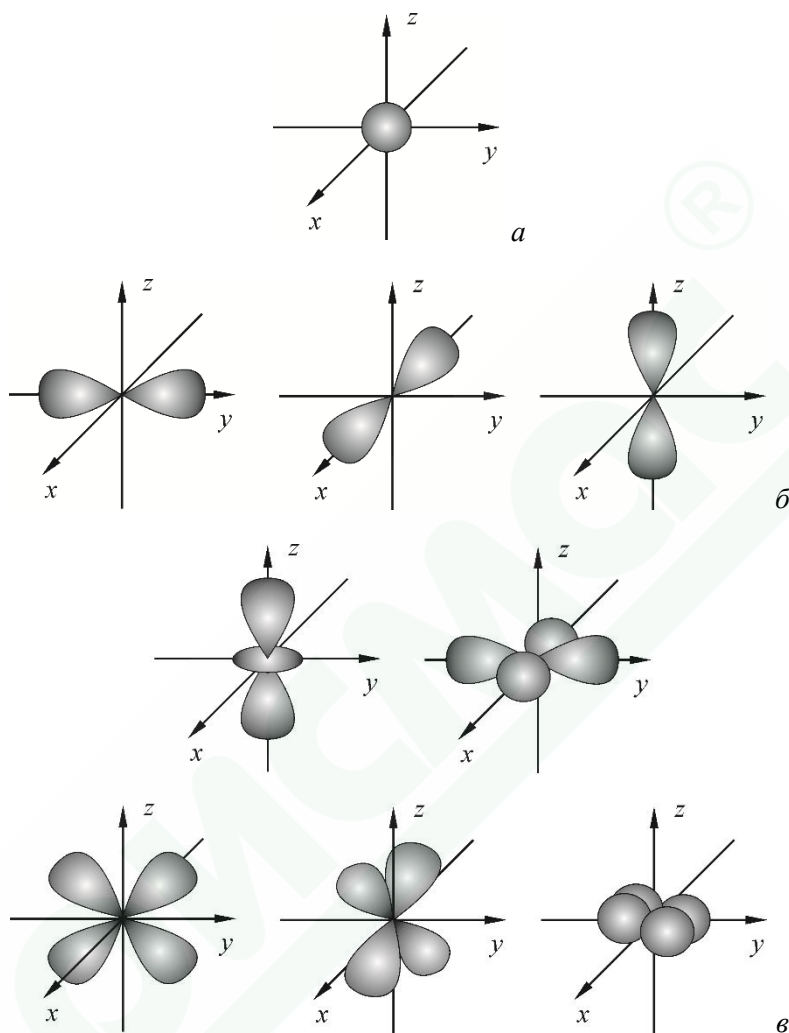


Рис. 1.1. Строение атомных орбиталей: а — s -орбиталь; б — p -орбитали; в — d -орбитали

Кроме формы, орбитали характеризуются *энергией*.

Несколько орбиталей с равной или близкой энергией образуют **энергетический уровень** (слой). Его обозначают целым числом, начиная с 1. Максимальное число электронов N на каждом энергетическом уровне можно вычислить по формуле:

$$N = 2n^2,$$

где n — номер энергетического уровня.

Следовательно, на первом энергетическом уровне максимально могут находиться 2 электрона, на втором — 8, на третьем — 18, на четвертом — 32 и т. д.

1.1. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА

Квантово-механические расчёты показывают, что энергетическое состояние электронов одного уровня неодинаково: электроны заполняют атомные орбитали разных видов и имеют разную энергию. Состояние каждого электрона в атоме однозначно определяется набором квантовых чисел: главного n , побочного (орбитального) l , магнитного m_l и спинового m_s .

Главное квантовое число n определяет общую энергию электрона и степень его удаления от ядра (номер энергетического уровня), а также количество энергетических уровней, из которых состоит электронная оболочка атома. Оно соответствует также номеру электронного слоя, на котором находится электрон. Совокупность электронов в атоме с одинаковым значением главного квантового числа n называют *электронным слоем (энергетическим уровнем)*; n принимает любые целочисленные значения, начиная с 1 ($n = 1, 2, 3, \dots, \infty$). Энергетические уровни обозначают прописными латинскими буквами (табл. 1.1).

Таблица 1.1 — Значения главного квантового числа

Значение n	1	2	3	4	5	6
Обозначение	k	l	m	n	o	p

В периодической таблице Д.И. Менделеева значение n равно номеру периода.

Побочное (орбитальное) квантовое число l определяет различия в энергиях электронов, принадлежащих к различным подуровням данного энергетического уровня, электроны в атоме с одинаковыми значениями n и l составляют энергетический подуровень (электронную оболочку); l принимает значения от 0 до $n - 1$.

Электрон, обладая свойствами частицы и волны, движется вокруг ядра, образуя электронное облако, форма которого зависит от значения l .

При $n = 1$ l принимает только одно значение — 0 (этому числовому значению соответствует буквенное s (табл. 1.2), следовательно, на первом энер-

гетическом уровне только один подуровень — s . Орбиталь s -подуровня имеет сферическую форму (рис. 1.1, a).

При $n = 2$ l принимает два значения — 0 (s) и 1 (p). Значит, второй энергетический уровень состоит из двух подуровней — s и p . Форма p -орбитали похожа на объёмную восьмёрку (рис. 1.1, b).

При $n = 3$ l принимает уже три значения — 0 (s); 1 (p) и 2 (d). Таким образом, на третьем уровне три подуровня. Орбитали d -подуровня имеют форму двух перекрёщённых объёмных восьмёрок либо объёмной восьмёрки с перемычкой (рис. 1.1, $в$).

При $n = 4$ значений l уже четыре, следовательно, и подуровней на четвёртом уровне четыре: 0 (s); 1 (p) и 2 (d) и 3 (f). Орбитали f -подуровня имеют более сложную, объёмную форму.

Таблица 1.2 — Значения побочного квантового числа

Значение l	0	1	2	3	4
Обозначение орбитали	s	p	d	f	g

Магнитное квантовое число m_l характеризует ориентацию орбитали в пространстве, а также определяет величину проекции орбитального момента импульса на ось Z ; m_l принимает значения от $-l$ до $+l$, включая 0. Например, если $l = 2$, то m_l принимает значения $-2, -1, 0, +1, +2$. Общее число значений m_l равно числу орбиталей в данной электронной оболочке и может иметь $2l + 1$ значений; m_l характеризует величину проекции вектора орбитального момента количества движения на выделенное направление. Например, p -орбиталь в магнитном поле может быть ориентирована в трёх направлениях, поскольку в этом случае $l = 1$, m_l принимает $2l + 1 = 2 \times 1 + 1 = 3$ значения: $-1, 0, +1$. Электронные облака при этом вытянуты вдоль осей x, y, z перпендикулярно друг другу (рис. 1.1, b).

Магнитное спиновое квантовое число m_s характеризует проекцию собственного момента импульса электрона на ось Z и принимает значения $+1/2$ и $-1/2$.

1.2. ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ АТОМОВ

Химические свойства веществ во многом определяются строением их электронной оболочки. Объяснить электронную конфигурацию оболочек атомов можно, основываясь на трёх основных положениях.

1. Принцип (запрет) Паули

В атоме не может быть двух электронов со всеми четырьмя одинаковыми квантовыми числами. Хотя бы одно из четырёх квантовых чисел в конфигурации должно отличаться. Так, в атоме могут быть два электрона, у которых одинаковые n , l и m_l , но у одного электрона $m_s = +1/2$ (электрон в ячейке обозначается стрелочкой, направленной вверх), а у другого $m_s = -1/2$ (электрон в ячейке обозначается стрелочкой, направленной вниз). Если же спиновое квантовое число у электронов одинаково, то должно отличаться одно из квантовых чисел n , l , m_l .

2. Правило Гунда (Хунда)

Заполнение энергетических уровней (при данном значении l , т. е. в пределах одного подуровня) происходит таким образом, чтобы суммарный спин был максимальным.

Рассмотрим атом фосфора. На p -подуровне располагается три электрона, при этом каждый электрон занимает отдельную ячейку.



При таком расположении суммарный спин равен $m_s = 1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$.

Если расположить электроны иным образом, учитывая, что у каждого электрона разный набор квантовых чисел, получим $m_s = 1/2 - 1/2 + 1/2 = 1/2$.



Таким образом, при заполнении электронных подуровней сначала электроны заполняют свободные орбитали, а затем происходит спаривание электронов (рис. 1.2).

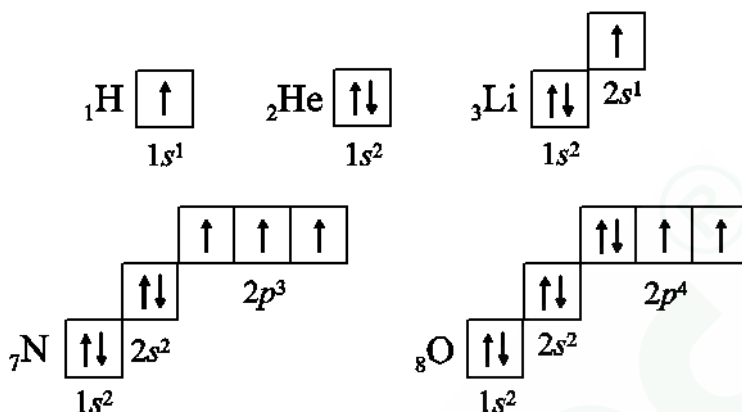


Рис. 1.2. Заполнение электронных подуровней некоторых элементов

3. В атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной. Энергия в основном определяется главным n и побочным l квантовыми числами. Сначала заполняются те подуровни, для которых сумма $n + l$ минимальна. Сравним энергию подуровня $4s$ и $3d$. Для подуровня $4s$ главное квантовое число $n = 4$, побочное квантовое число $l = 0$, их сумма составляет $4 + 0 = 4$. Для подуровня $3d$ главное квантовое число равно $n = 3$, побочное квантовое число $l = 2$, а их сумма равна 5. Таким образом, $4s$ -подуровень обладает меньшей энергией, чем $3d$ (рис. 1.3). Аналогично энергия на $5p$ -подуровне меньше, чем на $4f$ ($5p$: $5 + 1 = 6$, $4f$: $4 + 3 = 7$), и т. д.

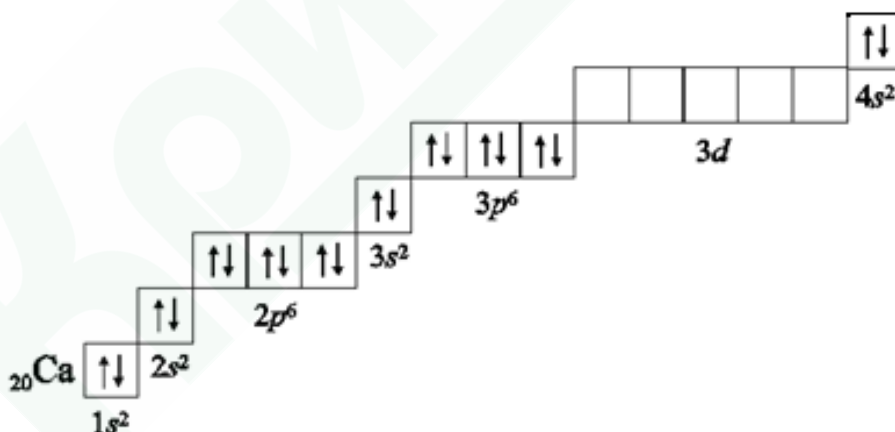


Рис. 1.3. Заполнение электронных подуровней согласно принципу минимальной энергии

В 1961 г. В.М. Клечковский сформулировал общее положение (правило Клечковского): *электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимально возможным значением главного квантового числа n , а с наименьшим значением суммы главного и побочного квантовых чисел $n + l$.*

В том случае, если для некоторых подуровней суммы $n + l$ равны, то сначала идёт заполнение подуровня с меньшим значением главного квантового числа n . Например, на $3d$ -, $4p$ -, $5s$ -подуровнях $n + l = 5$, сначала заполняется $3d$, затем $4p$, потом $5s$.

1.3. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

В 1869 г. Д.И. Менделеев составил таблицу, в которую вошли большинство известных на то время элементов. В ней элементы были сгруппированы в нескольких горизонтальных рядах так, что вертикальные столбцы включали элементы, сходные по химическим свойствам. Менделеев назвал её системой элементов, сегодня она называется *Периодической системой химических элементов*. А также им был сформулирован *периодический закон*, который в современной трактовке звучит так: *свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов*.

Горизонтальные последовательности элементов, расположенных по возрастанию порядкового номера, называются **периодами**. Периодическая система содержит семь периодов. Первый период содержит лишь два элемента, второй и третий — по восемь. Эти периоды называются **малыми**. Периоды с четвёртого по седьмой содержат 18 элементов и более и называются **большими**. Первый период содержит 2 элемента, второй — 8, третий — 8, четвёртый и пятый — по 18, шестой и седьмой — по 32.

Малые и большие периоды начинаются со щелочных металлов и заканчиваются благородными газами. *Во всех периодах наблюдаются закономерности изменения свойств слева направо.*

Увеличиваются:

- заряд ядра;
- число электронов на внешнем уровне;
- окислительные свойства;
- высшая степень окисления (от 1 до 7);
- атомные массы;
- неметаллические свойства;
- низшая степень окисления (от -4 до -1);

- кислотные свойства высших оксидов;
- электроотрицательность.

Уменьшаются:

- радиус атома;
- восстановительные свойства;
- металлические свойства;
- основные свойства высших оксидов.

Не изменяется:

- число энергетических уровней.

Периодическая система может быть длиннопериодной или короткопериодной формы. В *длиннопериодной форме* каждому периоду соответствует одна горизонталь, а семейства элементов образуют вертикальные столбцы. В *короткопериодной форме* большие периоды разбиты на два ряда. В длиннопериодной форме система включает 18 групп.

Вертикальные столбцы Периодической системы называются *группами* элементов. **Группа** — последовательность элементов в Периодической системе, обладающих однотипной электронной конфигурацией атома. Каждую группу делят на две подгруппы — **главную (А)** и **побочную (В)**. В главную подгруппу входят элементы малых (1 и 2) и больших (3, 4, 5, 6 и 7) периодов, а в побочную — только больших периодов. Побочные подгруппы состоят из металлов (переходных металлов). Сходными свойствами могут обладать лишь элементы одной подгруппы. Свойства элементов главной и побочной подгрупп одной группы могут существенно различаться. Например, кислород и вольфрам принадлежат VI группе, но при этом существенно отличаются по свойствам: кислород — неметалл, вольфрам — металл.

Для элементов в составе одной группы характерны следующие закономерности сверху вниз.

Увеличиваются:

- заряд ядра;
- число заполняемых энергетических уровней;
- радиус атома;
- восстановительные свойства;
- металлические свойства;
- основные свойства.

Уменьшаются:

- окислительные свойства;
- неметаллические свойства;
- кислотные свойства.

Не изменяются:

- число электронов на внешнем уровне;
- высшая степень окисления;
- низшая степень окисления.

Высшая валентность элементов главных подгрупп в соединениях с кислородом соответствует номеру группы. Элементы побочных подгрупп могут проявлять помимо высшей и другую валентность. Например, Cr — элемент 6-й группы побочной подгруппы — может образовывать оксиды

II	III	VI
CrO	Cr ₂ O ₃	CrO ₃ .

Если мысленно провести диагональ из левого нижнего угла в правый верхний угол Периодической системы химических элементов, то на ней и непосредственно рядом с этой диагональю расположены элементы, оксиды и гидроксиды которых обладают амфотерными свойствами (т. е. проявляющие в зависимости от условий реакции кислотные или основные свойства). К таким элементам относятся, например, бериллий, алюминий, цинк.

Если элемент проявляет несколько валентностей, то его оксид и гидроксид в низшей валентности проявляют основные свойства, в высшей — кислотные, а в промежуточной — амфотерные. Например, хром с валентностью II образует основной оксид хрома (II) CrO и основание Cr(OH)₂; с валентностью III — амфотерный оксид хрома (III) Cr₂O₃ и амфотерный гидроксид Cr(OH)₃; с валентностью VI — кислотный оксид хрома (VI) и хромовую H₂CrO₄ или дихромовую H₂Cr₂O₇ кислоту.

Порядковый номер элемента в Периодической системе химических элементов соответствует *заряду его ядра* и *общему количеству электронов*. Количество энергетических уровней соответствует номеру периода, в котором расположен элемент, количество электронов на внешнем энергетическом уровне равно номеру группы. Например, азот: порядковый номер — 7, элемент расположен во втором периоде группы VA. Следовательно, количество электронов на внешнем энергетическом уровне — 5, заряд ядра атома равен +7, общее количество электронов — 7, количество энергетических уровней — 2.

1.4. ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Напишите электронные конфигурации лития, магния, кремния, калия, ванадия, мышьяка, брома, меди, хрома, сурьмы.

2. Сколько неспаренных электронов содержат невозбуждённые атомы бора, серы, хрома, серебра, алюминия, азота, хлора, фосфора, цинка, углерода?

3. Приведите не менее трёх примеров элементов, которые могут проявлять как металлические, так и неметаллические свойства. Ответ обоснуйте.

4. Сопоставьте элементы и их электронные конфигурации их атомов.

1	<i>Cl</i>	<i>A</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$
2	<i>F</i>	<i>Б</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^6$
3	<i>Ti</i>	<i>В</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^5$
4	<i>Cu</i>	<i>Г</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^2 5p^3$
5	<i>Ba</i>	<i>Д</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
6	<i>I</i>	<i>Е</i>	$1s^2 2s^2 2p^5$
7	<i>V</i>	<i>Ж</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
8	<i>Sb</i>	<i>З</i>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

5. Выберите верные утверждения. В главных подгруппах Периодической системы с увеличением заряда ядра атомов происходит:

- а) усиление неметаллических свойств элементов;
- б) уменьшение числа протонов в ядре;
- в) увеличение радиуса атомов;
- г) увеличение электроотрицательности;
- д) усиление восстановительных свойств элементов.

6. Выберите верные утверждения. В ряду химических элементов Na – Mg – Al:

- а) уменьшается заряд ядер атомов;
- б) увеличивается число электронов на внешнем электронном уровне;
- в) уменьшается электроотрицательность;
- г) уменьшается радиус атомов;
- д) усиливаются металлические свойства.

Глава 2.

КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Важнейшей частью химического языка является номенклатура, или способ записи и наименования химических веществ.

Химическая номенклатура складывается из формул (запись, выражающая качественный и количественный состав вещества с помощью символов химических элементов, цифр и знаков) и названий (запись, выражающая состав вещества с помощью слов). Номенклатурные правила позволяют воспроизводить переход от химических формул к их названиям и наоборот. Данные правила устанавливают порядок записи химических формул и построения названий химических соединений.

По номенклатурным правилам ИЮПАК (Международного союза теоретической и прикладной химии) каждое вещество получает в соответствии с формулой систематическое название, полностью отражающее его состав, а в некоторых случаях — и отдельные черты строения. В соответствии с этими правилами названия соединений можно разделить на три категории.

1. **Систематические** или **рекомендованные** названия химических соединений, построенные в соответствии с принципами систематической химической номенклатуры.
2. **Традиционные** или **альтернативные** названия соединений, построенные с нарушением принятых новых принципов номенклатуры, но имеющие широкое распространение.
3. **Неноменклатурные (тривиальные или специальные)** названия, которые подлежат изъятию из языка.

Однако правилами ИЮПАК рекомендуется использовать традиционные, специальные и тривиальные названия химических соединений только в ограниченном ряде случаев, отдавая предпочтение систематическим названиям.

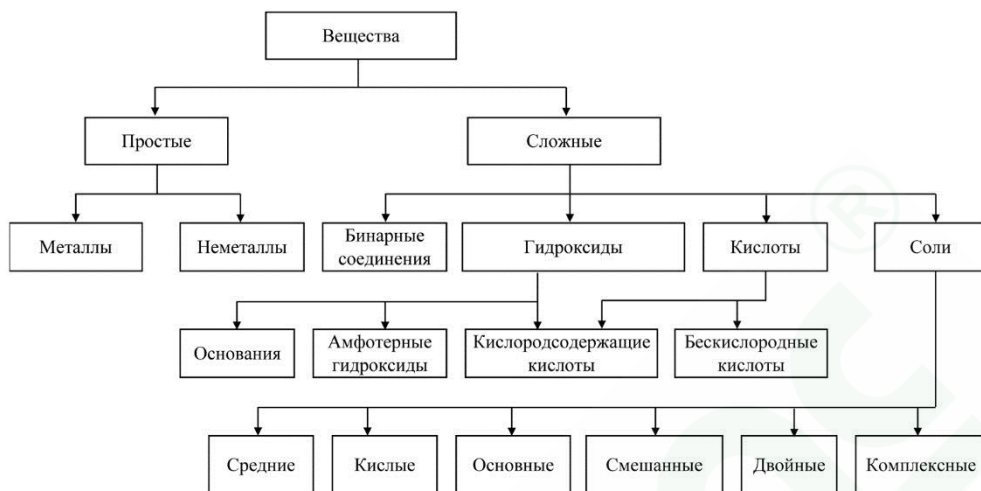


Рис. 2.1. Классификация неорганических веществ

2.1. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

В основном простые вещества называют так же, как и соответствующие химические элементы, однако аллотропные модификации некоторых элементов имеют собственные названия, например, углерод (графит, алмаз, фуллерены и т. д.) и одна из модификаций кислорода (озон). В названиях аллотропных модификаций других элементов используется краткая физическая характеристика (например, красный, белый, чёрный, жёлтый фосфор, кристаллическая и пластическая сера и т. д.)

O_2 — кислород;

O_3 — озон;

P_4 — белый фосфор;

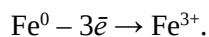
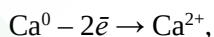
P_n — красный фосфор;

S_8 — кристаллическая сера;

S_n — сера пластическая.

2.2. ИОНЫ

В процессе окисления нейтральные атомы отдают электроны и становятся положительно заряженными ионами:



В процессе восстановления нейтральные атомы присоединяя электроны становятся отрицательно заряженными ионами:



Положительно заряженные ионы называются *катионами*, отрицательно заряженные — *анионами*. Название **простых катионов** строится следующим образом:

слово «катион» в именительном падеже + русское название элемента в родительном падеже + в случае, когда степень окисления элемента переменная, она указывается в виде валентности римской цифрой в скобках.

Например: H^+ — катион водорода, Na^+ — катион натрия, Ca^{2+} — катион кальция, Fe^{3+} — катион железа (III), Mn^{2+} — катион марганца (II).

Катионы, образованные некоторыми элементами с водородом, носят групповое название «*ониевые катионы*». Специальные названия некоторых из них: NH_4^+ — катион аммония, PH_4^+ — катион фосфония, H_3O^+ — катион оксония.

Названия **одноэлементных анионов** строятся следующим образом:

корень латинского названия элемента + суффикс -ид + через дефис слово «ион».

Например, для отрицательно заряженного иона водорода H^- название будет строиться так: латинское название водорода — гидрогениум, тогда название частицы будет звучать так: H^- — гидрид-ион. Cl^- — хлорид-ион, I^- — йодид-ион, O^{2-} — оксид-ион, N^{3-} — нитрид-ион, S^{2-} — сульфид-ион.

Если в состав аниона входит **более одного атома** того же элемента, то число атомов указывается числовой приставкой ди-, три-, тетра- и т. д., например: S_2^{2-} — дисульфид-ион, I_3^- — трийодид-ион. Некоторым анионам даны специальные названия: O_2^{2-} — пероксид-ион, O_2^- — надпероксид-ион, O_3^- — озонид-ион, N_3^- — азид-ион.

Правила для названия сложных анионов описаны в разделе 2.5.

2.3. БИНАРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Бинарные соединения — это группа веществ, имеющих различное химическое строение и свойства, но состоящих из двух видов атомов.

Классифицировать бинарные соединения можно по названию элемента или по названию группы Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева, в которую входят более электроотрицательные элементы химического соединения (рис. 2.2).

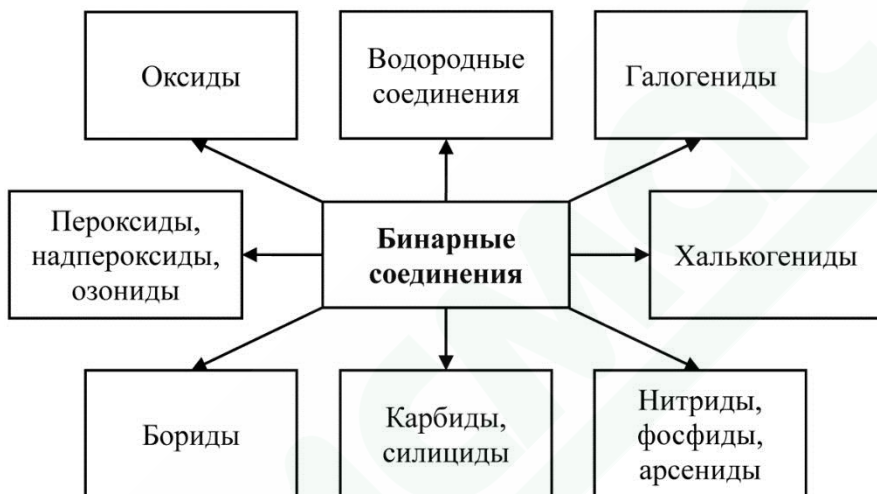


Рис. 2.2. Классификация бинарных соединений

Названия **бинарных соединений** строятся следующим образом:

на первое место ставится корень латинского названия более электроотрицательного элемента (аниона) + суффикс *-ид* в именительном падеже, а на второе место русское название менее электроотрицательного элемента в родительном падеже + в случае, когда степень окисления этого элемента переменная, она указывается в виде валентности римской цифрой в скобках.

Таблица 2.1 — Русские и латинские названия элементов

Символ элемента	Русское название	Латинское название
H	Водород	Hydrogenium – Гидрогениум
B	Бор	Borum – Борум
C	Углерод	Carboneum – Карбонеум
N	Азот	Nitrogenium – Нитрогениум
O	Кислород	Oxygenium – Оксигениум
F	Фтор	Fluorum – Флюорум (Фтор)
Si	Кремний	Silicium – Силициум
P	Фосфор	Phosphorus – Фосфорум
S	Сера	Sulfur – Сульфур
Cl	Хлор	Clorum – Хлорум
As	Мышьяк	Arsenicum – Арсеникум
Se	Селен	Selenium – Селениум
Br	Бром	Bromum – Бромум
Te	Теллур	Tellurium – Теллуриум
I	Йод	Iodum – Йодум

2.3.1. Оксиды

Оксиды — это соединение двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 (рис. 2.3).

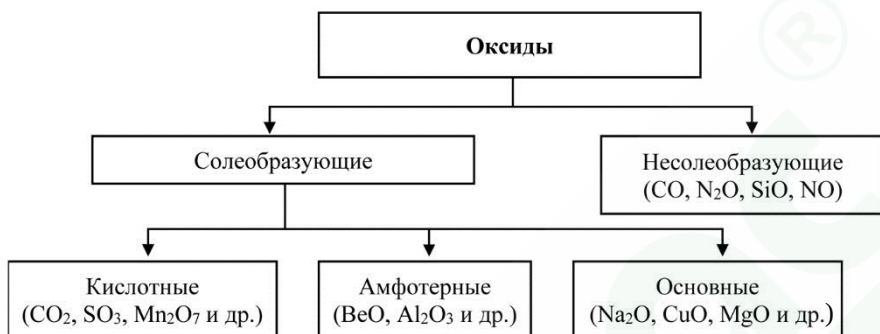


Рис. 2.3. Классификация оксидов

Построение названия:

слово «оксид» + название элемента в родительном падеже + (валентность элемента, если она переменная).

Примеры:

— оксиды с постоянной валентностью элемента: K₂O — оксид калия, MgO — оксид магния, Al₂O₃ — оксид алюминия;

— оксиды с переменной валентностью элемента: MnO₂ — оксид марганца (IV), Ag₂O — оксид серебра (I), P₂O₅ — оксид фосфора (V);

— смешанные оксиды, представляющие собой смесь двух оксидов одного элемента в разных степенях окисления: Fe₃O₄, его можно также записать как FeO·Fe₂O₃ — оксид железа (II, III); Pb₃O₄ (или 2PbO·PbO₂) — оксид свинца (II, IV), Mn₃O₄ (2MnO·MnO₂) — оксид марганца (II, IV).

2.3.2. Водородные соединения

Водородные соединения можно разделить на два типа (рис. 2.4).

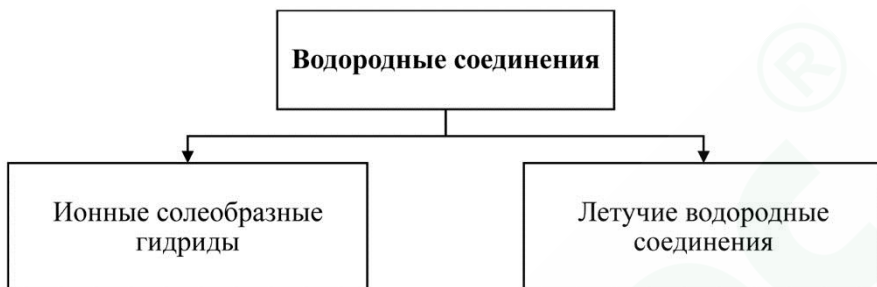


Рис. 2.4. Классификация водородных соединений

1. Ионные (солеобразные) гидриды — это соединения щелочных и щелочноземельных металлов с водородом, в которых водород имеет степень окисления -1 .

Примеры: NaH — гидрид натрия, LiH — гидрид лития, CaH_2 — гидрид кальция; BaH_2 — гидрид бария.

2. Летучие водородные соединения — соединения неметаллов с водородом, в которых водород имеет степень окисления $+1$.

Для составления названий летучих водородных соединений используется корень латинского названия элемента + различные суффиксы ($\widehat{-ан}$, $\widehat{-ин}$) или корень $\widehat{водород}$ в зависимости от положения элемента в периодической системе химических элементов. Исключениями являются углерод и азот: для их соединений используются специальные названия.

Таблица 2.2 — Номенклатура летучих водородных соединений

№ группы	Общая формула	Формула и название
III группа	RH_3	B_2H_6 – диборан (димер)
IV группа	RH_4	CH_4 – метан
		SiH_4 – силан
V группа	RH_3	NH_3 – аммиак
		PH_3 – фосфин
		AsH_3 – арсин
VI группа	H_2R	H_2S – сероводород
		H_2Se – селеноводород
		H_2Te – теллуrowодород
VII группа	HR	HF – фторводород
		HCl – хлороводород
		HBr – бромоводород
		HI – йодоводород

По правилам летучее водородное соединение бора должно выглядеть как BH_3 — боран, однако из-за нехватки электронов на вакантной орбитали бора все бороводороды имеют сложный состав и структуру. Первым представителем боранов является димер борана — диборан $(BH_3)_2$ или B_2H_6 . Бораны являются электронодефицитными соединениями. BH_3 — сильная кислота Льюиса.

2.3.3. Галогениды и халькогениды

Галогениды — бинарные соединения галогенов (элементов VII группы главной подгруппы Периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева: фтора, хлора, брома и йода) с другими элементами. Дословно в переводе с греческого галогены — «рождающие соли».

В галогенидах фтор, хлор, бром и йод проявляют степень окисления -1 .

Названия галогенидов составляются по аналогии со всеми бинарными соединениями, например: CaF_2 — фторид кальция, PCl_5 — хлорид фосфора (V), CoBr_2 — бромид кобальт (II), CuI — йодид меди (I).

Халькогениды — бинарные соединения халькогенов (элементов VI группы главной подгруппы Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева — кислорода, серы, селена, теллура) с металлами. Дословно в переводе с греческого халькогены — «рождающие руды».

Несмотря на то что кислород тоже относится к семейству халькогенов, его бинарные соединения выносят в отдельный класс — оксиды, а к халькогенидам относятся сульфиды, селениды и теллуриды:

— Me_nS_m — сульфид металла;

— Me_nSe_m — селенид металла;

— Me_nTe_m — теллурид металла;

где n — число атомов металла, m — число атомов халькогенидов.

Сера, селен и теллур в халькогенидах имеет степень окисления -2 .

Например, Na_2S — сульфид натрия, ZnSe — селенид цинка, Cu_2Te — теллурид меди (I).

Бинарные соединения серы могут содержать дисульфид-ион (S_2^{2-}) — два атома серы, связанных между собой ковалентной связью ($-\text{S}-\text{S}-$). Общая формула — MeS_2 ; например, FeS_2 — дисульфид железа (II).

2.3.4. Соединения элементов подгруппы азота

Подгруппа азота — элементы V группы главной подгруппы периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева: азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут.

Соединения азота, фосфора, мышьяка и сурьмы, в которых данные элементы проявляют отрицательную степень окисления -3 , называются нитридами, фосфидами, арсенидами и антимонидами соответственно.

Примеры: K_3N — нитрид калия, Ba_3N_2 — нитрид бария, Mg_3P_2 — фосфид магния, Au_3P — фосфид золота (I), $AlAs$ — арсенид алюминия, Na_3As — арсенид натрия, Cs_3Sb — антимонид цезия, $AlSb$ — антимонид алюминия.

2.3.5. Карбиды, силициды, бориды

Карбиды — бинарные соединения, состоящие из атомов металлов или неметаллов с углеродом, где углерод имеет большую электроотрицательность, чем второй элемент.

У карбидов соединениями, которые подчиняются правилу формальной валентности, являются SiC — карбид кремния, Al_4C_3 — карбид алюминия, Be_2C — карбид бериллия. Остальные карбиды не подчиняются правилу формальной валентности, и состав формулы не будет соответствовать валентностям элементов, поэтому B_4C — карбид бора, TiC — карбид титана, CaC_2 — карбид кальция будут также называться карбидами.

У железа существует три карбида: Fe_3C , Fe_2C , FeC . У марганца также известны три карбида: Mn_3C , Mn_5C_2 , Mn_7C_3 .

Силициды — бинарные соединения, состоящие из кремния и менее электроотрицательных элементов, преимущественно металлов.

Электроотрицательность кремния ниже, чем у углерода, поэтому, также как и у карбидов, формулы лишь некоторых силицидов подчиняются правилу формальной валентности, например, Li_4Si — силицид лития, Mg_2Si — силицид магния. В других же силицидах данное правило не действует.

Примеры: Cu_8Si — силицид меди, $CsSi_8$ — силицид цезия, $BaSi_4$ и $BaSi_3$ — силициды бария.

Бориды — бинарные соединения, состоящие из бора и менее электроотрицательных элементов, преимущественно металлов.

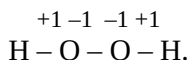
Вследствие дефицита валентных электронов у атома бора для боридов невозможны соединения, подчиняющиеся правилу формальной валентности.

Примеры: LiB_6 — борид лития, MgB_2 , MgB_6 , MgB_{12} — силициды магния.

2.3.6. Пероксиды, надпероксиды, озониды

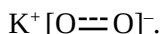
Пероксиды, надпероксиды и озониды, также как и оксиды, являются бинарными соединениями, в состав которых входят атомы кислорода. Главным отличием являются порядок связей и степень окисления кислорода в соединениях.

Пероксиды — это бинарные соединения, содержащие пироксогруппу $-\text{O}-\text{O}-$, где каждый атом кислорода имеет степень окисления -1 :



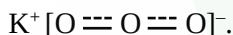
Примеры: H_2O_2 — пероксид водорода, Na_2O_2 — пероксид натрия.

Надпероксиды — это неорганические соединения, содержащие анион O_2^- , где каждый атом кислорода имеет степень окисления $-1/2$:



Примеры: KO_2 — надпероксид калия, $\text{Ba}(\text{O}_2)_2$ — надпероксид бария.

Озони́ды — это бинарные соединения, содержащие анион O_3^- , где каждый атом кислорода имеет степень окисления $-1/3$:



Примеры: KO_3 — озонид калия, CsO_3 — озонид цезия.

2.4. МНОГОЭЛЕМЕНТНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

2.4.1. Гидроксиды

По характеру гидроксиды можно разделить следующим образом (рис. 2.5).

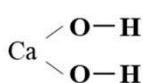


Рис. 2.5. Классификация гидроксидов

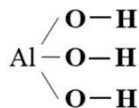
Основания — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла со степенью окисления $+1$ и $+2$ (кроме Zn и Be) или иона аммония (NH_4^+) и одной или нескольких гидроксильных групп ($-\text{OH}$).

Амфотерные гидроксиды — это сложные вещества, молекулы которых состоят из атома металла со степенью окисления +2 (Zn и Be), +3 реже +4 и нескольких гидроксильных групп (–OH). Амфотерные гидроксиды проявляют свойства кислот и оснований.

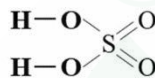
Рассмотрим структурные формулы основания, амфотерного гидроксида и кислородсодержащей кислоты:



Гидроксид кальция



Гидроксид алюминия



Серная кислота.

Данные соединения объединяет наличие гидроксильной группы (–OH) в составе молекулы.

Основания также можно классифицировать по растворимости в воде:

- растворимые основания (щёлочи), например, NaOH, LiOH, Ba(OH)₂ и др.;
- нерастворимые основания, например, Cu(OH)₂, Mg(OH)₂ и др.

Названия **оснований и амфотерных гидроксидов** строятся следующим образом:

слово «гидроксид» + название металла в родительном падеже + (валентность металла, если она переменная).

Примеры:

— основания: Ca(OH)₂ — гидроксид кальция, KOH — гидроксид калия, Fe(OH)₂ — гидроксид железа (II);

— амфотерные гидроксиды: Zn(OH)₂ — гидроксид цинка, Al(OH)₃ — гидроксид алюминия, Fe(OH)₃ — гидроксид железа (III).

2.4.2. Кислоты

Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода (которые могут замещаться на атомы металлов) и кислотного остатка.

Классифицировать кислоты можно по нескольким характеристикам:

— по основности (количеству атомов водорода):

- одноосновные (HCl, HNO₃, HCN и др.);
- двухосновные (H₂S, H₂SO₄, H₂Cr₂O₇ и др.);
- трёхосновные (H₃PO₄, H₃BO₃, H₃AsO₄ и др.);

- по наличию атомов кислорода:
 - бескислородные (HF , HBr , H_2S и др.);
 - кислородсодержащие (HNO_2 , H_2CO_3 , HClO_4 и др.);
- по силе (степени диссоциации):
 - сильные (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 и др.);
 - слабые (HF , HNO_2 , H_2CO_3 и др.);
- по устойчивости:
 - устойчивые (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 и др.);
 - неустойчивые (H_2CO_3 , H_2SO_3);
- по природе:
 - неорганические (H_3PO_4 , H_2S , HNO_3 и др.);
 - органические (HCOOH , CH_3COOH и др.);
- по растворимости в воде:
 - растворимые (H_2SO_4 , HCl , HI и др.);
 - нерастворимые (H_2SiO_3).

Названия **бескислородных кислот** строятся следующим образом:

прилагательное, состоящее из корня русского названия кислотообразующего элемента со вторым корнем водород, суффиксом -н- и окончанием -ая + слово «кислота».

Например, HCl — хлорводородная кислота, H_2S — сероводородная кислота

Названия **кислородсодержащих кислот** строятся следующим образом:

прилагательное, состоящее из корня русского названия элемента, окончания -ая и суффиксов, указывающих, насколько степень окисления кислотообразующего элемента отличается от максимальной + слово «кислота».

Правила составления названий кислородсодержащих кислот

Для **высшей** или **единственной** степени окисления кислотообразующего элемента применяют суффиксы -н-, -ов-, -ев-, например:

HNO_3 — азотная кислота; HBO_2 — метаборная кислота;

$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — дихромовая кислота; HMnO_4 — марганцовая кислота;

H_2SiO_3 — кремниевая кислота; HAlO_2 — метаалюминиевая кислота.

В случае, когда для кислотообразующего элемента возможны **две** степени окисления, для обозначения **низшей** используются суффиксы **-ист-**, **-овист-**, например:

Вышая -н-	Низшая -ист-
+6 H_2SO_4 Серная кислота	+4 H_2SO_3 Сернистая кислота
Вышая -ов-	Низшая -овист-
+5 HAsO_3 Метамышьяковая кислота	+3 HAsO_2 Метамышьяковистая кислота

В случае **трёх** возможных степеней окисления кислотообразующего элемента, помимо упомянутых суффиксов, для самой низкой (обычно +1) применяется составной суффикс **-новатист-**:

Вышая -ов-	-ист-	Низшая -новатист-
+5 H_3PO_4 Ортофосфорная кислота	+3 $\text{H}_2(\text{HPO}_3)$ Фосфористая кислота	+1 $\text{H}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ Фосфорноватистая кислота

В названиях кислот с **четырьмя** различными степенями окисления последовательно используют суффиксы **-н-**, **-новат-**, **-ист-** и **-новатист-**, например:

Вышая -н-	-новат-	-ист-	Низшая -новатист-
+7 HClO_4 Хлорная кислота	+5 HClO_3 Хлорноватая кислота	+3 HClO_2 Хлористая кислота	+1 HClO Хлорноватистая кислота

Приставки **орто-** и **мета-** используются для указания содержания воды в молекулах, в которых оно отличается, например: H_3PO_4 — **орто**фосфорная кислота, HPO_3 — **мета**фосфорная кислота, H_4SiO_4 — **орто**кремниевая кислота, H_2SiO_3 — **мета**кремниевая кислота и т. д.

Для составления названий кислот с различным количеством атомов кислотообразующего элемента в одной степени окисления используют числовые приставки например:

H_2CrO_4 — хромовая кислота, $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — **дихромовая** кислота;

H_3BO_3 — ортоборная кислота, $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — **тетраборная** кислота.

Для кислот, в которых атомы кислорода замещены на атомы серы (частично или полностью), используется приставка **тио-**, например: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ — тиосерная кислота.

Ниже представлена таблица наиболее часто встречающихся кислот и соответствующих им кислотных остатков (табл. 2.3).

Таблица 2.3 — Формулы и названия кислот и кислотных остатков

Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Названия кислотного остатка
HF	Фтороводородная (плавиковая)	F^-	Фторид
HCl	Хлороводородная (соляная)	Cl^-	Хлорид
HBr	Бромоводородная	Br^-	Бромид
HI	Йодоводородная	I^-	Йодид
HCN	Циановодородная	CN^-	Цианид
HSCN	Роданистоводородная (тиоциановая) кислота	SCN^-	Роданид (тиоцианат)
H_2S	Сероводородная	S^{2-}	Сульфид
H_2Se	Селеноводородная	Se^{2-}	Селенид
H_2Te	Теллуроводородная	Te^{2-}	Теллурид
HNO_3	Азотная	NO_3^-	Нитрат
HNO_2	Азотистая	NO_2^-	Нитрит

Продолжение табл. 2.3

HAlO_2	Метаалюминиевая	AlO_2^-	Метаалюминат
HBO_2	Метаборная	BO_2^-	Метаборат
H_3BO_3	(Орто)борная	BO_3^{3-}	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Тетраборная	$\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$	Тетраборат
HBiO_3	Висмутовая	BiO_3^-	Висмутат
H_2SiO_3	(Мета)кремниевая	SiO_3^{2-}	Силикат
H_4SiO_4	Ортокремниевая	SiO_4^{4-}	Ортосиликат
HMnO_4	Марганцовая	MnO_4^-	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	MnO_4^{2-}	Манганат
H_2MnO_3	Марганцоватистая	MnO_3^{2-}	Манганит
H_2MoO_4	Молибденовая	MoO_4^{2-}	Молибдат
H_2SeO_4	Селеновая	SeO_4^{2-}	Селенат
H_2SeO_3	Селенистая	SeO_3^{2-}	Селенит
H_2SO_4	Серная	SO_4^{2-}	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	$\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$	Тиосульфат
H_2SO_3	Сернистая	SO_3^{2-}	Сульфит
H_2CO_3	Угльная	CO_3^{2-}	Карбонат
HPO_3	Метафосфорная	PO_3^-	Метафосфат
H_3PO_4	(Орто)фосфорная	PO_4^{3-}	(Орто)фосфат
$\text{H}_2(\text{HPO}_3)$	Фосфористая	HPO_3^{2-}	Фосфит
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	AsO_4^{3-}	Арсенат
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
HCrO_2	Хромистая	CrO_2^-	Хромит

HClO_4	Хлорная	ClO_4^-	Перхлорат
HClO_3	Хлорноватая	ClO_3^-	Хлорат
HClO_2	Хлористая	ClO_2^-	Хлорит
HClO	Хлорноватистая	ClO^-	Гипохлорит
HBrO_4	Бромная	BrO_4^-	Пербромат
HBrO_3	Бромноватая	BrO_3^-	Бромат
HBrO_2	Бромистая	BrO_2^-	Бромит
HBrO	Бромноватистая	BrO^-	Гипобромит
HIO_4	Йодная	IO_4^-	Периодат
HIO_3	Йодноватая	IO_3^-	Йодат
HIO_2	Йодистая	IO_2^-	Йодит
HIO	Йодноватистая	IO^-	Гипойодит
CH_3COOH^*	Уксусная	CH_3COO^-	Ацетат
HCOOH^*	Муравьиная	HCOO^-	Формиат

* Органические кислоты

2.4.3. Соли

Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металлов и кислотных остатков.

По составу соли можно классифицировать следующим образом (рис. 2.6).

Средние соли — это продукты полного замещения атомов водорода в молекуле кислоты атомами металла.

Названия **средних солей** строятся следующим образом:

название кислотного остатка в именительном падеже + название металла в родительном падеже + (валентность металла, если она переменная).



Рис. 2.6. Классификация солей

Правила составления названий кислотных остатков

Название кислотного остатка **бескислородной кислоты** состоит из корня латинского названия неметалла с суффиксом **-ид**, например:

NaCl — хлорид натрия; Li_2S — сульфид лития;

CuI — йодид меди (I); CdTe — теллурид кадмия.

Для **высшей** или **единственной** степени окисления кислотообразующего элемента кислотного остатка **кислородсодержащей кислоты** применяют суффикс **-ат**, например:

Na_3PO_4 — фосфат натрия; $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$ — молибдат аммония;

K_2SiO_3 — силикат калия; CaCO_3 — карбонат калия.

В случае, когда для кислотообразующего элемента возможны **две** степени окисления, для обозначения **низшей** в кислотном остатке используется суффикс **-ит**, например:

Высшая -ат	Низшая -ит
+6 Na_2SO_4 Сульфат натрия	+4 K_2SO_3 Сульфит калия
+5 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ Нитрат кальция	+3 LiNO_2 Нитрит лития

В случае **трёх** возможных степеней окисления кислотообразующего элемента в кислотном остатке, помимо упомянутых суффиксов, для самой низкой (обычно +1) применяются приставка **гипо-** и суффикс **-ит**:

Высшая -ат	-ит	Низшая Гипо-, -ит
+5 Ag_3PO_4 Ортофосфат серебра	+3 $\text{K}_2(\text{HPO}_3)$ Фосфит калия	+1 $\text{Na}(\text{H}_2\text{PO}_2)$ Гипофосфит натрия

Названия кислотных остатков, образованных элементом в степени окисления +7, имеют приставку **пер-** и суффикс **-ат**, например:

Высшая Пер-, -ат	-ат	-ит	Низшая Гипо-, -ит
+7 NH_4ClO_4 Перхлорат аммония	+5 $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$ Хлорат калия	+3 NaClO_2 Хлорит натрия	+1 $\text{Ca}(\text{ClO})_2$ Гипохлорит кальция

Числовые приставки, приставки орто-, мета-, тио- сохраняются и соответствуют приставкам в названии кислоты:

Na_3AsO_4 — **орто**арсенат натрия; KAlO_2 — **мета**алюминат калия;

BaCr_2O_7 — **дихромат** бария; $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ — **тетраборат** натрия.

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ — **тиосульфат** натрия.

Кислотные остатки, которые соответствуют кислотам, представлены в таблице 2.3.

Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот атомами металла.

Названия кислых солей образуются с помощью добавления приставки **гидро-** и при необходимости числовой приставки **ди-, три-** и т. д. к названию кислотного остатка.

Кислота	Кислые соли			Средняя соль
$\begin{array}{c} \boxed{\text{H}}-\text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \boxed{\text{Na}}-\text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Na}-\text{O} \\ \\ \boxed{\text{Na}}-\text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \\ \text{H}-\text{O} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Na}-\text{O} \\ \\ \text{Na}-\text{O}-\text{P}=\text{O} \\ \\ \boxed{\text{Na}}-\text{O} \end{array}$	
H_3PO_4 Фосфорная кислота	NaH_2PO_4 Дигидрофосфат натрия	Na_2HPO_4 Гидрофосфат натрия	Na_3PO_4 Фосфат натрия	

Примеры:

KHSO_3 — гидросульфит калия; MgHPO_4 — гидрофосфат магния;

KH_2AsO_4 — дигидроарсенат калия; $\text{Ba}(\text{HS})_2$ — гидросульфид бария.

Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксильных групп в молекулах многокислотных оснований кислотными остатками.

Названия основных солей образуются с помощью добавления приставки **гидроксо-** и при необходимости числовой приставки **ди-** к названию кислотного остатка.

Амфотерный гидроксид	Основная соль		Средняя соль
$\begin{array}{c} \boxed{\text{O}-\text{H}} \\ \\ \text{Al}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \boxed{\text{Cl}} \\ \\ \text{Al}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Al}-\boxed{\text{Cl}} \\ \\ \text{O}-\text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{Cl} \\ \\ \text{Al}-\text{Cl} \\ \\ \boxed{\text{Cl}} \end{array}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$ Гидроксид алюминия	$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ Дигидроксохлорид алюминия	$\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ Гидроксохлорид алюминия	AlCl_3 Хлорид алюминия

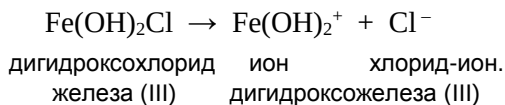
Примеры:

$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди (II);

$\text{Fe}(\text{OH})\text{NO}_3$ — гидроксонитрат железа(II);

$(\text{Cr}(\text{OH})_2)_2\text{SO}_4$ — дигидроксосульфат хрома (III).

Несмотря на то что название основной соли, например, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид железа (III), при диссоциации этой соли будет образовываться катион дигидроксожелеза (III):



Двойные соли — соли, в состав которых входят анионы только одного вида и разные катионы.

Названия **двойных солей** строятся следующим образом:

*название кислотного остатка в именительном падеже + названия металлов через деффис в родительном падеже в порядке написания в формуле **справа налево** + (валентность металла, если она переменная).*

Примеры:

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

$(\text{NH}_4)\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ — сульфат железа(III)-аммония;

KTlBr_4 — бромид таллия(III)-калия;

$\text{Na}(\text{NH}_4)\text{HPO}_4$ — гидрофосфат аммония-натрия.

Смешанные соли — соли, в состав которых входят катионы одного вида и анионы разных кислот.

Названия **смешанных солей** строятся следующим образом:

*названия кислотных остатков через деффис в именительном падеже в порядке написания в формуле **справа налево** + название металла в родительном падеже + (валентность металла, если она переменная).*

При необходимости указания числа групп кислотного остатка используются числовые приставки.

Примеры:

$\text{Ca}(\text{ClO})\text{Cl}$ — хлорид-гипохлорит кальция (хлорная известь);

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

$\text{Na}_2\text{IO}_3(\text{NO}_3)$ — нитрат-йодат натрия.

Комплексные соли — соли, имеющие сложные катионы и анионы, в которых связь образована по донорно-акцепторному механизму.

Примеры комплексных солей:

$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ — хлорид тетраамминцинка;

$\text{Li}[\text{AlH}_4]$ — тетрагидроалюминат лития;

$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ — гексацианоферрат (III) калия.

Подробно вопросы классификации и номенклатуры координационных (комплексных) соединений будут рассмотрены в 11 классе.

Кристаллогидраты

Кристаллогидраты — это вещества, содержащие в своей кристаллической решетке молекулы воды.

Названия кристаллогидратов состоят из слова «гидрат» с числовой приставкой (табл. 2.4), указывающей на число молекул воды, и традиционного названия вещества, составленного по правилам, описанным выше.

Таблица 2.4 — Числовые приставки

1 – моно-	5 – пента-	9 – нона-
2 – ди-	6 – гекса-	10 – дека-
3 – три-	7 – гепта-	11 – ундека-
4 – тетра-	8 – окта-	12 – додека-

Примеры:

$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — дигидрат сульфата кальция;

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

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

$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ — додекагидрат сульфата хрома(III)-калия;

$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — гидрат аммиака;

$\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ — тетрагидрат хлорида кальция.

2.5. ТРИВИАЛЬНАЯ НОМЕНКЛАТУРА

Тривиальные названия — названия, исторически закрепившиеся за какими-либо соединениями и не соответствующие никакой номенклатуре.

В таблице 2.5 представлены примеры часто встречающихся тривиальных названий веществ.

Таблица 2.5. — Тривиальные и систематические названия некоторых веществ

Формула	Тривиальное название	Систематическое название
NaCl	Галит, каменная соль, поваренная соль	Хлорид натрия
Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O	Глауберова соль	Декагидрат сульфата натрия
NaNO ₃	Натриевая селитра, чилийская селитра	Нитрат натрия
NaOH	Едкий натр, каустик, каустическая сода	Гидроксид натрия
NaOH + Ca(OH) ₂	Натронная известь	Смесь гидроксида натрия и гидроксида кальция
Na ₂ CO ₃ ·10H ₂ O	Кристаллическая сода	Декагидрат карбоната натрия
Na ₂ CO ₃	Кальцинированная сода	Карбонат натрия
NaHCO ₃	Пищевая (питьевая) сода	Гидрокарбонат натрия
Na ₂ B ₄ O ₇ ·10H ₂ O	Бура	Декагидрат тетрабората натрия
K ₂ CO ₃	Поташ	Карбонат калия
KOH	Едкое кали	Гидроксид калия
KCl	Калийная соль, сильвин	Хлорид калия
KClO ₃	Бертолетова соль	Хлорат калия
KNO ₃	Калийная селитра, индийская селитра	Нитрат калия
KMnO ₄	Марганцовка	Перманганат калия
KAl(SO ₄) ₂ ·12H ₂ O	Алюмокалиевые квасцы	Додекагидрат сульфат алюминия-калия
KCr(SO ₄) ₂ ·12H ₂ O	Хромокалиевые квасцы	Додекагидрат сульфат хрома(III)-калия
K ₃ [Fe(CN) ₆]	Красная кровяная соль	Гексацианоферрат (III) калия
K ₄ [Fe(CN) ₆]	Жёлтая кровяная соль	Гексацианоферрат (II) калия
KFe ³⁺ [Fe ²⁺ (CN) ₆]	Берлинская лазурь	Гексацианоферрат (II) железа(III)-калия

Продолжение табл. 2.5

$KFe^{2+}[Fe^{3+}(CN)_6]$	Турнбулева синь	Гексацианоферрат (III) железа(II)-калия
NH_4Cl	Нашатырь	Хлорид аммония
NH_4NO_3	Аммиачная селитра	Нитрат аммония
$NH_3 \cdot H_2O$ (NH_4OH)	Нашатырный спирт, аммиачная вода	Гидрат аммиака (гидроксид аммония)
$(NH_4)_2Fe(SO_4)_3 \cdot 6H_2O$	Соль Мора	Гексагидрат сульфат железа(II)-аммония
$NH_4Al(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$	Алюмоаммонийные квасцы	Додекагидрат сульфат алюминия-аммония
CaO	Негашёная (жжёная) известь	Оксид кальция
$Ca(OH)_2$	Гашеная известь, известковая вода, известковое молоко	Гидроксид кальция
$CaSO_4 \cdot 2H_2O$	Гипс	Дигидрат сульфата кальция
$CaCO_3$	Мрамор, известняк, мел, кальцит	Карбонат кальция
$CaHPO_4 \cdot 2H_2O$	Преципитат	Дигидрат гидрофосфата кальция
$Ca(H_2PO_4)_2$	Двойной суперфосфат	Дигидрофосфат кальция
$Ca(H_2PO_4)_2 + 2CaSO_4$	Простой суперфосфат	Смесь дигидрофосфат кальция с сульфатом кальция
$CaOCl_2$ ($Ca(OC)l_2 + CaCl_2$)	Хлорная известь	Смесь гипохлорита кальция с хлоридом кальция
MgO	Жжённая магнезия	Оксид магния
$MgSO_4 \cdot 7H_2O$	Английская (горькая) соль	Гептагидрат сульфата магния
Al_2O_3	Корунд, боксит, глинозем, рубин, сапфир	Оксид алюминия
C	Алмаз, графит, сажа, уголь, кокс	Углерод
$AgNO_3$	Ляпис	Нитрат серебра
$(CuOH)_2CO_3$	Малахит	Гидроксокарбонат меди (II)

Окончание табл. 2.5

Cu_2S	Медный блеск, халькозин	Сульфид меди (I)
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	Медный купорос	Пентагидрат сульфата меди (II)
$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$	Железный купорос	Гептагидрат сульфата железа (II)
FeS_2	Пирит, железный колчедан, серный колчедан	Дисульфид железа (II)
FeCO_3	Сидерит	Карбонат железа (II)
Fe_2O_3	Красный железняк, гематит	Оксид железа (III)
Fe_3O_4	Магнитный железняк, магнетит, железная окалина	Оксид железа (II, III)
$\text{FeO} \cdot n\text{H}_2\text{O}$	Бурый железняк, лимонит	Гидрат оксида железа (II)
$\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$	Олеум	Раствор SO_3 в H_2SO_4
N_2O	Веселящий газ	Оксид азота (I)
NO_2	Бурый газ, лисий хвост	Оксид азота (IV)
SO_3	Серный газ, серный ангидрид	Оксид серы (VI)
SO_2	Сернистый газ, сернистый ангидрид	Оксид серы (IV)
CO	Угарный газ	Оксид углерода (II)
CO_2	Углекислый газ, сухой лёд, углекислота	Оксид углерода (IV)
SiO_2	Кремнезём, кварц, речной песок	Оксид кремния (IV)
$\text{CO} + \text{H}_2$	Водяной газ, синтез-газ	Смесь оксид углерода (II) и водорода
$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$	Свинцовый сахар	Ацетат свинца
PbS	Свинцовый блеск, галенит	Сульфид свинца (II)
Pb_3O_4	Сурик	Оксид свинца (II, III)
ZnS	Цинковая обманка, сфалерит	Сульфид цинка
HgCl_2	Сулема	Хлорид ртути (II)
HgS	Киноварь	Сульфид ртути (II)

2.6. ЗАДАНИЯ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

1. Какие виды номенклатуры существуют?
2. Сформулируйте общее правило составления названий бинарных соединений.
3. Сформулируйте правила для составления названий:
 - а) кислот с промежуточной степенью окисления кислотообразующего элемента, который может проявлять три степени окисления;
 - б) кислот с низшей степенью окисления кислотообразующего элемента, который может проявлять четыре степени окисления;
 - в) бескислородных кислот;
 - г) кислот с высшей степенью окисления кислотообразующего элемента.
4. Перечислите основные типы солей. Назовите основные правила составления названий различных солей каждого типа.
5. Сформулируйте правила, с помощью которых можно дать названия всем кислотным остаткам образованным кислотообразующим элементом, способным проявлять четыре положительные степени окисления.
6. Дайте названия следующим частицам:
 - а) K^+ , NO_2^- ; г) O_2^- , $CuOH^+$; ж) $H_2PO_4^-$, NH_4^+ ;
 - б) Cr^{3+} , PH_4^+ ; д) N^{3-} , Ba^{2+} ; з) H_3O^+ , Br^- ;
 - в) $S_2O_3^{2-}$, Pb^{2+} ; е) HSO_3^- , Al^{3+} ; и) S_2^{2-} , Au^{3+} .
7. Назовите следующие соединения и определите их характер:
 - а) Cu_2O ; Cr_2O_3 ; г) NO ; P_2O_3 ; ж) CO ; NiO ;
 - б) TiO_2 ; Na_2O ; д) CaO ; As_2O_5 ; з) MnO_2 ; Li_2O ;
 - в) WO_3 ; Mn_2O_7 ; е) Co_3O_4 ; SeO_2 ; и) SO_3 ; V_2O_5 .
8. Дайте названия следующим бинарным соединениям:
 - а) KH ; CaI_2 ; г) $AlBr_3$; $CdSe$; ж) $BaTe$; Ga_3N_2 ;
 - б) PH_3 ; Ag_2S ; д) Ba_3As_2 ; CaC_2 ; з) Ca_2Si ; PCl_5 ;
 - в) MgS ; Ca_3P_2 ; е) K_2O_2 ; MoS_2 ; и) BP ; H_2S .
9. Назовите следующие бинарные соединения:
 - а) Fe_2C ; LiO_3 ; г) HI ; Mg_3N_2 ; ж) Cs_3Sb ; NH_3 ;
 - б) SCl_2 ; Bi_2Se_3 ; д) SiH_4 ; FeS_2 ; з) CaH_2 ; KO_2 ;
 - в) $CrBr_3$; H_2Te ; е) ClF_5 ; CO ; и) OF_2 ; B_2H_6 .
10. Назовите следующие соединения, определите их характер и укажите способность растворяться в воде:
 - а) $Mg(OH)_2$; $Cr(OH)_3$; в) $Cd(OH)_2$; $Al(OH)_3$; д) $Be(OH)_2$; NH_4OH ;
 - б) $NaOH$; $Cu(OH)_2$; г) $Cr(OH)_2$; $Ba(OH)_2$; е) $Ni(OH)_2$; $RbOH$.

11. Заполните пропущенные ячейки в таблице

	Формула кислоты	Название кислоты	Формула кислотного остатка	Названия кислотного остатка
а)	$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$			Тетраборат
б)	HMnO_4	Марганцовая		
в)	HPO_3		PO_3^-	
г)			SO_4^{2-}	
д)				Хлорид
е)		Метаалюминиевая		
ж)	H_2SiO_3			
з)			$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	
и)		Циановодородная		

12. Установите соответствие между названием кислоты и названием кислотного остатка: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой:

- | | |
|---------------------|----------------|
| а) Хлорноватая; | 1) Перхлорат; |
| б) Хлороводородная; | 2) Хромит; |
| в) Хромовая; | 3) Хлорид; |
| г) Хлорноватистая; | 4) Хлорат; |
| д) Дихромовая; | 5) Гипохлорит; |
| е) Хлорная; | 6) Дихромат; |
| | 7) Хлорит; |
| | 8) Хромат. |

13. Установите соответствие между названием и формулой кислоты: к каждой позиции, обозначенной буквой, подберите соответствующую позицию, обозначенную цифрой:

- | | |
|---------------------|---------------------------------------|
| а) Бромноватистая; | 1) H_3BO_3 ; |
| б) Тетраборная; | 2) HBrO_4 ; |
| в) Бромная; | 3) HBr ; |
| г) Бромоводородная; | 4) HBrO_3 ; |
| д) Бромноватая; | 5) HBrO_2 ; |
| е) Ортоборная; | 6) $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$; |
| | 7) HBO_2 ; |
| | 8) HBrO . |

14. Назовите следующие соли и определите их тип (например, NaCl — хлорид натрия — средняя соль):

- | | | |
|---|---|--|
| а) Li_2SO_3 ; CaHPO_4 ; | е) Ag_3AsO_4 ; NaClO_3 ; | л) FeOHCl ; $\text{Mg}_2\text{SO}_4\text{CO}_3$; |
| б) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$; NH_4F ; | ж) $\text{Mg}(\text{HSO}_3)_2$; K_2S ; | м) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Co}$; BaSiO_3 ; |
| в) $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$; MnBr_2 ; | з) FeNO_3SO_3 ; NaH_2PO_4 ; | н) $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$; Na_2MoO_4 ; |
| г) BaHPO_4 ; $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; | и) KHSeO_3 ; NaAlO_2 ; | о) NH_4BiO_3 ; KCN ; |
| д) $\text{K}_2\text{S}_2\text{O}_3$; $\text{LiAl}(\text{SiO}_3)_2$; | к) CoOHCl ; KIO_3 ; | п) $\text{Fe}(\text{NH}_4)_2(\text{SO}_4)_2$; $\text{Ca}(\text{MnO}_4)_2$ |

15. Дайте названия следующим кристаллогидратам:

- | | | |
|---|--|---|
| а) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; | г) $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; | ж) $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; |
| б) $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; | д) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; | з) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; |
| в) $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$; | е) $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$; | и) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. |

16. Заполните пропущенные ячейки в таблице с тривиальными названиями некоторых веществ

	Формула	Тривиальное название	Систематическое название
а)		Поташ	
б)	NH_4Cl		
в)		Мрамор	
г)			Нитрат серебра
д)		Железный купорос	
е)	NO_2		
ж)			Оксид серы (IV)
з)	Pb_3O_4		
и)		Киноварь	

Конец ознакомительного фрагмента.

Полную версию издания в печатном виде можно приобрести на официальном сайте группы компаний «Крисмас»: <https://christmas-plus.ru/catalog/dokumentatsiya/>

Если вы ранее приобретали данное издание, документацию или оборудование, в состав которого оно входило, но по каким-то причинам его утратили или нуждаетесь в обновлённой версии, вы можете связаться с нашими менеджерами, и мы направим вам полную актуальную версию издания/документа в электронном виде.

В других случаях предусмотрено предоставление актуальной версии при условии оплаты.

За дополнительной информацией обращайтесь:

+7 (800) 302-92-25 (звонок по России бесплатный)

+7 (812) 575-54-07

+7 (812) 575-50-81

+7 (812) 575-55-43

+7 (812) 575-57-91

E-mail: info@christmas-plus.ru

**УЧЕБНЫЙ ЦЕНТР ГК «КРИСМАС» СОВМЕСТНО С ИЗДАТЕЛЬСТВОМ «КРИСМАС»
ПРЕДСТАВЛЯЕТ КОМПЛЕКТ ПОСОБИЙ (УМК) ПО ХИМИИ ДЛЯ ОБЩЕОБРАЗОВАТЕЛЬНЫХ ШКОЛ
С УГЛУБЛЁННЫМ ИЗУЧЕНИЕМ ПРЕДМЕТОВ ЕСТЕСТВЕННО-НАУЧНОГО ЦИКЛА
И СРЕДНИХ ПРОФЕССИОНАЛЬНЫХ УЧЕБНЫХ ЗАВЕДЕНИЙ**



ХИМИКО-ЭКОЛОГИЧЕСКИЙ ПРАКТИКУМ С ПРИМЕНЕНИЕМ ПОРТАТИВНОГО ОБОРУДОВАНИЯ (8–11 класс). Методическое пособие для учителя.

Пособие-руководство для педагога по проведению практических работ химико-экологической направленности по учебному предмету — химия, курсов внеурочной деятельности в школе и дополнительном образовании, а также специализированных курсов в системе среднего специального образования с применением портативного оборудования производства ЗАО «Крисмас+». Проводится на учебно-материальной базе кабинета химии (учебной лаборатории) и является руководством по применению учебно-методических комплектов «Школьная химико-экологическая лаборатория ШХЭЛ», мини-экспресс-лабораторий «Пчёлка-У» в разных модификациях, тест-комплектов.



ОСНОВЫ ПРИКЛАДНОЙ И ЭКОЛОГИЧЕСКОЙ ХИМИИ. Учебное пособие для учащихся 8-9 классов.

Приведены сведения о свойствах классов неорганических соединений, основные понятия о растворах и качественных реакциях на катионы и анионы, включенные в вопросы ОГЭ по химии.

Даны основные типы задач на предварительные расчёты для приготовления растворов и расчёты полученных концентраций, содержания компонентов в смеси веществ, выхода продукта в процессе синтеза. Материал способствует получению обучающимися первичных навыков химика-экспериментатора и химика-эколога.



ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ТИТРИМЕТРИЯ. Учебное пособие для учащихся 10 класса.

Содержит разделы общей химии, являющиеся частью материалов ОГЭ по химии. Рассмотрены закономерности протекания окислительно-восстановительных реакций и реакций ионного обмена в водных растворах, понятие pH применительно к процессам гидролиза. Включает описание аналитического оборудования, титриметрических методов и способов проведения аналитических определений, основные виды расчётов результата анализа, методики определения веществ количественными титриметрическими методами, а также экспресс-методами.



ОСНОВЫ АНАЛИТИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ФОТОМЕТРИЯ. ПОТЕНЦИОМЕТРИЯ. Учебное пособие для учащихся 11 класса.

Содержит адаптированный для учащихся теоретический материал по физико-химическим методам анализа — процессам окисления и восстановления в разных средах и комплексным соединениям. Включает разделы химии, физики и математики, интегрирующиеся при изучении оптических и электрохимических методов количественного анализа: визуальной колориметрии, фотоколориметрии, потенциометрического титрования. Описано портативное аналитическое оборудование, представлены методики количественного определения фосфора, ионов железа, меди, аммония в водных растворах фотометрическими и потенциометрическими методами.

Комплект пособий предназначен учителям химии и педагогам внеурочной деятельности по предметам естественно-научного цикла, педагогам начального профессионального и дополнительного образования, методистам, а также специалистам, организующим теоретическую и практическую подготовку учащихся по химии.

Материал пособий адаптирован для учащихся профильных классов СОО и СПО.



ЗАО «Крисмас+»

Главный офис
191119, г. Санкт-Петербург,
ул. Константина Заслонова, д. 6
+7 (800) 302-92-25, бесплатный
звонок по России
info@christmas-plus.ru
christmas-plus.ru, krismac.pф,
shop.christmas-plus.ru

Учебный центр

191119, г. Санкт-Петербург,
ул. Константина Заслонова, д. 6
info@christmas-plus.ru
u-center.info

Эксклюзивный дилер в Москве

127247, г. Москва,
Дмитровское шоссе, д. 96, корп. 2
+7 (917) 579-66-02
n-chernykh@christmas-plus.ru,
info@ecologlab.ru
ecologlab.ru

ISBN 978-5-89495-298-7



9 785894 952987 >