

Содержание

Введение	17
Часть I. Основные понятия химии	23
Глава 1. Что такое химия, и зачем она нужна	25
Так что же представляет собой химия	25
Ветви химического древа	26
Сравнение макромира с микромиром	27
Сравнение теоретической химии с прикладной	27
Чем химик занимается целый день	28
Где работают химики	29
Глава 2. Вещество и энергия	30
Состояния вещества: макромир и микромир	30
Твердые тела	30
Жидкости	31
Газы	31
Сегодня — лед, завтра — вода: вещество меняет состояния	32
Ой, я плавлюсь!	32
Точка кипения	32
Точка замерзания: ледяные кубики	33
Сублимируйте это!	33
Смеси и чистые вещества	34
Чистые вещества	34
Элементарно, дорогой читатель	34
Соединение одних элементов с другими	35
Добавим смеси в смесь	35
Измерение вещества	35
Единицы СИ	36
Преобразования из СИ в британскую систему и наоборот	36
Эти чудные свойства	37
Какая у вас плотность	37
Измерение плотности	38
Энергия (хотел бы я иметь больше)	39
Кинетическая энергия, или Ни минуты покоя	39
Потенциальная энергия, или Хорошо сидим	40
Измерение энергии	40
Температура и ее шкалы	40
Почувствуйте теплоту	41
Глава 3. Атом и его структура	43
Субатомные частицы: так вот что находится в атоме	43
Ядро: центральная сцена	44
Где же электроны	48
Модель Бора: уж точно не соскучишься	48
Квантово-механическая модель	49
Главное квантовое число n	50
Орбитальное квантовое число l	50
Магнитное квантовое число m	52
Спиновое квантовое число m_s	52
Соберите все числа воедино — и получите симпатичную таблицу	52

Электронная структура атомов, или Проверка отсутствующих электронов	53
Уж-ж-жасная диаграмма уровней энергии	53
Электронные конфигурации: простота и экономия места	55
Валентные электроны: жизнь на краю	56
Изотопы и ионы: это то, что нравится многим	57
Выделение изотопа	57
Следите за ионами	58
Глава 4. Периодическая таблица (не путать с таблицей умножения!)	60
Периодически повторяющиеся последовательности	60
Принцип размещения элементов в периодической таблице	61
Металлы, неметаллы и полуметаллы	63
Группы и периоды	66
Что в имени тебе моем?	66
Группы и валентные электроны	68
Глава 5. Ядерная химия, которая поразит ваше воображение	70
Все начинается с атома	70
Радиоактивность и искусственный радиоактивный распад	71
Естественный радиоактивный распад: как это происходит в природе	72
Альфа-распад	73
Бета-распад	73
Гамма-излучение	74
Испускание позитронов	74
Захват электронов	74
Периоды полураспада и радиоуглеродный анализ	75
Безопасная работа	77
Радиоуглеродный анализ	77
Расщепление ядер	78
Цепные реакции и критическая масса	78
Атомные бомбы: реальность, а не теория	79
Атомные электростанции	79
Как атомная станция производит электричество	80
Ой, как много проблем	80
Аварии: Тримайл Айленд и Чернобыль	81
Как избавляться от ядерных отходов	81
Размножительный реактор: как создать больше радиоактивного материала	82
Ядерный синтез — надежда будущей энергетики	82
Вопросы управления	83
Температура	83
Время	83
Удержание плазмы	83
Что ожидает нас в будущем	84
У меня свечение? Воздействия радиации	84
Часть II. Благословенны связующие узы	85
Глава 6. Противоположности притягиваются: ионные связи	87
Магия ионной связи: натрий + хлор = поваренная соль	87
Разберемся в компонентах	88
Разберемся в реакции	89
Роль натрия	89
Роль хлора	89
В итоге получается связь	90
Положительные и отрицательные ионы: катионы и анионы	91

Многоатомные ионы	93
Скрепление ионов друг с другом: ионные соединения	94
Взаимодействие магния с бромом	94
Использование правила пересечения	94
Названия ионных соединений	95
Электролиты и неэлектролиты	96
Глава 7. Ковалентные связи: поделимся по-братски	98
Основы ковалентной связи	98
Водород: соединение с ковалентной связью	99
Сравнение ковалентных связей с другими связями	100
Что такое множественные связи	101
Названия бинарных ковалентных соединений	102
Так много формул и так мало времени	103
Эмпирическая формула: только элементы	103
Молекулярная (истинная) формула: что скрывается за числами	103
Структурная формула: добавьте схему связей	104
Электронно-точечная формула для воды	104
Формула Льюиса для воды	106
Формула Льюиса для C_2H_4O	106
Некоторые атомы более привлекательны	108
Притяжение электронов: значения электроотрицательности	108
Полярная ковалентная связь	110
Вода: действительно странная молекула	110
Какова пространственная структура воды? Теория VSEPR	113
Глава 8. Химическая “кухня”	116
Что вы имеете и что получите: реагенты и продукты реакции	116
Как происходят реакции: теория столкновений	117
Пример экзотермической реакции	119
Пример эндотермической реакции	119
К какому виду реакции я, по-вашему, принадлежу?	120
Реакции соединения	120
Реакции разложения	120
Реакции одинарного замещения	121
Реакции двойного замещения	122
Реакции осаждения	122
Реакции нейтрализации	123
Реакции окисления	123
Окислительно-восстановительные реакции	123
Баланс химических реакций	124
Понюхайте аммиак	124
Еще один пример	125
Химическое равновесие	126
Принцип Ле Шателье	128
Изменение концентрации	129
Изменение температуры	129
Изменение давления	130
Быстрые и медленные реакции: химическая кинетика	131
Природа реагирующих веществ	131
Размер частиц реагентов	132
Концентрация реагирующих веществ	132
Давление газообразных реагентов	132
Температура	132

Катализаторы	134
Гетерогенный катализ	134
Гомогенный катализ	135
Глава 9. Электрохимия: батарейки к чайникам	136
Куда бегут электроны: окислительно-восстановительные реакции	136
Куда пропали электроны? Окисление	137
Отдача электронов	137
Реакции с участием кислорода	137
Реакции с образованием водорода	137
Посмотрите, что я нашел! Восстановление	137
Получение электронов	138
Потеря атомов кислорода	138
Получение атомов водорода	138
Для одного потеря — для другого находка	138
Игра с числами — с окислительными	139
Подбор коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций	140
Ток в работе: электрохимические элементы	143
Прекрасен Даниэля элемент	144
Да будет свет: элементы для карманных фонариков	145
Господа, заводите моторы: автомобильные аккумуляторы	146
За золотую цепочку пять долларов? Гальванопокрытие	147
Я от этого просто сгораю! Окисление топлива и продуктов	148
Часть III. Моль — лучший друг химика	151
Глава 10. Моль: как его понять?	153
Счет с помощью взвешивания	153
Пары, десятки, сотни и моли	154
Число Авогадро, а не календаря	154
Использование молей в повседневной жизни	155
Химические реакции и моли	156
Сколько нужно взять и сколько получится: стехиометрия реакции	158
Продукты реакции: процентный выход	159
Что-то заканчивается, а что-то остается: ограничивающие реагенты	160
Глава 11. Размешивание вещества: растворы	162
Растворенные вещества, растворители и растворы	162
Процесс растворения	163
Насыщенные факты	163
Способы выражения концентрации раствора	164
Процентный состав	164
Процентное соотношение масса/масса	165
Процентное соотношение масса/объем	166
Процентное соотношение объем/объем	166
Основа из основ: молярность	166
Молярность: еще одно применение моля	168
Количество частей на миллион: единица загрязнения	169
Коллигативные свойства растворов	169
Понижение давления пара раствора	170
Зачем летом использовать антифриз? Повышение температуры кипения	170
Приготовление мороженого: понижение температуры замерзания	171
Кровяные тельца в целости и сохранности: осмотическое давление	172
Дым, облака, взбитые сливки и зефир — это все коллоиды	174

Глава 12. Кислое и горькое: кислоты и основания	176
Свойства кислот и оснований: взгляд из макромира	176
Кислоты и основания: взгляд из микромира	177
Теория Аррениуса: должна быть вода	178
Теория Бренстеда – Лоури: давать и получать	178
Одни кислоты разъедают, другие являются напитками: сильные и слабые кислоты и основания	179
Сильные кислоты	179
Сильные основания	180
Слабые кислоты	180
Слабые основания	182
Дайте мне тот протон: кислотно-основные реакции Бренстеда–Лоури	182
Амфотерная вода	183
Слабительное и красная капуста: индикаторы кислот и оснований	184
Старая добрая лакмусовая бумага	184
Фенолфталеин поможет вам держаться в норме	185
Кислый ли кофе? Водородный показатель pH	186
Буферы: управление pH	188
Нейтрализаторы кислот	189
Глава 13. Воздушные шарики, шины и баллоны для аквалангов: чудесный мир газов	191
Газ “под микроскопом”: молекулярно-кинетическая теория	191
Мы все подвержены давлению — атмосферному	194
Измерение атмосферного давления: барометр	194
Измерение давления газа в замкнутой системе: манометр	195
Газы также соблюдают законы — газовые	196
Закон Бойля: бойлерная здесь ни при чем	196
Закон Шарля: не называйте меня Чаком	198
Закон Гей-Люссака	199
Объединенный газовый закон	200
Закон Авогадро	201
Уравнение состояния идеального газа	202
Стехиометрия и газовые законы	202
Законы Дальтона и Грэхема	203
Закон Дальтона	203
Закон Грэхема	204
Часть IV. Химия в повседневной жизни: преимущества и недостатки	205
Глава 14. Химия углерода: органическая химия	207
Углеводороды: от простого к сложному	207
От газовых плит к бензину: алканы	208
Молекулярные и структурные формулы	209
Проблемы с названиями	210
Примеры присвоения названий	211
Кольцо в циклоалканах	213
Познакомьтесь — галогенпроизводные углеводороды	213
Непредельные углеводороды: алкены	214
Присвоение названий алкенам	214
Реакции алкенов	215
Чтобы создать мир, нужны алкины	215
Ароматические соединения: бензол и другие соединения с неприятным запахом	216
Функциональные группы: это отдельная тема	217
Спирты (от изопропилового до пищевого): R–OH	217

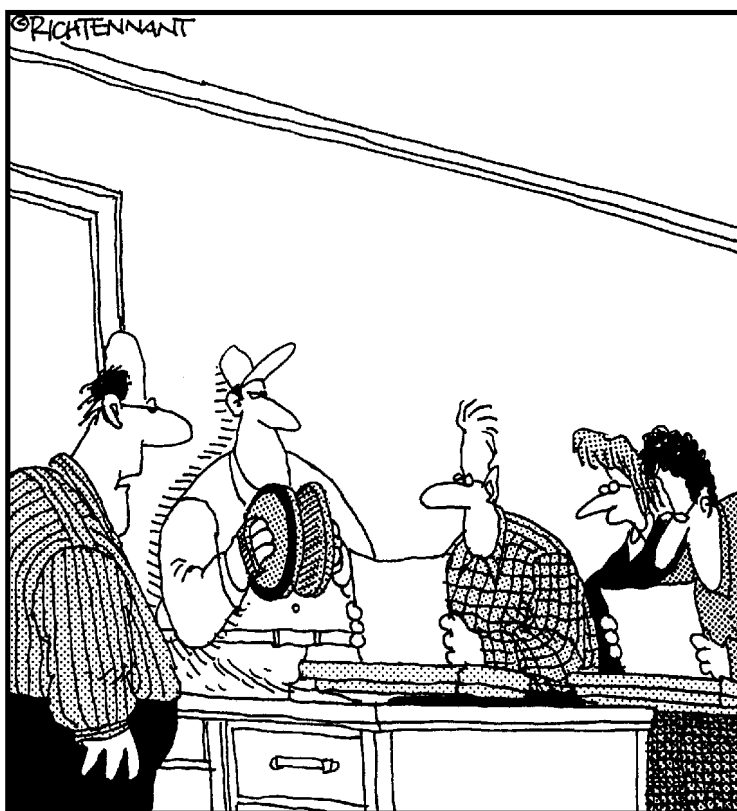
Карбоновые кислоты (вещества с резким запахом): R–COOH	218
Сложные эфиры (с приятным или резким запахом): R–COOR	219
Альдегиды и кетоны: родственники спиртов	219
Простые эфиры (время сна): R–O–R	220
Амины и амиды: органические основания	220
Глава 15. Нефть: химикаты для горения или строительства	221
Все сырое — очистим	221
Фракционная перегонка: отделение химикатов	222
Это выше моих сил: каталитический крекинг	224
Закручивание частей молекулы: каталитический риформинг	224
История бензина	225
Насколько хорош ваш бензин: шкала октановых чисел	226
Присадки: введите свинец, удалите свинец	227
Вот это да! Оказывается, мы загрязняем воздух!	228
Использование каталитического конвертора	228
Отказ от использования свинца	228
Глава 16. Полимеры: образование больших молекул из малых	230
Природные мономеры и полимеры	230
Классификация синтетических мономеров и полимеров	232
Немного структуры никогда не помешает	232
Почувствуйте жар	232
Использованные и выброшенные	232
Химический процесс	233
Связывание: реакции полимеризации	233
Давайте от чего-то освободимся: поликонденсация	238
Пластмассы: сокращение использования, повторное использование, рециркуляция	240
Глава 17. Химия в быту	242
Химия в комнате для стирки	242
Соблюдайте чистоту: мыло	243
Как избавиться от “каймы” в ванной: моющие средства	244
Смягчите ее, или Как сделать воду менее жесткой	246
Сделаем мир белее: отбеливатели	247
Химия на кухне	247
Наведем блеск: универсальные чистящие средства	247
Вымоем кастрюли: средства для мытья посуды	247
Химия в ванной	248
Моющее средство для рта: зубная паста	248
Ну и ну! Дезодоранты и антиперспиранты	248
Химические вещества для ухода за кожей: кожа мягкая и эластичная	249
Кремы и лосьоны	249
Пудра для тела и лица	249
Декоративная косметика для глаз	250
Губы для поцелуя: губная помада	250
Прекрасный маникюр: лак для ногтей	251
Отлично пахнет! Духи, одеколоны и лосьоны после бритья	251
Лосьон для загара и солнцезащитное средство: бронзовая кожа — это красиво	251
Помыть, покрасить и завить: средства для ухода за волосами	253
Шампуни: моющие средства для волос	253
Измените цвет волос!	254
Ликвидируем их все! Депиляторы	255
Перманент — хотя и не постоянный	255
Химия лекарственных препаратов	256

История аспирина	256
Миноксидил и виагра	256
Глава 18. Кхе-кхе! Ап-чхи! Загрязнение воздуха	258
Воздействие цивилизации на атмосферу, или Где начало этого беспорядка	258
Наша атмосфера: дышать или не дышать	259
Тропосфера: максимальное влияние человека	259
Стратосфера: защита людей с помощью озонового слоя	260
Оставьте мой озон в покое: аэрозольный лак для волос, полифторхлоруглеводороды и истощение озона	260
Как фторхлоруглеводороды наносят вред озоновому слою	261
Если фторхлоруглеводороды настолько вредны, запрещено ли их производство?	262
Парниковый эффект: вам здесь не жарко?	262
Смог: нравится ли вам коричневый воздух?	263
Лондонский смог	263
Фотохимический смог	264
Кислотные дожди: “Я та-а-аю!”	265
Зарядите их и выбросите: аппараты электростатического осаждения	267
Моющая вода: газоочистители	267
Глава 19. Коричневая сточная вода? Загрязнение воды	269
Откуда приходит вода и куда она уходит	269
Испарение, конденсация и опять то же самое	270
Откуда берется вода	270
Вода — самое необычное вещество	271
Какая гадость! Некоторые распространенные загрязнители воды	273
Загрязнение тяжелыми металлами	274
Кислотные дожди	275
Инфекционные факторы	275
Свалки и протекающие подземные резервуары	276
Сельскохозяйственное загрязнение воды	277
Загрязнение теплом: термальное загрязнение	277
Использование кислорода — БПК	278
Обработка сточных вод	278
Первичная обработка сточных вод	279
Вторичная обработка сточных вод	280
Третичная обработка сточных вод	280
Обработка питьевой воды	281
Часть V. Великолепные десятки	283
Глава 20. Десять химических открытий, совершенных по счастливой случайности	285
Архимед: бег гольшом	285
Вулканизация каучука	286
Правосторонние и левосторонние молекулы	286
Вильям Перкин и лилово-розовая краска	286
Кекуле и его необычный сон	287
Открытие радиоактивности	287
Тефлон: как нашли идеально гладкое вещество	287
Приклейте их! Клеевые заметки	287
Растущие волосы	288
Слаще сахара	288
Глава 21. Десять великих корифеев химии	289
Амадео Авогадро	289
Нильс Бор	290

Мария Кюри-Склодовская	290
Джон Дальтон	290
Майкл Фарадей	290
Антуан Лавуазье	291
Дмитрий Иванович Менделеев	291
Лайнус Полинг	291
Эрнест Резерфорд	292
Гленн Сиборг	292
Девочка-третьеклассница, которой нравятся эксперименты с уксусом и пищевой содой	292
Глава 22. Десять полезных Web-сайтов по химии	293
Алхимик	293
Химическая наука и образование в России	293
Портал для химиков-профессионалов	294
Популярно о химии	294
Американское химическое общество	294
Листы данных по безопасности материалов	294
Webelements.com	294
Webbook	295
Химический клуб (ChemClub.com)	295
Институт химического образования	295
Приложение А. Научные единицы измерения: метрическая система	296
Приставки СИ	296
Длина	297
Масса	297
Объем	298
Температура	298
Давление	298
Энергия	298
Приложение Б. Как обращаться с очень большими или очень малыми числами	299
Экспоненциальная система обозначений	299
Сложение и вычитание	300
Умножение и деление	300
Возведение числа в степень	300
Использование калькулятора	300
Приложение В. Метод преобразования одних единиц измерения в другие	301
Приложение Г. Значащие цифры и округление	304
Числа: точные и подсчитанные в противовес измеренным	304
Определение количества значащих цифр в измеренном числе	305
Сколько значащих цифр должно быть в окончательном ответе	305
Сложение и вычитание	305
Умножение и деление	306
Округление чисел	306
Предметный указатель	307

Часть II

Благословенны связующие узы



"Теперь, когда пришел фельдшер с дефибриллятором и нохательной солью, приступим к изучению ковалентных связей..."

В этой части...

Когда упоминают о химии, многие сразу думают о химических реакциях. Ученые с помощью таких реакций создают новые лекарства, пластмасы, чистящие средства, ткани — и список этот бесконечен. Кроме того, с помощью химических реакций они проводят анализ проб и определяют, какое вещество и в каком количестве в них содержится. Химические реакции дают энергию каждому из нас, нашему Солнцу и нашей Вселенной. Таким образом, понятие “химия” неразрывно связано с реакциями и образованием в них связей. Именно этим вопросам и посвящена данная часть.

В главах этой части рассматриваются два основных вида связей — ионная и ковалентная. Вы узнаете, как определить, какими будут формулы ионных соединений (на примере солей) и как эти соединения следует называть. Познакомитесь с ковалентной связью, научитесь строить структурные формулы Льюиса и прогнозировать формы простых молекул. Сможете проникнуть в суть химических реакций и выяснить, каковы их основные виды. Кроме того, вы узнаете о химическом равновесии, кинетике и электрохимии — батарейках, топливных элементах и гальванических покрытиях.

Глава 6

Противоположности притягиваются: ИОННЫЕ СВЯЗИ

В этой главе...

- Магия ионной связи: натрий + хлор = поваренная соль
- Положительные и отрицательные ионы: катионы и анионы
- Многоатомные ионы
- Скрепление ионов друг с другом: ионные соединения
- Названия ионных соединений
- Электролиты и неэлектролиты

Если бы меня спросили, почему я решил посвятить свою жизнь химии, я бы не задумываясь ответил, что первопричиной были опыты, проводимые с солями. Хорошо помню тот день, когда, изучая вторую часть общего курса химии, я должен был сделать качественный анализ солей (т.е. определить, какие вещества находятся в исследуемой пробе). Меня просто привел в восторг цвет полученных в ходе эксперимента соединений, а лабораторные работы оказались занятными и увлекательными. И я попался...

В этой главе речь идет об ионной связи, которая не дает солям распадаться, а также о простых и многоатомных ионах: как они образуются и в какие связи вступают. Кроме того, здесь рассматривается, как определить, какой будет формула ионного соединения, и как химики обнаруживают ионные связи.

Магия ионной связи: натрий + хлор = поваренная соль

Натрий представляет собой серебристо-белый металл, достаточно распространенный в природе. Он настолько мягок, что легко режется ножом. Натрий является хорошим проводником. Вследствие очень легкой окисляемости в природе встречается исключительно в виде соединений. Поэтому, чтобы исключить контакт натрия с водой, содержащейся в воздухе, его обычно хранят под слоем керосина. Если расплавить только что отрезанный кусочек натрия и вылить его в мензурку, заполненную хлором (зеленовато-желтым газом), то произойдет нечто весьма впечатляющее. Расплавленный натрий начнет мерцать белым светом, который будет становиться все ярче и ярче, а хлор закружится в вихре, и постепенно цвет его станет исчезать. Через несколько минут мерцание прекратится, газ обесцветится, и реакция завершится. Теперь можно открыть мензурку. В ней вы найдете обыкновенную поваренную соль — NaCl.

Разберемся в компонентах

Действительно, если задуматься, то процесс образования поваренной соли покажется весьма примечательным. Из двух довольно опасных веществ (во время первой мировой войны немцы использовали хлор против солдат Антанты) можно получить абсолютно безопасное, жизненно необходимое вещество. В этом разделе описывается химическая реакция образования соли и — что еще важнее — рассматриваются причины происходящего.

Натрий — это щелочной металл, представитель группы IA периодической таблицы. Римские цифры в нумерации групп указывают на количество валентных электронов (т.е. s- и p-электронов внешнего энергетического уровня), содержащихся в элементе (более подробно об этом речь идет в главе 4, “Периодическая таблица (не путать с таблицей умножения!)”). Так, у натрия один валентный электрон, а всего у него 11 электронов, потому что его атомный номер равен 11.

Распределение электронов в атоме можно показать с помощью диаграммы уровней энергии. Для натрия такая диаграмма приведена на рис. 6.1. (Если вы незнакомы с диаграммами уровней энергии, то обратитесь к главе 3, “Атом и его структура”. Существуют разные варианты представления диаграмм уровней энергии. Поэтому пусть вас не беспокоит, что показанные в данной главе диаграммы несколько отличаются от приведенных в главе 3.)

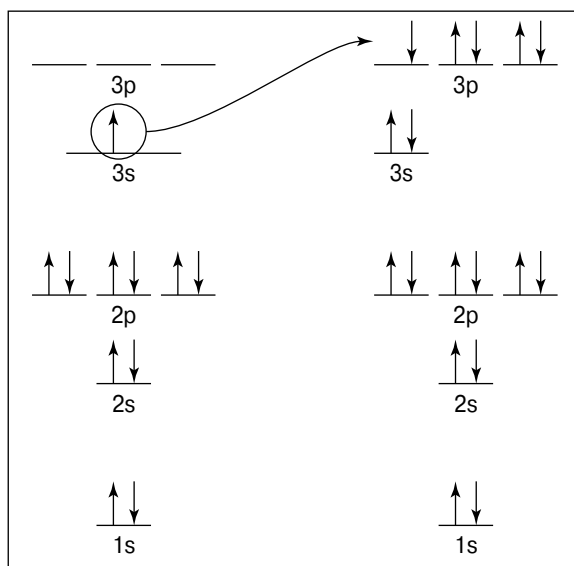


Рис. 6.1. Диаграммы уровней энергии для натрия и хлора

Хлор принадлежит к галогенам, которые в периодической таблице объединены в группу VIIA. Он имеет 7 валентных электронов, а всего у него 17 электронов. Диаграмма уровней энергии для хлора приведена на рис. 6.1.

Распределение электронов в атоме можно представлять не только с помощью громоздкой диаграммы уровней энергии, но и с помощью электронной конфигурации. (Более подробно электронные конфигурации рассматриваются в главе 3, “Атом и его структура”.) Для этого нужно записать по порядку энергетические уровни с соответствующими им типами орбиталей (s, p, d и т.д.), а затем в качестве верхних индексов — количество электронов для каждого типа орбиталей, имеющих на каждом уровне. Электронные конфигурации для натрия и хлора приведены ниже.

Натрий (Na): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
Хлор (Cl): $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

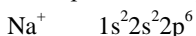
Разберемся в реакции

Инертные газы — это элементы, составляющие группу VIIA периодической таблицы. Они характеризуются очень низкой химической активностью, так как их валентный (т.е. внешний) энергетический уровень является заполненным (как еще говорят, укомплектованным). Заполнение валентного энергетического уровня — главный закон химической реакции, ведь тогда элементы становятся стабильными, или “насыщенными”. В стабильном состоянии элементы не отдают и не принимают электроны, а также не участвуют в их совместном использовании.

Что касается других элементов, относящихся в периодической таблице к группам A, то, чтобы заполнить свой валентный энергетический уровень и стать насыщенными, они должны принимать, отдавать или совместно использовать валентные электроны. Поскольку в большинстве случаев заполняются внешние s- и p-орбитали, эта закономерность получила название *правила октета*. Ведь элементы принимают, отдают или совместно используют электроны именно для того, чтобы достичь полного октета (т.е. иметь восемь валентных электронов, два из которых должны находиться на s-орбитали, а шесть — на p-орбиталях).

Роль натрия

На внешнем энергетическом уровне натрия находится один электрон, следовательно, согласно правилу октета, он станет стабильным, когда будет иметь восемь валентных электронов. Для этого ему нужно либо получить еще семь электронов, чтобы заполнить третий энергетический уровень, либо отдать один электрон, находящийся на 3s-орбитали. В последнем случае валентным энергетическим уровнем станет второй уровень (как имеющий восемь электронов). Обычно атом может отдать или получить один, два либо даже три электрона, но ни один элемент не может отдавать или получать больше трех электронов. Таким образом, чтобы перейти в стабильное состояние, натрий отдает электрон, расположенный на 3s-орбитали. Теперь у него 11 протонов (т.е. 11 положительных зарядов) и 10 электронов (т.е. 10 отрицательных зарядов). Таким образом, натрий из нейтрального атома превращается в положительно заряженную частицу [$11(+)$ + $10(-)$ = $1+$]. Теперь он является положительным однозарядным *ионом*, т.е. атомом, имеющим заряд вследствие потери или получения электронов. Положительно заряженные ионы (например, ионы натрия) называются *катионами*. Электронная конфигурация катиона натрия приведена ниже.



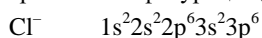
Ион натрия (катион) имеет такую же электронную конфигурацию, что и неон, поэтому является *изоэлектронным* неону. Неужели, теряя электрон, натрий становится неоном? Нет. У натрия все равно остается 11 протонов, а элемент определяется именно количеством протонов.

Нейтральный атом натрия и его катион отличаются одним электроном. Кроме того, у них разная химическая реакционная способность и разные размеры. Катион меньше атома. Дело в том, что размер атома или иона (в нашем случае катиона) определяется его внешним энергетическим уровнем. Превращаясь в катион, атом натрия лишается третьего энергетического уровня, следовательно, размер катиона меньше.

Роль хлора

У хлора на внешнем энергетическом уровне находится семь валентных электронов. Чтобы получить полный октет электронов, хлор должен отдать семь электронов, находящихся на третьем энергетическом уровне, или принять на этот уровень один электрон. Однако, как уже отмечалось, ни один элемент не может принять или отдать больше трех электронов, поэтому

хлор, чтобы заполнить третий энергетический уровень, должен получить один электрон. Тогда у него будет 17 протонов (т.е. 17 положительных зарядов) и 18 электронов (т.е. 18 отрицательных зарядов). Таким образом, хлор станет отрицательным однозарядным ионом (Cl^-). Из нейтрального атома хлора получится ион хлора. Атомы, присоединившие к себе лишние электроны и имеющие отрицательный заряд, называются *анионами*. Ниже приведена электронная конфигурация для аниона хлора.



Анион хлора является изоэлектронным аргону. Кроме того, радиус аниона хлора немного больше радиуса нейтрального атома хлора. Чтобы заполнить октет, полученный электрон достраивает третий энергетический уровень. Теперь 18 электронов притягиваются 17 протонами. Сила притяжения при этом немного уменьшилась, а радиус частицы несколько увеличился.

В итоге получается связь

Натрий достигает полного октета и стабильности, теряя один электрон. А хлор, наоборот, комплекзует октет, получая электрон. Если оба элемента находятся в одном месте, то электрон, который отдает натрий, может стать электроном, который получает хлор. Этот процесс демонстрируется на рис. 6.1, где электрон перемещается с $3s$ -орбитали атома натрия на одну из $3p$ -орбиталей атома хлора.

В результате перемещения электрона образуются ионы — катион (с положительным зарядом) и анион (с отрицательным зарядом). Поскольку противоположные заряды притягиваются друг к другу, анион Cl^- притягивается катионом Na^+ , в результате чего образуется соединение NaCl , или поваренная соль. Это пример *ионной связи*, которая, в свою очередь, является *химической связью*. Она осуществляется в результате взаимного электростатического притяжения противоположно заряженных ионов и приводит к образованию устойчивого соединения.

Соединения с ионными связями обычно называются *солями*. В кристаллической решетке хлорида натрия каждый катион натрия окружен шестью анионами хлора, а каждый анион хлора, в свою очередь, окружен шестью катионами натрия. Эта кристаллическая структура показана на рис. 6.2.

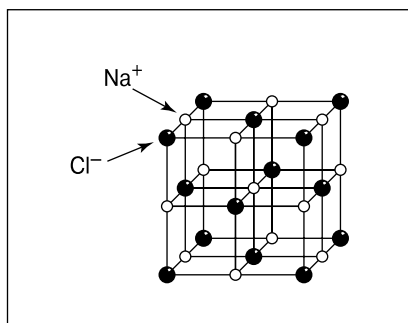


Рис. 6.2. Кристаллическая решетка хлорида натрия

Обратите внимание на регулярную повторяющуюся структуру. У различных солей разная кристаллическая структура. Катионы и анионы могут быть не только однозарядными, но и двух- или трехзарядными, в зависимости от того, сколько электронов они отдают или принимают. Таким образом, возможны самые разные виды солей.

Ионная связь является одним из двух основных видов связи, известных в химии. Другой вид химической связи — ковалентная связь — рассматривается в главе 7, “Ковалентные связи: поделимся по-братски”. Поняв принципы, лежащие в основе ионной связи, будет намного проще разобраться с ковалентной связью.

Положительные и отрицательные ионы: катионы и анионы

Образование других солей происходит по такому же принципу, как и образование хлорида натрия. Металл отдает электроны, а неметалл эти электроны получает. Образуются катионы и анионы, электростатическое притяжение между положительными и отрицательными зарядами притягивает частицы друг к другу, создавая таким образом ионное соединение.



Металл вступает в реакцию с неметаллом и образует ионную связь.

Зачастую по положению элемента в периодической таблице можно определить заряд его иона. Например, все щелочные металлы (элементы группы IA) отдают один электрон, образуя таким образом катион с зарядом 1+. Точно так же щелочноземельные металлы (элементы группы IIA) отдают два электрона и образуют катион с зарядом 2+. Что же касается алюминия, представителя группы IIIA, то он отдает три электрона, образуя таким образом катион с зарядом 3+.

Дальше рассуждаем в том же духе. Итак, все галогены (элементы группы VIIA) имеют по семь валентных электронов. И все они принимают по одному электрону, чтобы заполнить свой валентный энергетический уровень. Таким образом, все галогены образуют отрицательный однозарядный анион. Что касается элементов группы VIA, то они принимают по два электрона и образуют анионы с зарядом 2-. Элементы же группы VA получают по три электрона и превращаются в анионы с зарядом 3-.

В табл. 6.1 перечислены некоторые распространенные одноатомные катионы, а в табл. 6.2 — распространенные одноатомные анионы.

Таблица 6.1. Некоторые распространенные одноатомные катионы

Группа	Элемент	Название иона	Символ иона
IA	Литий	Катион лития	Li ⁺
	Натрий	Катион натрия	Na ⁺
	Калий	Катион калия	K ⁺
IIA	Бериллий	Катион бериллия	Be ²⁺
	Магний	Катион магния	Mg ²⁺
	Кальций	Катион кальция	Ca ²⁺
	Стронций	Катион стронция	Sr ²⁺
	Барий	Катион бария	Ba ²⁺
IB	Серебро	Катион серебра	Ag ⁺
IIB	Цинк	Катион цинка	Zn ²⁺
IIIA	Алюминий	Катион алюминия	Al ³⁺

Таблица 6.2. Некоторые распространенные одноатомные анионы

Группа	Элемент	Название иона	Символ иона
VA	Азот	Анион азота	N^{3-}
	Фосфор	Анион фосфора	P^{3-}
VIA	Кислород	Анион кислорода	O^{2-}
	Сера	Анион серы	S^{2-}
VIIA	Фтор	Анион фтора	F^{-}
	Хлор	Анион хлора	Cl^{-}
	Бром	Анион брома	Br^{-}
	Иод	Анион иода	I^{-}

Труднее определить количество электронов, которые отдают переходные металлы (представители групп В). На самом деле многие из этих элементов могут отдавать разное количество электронов, поэтому они образуют, как минимум, по два катиона, имеющих разные заряды.

Электрический заряд, получаемый атомом, иногда называется *степенью окисления*. Многие ионы переходных металлов могут иметь разную степень окисления. В табл. 6.3 приведены некоторые распространенные переходные металлы, каждый из которых имеет несколько степеней окисления.

Таблица 6.3. Некоторые распространенные металлы с различной степенью окисления

Группа	Элемент	Название иона	Символ иона
VIB	Хром	Хром (II), или ион двухвалентного хрома	Cr^{2+}
		Хром (III), или ион трехвалентного хрома	Cr^{3+}
VIIB	Марганец	Марганец (II), или ион двухвалентного марганца	Mn^{2+}
		Марганец (III), или ион трехвалентного марганца	Mn^{3+}
VIIIB	Железо	Железо (II), или ион двухвалентного железа	Fe^{2+}
		Железо (III), или ион трехвалентного железа	Fe^{3+}
IB	Кобальт	Кобальт (II), или ион двухвалентного кобальта	Co^{2+}
		Кобальт (III), или ион трехвалентного кобальта	Co^{3+}
IVB	Медь	Медь (I), или ион одновалентной меди	Cu^{+}
		Медь (II), или ион двухвалентной меди	Cu^{2+}
IIB	Ртуть	Ртуть (I), или ион двухатомной двухвалентной ртути	Hg_2^{2+}
		Ртуть (II), или ион двухвалентной ртути	Hg^{2+}
IVA	Олово	Олово (II), или ион двухвалентного олова	Sn^{2+}
		Олово (IV), или ион четырехвалентного олова	Sn^{4+}
	Свинец	Свинец (II), или ион двухвалентного свинца	Pb^{2+}
		Свинец (IV), или ион четырехвалентного свинца	Pb^{4+}

Обратите внимание, что названия всех катионов приведены двумя способами. Согласно первому способу (общепринятому в настоящее время) название иона состоит из названия металла, за которым в скобках следует заряд иона, записанный римскими цифрами, например

хром (III). Устаревшие названия в основном являются более развернутыми, например “ион четырехвалентного свинца”. Когда элемент имеет несколько ионов (например, железо), то, как правило, пишется с указанием валентности (например, “ион двухвалентного железа”). (Более подробно о названиях ионов речь идет далее в главе, в разделе “Названия ионных соединений”).)

Многоатомные ионы

Ионы не всегда являются одноатомными, т.е. состоящими из единственного атома. Они могут быть и многоатомными, т.е. состоящими из группы атомов. Обратите внимание на ион ртути (I) (см. табл. 6.3). Его символ, Hg_2^{2+} , указывает на то, что два атома ртути связаны в один ион. Эта группа атомов имеет общий заряд $2+$, а каждый катион имеет заряд $1+$. Такие ионы называются *многоатомными*.

Многоатомные ионы считаются такими же, как и одноатомные (см. раздел “Названия ионных соединений” далее в главе). Некоторые важные многоатомные ионы перечислены в табл. 6.4.

Таблица 6.4. Многоатомные ионы

Название иона	Символ иона	Название иона	Символ иона
Сульфат	SO_4^{2-}	Гидросульфат	HSO_4^-
Сульфит	SO_3^{2-}	Ион ртути (I)	Hg_2^{2+}
Нитрат	NO_3^-	Аммоний	NH_4^+
Нитрит	NO_2^-	Фосфат	PO_4^{3-}
Гипохлорит	ClO^-	Карбонат	CO_3^{2-}
Хлорит	ClO_2^-	Перманганат	MnO_4^-
Хлорат	ClO_3^-	Цианид	CN^-
Перхлорат	ClO_4^-	Цианат	OCN^-
Ацетат	$C_2H_3O_2^-$	Тиоцианат	SCN^-
Хромат	CrO_4^{2-}	Оксалат	$C_2O_4^{2-}$
Дихромат	$Cr_2O_7^{2-}$	Тиосульфат	$S_2O_3^{2-}$
Арсенат	AsO_4^{3-}	Гидроксид	OH^-
Гидрофосфат	HPO_4^{2-}	Арсенит	AsO_3^{3-}
Дигидрофосфат	$H_2PO_4^-$	Пероксид	O_2^{2-}
Гидрокарбонат	HCO_3^-		

Символ иона сульфата, SO_4^{2-} , показывает, что один атом серы связан с четырьмя атомами кислорода и этот многоатомный ион имеет два лишних электрона.

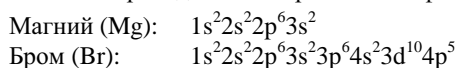
Скрепление ионов друг с другом: ионные соединения

Противоположно заряженные частицы (катион и анион) притягиваются друг к другу, образуя тем самым ионное соединение, например соль (см. раздел “Магия ионной связи: натрий + хлор = поваренная соль” ранее в главе). Только не забывайте об одном важном моменте: соединение должно быть нейтральным (или, как еще говорят, электронейтральным), т.е. количество положительных зарядов должно быть равно количеству отрицательных.

Взаимодействие магния с бромом

Предположим, вам нужно узнать *формулу*, или состав соединения, которое образуется в результате реакции магния с бромом. Для этого вначале запишите символы двух элементов (причем символ металла должен находиться слева), а затем добавьте к ним их заряды. (Пока забудьте о линиях пересечения. Если вы не знаете, что это такое, обратитесь к разделу “Использование правила пересечения” далее в главе.)

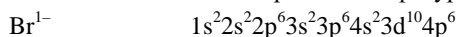
Ниже приведены электронные конфигурации для магния и брома.



У магния, щелочноземельного металла, есть два валентных электрона, которые он отдает, образуя катион с зарядом 2+. Электронная конфигурация катиона магния приведена ниже.



У брома, галогена, есть семь валентных электронов, поэтому ему нужен еще один электрон, чтобы заполнить внешний энергетический уровень и образовать анион брома с зарядом 1-. Ниже показана электронная конфигурация аниона брома.



Обратите внимание: если ион однозарядный (т.е. имеет один положительный или отрицательный заряд), то 1 обычно не пишется. В этом случае просто используется знак “+” или “-”, а 1 только подразумевается. Однако в примере с ионом брома я использую 1.

Итак, соединение должно быть электронейтральным: количество положительных зарядов должно быть равно количеству отрицательных, т.е. общий заряд соединения должен быть равен нулю. Ион магния имеет заряд 2+. Поэтому, чтобы уравновесить два положительных заряда магния, нужны два аниона брома, каждый из которых представляет собой отрицательный однозарядный ион. Таким образом, формулой соединения, образуемого во время реакции магния с бромом, является MgBr_2 .

Использование правила пересечения

Существует способ, позволяющий быстро определить формулу ионного соединения, — это *правило пересечения*.

Пример использования этого правила приведен на рис. 6.3. Возьмите численное значение, соответствующее верхнему индексу иона металла (при этом знак заряда учитывать не нужно), и поместите его в качестве нижнего индекса для символа, указывающего ион неметалла. Затем возьмите численное значение, указанное в виде верхнего индекса неметалла, и перенесите его в нижний индекс металла. (Как уже отмечалось, если численное значение равно 1, то оно не указывается, а просто подразумевается.) Таким образом, в нашем примере число 2, соответствующее заряду магния, становится нижним индексом брома, а число 1, соответст-

вующее заряду брома, становится нижним индексом магния. (Однако единицу в качестве нижнего индекса магния в формулу ставить не следует.) В результате получается формула бромида магния — MgBr_2 .

А что получится при взаимодействии алюминия и кислорода? Использование правила пересечения для этой реакции демонстрируется на рис. 6.4.

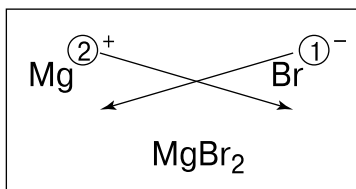


Рис. 6.3. Вывод формулы бромида магния

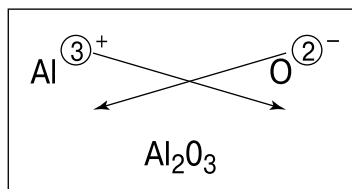


Рис. 6.4. Вывод формулы оксида алюминия

Правило пересечения справедливо и для многоатомных ионов. В качестве примера рассмотрим соединение, образованное катионом аммония и анионом сульфида.



Обратите внимание на то, что для нейтрализации отрицательного двухзарядного иона сульфида необходимо два иона аммония (т.е. два однозарядных положительных иона), поэтому ион аммония заключен в скобки и к нему в качестве нижнего индекса добавлено число 2.



Правило пересечения работает очень хорошо, но существует один нюанс. Предположим, нужно написать формулу соединения, образуемого при реакции кальция с кислородом. Кальций, щелочноземельный металл, образует катион $2+$, а кислород образует анион $2-$. Исходя из этого, можно предположить, что получится приведенная ниже формула.



Однако она неправильная. Применяя правило пересечения, необходимо, насколько это возможно, сокращать все нижние индексы на общий множитель. В нашем случае каждый индекс следует сократить на 2, и тогда получится правильная формула оксида кальция.



Названия ионных соединений

Согласно современным правилам, названия солей образуются из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Например, нужно дать название соединению Li_2S , образуемому при реакции лития с серой. Анионы бескислородных кислот принято называть в виде производного от латинского названия неметалла с суффиксом *-ид*. Таким образом, *sera* (по-латыни *sulfur*) становится *сульфидом*¹.

Li_2S — сульфид лития.

¹ В русскоязычной литературе встречаются два способа названий химических веществ (или два номенклатурных правила): русский и международный. В этой главе приводятся правила международной номенклатуры. — *Примеч. ред.*

К названиям ионных соединений, содержащих многоатомные ионы, применяется то же самое простое правило: к названию катиона добавляется название аниона (впрочем, к многоатомным анионам суффикс *-ид* прибавлять не следует).

$(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ — карбонат аммония.

K_3PO_4 — фосфат калия.

Когда в соединении входит переходный металл, который может иметь различную степень окисления, это соединение может иметь разные названия. (Различные степени окисления одного и того же металла более подробно описаны выше, в разделе “Положительные и отрицательные ионы: катионы и анионы”.) Допустим, нужно назвать соединение, образуемое катионом железа (III), Fe^{3+} , и цианид-анионом, CN^- . Более предпочтительным является метод, когда после названия металла в скобках указывают римскими цифрами заряд его иона: железо (III). Но в соответствии с более старым методом (он используется и в настоящее время, поэтому было бы неплохо его знать) название металла дается в более развернутом виде: степень его окисления указывается с помощью греческих числительных приставок, например *моно* означает валентность 1, *ди* — 2, *три* — 3, *тетра* — 4 и т.д. Теперь можно привести название нашего соединения.

$\text{Fe}(\text{CN})_3$ — цианид железа (III) или трицианид железа.

Иногда вычисление заряда иона может вызвать затруднения, особенно в случае многоатомных соединений. В качестве примера дадим название такому соединению, как $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2$.

В табл. 6.4 показано, что сульфат-ион имеет заряд 2-. Как видно из формулы, в ней два таких иона. Следовательно, в сумме получается четыре отрицательных заряда. Поскольку ион аммония имеет заряд 1+ (см. табл. 6.4), теперь можно вычислить, чему равен заряд катиона железа.

Ион	Заряд
Fe	?
NH_4	1+
$(\text{SO}_4)_2$	$(2-) \times 2$

Поскольку заряды аммония и сульфатной группы равны соответственно 1+ и 4-, чтобы соединение было нейтральным, заряд железа должен быть равен 3+. Другими словами, железо в этом соединении должно быть трехвалентным. Таким образом, соединение $\text{FeNH}_4(\text{SO}_4)_2$ можно назвать так: сульфат аммонийного железа (III).

И наконец, зная название соединения, можно вывести его формулу и определить заряд ионов, входящих в ее состав. Возьмем, например, такое название, как *оксид цинка*. Как известно, ионом цинка является Zn^{2+} , а ионом кислорода — O^{2-} . Используя правило пересечения, получим формулу оксида цинка — ZnO .

Электролиты и неэлектролиты

Когда кристалл соли, например хлорида натрия (см. рис. 6.2), попадает в воду, то расположенные на его поверхности ионы притягивают к себе молекулы воды. Но, если ионы притягивают к себе молекулы воды, то и молекулы воды с такой же силой притягивают к себе ионы. В то же время притянутые молекулы воды испытывают толчки со стороны других молекул. В итоге происходит отделение ионов от кристалла и их переход в раствор. (Более подробно о молекулах воды и о том, почему они притягивают ионы NaCl , речь идет в главе 7, “Ковалентные связи: поделимся по-братски”.) Катионы и анионы переходят в раствор, таким образом идет постепенное растворение кристалла. Обнаружить присутствие этих ионов можно с помощью прибора, который называется *тестером проводимости* (conductivity tester).

С помощью этого тестера проверяется, проводят ли электричество водные растворы тех или иных веществ. Прибор состоит из электрической лампочки, к которой присоединены два электрода. Лампочка не будет светить до тех пор, пока схему не замкнет какой-либо проводник, расположенный между электродами. (Проводник — это вещество, способное проводить электричество.) (Опыт следует проводить осторожно, поскольку схему можно замкнуть собственным пальцем и вас может поразить электрическим током!)

Если поместить электроды в чистую воду, то ничего не произойдет, так как вода не является проводником. Однако если поместить электроды в раствор NaCl, то лампочка загорится, поскольку ионы являются хорошими проводниками (т.е. переносят электроны от одного электрода к другому).

На самом деле можно обойтись и без воды. Если расплавить чистую поваренную соль NaCl (на это требуется очень много тепла!) и поместить в нее электроды, то можно обнаружить, что расплавленная поваренная соль также проводит электричество. Ионы соли, находящейся в расплавленном состоянии, так же свободно перемещаются и переносят электроны, как это происходит в ее водном растворе. Вещества, проводящие электрический ток своими ионами, называются *электролитами*. Электролитами являются соли, кислоты и основания при растворении в воде, а также многие расплавленные соли, оксиды и гидроксиды. А *неэлектролитами* называются вещества, которые в этих состояниях электричество не проводят.

Проверяя, является вещество электролитом или нет, ученые получают представление о связях, имеющихся в соединениях. Так, вещества с ионной связью ведут себя как электролиты. Однако лишённые ионов соединения с ковалентными связями (см. главу 7, “Ковалентные связи: поделимся по-братски”) обычно являются неэлектролитами. Типичный пример неэлектролита — обычный сахар, или сахароза. И в водном растворе, и в расплавленном состоянии сахар проводником не станет, поскольку он не распадается на ионы, которые участвуют в переносе электронов.