О. С. Габриелян

ХИМИЯ

8

класс

Учебник
для общеобразовательных
учебных заведений

Допущено
Министерством образования
Российской Федерации

6-е издание, стереотипное

ДРОФА
Москва · 2002

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72
Г12

Рецензенты:

Р. А. Лидин, доктор химических наук, профессор
В. Е. Кочурихин, кандидат химических наук
О. Ю. Гончарук, учитель химии школы № 1748 г. Москвы

Ключевые слова и словосочетания

Вопросы и упражнения

Габриелян О. С.
Г12 Химия. 8 класс: Учеб. для общеобразоват. учеб. заведений. — 6-е изд., стереотип. — М.: Дрофа, 2002. — 208 с.: ил.
ISBN 5—7107—5152—9

Учебник О. С. Габриеляна «Химия—8» содержит весь необходимый теоретический и практический материал для базового изучения курса химии в общеобразовательных учебных заведениях. Вместе с учебником «Химия—9» он составляет комплект, который может служить полным курсом химии для основной школы.

Язык изложения простой, образный, способствующий пониманию и усвоению химических знаний. Автор приводит многочисленные яркие, своеобразные примеры из повседневной жизни, литературы, истории. Химия — это интересно!

УДК 373.167.1:54
ББК 24.1я72

Учебное издание

Габриелян Олег Сергеевич

ХИМИЯ

8 класс

Учебник для общеобразовательных учебных заведений

Ответственный редактор *Н. В. Стрелецкая*
Редактор *А. В. Яшукова*. Художник *Г. М. Митронова*
Художественное оформление *А. М. Драговой*. Художественный редактор *С. И. Кравцова*. Компьютерная верстка *О. И. Колотова*
Технический редактор *В. Ф. Козлова*. Корректор *Е. Е. Никулина*

Изд. лиц. № 061622 от 07.10.97.

Подписано к печати 02.07.02. Формат 60x90 1/16. Бумага офсетная. Гарнитура «Школьная». Печать офсетная. Усл. печ. л. 13,0. Тираж 100 000 экз. Заказ № 1947.

ООО «Дрофа». 127018, Москва, Сущевский вал, 49.

По вопросам приобретения продукции издательства «Дрофа» обращаться по адресу: 127018, Москва, Сущевский вал, 49.
Тел.: (095) 795-05-50, 795-05-51. Факс: (095) 795-05-52.

Торговый дом «Школьник». 109172, Москва, ул. Малые Каменщики, д. 6. стр. 1А. Тел.: (095) 911-70-24, 912-15-16, 912-45-76.

Магазин «Переплетные птицы». 127018, Москва, ул. Октябрьская, д. 89, стр. 1. Тел.: (095) 912-45-76.

Отпечатано на ФГУП Тверской ордена Трудового Красного Знамени полиграфкомбинат детской литературы им. 50-летия СССР Министерства Российской Федерации по делам печати, телерадиовещания и средств массовых коммуникаций. 170040, г. Тверь, проспект 50-летия Октября, 46.

© О. С. Габриелян, 1997
© ООО «Дрофа», 1997
© ООО «Дрофа», 2001, с изменениями

ISBN 5—7107—5152—9

Введение

§ 1 Предмет химии. Вещества

Вы начинаете знакомиться с новым учебным предметом — **химией.**

А что изучает химия?

Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях.

Что же принято называть веществом? Попробуйте сами ответить на этот вопрос. Подумайте, что общего между предметами — физическими телами, изображенными на рисунке 1. Верно, все они сделаны из стекла. Вот стекло и является веществом.

Вещество — это то, из чего состоят физические тела.

Как вам известно из курса физики, многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Атомы так малы, что на острие иглы их может поместиться многие миллиарды. Тем не менее различают всего 109 видов атомов.

Определенный вид атомов называют химическим элементом.

Из отдельных изолированных атомов состоят такие вещества, как неон, аргон, криптон, гелий. Их еще называют благо-

Рис. 1. *Предметы (физические тела), изготовленные из одного и того же вещества (стекла)*

родными или инертными газами, потому что их атомы почти не соединяются друг с другом и с атомами других химических элементов. Совсем другое дело — атомы водорода. Они могут существовать поодиночке, как на Солнце, которое более чем наполовину состоит из отдельных водородных атомов. Могут соединяться в молекулы по два атома, образуя самый легкий газ, который, как и элемент, называют водородом. Атомы водорода могут также соединяться с атомами других химических элементов. Например, два атома водорода, соединяясь с одним атомом кислорода, образуют хорошо известное вещество — воду (рис. 2).

Аналогично, понятие химический элемент *кислород* объединяет изолированные атомы кислорода, кислород — простое вещество, молекулы которого состоят из двух кислородных атомов, и атомы кислорода, входящие в состав сложных веществ. Так, в состав молекул углекислого газа входят атомы кислорода и углерода, в состав молекул сахара — атомы углерода, водорода и кислорода.

Вещества, которые образованы атомами одного химического элемента, называются простыми.

Это водород, кислород, благородные газы, железо, медь, алюминий.

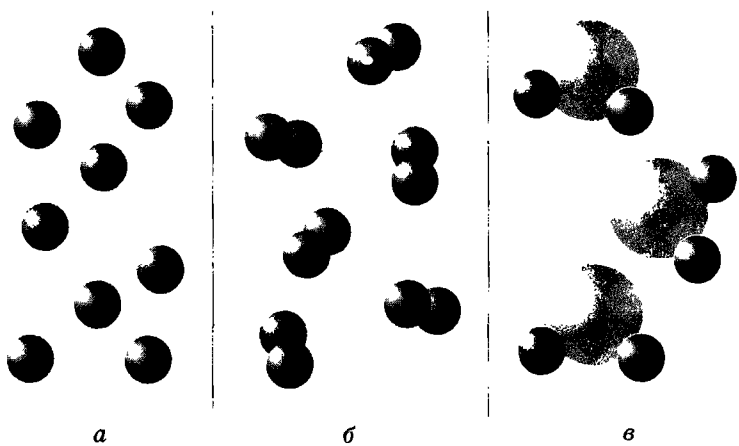


Рис. 2. *Формы существования химического элемента водорода: а — атомы водорода; б — молекулы водорода; в — атомы водорода в молекулах воды*

Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называются сложными.

Сложные вещества называют также химическими соединениями.
Это вода, углекислый газ, сахар.

Следовательно, химический элемент может существовать в трех формах: *свободные атомы, простые вещества* и *сложные вещества* (см. рис. 2). Понятие *химический элемент* более широкое, и его не нужно путать с понятием *простое вещество*, особенно если названия их совпадают. Например, когда говорят о том, что в состав кислот входит водород, то имеют в виду химический элемент, а когда говорят о том, что водород — экологически чистый вид топлива, то имеют в виду простое вещество.

Различные вещества отличаются друг от друга своими свойствами. Так, водород — это газ, очень легкий, без цвета, запаха, вкуса, имеет плотность 0,00009 г/см^3, кипит при температуре −253 °С, а плавится при температуре −259 °С и т. д. Эти свойства вещества называются ***физическими***.

Описать физические свойства вещества можно, воспользовавшись следующим планом:

1. В каком агрегатном состоянии — газообразном, жидком или твердом — находится вещество при данных условиях?
2. Какого цвета вещество? Имеет ли оно блеск?
3. Имеет ли вещество запах?
4. Какова твердость вещества по относительной шкале твердости? (См. справочники.)
5. Проявляет ли вещество пластичность, хрупкость, эластичность?
6. Растворяется ли вещество в воде?
7. Какова температура плавления и температура кипения вещества? (См. справочники.)
8. Какова плотность вещества? (См. справочники.)
9. Обладает ли вещество тепло- и электропроводностью? (См. справочники.)

Свойства веществ — это признаки, по которым одни вещества отличаются от других.

Зная свойства веществ, человек может использовать их с большой пользой для себя. Например, рассмотрим всем известное вещество алюминий.

Благодаря легкости и прочности алюминий и его сплавы применяются в самолето- и ракетостроении, недаром алюминий называют «крылатым металлом».

Легкость и хорошую электропроводность алюминия используют при изготовлении электрических проводов для линий электропередач (ЛЭП).

Теплопроводность и неядовитость важны при изготовлении алюминиевой посуды.

Неядовитость и пластичность позволяют широко применять тоненькие листы алюминия — фольгу — в качестве упаковочного материала для шоколадных плиток, чая, маргарина, молока, соков и других продуктов.

Алюминий способен гореть ослепительным пламенем, поэтому его используют при проведении красочных фейерверков и изготовлении бенгальских огней (вспомните рассказ Н. Носова «Бенгальские огни»). При горении алюминий превращается в другое вещество — оксид алюминия.

1. Предмет химии. 2. Вещества простые и сложные. 3. Свойства веществ. 4. Химический элемент и формы его существования: свободные атомы, простые вещества и соединения.

1 *Филео* (греч.) означает «люблю», *фобос* — «боюсь». Дайте объяснение современных терминов «хемофилия» и «хемофобия», отражающих резко противоположное отношение групп людей к химии. Кто из них прав? Обоснуйте свою точку зрения.

2 Обязательный атрибут бесконечного множества шпионских и прочих детективных произведений — цианистый калий, точнее, цианид калия, который обладает свойством парализовывать нервную систему, приводя тем самым жертву к мгновенной смерти. Приведите примеры свойств других химических веществ, которые используются в литературных произведениях.

3 Из приведенного перечня выпишите отдельно названия веществ и названия тел: медь, монета, стекло, стакан, ваза, керамика, проволока, алюминий. Воспользуйтесь подсказкой: к названию тела — существительному — можно подобрать относительное прилагательное, образованное от названия вещества, например: железо и гвоздь — железный гвоздь.

4 Выпишите, какие качественные прилагательные — легкий, круглый, длинный, тяжелый, твердый, пахучий, растворимый, увесистый, вогнутый, мягкий, жидкий, прозрачный — могут быть отнесены:
а) к веществам; б) к телам; в) к телам и веществам.
Приведите их примеры.

5 Укажите, где о кислороде говорится как об элементе, а где — как о простом веществе:
— кислород мало растворим в воде по объему;
— молекулы воды состоят из двух атомов водорода и одного атома кислорода;
— ввоздухе содержится 21% кислорода;
— кислород входит в состав углекислого газа атмосферы.

§ 2 Превращения веществ. Роль химии в нашей жизни

Нальем в пробирку 2 мл раствора соляной кислоты и опустим в нее небольшой кусочек мрамора. Раствор сразу «закипает» (в нем появляются пузырьки газа), а кусочек мрамора постепенно уменьшается и, наконец, совсем растворится. Пропустим образующийся газ через прозрачный раствор известковой воды. Она мутнеет. Вы, наверное, помните из курса природоведения, что так распознают углекислый газ. Если взять получившийся раствор и выпарить несколько капель его на часовом стекле или в фарфоровой чашечке, то они покроются беловатым налетом минеральной соли — хлорида кальция (вспомните аналогичную операцию, которую вы делали на уроках природоведения или ботаники, когда определяли состав почвы). Следовательно, при взаимодействии двух исходных веществ — соляной кислоты и мрамора — были получены совершенно новые вещества: углекислый газ и хлорид кальция.

Явления, в результате которых из одних веществ образуются другие, называются химическими явлениями или химическими реакциями.

К ним относятся горение веществ, коррозия (ржавление) металлов, помутнение известковой воды.

Физическими явлениями называются такие, при которых могут изменяться размеры, форма тел или агрегатное состояние веществ, но состав их остается постоянным.

Например, испарение или замерзание воды, распространение запаха духов или одеколона.

Итак, мы познакомились с тем, что изучает химия. Какова же ее роль в жизни человека? Она огромна. Если бы не было химии, не было бы современной металлургии, космические корабли не вырвались бы в космос, ведь горючее для их двигателей, прочные и жаростойкие материалы для их конструкций создают с помощью химии. Химики извлекают из минерального, животного и растительного сырья вещества одно другого чудесней и удивительней. Рождаются тысячи и десятки тысяч веществ, природе неизвестных. Это и синтетические волокна, и удивительные пластмассы, и моющие средства, и минеральные удобрения, и средства защиты растений, и волшебные лекарства, и многое, многое другое. С помощью химии человек создает вещества с заранее заданными свойствами, а из них производят продукты питания, одежду, обувь, технику, транспорт, современные средства связи и т. д.

Химическая промышленность развивается в настоящее время гораздо быстрее, чем любая другая, и в наибольшей степени определяет научно-технический прогресс.

Как никогда по-современному звучат слова великого русского ученого М. В. Ломоносова, сказанные им еще в XVIII в.: «Широко распростирает химия руки свои в дела человеческие...»

Однако производство таких нужных человеку продуктов химической промышленности, как металлы, пластмассы, серная кислота, аммиак, сода, этилен, нефтепродукты и многие другие, сопровождается загрязнением окружающей среды различными вредными веществами (отходами). Источниками такого загрязнения являются прежде всего тепловые электростанции, предприятия черной и цветной металлургии, горнодобывающей промышленности, химические заводы, предприятия для сжигания мусора, автомобильный транспорт. Они выбрасывают в мировой воздушный океан — атмосферу, которая не знает государственных границ, — такие опасные для жизни и здоровья людей, животных и растений вещества, как оксиды углерода, азота и серы, соединения металлов, хлора, различную пыль и др.

Шлаки металлургических производств и отвалы горнодобывающей промышленности занимают большие площади плодородной пахотной земли. А сколько природной воды становится непригодной для питья и жизни населяющих ее живых организмов из-за сливаемых в нее промышленных и бытовых сточных вод.

Следовательно, химия — это не только благо, это и химическое оружие, и загрязнение окружающей среды, и озоновые дыры, и повышенное содержание нитритов и нитратов в продуктах питания, и ряд других проблем. Виновны в этих бедах люди, использующие достижения химии во вред себе и нашему общему дому — планете Земля. Делают они это иногда сознательно, но очень часто просто от химической неграмотности. Понятно поэтому, как важно современному человеку знать и правильно использовать достижения современной химии.

1. Химические явления или реакции. 2. Физические явления. 3. Достижения химии и их правильное использование.

1 Приведите несколько примеров хорошо известных вам химических и физических явлений.

2 Стальные детали в результате длительного пребывания во влажной атмосфере покрываются ржавчиной. Как называется это явление? К физическим или химическим явлениям вы его отнесете? Почему?

3 Почему процессы горения веществ являются химическими? Приведите примеры практического применения процессов горения.

4 Назовите вещества, применяемые вами в быту, но не встречающиеся в неорганической и органической природе.

5 Приведите примеры веществ, использованных при создании автомобиля, и химических реакций, протекающих при его эксплуатации.

§ 3 Краткий очерк истории развития химии

Химия — очень древняя наука.

Химическое производство существовало уже за 3—4 тыс. лет до н. э. В Древнем Египте умели выплавлять из руд металлы (железо, свинец, медь, олово, сурьму), получать их сплавы,

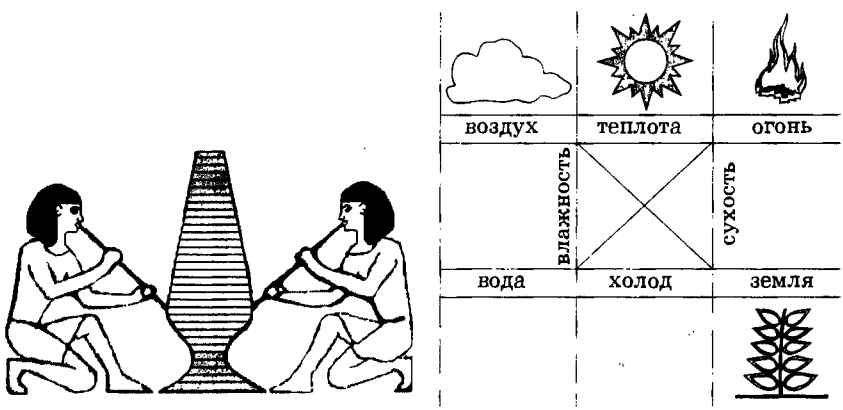
применяли золото, серебро, производили стекло, керамику, пигменты, краски, духи (рис. 3, *а*).

Первыми учеными-химиками были египетские жрецы. Они владели многими до сих пор неразгаданными химическими секретами. К ним, например, относятся приемы бальзамирования тел умерших фараонов и знатных египтян, а также способы получения некоторых красок. Так, изготовленные древними египетскими мастерами голубые и синие краски найденных при раскопках сосудов продолжают оставаться яркими, хотя со времени их изготовления прошло несколько тысяч лет.

Некоторые химические производства существовали в древности в Греции, Месопотамии, Индии, Китае.

В III в. до н. э. уже был собран и описан значительный экспериментальный материал. Например, в знаменитой Александрийской библиотеке, которая считалась одним из семи чудес света и насчитывала 700 тысяч рукописных книг, хранились и многие труды по химии. В них были описаны такие процессы, как прокаливание, возгонка, перегонка, фильтрование и др.

Накопленные отдельные химические сведения за много веков позволяли сделать и некоторые обобщения о природе веществ и явлений. Например, греческий философ **Демокрит**, живший в V в. до н. э., впервые высказал мысль о том, что все тела состоят из мельчайших, невидимых, неделимых и вечно движущихся твердых частиц материи, которые он назвал *атомами*. **Аристотель** в IV в. до н. э. считал, что в основе окружающей природы лежит вечная первоматерия, которой свой-



а *б*

Рис. 3. *Химия в древние века*:
а — древнеегипетские стеклодувы;
б — диаграмма Аристотеля «Четыре стихии и их взаимоотношения»

ственны четыре основных качества: теплота и холод, сухость и влажность (рис. 3, *б*). Эти четыре качества, по его мнению, могли быть отделены от первоматерии или прибавлены к ней в любом количестве.

Учение Аристотеля явилось идейной основой развития отдельной эпохи в истории химии, эпохи так называемой *алхимии*. В середине VII в. н. э. знания египтян и греков в области химии восприняли арабы; многие сведения по химии они заимствовали у сирийцев и китайцев. Происхождение слова «химия» спорно. *Хеми* — на коптском языке означает «черный, тайный». Это слово для народов, населявших пустыню, совпадало с обозначением самого Египта, ибо черная, плодородная земля долины Нила сильно отличалась от желтой почвы пустыни. Таким образом, для арабов химия стала *наукой черной земли*. Арабы снабдили это слово еще своей арабской приставкой *ал*, и таким образом сформировалось слово *алхимия*. Алхимия — это средневековое название химии, данное арабами. Однако, может быть, представление о чем-то черном относилось не только к цвету почвы, но также и к самой сути этой науки — темному и таинственному в те времена.

Другое толкование слова химия производят от греческого глагола *хюма* — «выливать», поскольку оно связано с металлургией — одной из первых по времени отраслей химии.

Как можно заметить, выяснение этимологии (происхождения) химических терминов имеет глубокий смысл — оно помогает выявить или историю, или практическое значение того, что обозначается химическим термином.

Цель алхимии — поиски путей превращения неблагородных металлов в благородные (золото и серебро) с помощью воображаемого вещества — философского камня. Многие алхимики занимались бесплодными поисками философского камня, который, по их мнению, мог также удлинить человеческую жизнь, обеспечить бессмертие или исцелить болезни. В поисках философского камня алхимики открыли много новых веществ, разработали способы их очистки, создали некоторое химическое оборудование. Большинством достижений алхимиков невозможно было воспользоваться: они держали свои методы в секрете, зашифровывали описания полученных веществ и проведенных опытов, так как преследовали цели обогащения.

Следует отметить, что на Руси алхимия особого распространения не имела, хотя трактаты алхимиков были известны, а некоторые даже переведены на церковнославянский язык.

Мало того, Московскому двору немецкий алхимик Ван Гейден предлагал свои услуги по приготовлению философского камня — как «из свинца и олова, железа, меди и ртути серебро и золото делать и что тому делу пристойно», — но царь Михаил Федорович после «расспроса» эти предложения отклонил.

То, что алхимия не получила распространения на Руси, объясняется тем, что деньги и золото на Руси начали широко применяться позже по сравнению с западными странами, так как здесь позднее происходил переход с оброка на денежную ренту. Кроме того, мистицизм, туманность целей и нереальность способов алхимии противоречили здравому смыслу и деловитости русских людей.

В начале VI в. алхимики стали использовать полученные ими данные для нужд промышленности и медицины. Реформатором в области горного дела и металлургии явился **Агрикола**, а в области медицины — **Парацельс**, который указывал, что «цель химии состоит не в изготовлении золота и серебра, а в изготовлении лекарств».

Химия на Руси развивалась преимущественно самобытно. В Киевской Руси осуществляли выплавку металлов, производство стекла, солей, красок, тканей. При Иване Грозном в Москве в 1581 г. была открыта аптека. При Петре I были построены купоросные и квасцовые заводы, первые химические мануфактуры, а в Москве насчитывалось уже восемь аптек. Дальнейшее развитие химии в России связано с работами **М. В. Ломоносова.**

М. В. Ломоносов производил опыты с накаливанием металлов в запаянных сосудах. Этими опытами он доказал, что масса веществ, полученных в результате опыта, была точно такой же, что и до его начала. На основании подобных опытов с точным взвешиванием веществ до и после реакции М. В. Ломоносов в 1748 г. впервые сформулировал важнейший закон химии — ***закон сохранения массы вещества в химических реакциях.*** В настоящее время этот закон формулируется так: ***масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате ее.***

Несколько позже французский ученый Антуан Лавуазье, проводя аналогичные опыты с применением точных методов взвешивания, пришел к такому же выводу.

Значительный вклад в развитие химии внесли выдающиеся русские ученые — А. М. Бутлеров и Д. И. Менделеев.

А. М. Бутлеров в 1861 г. создал теорию строения органических соединений, которая позволила привести в систему

огромное число органических веществ и без которой немыслимы были бы современные успехи в создании новых полимерных материалов. Продолжателями идей А. М. Бутлерова стали выдающиеся русские ученые: В. В. Марковников, А. А. Зайцев, А. Е. Фаворский, Е. Е. Вагнер, С. В. Лебедев, Н. Д. Зелинский и многие другие.

Д. И. Менделеев в 1869 г. открыл основополагающий закон химии, названный в его честь Периодическим законом химических элементов Д. И. Менделеева, и создал на его основе стройную научную классификацию химических элементов — Периодическую систему.

Точки зрения на происхождение слова *химия*.

1. *Хеме* (египет.) — «черная» (земля). Это древнее название Египта, где зародилась наука химия.

2. *Кеме* (египет.) — «черная» (наука). Алхимия как темная, дьявольская наука (сравнить с чернокнижием — колдовством, основанным на действии нечистой силы).

3. *Хюма* (древнегреч.) — «литье» металлов (глагол *хео* — «лью»). Того же корня и греч. *хюмос* — «сок».

4. *Ким* (древнекитайск.) — «золото». Тогда химию можно толковать как златоделие.

1 Изучив происхождение слова *химия*, составьте рассказ о химии и ее значении в истории древних цивилизаций.

2 Немецкий поэт Себастьян Брант в XV в. писал в сатирической поэме «Корабль дураков»:

Алхимия примером служит
Тому, как плутни с дурью дружат...
Сказал нам Аристотель вещий:
«Неизменяема суть вещи»,
Алхимик же в ученом бреде
Выводит золото из меди...

Дайте свою оценку этого отрывка.

3 Англичанин Бен Джонс в пьесе «Алхимик» (XVI—XVII вв.) писал:

...Сегодня
Я должен приготовить талисман,
Наш перл творения — философский камень...

Какие свойства приписывали алхимики философскому камню?

4 Какими чертами русского характера, по вашему мнению, объясняется тот факт, что величайшие обобщения в химии были сделаны именно русскими химиками: М. В. Ломо-

носов открыл закон сохранения массы веществ, А. М. Бутлеров создал теорию строения органических соединений, а Д. И. Менделеев сформулировал Периодический закон и разработал Периодическую систему химических элементов?

5 Приготовьте небольшие сообщения (по выбору) о жизни и деятельности М. В. Ломоносова, А. М. Бутлерова, Д. И. Менделеева.

6 Назовите литературные произведения, в которых описываются опыты алхимиков и философский камень.

§ 4 Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Знаки химических элементов

Гениального русского химика Д. И. Менделеева всю жизнь отличало вечно молодое и горячее стремление к познанию неведомого. Это стремление, а также глубочайшие и обширнейшие знания в сочетании с безошибочной научной интуицией и позволили Дмитрию Ивановичу создать стройную и строго научную классификацию химических элементов, его знаменитую Периодическую систему.

Периодическую систему можно представить в виде большого дома, в котором «дружно живут» абсолютно все химические элементы, известные человеку. Чтобы уметь пользоваться Периодической системой, необходимо изучить химический алфавит, то есть знаки химических элементов. С их помощью вы научитесь писать слова — химические формулы, а на их основе сможете записывать предложения — уравнения химических реакций.

Каждый химический элемент в Периодической системе (таблице) Менделеева обозначается своим ***химическим знаком***, или ***символом***. В качестве символов, по предложению шведского химика Й. Берцелиуса были приняты в большинстве случаев начальные буквы латинских названий химических элементов. Так, водород (латинское название *Hydrogenium* — гидрогениум) обозначают буквой H (читается «аш»), кислород (латинское название *Oxygenium* — оксигениум) — буквой O (читается «о»), углерод (латинское название *Carboneum* — карбонеум) — C (читается «цэ»).

На букву «С» начинаются латинские названия еще нескольких химических элементов: кальция (*Calcium*), меди (*Cuprum*), кобальта (*Cobaltum*) и др. Чтобы их различить, Берцелиус предложил к начальной букве латинского названия добавлять еще одну из последующих букв названия. Так, химический знак кальция записывается символом Ca (читается «кальций»), меди — Cu (читается «купрум»), кобальта — Co (читается «кобальт»).

В названиях одних химических элементов отражены важнейшие свойства элементов, например, водород — *рождающий воду*, кислород — *рождающий кислоты*, фосфор — *несущий свет* и т. д.

Другие элементы названы в честь планет Солнечной системы — селен и теллур (от греческого *Селена* — Луна и *Теллурис* — Земля), уран, нептуний, плутоний.

Отдельные названия заимствованы из мифологии. Например, тантал. Так звали любимого сына Зевса. За преступления перед богами Тантал был сурово наказан. Он стоял по горло в воде, и над ним свисали ветви с сочными, ароматными плодами. Однако, едва он хотел напиться, как вода утекала от него, едва желал утолить голод и протягивал руку к плодам — ветви отклонялись в сторону. Пытаясь выделить тантал из руд, химики испытали не меньше мучений.

Некоторые элементы были названы в честь различных государств или частей света. Например, германий, галлий (Галлия — старинное название Франции), полоний (в честь Польши), скандий (в честь Скандинавии), франций, рутений (Рутения — латинское название России), европий и америций. Вот элементы, названные в честь городов: гафний (в честь Копенгагена), лютеций (так в старину именовали Париж), берклий (в честь города Беркли в США), иттрий, тербий, эрбий, иттербий (названия этих элементов происходят от Иттерби — маленького города в Швеции, где впервые был обнаружен минерал, содержащий эти элементы).

Наконец, в названиях элементов увековечены имена великих ученых: кюрий, фермий, эйнштейний, менделевий, лоуренсий.

Каждому химическому элементу отведена в таблице Менделеева, в общем доме всех элементов, своя квартира со строго определенным номером. Глубокий смысл этого номера вам раскроется при дальнейшем изучении химии. Так же строго распределена и этажность этих квартир — периоды, в которых

«живут» элементы. Как и порядковый номер элемента (номер «квартиры»), номер периода («этажа») таит в себе важнейшую информацию о строении атомов химических элементов. По горизонтали — «этажности» — Периодическая система делится на **семь периодов**:

I период включает в себя два элемента: водород H и гелий He;

II период начинается литием Li и оканчивается неоном Ne (8 элементов);

III период начинается натрием Na и оканчивается аргоном Ar (8 элементов).

Три первых периода, состоящие каждый из одного ряда, называются *малыми периодами*.

Периоды IV, V, VI включают по два ряда элементов и называются *большими периодами*; IV и V периоды содержат по 18 элементов, VI — 32 элемента;

VII период — незаконченный, состоит пока из одного ряда.

Обратите внимание на «подвальные этажи» Периодической системы — там «живут» по 14 элементов-близнецов, удивительно похожие по своим свойствам одни на лантан (La), другие на актиний (Ac), которые представляют их на верхних «этажах» системы: в VI и VII периодах.

По вертикали химические элементы, «живущие» в сходных по свойствам «квартирах», располагаются друг под другом в вертикальных столбцах — группах, которых в периодической таблице восемь.

Каждая группа состоит из двух *подгрупп — главной* и *побочной*. Подгруппа, в которую входят элементы и малых, и больших периодов, называется *главной подгруппой*. Подгруппа, в которую входят элементы только больших периодов, называется *побочной подгруппой*. Так, в главную подгруппу I группы входят литий, натрий, калий, рубидий и франций — это подгруппа лития Li; побочная подгруппа этой группы образована медью, серебром и золотом — это подгруппа меди Cu.

В заключение отметим, что подобно 33 буквам русского алфавита, которые, соединяясь в различные комбинации, образуют десятки тысяч слов, так и 109 химических элементов в различных сочетаниях создают все богатство мира веществ, насчитывающего сейчас более 10 миллионов наименований. Постарайтесь усвоить закономерности образования слов — химических формул, и тогда мир веществ откроется перед вами во всем своем красочном многообразии.

Но для этого вначале выучите следующие символы-буквы химических элементов (табл. 1).

Названия некоторых химических элементов Таблица 1

Название химического элемента	Химический символ	Произношение химического символа
Азот	N	Эн
Алюминий	Al	Алюминий
Водород	H	Аш
Железо	Fe	Феррум
Калий	K	Калий
Кальций	Ca	Кальций
Кислород	O	О
Кремний	Si	Силициум
Магний	Mg	Магний
Марганец	Mn	Марганец
Медь	Cu	Купрум
Натрий	Na	Натрий
Сера	S	Эс
Серебро	Ag	Аргентум
Углерод	C	Цэ
Фосфор	P	Пэ
Хлор	Cl	Хлор
Цинк	Zn	Цинк

1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. 2. Периоды большие и малые. 3. Группы и подгруппы — главная и побочная. 4. Символы химических элементов.

1 Пользуясь словарями (этимологическим, энциклопедическим и химических терминов), назовите, какие важнейшие свойства отражены в названиях химических элементов: бром (Br), азот (N), фтор (F).

2 Подумайте, как в названии химических элементов титана и ванадия отражено влияние древнегреческих мифов.

3 Почему золото назвали — аурум (Au), а серебро — аргентум (Ag)?

4 Расскажите историю открытия какого-либо (по вашему выбору) химического элемента и объясните этимологию его названия.

5 Запишите «домашний адрес», то есть положение в Периодической системе Д. И. Менделеева (номер периода и его вид — большой или малый, номер группы и тип подгруппы — главная или побочная, номер элемента), для следующих химических элементов: кальций, цинк, сурьма, тантал, европий.

§ 5 Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы

Состав простых и сложных веществ химики всего мира отражают очень красиво и лаконично в виде химических формул. Химические формулы — это аналоги слов, которые записываются с помощью букв — знаков химических элементов.

Выразим с помощью химических символов состав самого распространенного вещества на Земле — воды. В молекулу воды входят два атома водорода и один атом кислорода. Теперь переведем это предложение в химическую формулу с помощью химических символов (водорода — H и кислорода — O). Число атомов в формуле запишем с помощью индексов-цифр, стоящих справа внизу от химического символа (индекс 1 для кислорода не пишут): H_2O (читается «аш-два-о»).

Формулы простых веществ водорода и кислорода, молекулы которых состоят из двух одинаковых атомов, записывают так: H_2 (читается «аш-два») и O_2 (читается «о-два») (рис. 4).

Чтобы отразить число молекул, пользуются коэффициентами, которые пишут перед химическими формулами, например запись $2CO_2$ (читается «два-цэ-о-два») означает, что имеют в виду две молекулы углекислого газа, каждая из которых состоит из одного атома углерода и двух атомов кислорода.

Аналогично записывают коэффициенты, когда указывают число свободных атомов химического элемента. Например, нам

нужно записать выражение: пять атомов железа и семь атомов кислорода. Делается это следующим образом:

$$5Fe;\ 7O.$$

Размеры молекул, а тем более атомов настолько малы, что их невозможно рассмотреть даже в лучшие оптические микроскопы, дающие увеличение в 5—6 тысяч раз. Их невозможно рассмотреть и в электронные микроскопы, дающие увеличение в 40 тысяч раз. Естественно, что ничтожно малому размеру молекул и атомов соответствуют и ничтожно малые их массы. Ученые рассчитали, например, что масса атома водорода равна 0,000 000 000 000 000 000 000 001 674 г, что можно представить как $1{,}674 \cdot 10^{-24}$ г, масса атома кислорода равна 0,000 000 000 000 000 000 000 026 667 г, или $2{,}667 \cdot 10^{-23}$ г, масса атома углерода равна $1{,}993 \cdot 10^{-23}$ г, а масса молекулы воды равна $3{,}002 \cdot 10^{-23}$ г.

Давайте рассчитаем, во сколько раз масса атома кислорода больше массы атома водорода, самого легкого элемента:

$$\frac{2{,}6667 \cdot 10^{-23}\ \text{г}}{0{,}1674 \cdot 10^{-23}\ \text{г}},\ \text{то есть в 16 раз.}$$

Аналогично, масса атома углерода больше массы атома водорода в 12 раз:

$$\frac{1{,}993 \cdot 10^{-23}\ \text{г}}{0{,}1674 \cdot 10^{-23}\ \text{г}} = 12.$$

Масса молекулы воды больше массы атома водорода в 18 раз. Величину, которая показывает, во сколько раз масса атома данного химического элемента больше массы атома водорода, называют *относительной атомной массой*. Ученые-физики и ученые-химики придерживаются мнения, что относительной атомной массой элемента нужно считать величину, показы-

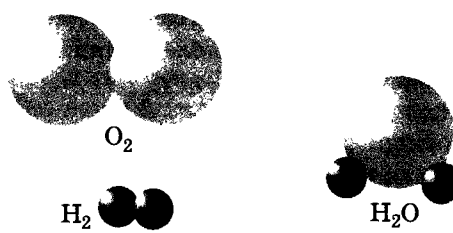


Рис. 4. *Схематическое изображение молекул кислорода, водорода и воды*

вающую, во сколько раз масса его атома больше $^1/_{12}$ массы атома углерода. Относительную атомную массу обозначают A_r, где r — начальная буква английского слова *relative*, что означает «относительный». Например,

$$A_r(O) = 16, A_r(C) = 12, A_r(H) = 1.$$

Значения относительных атомных масс указаны в таблице Менделеева под химическими знаками элементов.

Аналогично, относительную молекулярную массу вещества обозначают M_r, например $M_r(H_2O) = 18$.

A_r и M_r — величины, которые не имеют единиц измерения.

Чтобы узнать относительную молекулярную массу вещества, не обязательно делить массу его молекулы на массу атома водорода. Нужно просто сложить относительные атомные массы элементов, образующих вещество, с учетом числа атомов, например:

$$M_r(H_2O) = 2A_r(H) + A_r(O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18,$$
$$M_r(CO_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44.$$

1. Химическая формула. 2. Индексы и коэффициенты. 3. Относительная атомная масса (A_r). 4. Относительная молекулярная масса (M_r).

1 Что называется относительной молекулярной массой?

2 Почему A_r и M_r не имеют единиц измерения?

3 Что означают записи: 3H; $2H_2O$; $5O_2$?

4 Запишите формулу сахара, если известно, что в состав его молекулы входят двенадцать атомов углерода, двадцать два атома водорода и одиннадцать атомов кислорода.

5 О какой форме существования химического элемента кислорода говорит каждая из следующих записей:

$$3O;\ 5O_2;\ 4CO_2?$$

Глава первая

Атомы химических элементов

§ 6 Основные сведения о строении атомов

Вы уже знаете, что любой химический элемент, как правило, может существовать в трех формах: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества. Рассмотрим первую форму — *свободные атомы*.

Понятие *атом* возникло еще в античном мире для обозначения частиц вещества. В переводе с греческого *атом* означает «неделимый».

Ирландский физик Стони на основании опытов пришел к выводу, что электричество переносится мельчайшими частицами, существующими в атомах всех химических элементов. В 1891 г. Стони предложил эти частицы назвать *электронами*, что означает по-гречески «янтарь».

Через несколько лет после того, как электрон получил свое название, английский физик Джозеф Томсон и французский физик Жан Перрен доказали, что электроны несут на себе отрицательный заряд. Это наименьший отрицательный заряд, который в химии принят за единицу (−1), а Томсон даже сумел определить скорость движения электрона (она равна скорости света — 300 000 км/с) и массу электрона (она почти в 2000 раз меньше массы атома водорода).

Томсон и Перрен соединяли полюса источника тока с двумя металлическими пластинами — катодом и анодом, впаянными в стеклянную трубку, из которой был откачан воздух (рис. 5). При подаче на пластины-электроды напряжения около 10 тысяч вольт в трубке вспыхивал светящийся разряд, а от катода (отрицательного полюса) к аноду (положительному полюсу) летели частицы, которые ученые сначала назвали *катодными лучами*, а затем выяснили, что это был поток электронов. Электроны, ударяясь об особые вещества, нанесенные, например, на экран телевизора, вызывают свечение.

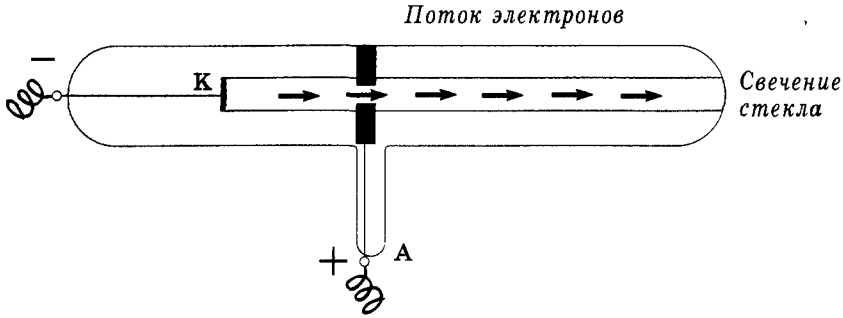


Рис. 5. *Катодная трубка Томсона*

Был сделан вывод — электроны вырываются из атомов материала, из которого сделан катод.

Свободные электроны или поток их можно получить и другими способами, например при накаливании металлической проволоки или при падении света на металлы, образованные элементами главной подгруппы I группы таблицы Менделеева, например цезий.

Но не только электроны входят в состав атомов.

Физик Анри Беккерель обнаружил, что природный минерал, содержащий соль урана, тоже испускает неведомое излучение, засвечивая фотопластинки, закрытые от света. Это явление было названо ***радиоактивностью***.

Различают три вида радиоактивных лучей (рис. 6):

α-лучи, которые состоят из α-частиц, имеющих заряд в 2 раза больше заряда электрона, но с положительным знаком, и массу в 4 раза больше массы атома водорода;

β-лучи представляют собой поток электронов;

γ-лучи — это электромагнитные волны с ничтожно малой массой и не несущие электрического заряда.

Следовательно, ***атом имеет сложное строение*** — состоит из положительно заряженного ядра и электронов.

Как же устроен атом?

В 1910 г. в Кембридже, близ Лондона, Эрнест Резерфорд со своими учениками и коллегами изучал рассеивание α-частиц, проходящих через тоненькую золотую фольгу и падавших на экран. Альфа-частицы обычно чуть отклонялись от первоначального направления, всего на один градус, подтверждая, казалось бы, равномерность и однородность свойств атомов золота. И вдруг — о чудо! — исследователи заметили, что некоторые

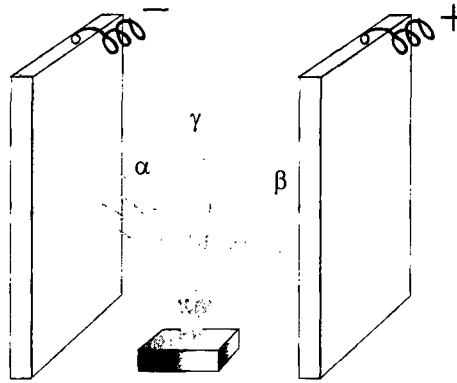


Рис. 6. *Расщепление радиоактивного излучения в электрическом поле*

α-частицы резко меняли направление своего пути, будто наталкивались на какую-то преграду.

Разместив экран перед фольгой, Резерфорд сумел обнаружить даже те редчайшие случаи, когда α-частицы, отразившись от атомов золота, летели прямо в противоположных направлениях.

Расчеты показали, что наблюдаемые ими явления могли произойти, если бы вся масса атома и весь его положительный заряд были сосредоточены в крохотном центральном ядре. Радиус ядра, как выяснилось, в 100 000 раз меньше радиуса всего атома, той его области, в которой находятся электроны, имеющие отрицательный заряд. Если применить образное сравнение, то весь объем атома можно уподобить стадиону в Лужниках, а ядро — футбольному мячу, положенному в центр поля.

Атом любого химического элемента — как бы крохотная Солнечная система. Поэтому такую модель атома, предложенную Резерфордом, называют ***планетарной***.

Но и это не все. Оказывается, и крошечное атомное ядро, в котором сосредоточена вся масса атома, состоит из частиц двух видов — протонов и нейтронов.

Протоны имеют заряд, равный заряду электронов, но противоположный по знаку (+1), и массу, равную массе атома водорода (она принята в химии за единицу). Обозначаются протоны знаком ^1_1p (или p^+). ***Нейтроны*** не несут заряда, они нейтральны и имеют массу, равную массе протона, то есть 1. Обозначают нейтроны знаком ^1_0n (или n^0).

Сумма числа протонов и нейтронов в атоме называется ***массовым числом***. Например, массовое число атома алюминия:

13	+	14	=	27
число протонов		число нейтронов		массовое число

Так как массой электрона, ничтожно малой, можно пренебречь, то очевидно, что в ядре сосредоточена вся масса атома. Электроны обозначают $\bar{e}$.

Поскольку атом электронейтрален, то также очевидно, что *число протонов и электронов в атоме одинаково. Оно равно порядковому номеру химического элемента*, присвоенному ему в Периодической системе. Например, в ядре атома железа содержится 26 протонов, а вокруг ядра вращается 26 электронов.

А как определить число нейтронов?

Как вам уже известно, масса атома складывается из массы протонов и нейтронов. Зная порядковый номер элемента (Z), то есть число протонов, и массовое число (A), равное сумме чисел протонов и нейтронов, можно найти число нейтронов (N) по формуле:

$$N = A - Z.$$

Например, число нейтронов в атоме железа равно:

$$56 - 26 = 30.$$

1. Атом — сложная нейтральная частица, состоящая из протонов, электронов и нейтронов. 2. Некоторые характеристики этих частиц приведены в таблице 2. 3. Вся масса атома сосредоточена в его ядре, объем которого чрезвычайно мал по сравнению с объемом атома. 4. Атом — электронейтрален, так как содержит одинаковое число протонов и электронов, равное порядковому номеру химического элемента.

1 Какие научные открытия доказали, что атом — сложная частичка, что он делим?

2 Объясните слова А. М. Бутлерова, который задолго до открытия Беккереля писал: «Атомы не неделимы по своей природе, а неделимы только доступными нам ныне средствами...»

3 Определите число протонов, электронов и нейтронов для атомов элементов: магния, фосфора, золота.

4 Пользуясь этимологическим словарем, объясните, почему планетарную модель строения атома, предложенную Резерфордом, называют также ***нуклеарной***. Почему протоны и нейтроны вместе называют ***нуклонами***?

5 Порядковый номер химического элемента равен 35. Какой это элемент? Чему равен заряд ядра его атома? Сколько протонов, электронов и нейтронов содержит его атом?

Основные характеристики элементарных частиц

Таблица 2

Частица и ее обозначение	Масса	Заряд	Примечание
Протон — p^+	1	+1	Число протонов равно порядковому номеру элемента
Нейтрон — n^0	1	0	Число нейтронов находят по формуле: $N = A - Z$
Электрон — $\bar{e}$	$\frac{1}{1837}$	−1	Число электронов равно порядковому номеру элемента

§ 7 Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы

Итак, мы выяснили, что атом — мельчайшая частица химического элемента — оказался сложным и уникальным образованием природы, построенным из трех видов элементарных частиц — протонов, нейтронов и электронов.

Положение химического элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева зависит от величины заряда ядра атома, то есть от числа протонов в нем. Попробуем представить себе, что будет, если изменить число протонов в ядре, то есть заряд атомного ядра. Конечно же получатся из исходного элемента совсем другие химические элементы. Такие процессы называются ***ядерными*** и происходят, например, на Солнце, где ядра атомов водорода соединяются и образуют ядра атомов гелия. Эти

процессы протекают с выделением огромного количества энергии, за счет которой и существует жизнь на Земле. Подобные процессы человек научился проводить и на Земле. Мечта алхимиков о превращении неблагородных элементов в золото стала возможной. Но чтобы эти процессы протекали, нужно затратить громадную энергию, и такое золото будет стоить в сотни раз дороже добываемого обычными способами.

Теперь, если, не меняя число протонов в атоме химического элемента, то есть заряд ядра, изменить число нейтронов, то логично предположить, что положение химического элемента в Периодической системе не изменится, то есть из исходного химического элемента не образуется нового элемента. Это будет все тот же химический элемент, но атомы его будут отличаться от исходных своей массой.

Разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называются изотопами.

Слово *изотоп* состоит из двух греческих слов: *изос* — «один» и *топос* — «место», обозначает «занимающий одно место» (клетку) в Периодической системе элементов.

Химические элементы, встречающиеся в природе, являются смесью изотопов. Так, углерод имеет три изотопа с массой 12, 13 и 14; кислород — три изотопа с массой 16, 17 и 18 и т. д.

Обычно приводимая в Периодической системе относительная атомная масса химического элемента является средним значением атомных масс природной смеси изотопов данного элемента с учетом их относительного содержания в природе, поэтому их значения довольно часто имеют дробные значения. Например, атомы природного хлора представляют собой смесь двух изотопов с массой 35 (их в природе 75%) и 37 (их 25%); следовательно, относительная атомная масса хлора равна 35,5. Изотопы хлора записываются так:

$$^{35}_{17}Cl \text{ и } ^{37}_{17}Cl.$$

Химические свойства изотопов хлора совершенно одинаковы, как и изотопов большинства химических элементов, например калия, аргона:

$$^{39}_{19}K \text{ и } ^{40}_{19}K,\ ^{39}_{18}Ar \text{ и } ^{40}_{18}Ar.$$

Однако изотопы водорода сильно различаются по свойствам из-за резкого кратного увеличения их относительной атомной массы; им даже присвоены индивидуальные названия и химические знаки: протий — $^{1}_{1}H$; дейтерий — $^{2}_{1}H$, или $^{2}_{1}D$; тритий — $^{3}_{1}H$, или $^{3}_{1}T$ (рис. 7).

Теперь мы можем дать современное, более строгое и научное определение химическому элементу.

Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

1. Ядерные процессы. 2. Превращения элемента. 3. Изотопы. 4. Изотопы водорода.

1 Как вы думаете, почему проявляют разные свойства изотопы $^{40}_{19}K$ и $^{40}_{18}Ar$?

2 Почему в Периодической системе Д. И. Менделеева относительная атомная масса аргона близка к 40, а калия — к 39?

3 Пользуясь названиями элементарных частиц, из которых состоят атомные ядра, попробуйте дать другое определение изотопов.

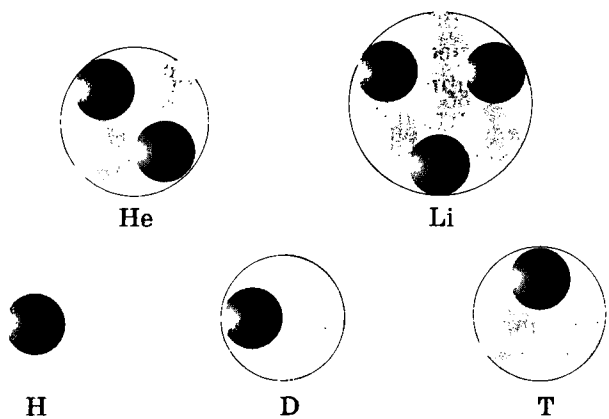


Рис. 7. *Схема ядер атомов (черные кружки — протоны, голубые — нейтроны)*

4 Почему изотопы хлора одинаковы между собой по свойствам, тогда как изотопы водорода разнятся?

5 Почему дейтериевую воду D_2O называют тяжелой водой? Приготовьте сообщение «Сравнение свойств легкой и тяжелой воды», пользуясь дополнительной литературой.

6 Найдите в Периодической системе химических элементов три пары элементов, у которых подобно паре Ar — K вначале расположен элемент с большим значением относительной атомной массы.

§ 8 Строение электронных оболочек атомов

Мы выяснили, что сердце атома — это его ядро. Вокруг него располагаются электроны. Они не могут быть неподвижны, так как немедленно упали бы на ядро.

В начале XX в. была принята ***планетарная модель строения атома***, согласно которой вокруг очень малого по размерам положительного ядра движутся электроны, подобно планетам вокруг Солнца. Дальнейшие исследования показали, что строение атома значительно сложнее. Проблема строения атома остается актуальной и для современной науки.

Элементарные частицы, ядро атома, атом, молекула — все это объекты микромира, не наблюдаемого нами. В нем действуют иные законы, чем в макромире, объекты которого мы можем наблюдать или непосредственно, или с помощью приборов (микроскоп, телескоп и т. д.). Поэтому, обсуждая далее строение электронных оболочек атомов, будем понимать, что мы создаем свое представление (модель), которое в значительной степени соответствует современным взглядам, хотя и не является абсолютно таким же, как у ученого-химика. Наша модель упрощена.

Электроны, двигаясь вокруг ядра атома, образуют в совокупности его ***электронную оболочку***. Число электронов в оболочке атома равно, как вы уже знаете, числу протонов в ядре атома и определяется порядковым или атомным номером элемента в таблице Д. И. Менделеева. Так, электронная оболочка атома водорода состоит из одного электрона, хлора — из семнадцати, золота — из семидесяти девяти. Как же движутся электроны? Хаотически, подобно мошкам вокруг горящей лампочки?

Или же в каком-то определенном порядке? Оказывается, именно в определенном порядке.

Электроны в атоме различаются своей энергией. Как показывают опыты, одни из них притягиваются к ядру сильнее, другие — слабее. Главная причина этого заключается в разном удалении электронов от ядра атома. Чем ближе электроны к ядру, тем они прочнее связаны с ним, и их труднее вырвать из электронной оболочки, а вот чем дальше они от ядер, тем легче их оторвать. Очевидно, что по мере удаления от ядра атома запас энергии электрона увеличивается (рис. 8).

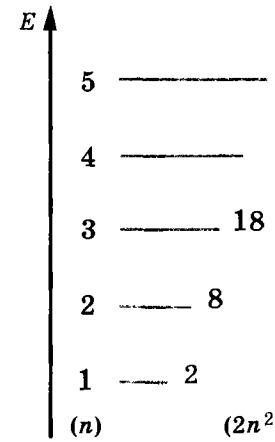


Рис. 8. *Максимальное число электронов на энергетическом уровне*

Электроны, движущиеся вблизи ядра, как бы загораживают (экранируют) ядро от других электронов, которые притягиваются к ядру слабее и движутся на большем удалении от него. Так образуются ***электронные слои*** в электронной оболочке атома. Каждый электронный слой состоит из электронов с близкими значениями энергии; поэтому электронные слои называют еще ***энергетическими уровнями***. Мы далее так и будем говорить: «Электрон находится на определенном энергетическом уровне».

Число энергетических уровней равно номеру периода в таблице Д. И. Менделеева, в котором находится химический элемент. Значит, электронная оболочка атомов первого периода содержит один энергетический уровень, второго период — два, третьего — три и т. д. Например, в атоме азота она состоит из двух энергетических уровней, а в атоме магния — из трех:

Максимальное (наибольшее) число электронов, находящихся на энергетическом уровне, можно определить по формуле: $2n^2$, где n — номер уровня. Следовательно, *первый* энергетический уровень заполнен при наличии на нем двух электронов ($2 \cdot 1^2 = 2$);

второй — при наличии восьми электронов ($2 \cdot 2^2 = 8$); *третий* — восемнадцати и т. д. В курсе химии 8—9 классов мы будем рассматривать элементы только первых трех периодов, поэтому с завершенным третьим энергетическим уровнем у атомов мы не встретимся.

Число электронов на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки атома равно номеру группы для химических элементов главных подгрупп.

Теперь мы можем составить схемы строения электронных оболочек атомов, руководствуясь следующим планом:

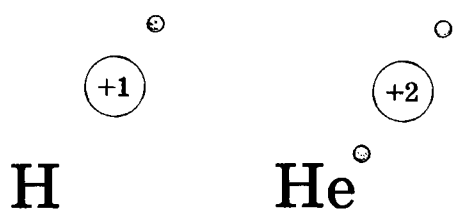
а) определим общее число электронов на оболочке по порядковому номеру элемента;

б) определим число энергетических уровней в электронной оболочке по номеру периода;

в) определим число электронов на каждом энергетическом уровне (на 1-м — не больше двух; на 2-м — не более восьми, на внешнем уровне число электронов равно номеру группы — для элементов главных подгрупп).

Ядро атома водорода имеет заряд (+1), то есть содержит только один протон, соответственно только один электрон на единственном энергетическом уровне. Схематично это представлено ниже, записывается с помощью электронной формулы следующим образом:

$$_{+1}H\ 1\bar{e}.$$



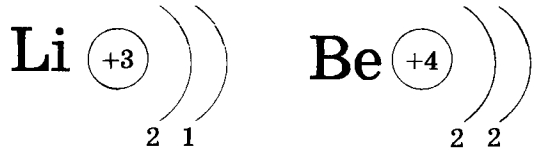
Следующий элемент I периода гелий. Ядро атома гелия имеет заряд (+2). У него на энергетическом уровне имеются уже два электрона:

$$_{+2}He\ 2\bar{e}.$$

На первом энергетическом уровне могут поместиться только два электрона и никак не больше — он полностью завершен. Потому-то I период системы Менделеева и состоит из двух элементов.

У атома лития, элемента II периода, появляется еще один энергетический уровень, на который и «отправится» третий электрон:

$$_{+3}Li\ 2\bar{e},\ 1\bar{e}.$$



У атома бериллия на второй уровень «попадает» еще один электрон:

$$_{+4}Be\ 2\bar{e},\ 2\bar{e}.$$

Атом бора на внешнем уровне имеет три электрона, а атом углерода — четыре электрона; ...атом фтора — семь электронов, атом неона — восемь электронов:

$$_{+10}Ne\ 2\bar{e},\ 8\bar{e}.$$

Второй уровень может вместить только восемь электронов, и поэтому он завершен у неона.

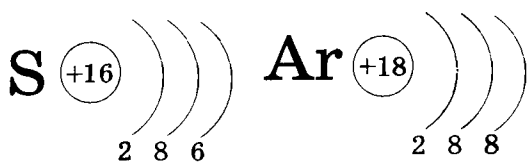
У атома натрия, элемента III периода, появляется третий энергетический уровень (обратите внимание — атом элемента III периода содержит три энергетических уровня!), и на нем находится один электрон:

$$_{+11}Na\ 2\bar{e},\ 8\bar{e},\ 1\bar{e}.$$

Будем внимательными: натрий — элемент I группы, на внешнем энергетическом уровне у него один электрон!

Очевидно, нетрудно будет записать строение энергетических уровней для атома серы, элемента VI группы III периода:

$$_{+16}S\ 2\bar{e},\ 8\bar{e},\ 6\bar{e}.$$



Завершает III период аргон:

$$_{+18}Ar\ 2\bar{e},\ 8\bar{e},\ 8\bar{e}.$$

Атомы элементов IV периода конечно же имеют четвертый уровень, на который у атома калия отправляется один электрон, а у атома кальция — два электрона.

Теперь, когда мы познакомились с упрощенными представлениями о строении атомов электронов I и II периодов Периодической системы, можно внести уточнения, приближающие нас к более верному взгляду на строение атома.

Начнем с аналогии. Подобно тому как быстро движущаяся игла швейной машинки, пронзая ткань, вышивает на ней узор, так и неизмеримо быстрее движущийся в пространстве вокруг атомного ядра электрон «вышивает», только не плоский, а объемный рисунок ***электронного облака — орбитали***. Так как скорость движения электрона в сотни тысяч раз больше скорости движения швейной иглы, то говорят о вероятности нахождения электрона в том или ином месте пространства. Допустим, что нам удалось, как на спортивном фотофинише, установить положение электрона в каком-то месте около ядра и отметить это положение точкой. Если такой «фотофиниш» сделать сотни, тысячи раз, то получится модель электронного облака.

В зависимости от энергии электронные облака, или орбитали, отличаются размерами. Понятно, что чем меньше запас энергии электрона, тем сильнее притягивается он к ядру и тем меньше по размерам его орбиталь.

Пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона, называется орбиталью этого электрона или электронным облаком.

Орбитали могут иметь разную форму. Так, каждый новый энергетический уровень в атоме начинается с *s*-орбитали, которая имеет сферическую форму. На каждой орбитали может находиться только два электрона. На втором и последующих уровнях после одной *s*-орбитали появляются *p*-орбитали гантелеобразной формы (рис. 9). Таких орбиталей три. Любую орбиталь занимают не более двух электронов. Следовательно, на *s*-орбитали их может быть только два, а на трех *p*-орбиталях — шесть электронов.

Используя для обозначения уровня арабские цифры и обозначая орбитали буквами *s* и *p*, а число электронов данной

Рис. 9. *Формы s- и p-электронных орбиталей (облаков)*

орбитали арабской цифрой вверху справа над буквой, мы можем изобразить строение атомов более полными электронными формулами.

Запишем электронные формулы атомов I и II периодов:

H — $1s^1$; He — $1s^2$; Li — $1s^22s^1$; Be — $1s^22s^2$;
B — $1s^22s^22p^1$; C — $1s^22s^22p^2$; N — $1s^22s^22p^3$;
O — $1s^22s^22p^4$; F — $1s^22s^22p^5$; Ne — $1s^22s^22p^6$.

Если элементы имеют одинаково устроенные внешние энергетические уровни, то и свойства этих элементов подобны. Скажем, аргон и неон содержат на внешнем уровне по восемь электронов, и потому они инертны, то есть почти не вступают в химические реакции. В свободном виде аргон и неон — газы, которые имеют одноатомные молекулы.

Атомы лития, натрия и калия содержат на внешнем уровне по одному электрону и обладают сходными свойствами, поэтому они помещены в одну и ту же группу Периодической системы.

Сделаем обобщение: одинаковое строение внешних энергетических уровней периодически повторяется, поэтому периодически повторяются и свойства химических элементов. Эта закономерность отражена в названии *Периодической системы* химических элементов Д. И. Менделеева.

1. Электроны в атомах химических элементов располагаются на энергетических уровнях. 2. На первом энергетическом уровне могут находиться только два электрона, на втором — восемь. Такие уровни называются завершенными. 3. Число энергетических уровней равно номеру периода, в котором находится химический элемент. 4. Число электронов на внешнем уровне атома химического элемента равно номеру его группы (для элементов главных подгрупп). 5. Свойства химических элементов периодически повторяются, так как периодически повторяется строение внешних энергетических уровней у их атомов.

1 Изобразите схемы строения атомов следующих химических элементов: а) алюминия; б) фосфора; в) кислорода.

2 Сравните строение атомов: а) азота и фосфора; б) фосфора и серы.

3 В следующих предложениях вставьте пропущенные слова: «Атом кремния содержит в ядре ... протонов и ... нейтронов. Число электронов, находящихся вокруг ядра, как и число протонов, равно ... элемента. Число энергетических уровней определяется номером ... и равно ... . Число внешних электронов определяется номером ... и равно ...».

4 Почему в первом периоде системы Д. И. Менделеева содержится только два элемента, а во втором — только восемь?

5 Приведите примеры периодически повторяющихся явлений, с которыми вы познакомились при изучении других учебных предметов.

6 Попробуйте дать собственное толкование следующим строкам из стихотворения В. Брюсова «Мир электрона»:

Быть может, эти электроны —
Миры, где пять материков,
Искусства, званья, войны, троны
И память сорока веков.

Еще, быть может, каждый атом —
Вселенная, где сто планет;
Там все, что здесь, в объеме сжатом,
Но также то, чего здесь нет.

7 О каком поэтическом даре говорят приведенные выше строчки, если учесть, что стихотворение было написано в 1922 г.?

§ 9 Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов

Каждый период системы элементов Д. И. Менделеева заканчивается инертным газом.

Самым распространенным из инертных (благородных) газов в атмосфере Земли является аргон, который удалось выделить

в чистом виде раньше других аналогов. В чем причина инертности гелия, неона, аргона, криптона, ксенона и радона? В том, что у атомов инертных газов на внешних, самых удаленных от ядра уровнях находится восемь электронов (у гелия — два). Восемь электронов на внешнем уровне — предельное число для каждого элемента Периодической системы, кроме водорода и гелия. Это своеобразный идеал прочности энергетического уровня, к которому стремятся атомы всех остальных элементов Периодической системы.

Добиваться такого положения электронов атомы могут двумя путями: отдавая электроны с внешнего уровня (в этом случае внешний незавершенный уровень исчезает, а предпоследний, который был завершен в предыдущем периоде, становится внешним) или принимая электроны, которых не хватает до заветной восьмерки. Атомы, имеющие на внешнем уровне меньшее число электронов, отдают их атомам, у которых на внешнем уровне больше электронов. Легко отдать один электрон, когда он единственный на внешнем уровне, атомам элементов главной подгруппы I группы. Труднее отдавать два электрона, например, атомам элементов главной подгруппы II группы. Еще труднее отдавать свои три внешних электрона атомам элементов III группы. ***Тенденцию к отдаче электронов с внешнего уровня имеют атомы металлов.*** И чем легче атомы элемента-металла отдают свои внешние электроны, тем в большей степени выражены у него металлические свойства. Понятно поэтому, что наиболее типичными металлами в Периодической системе являются элементы главной подгруппы I группы. Из сказанного можно сделать следующий вывод.

В пределах периода с ростом заряда атомного ядра, а соответственно, и с ростом числа внешних электронов металлические свойства химических элементов уменьшаются. Неметаллические свойства, характеризующиеся легкостью принятия электронов на внешний уровень, при этом усиливаются.

Наиболее типичными неметаллами являются элементы главной подгруппы VII группы. На внешнем уровне атомов этих элементов находятся семь электронов. До восьми электронов на внешнем уровне, то есть до устойчивого состояния атомов

им не хватает по одному электрону. Они легко их присоединяют, проявляя неметаллические свойства.

А как ведут себя атомы элементов главной подгруппы IV группы? Ведь у них на внешнем уровне четыре электрона и им, казалось бы, все равно, отдать или принять четыре электрона. Выяснилось, что на способность атомов отдавать или принимать электроны оказывает влияние не только число электронов на внешнем уровне, но и такая важная характеристика атома, как его радиус. В пределах периода число энергетических уровней у атомов химических элементов не меняется, оно одинаково, а вот радиус уменьшается, так как растет положительный заряд ядра (число протонов в нем). Вследствие этого притяжение электронов к ядру усиливается, и радиус атома уменьшается, атом как бы сжимается. Поэтому становится все труднее отдать внешние электроны и, наоборот, все легче принять недостающие до восьми электроны.

В пределах одной и той же подгруппы радиус атома растет с увеличением заряда атомного ядра, так как при постоянном числе электронов на внешнем уровне (он равен номеру группы) растет число энергетических уровней (оно равно номеру периода). Поэтому атому становится все легче отдать внешние электроны.

В Периодической системе с ростом порядкового номера свойства атомов химических элементов меняются следующим образом:

В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) металлические свойства увеличиваются, неметаллические — уменьшаются, так как:	**В пределах одного и того же периода металлические свойства уменьшаются, а неметаллические —увеличиваются, так как:**
а) увеличиваются заряды атомных ядер; **б) число электронов на внешнем уровне постоянно;** **в) растет число энергетических уровней;** **г) увеличивается радиус атома.**	**а) увеличиваются заряды атомных ядер;** **б) растет число электронов на внешнем уровне;** **в) число энергетических уровней постоянно;** **г) радиус атома уменьшается.**

Каков же результат «принятия — отдачи» электронов атомами химических элементов?

Представим себе, что «встречаются» два атома: атом металла I группы и атом неметалла VII группы. У атома металла на внешнем энергетическом уровне находится единственный электрон, а атому неметалла как раз не хватает именно одного электрона, чтобы его внешний уровень оказался завершенным.

Первый атом легко отдаст второму свой далекий от ядра и слабо связанный с ним электрон, а второй предоставит ему свободное место на своем внешнем электронном уровне.

Тогда атом, лишенный одного отрицательного заряда, станет положительно заряженной частичкой, а второй превратится в отрицательно заряженную частичку благодаря полученному электрону. Такие частички называют ***ионами.***

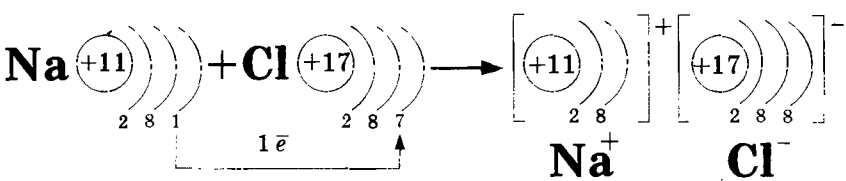
Оба атома осуществят свою «заветную мечту» — получат столь желанную восьмерку электронов на внешнем уровне. Но какой ценой? Разноименно заряженные ионы в полном соответствии с законом притяжения противоположных зарядов тут же соединятся, то есть между ними возникнет химическая связь.

Химическая связь, возникающая между ионами, и называется ионной.

Рассмотрим образование этой связи на примере хорошо знакомого всем соединения хлорида натрия (известная вам поваренная соль):

$$\underset{\text{атом}}{Na^0} + \underset{\text{атом}}{Cl^0} \longrightarrow \underset{\text{ион}}{Na^+} + \underset{\text{ион}}{Cl} \longrightarrow \underset{\text{ионное соединение}}{Na^+Cl^-}.$$

Процесс превращения атомов в ионы изображен на схеме:



Такое превращение атомов в ионы происходит всегда при взаимодействии атомов типичных металлов и типичных неметаллов.

В заключение рассмотрим алгоритм (последовательность) рассуждений при записи схемы образования ионной связи, например между атомами кальция и хлора.

1. Кальций — это элемент главной подгруппы II группы, металл. Его атому легче отдать два внешних электрона, чем принять недостающие шесть:

$$\underset{\text{атом}}{Ca^0} - 2\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{ион}}{Ca^{2+}}.$$

2. Хлор — это элемент главной подгруппы VII группы, неметалл. Его атому легче принять один электрон, которого ему не хватает до завершения внешнего уровня, чем отдать семь электронов с внешнего уровня:

$$\underset{\text{атом}}{Cl^0} + 1\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{ион}}{Cl^-}.$$

3. Сначала найдем наименьшее общее кратное между зарядами образовавшихся ионов, оно равно 2 (2 · 1). Затем определим, сколько атомов кальция нужно взять, чтобы они отдали два электрона, то есть надо взять 1 атом Ca, и сколько атомов хлора надо взять, чтобы они могли принять два электрона, то есть нужно взять 2 атома Cl.

4. Схематично образование ионной связи между атомами кальция и хлора можно записать так:

$$Ca^0 + 2Cl^0 \xrightarrow{2\bar{e}} Ca^{2+}Cl^-_2.$$

Цифры, показывающие число атомов или молекул, как вы уже знаете, называют ***коэффициентами***, а цифры, показывающие число атомов или ионов в молекуле, называют ***индексами***.

В первой части параграфа мы сделали вывод о характере и причинах изменения свойств элементов. Ко второй части параграфа приведем ключевые слова.

1. Ионы положительные и отрицательные. 2. Ионная химическая связь. 3. Коэффициенты и индексы.

1 Сравните строение и свойства атомов химических элементов: а) C и Si; б) Si и P.

2 Рассмотрите схемы образования ионной связи между атомами химических элементов: а) Na и O; б) Li и Cl; в) Mg и F.

3 Назовите самый типичный металл и самый типичный неметалл Периодической системы.

4 Пользуясь дополнительной литературой, объясните, почему инертные газы стали называть благородными.

5 Насколько химически верно следующее литературное выражение: «Улицы ночного города были залиты неоном»?

§ 10 Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой

Мы уже рассмотрели, как взаимодействуют атомы элементов-металлов с атомами элементов-неметаллов: одни отдают свои внешние электроны и превращаются при этом в положительные ионы, другие принимают электроны и превращаются при этом в отрицательные ионы. Ионы притягиваются друг к другу, образуя ионные соединения.

А как осуществляется связь между атомами элементов-неметаллов, которые имеют сходную тенденцию к присоединению электронов? Рассмотрим вначале, как осуществляется связь между атомами одного и того же химического элемента, например в веществах, имеющих двухатомные молекулы: азота — N_2, водорода — H_2, хлора — Cl_2.

Обратите внимание, что для отражения состава этих веществ с помощью химических знаков также пользуются *индексами*.

Два одинаковых атома элемента-неметалла могут объединяться в молекулу только одним способом: обобществив свои внешние электроны, то есть сделав их общими для обоих атомов.

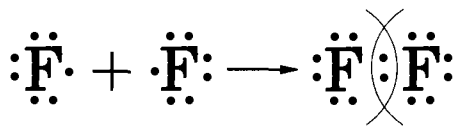
Рассмотрим, например, образование молекулы фтора F_2.

Атомы фтора — элемента главной подгруппы VII группы — имеют на внешнем электронном уровне семь электронов, и каждому атому не хватает до его завершения лишь одного электрона. Внешние электроны атома фтора образуют три электронные пары и один непарный электрон:

Если сближаются два атома и у каждого из них есть по одному внешнему неспаренному электрону, то эти электроны «объединяются» и становятся общими для обоих атомов, у которых тем самым сформируется завершенный внешний восьмиэлектронный уровень.

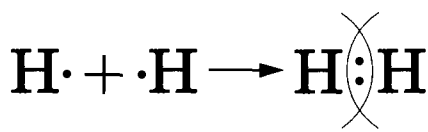
Химическую связь, возникающую в результате образования общих электронных пар, называют атомной или ковалентной.

Образование молекулы фтора изображено на схеме:



Если обозначить общую электронную пару черточкой, то запись называют ***структурной формулой***, например структурная формула фтора F—F.

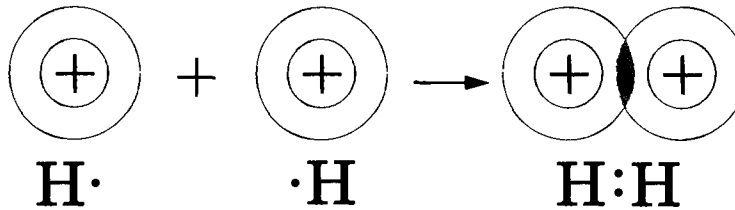
Аналогично молекуле фтора образуется и двухатомная молекула водорода H_2, следует учесть только, что завершенным для атома водорода будет двухэлектронный уровень, подобный завершенному уровню атома гелия.



Структурная формула молекулы водорода H—H.

Попытаемся уточнить наши представления об образовании ковалентной связи на примере возникновения молекулы водорода, используя понятие электронного облака (см. § 8). При сближении двух атомов водорода, имеющих по одному *s*-электронному облаку сферической формы, происходит перекрывание электронных облаков. При этом возникает область (место), где плотность отрицательного заряда наиболее высока и поэтому обладает повышенным отрицательным зарядом. Положительно заряженные ядра притягиваются к ней (это известно из курса физики), и образуется молекула. Таким образом, химическая

связь — результат действия электрических сил. Представим вышесказанное в виде схемы:



Нужно отметить, что в основе образования ковалентной связи так же, как и при возникновении ионной связи, лежит взаимодействие противоположных зарядов.

Следует подчеркнуть, что формальное понятие электронной пары при более точном рассмотрении природы ковалентной связи заменяется понятием — перекрывание электронных облаков, которое приобретает определенный физический смысл.

В заключение рассмотрим алгоритмы рассуждений, необходимых для того, чтобы записать схему образования ковалентной связи, например для молекулы азота N_2.

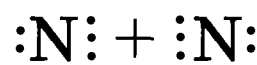
1. Азот — это элемент главной подгруппы V группы. Его атомы имеют по пять электронов на внешнем уровне. Чтобы определить число неспаренных электронов, воспользуемся формулой:

8 − N = число неспаренных электронов,

где N — номер группы химического элемента.

Следовательно, атомы азота будут иметь (8 − 5 = 3) три неспаренных электрона.

2. Запишем знаки химических элементов с обозначением внешних электронов так, чтобы неспаренные электроны были обращены к соседнему знаку:



3. Запишем электронную и структурную формулы образовавшейся молекулы:

Если атомы связаны между собой одной общей электронной парой, то такая ковалентная связь называется ***одинарной***, если двумя — ***двойной***, если тремя — ***тройной***.

Чем больше общих электронных пар у атомов в молекуле, тем прочнее, неразрывнее связаны они друг с другом и тем меньше расстояние между ядрами атомов, которое называется ***длиной связи***. В молекулах фтора связь одинарная, и длина связи между ядрами атомов составляет 1,42 нанометра (1 нм = 10^{-9} м, или 0,0000000001 м). В молекулах азота связь тройная, и длина ее составляет 0,11 нм.

Чтобы разделить молекулу азота на отдельные атомы, необходимо затратить примерно в семь раз больше энергии, чем для разрыва одинарных связей молекулы фтора.

1. Атомная, или ковалентная, химическая связь. 2. Одинарная, двойная и тройная ковалентные химические связи. 3. Длина связи. 4. Электронные и структурные формулы.

1 Все элементы главной подгруппы VII группы (подгруппы фтора) образуют простые вещества, состоящие из двухатомных молекул. Запишите электронную схему образования и структурную формулу таких молекул, пользуясь общим химическим законом для всей подгруппы Г (галоген).

2 Запишите схемы образования химических связей для веществ, состав которых отображается формулами KCl и Cl_2.

3 Сколько неспаренных электронов имеют атомы серы? Какая связь будет в молекулах S_2? Запишите схему образования связи для молекул S_2.

4 Расположите в порядке увеличения прочности связи веществ с формулами S_2, Cl_2, N_2 и обоснуйте правильность своего решения. Как будет изменяться длина связи молекул в составленном вами ряду?

§ 11 Ковалентная полярная химическая связь

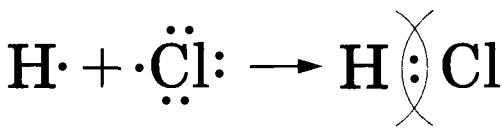
При взаимодействии двух атомов одного и того же элемента-неметалла между ними образуется ковалентная химическая связь с помощью общих электронных пар. Эта ковалентная связь

называется ***неполярной***, так как общие электронные пары принадлежат обоим атомам в одинаковой степени и ни на одном из них не будет избытка или недостатка отрицательного заряда, который несут электроны.

Однако если ковалентная связь образуется между атомами разных элементов-неметаллов, то картина будет несколько иной. Рассмотрим, например, образование молекулы хлороводорода HCl из атомов водорода и хлора.

1. Атом водорода имеет на единственном уровне один электрон, и до его завершения ему не хватает еще одного электрона. Аналогично, у атома хлора на внешнем уровне — семь электронов, и ему также недостает до завершения одного электрона.

2. Атомы водорода и хлора объединяют свои непарные электроны и образуют одну общую электронную пару, то есть вступают в ковалентную связь, структурная формула H—Cl:



3. Так как ковалентная связь образуется между атомами различных элементов-неметаллов, то общая электронная пара будет принадлежать взаимодействующим атомам уже не в равной степени. Для того чтобы качественно определить, какому из этих атомов общая электронная пара будет принадлежать в большей мере, пользуются понятием ***электроотрицательности.***

Электроотрицательность (ЭО) — это способность атомов химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

ЭО можно охарактеризовать как меру неметалличности химических элементов. В порядке уменьшения ЭО химические элементы располагаются в следующий ряд:

F, O, N, Cl, Br, S, C, P, Si, H

ЭО — уменьшается

Самый электроотрицательный элемент в таблице Д. И. Менделеева — фтор. Это, так сказать, «золотой призер» электроот-

ся с тем, как взаимодействуют между собой атомы элементов-металлов. Металлы обычно существуют не в виде изолированных атомов, а в форме куска, слитка или металлического изделия. Что удерживает атомы металла в едином объеме?

Атомы большинства металлов на внешнем уровне содержат небольшое число электронов — 1, 2, 3. Эти электроны легко отрываются, и атомы при этом превращаются в положительные ионы. Оторвавшиеся электроны перемещаются от одного иона к другому, связывая их в единое целое.

Разобраться, какой электрон принадлежал какому атому, просто невозможно. Все оторвавшиеся электроны стали общими. Соединяясь с ионами, эти электроны образуют временно атомы, потом снова отрываются и соединяются уже с другим ионом и т. д. Бесконечно происходит процесс, который схематично можно изобразить так:

$$\underset{\text{атомы металла}}{M^0} - n\bar{e} \rightleftarrows \underset{\text{ионы металла}}{M^{n+}}.$$

Следовательно, в объеме металла атомы непрерывно превращаются в ионы и наоборот.

Связь в металлах между ионами посредством обобществленных электронов называется металлической.

На рисунке 10 схематически изображено строение фрагмента металла натрия. Каждый атом натрия окружен восемью со-

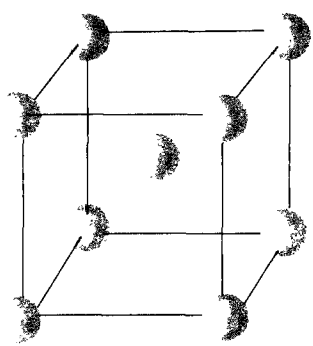


Рис. 10. *Схема строения фрагмента кристаллического натрия*

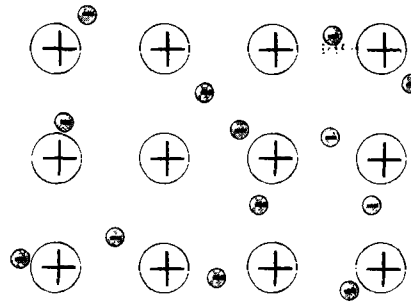


Рис. 11. *Схема металлической связи*

седними атомами. Оторвавшиеся внешние электроны при сближении атомов свободно движутся от одного образовавшегося иона к другому, соединяя, будто склеивая, ионный остов натрия как бы в одну гигантскую молекулу. При этом небольшое число обобществленных электронов связывает большое число ионов и атомов (рис. 11).

Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, поскольку основана на обобществлении внешних электронов. Однако при ковалентной связи обобществлены внешние непарные электроны только двух соседних атомов, в то время как при металлической связи в обобществлении этих электронов принимают участие все атомы. Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупки, а с металлической, как правило, пластичны, электропроводны и имеют металлический блеск.

Металлическая связь характерна как для чистых металлов, так и для смесей различных металлов-сплавов, находящихся в твердом и жидком состояниях. Однако в парообразном состоянии атомы металлов связаны между собой ковалентной связью (например, парами натрия заполняют лампы желтого света для освещения улиц больших городов). Пары́ металлов состоят из отдельных молекул (одноатомных и двухатомных).

Вопрос о связях в химических соединениях — центральный вопрос науки химии. Вы познакомились с начальными представлениями о видах химической связи. В дальнейшем вы узнаете еще много интересного о природе химической связи. Например, что в большинстве металлов, кроме металлической связи, есть еще и ковалентная связь, что существуют и другие виды связей.

1. Металлическая связь. 2. Обобществленные электроны.

1 Металлическая связь имеет черты сходства с ковалентной связью. А что общего у нее с ионной связью? Что различного?

2 Как можно повысить твердость металлов и сплавов?

3 Запишите схему образования молекул Li_2 для паров лития.

Глава вторая

Простые вещества

§ 13 Простые вещества — металлы

Из 109 химических элементов Периодической системы Д. И. Менделеева 87 элементов образуют в свободном состоянии простые вещества с металлической связью.

Еще в глубокой древности человек обратил внимание на особые свойства металлов: их можно расплавить, а затем придать им любую форму, изготовив при этом наконечники стрел и копий, щиты и мечи, посуду и плуги... На часах человеческой истории каменный век сменился веком медным, затем — бронзовым, далее — железным...

Все металлы, кроме ртути, в обычном состоянии *твердые* вещества и имеют ряд общих свойств. ***Металлы — это ковкие, пластичные, тягучие вещества, которые имеют металлический блеск и способны проводить тепло и электрический ток.***

Металлам в прошлые века приписывалось много чудодейственных свойств. Известные еще в Древнем Египте семь металлов считались представителями семи планет на Земле.

Золото наши предки связывали с Солнцем, серебро — с Луной, медь — с Венерой, железо — с Марсом, олово — с Юпитером, свинец — с Сатурном, ртуть — с Меркурием (рис. 12). Совпадение числа металлов, знакомых древним, с числом планет, которые они видели на небе, казалось бы, подтверждало взаимосвязь земных металлов с небесными телами. Когда в XVI в. алхимикам стала известна металлическая сурьма, они долго отказывались признавать ее металлом — ведь для сурьмы на небе не хватало планеты.

М. В. Ломоносов определял металл «как светлое тело, которое ковать можно», и относил это свойство к металлам: золоту, серебру, меди, олову, железу и свинцу. А. Лавуазье в «Начальном курсе химии», написанном в 1789 г., упоминал уже 17 металлов. В начале XIX в. последовало открытие платиновых ме-

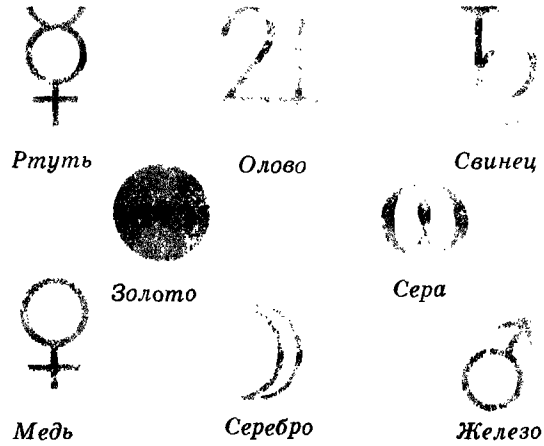


Рис. 12. *Обозначение химических элементов алхимиками*

таллов. К настоящему времени число известных металлов возросло до 87.

Пластичность — это важнейшее свойство металлов изменять свою форму при ударе, прокатываться в тонкие листы и вытягиваться в проволоку. При этом подвижные обобществленные электроны смягчают перемещение положительных ионов, экранируя их друг от друга. Поэтому обработка металлов с изменением формы происходит без разрушения.

Самым пластичным из драгоценных металлов является золото. Один грамм золота можно вытянуть в проволоку длиной в три километра.

Наличие обобществленных электронов объясняет и такое характерное свойство металлов, как их ***электропроводность***. Достаточно даже небольшой разности потенциалов, и беспорядочно движущиеся электроны начинают двигаться строго упорядоченно. Лучшими проводниками электричества являются серебро, медь, золото, алюминий. В приведенном списке они расположены в порядке уменьшения электропроводности.

Свободные электроны обусловливают и ***блеск металлов***. Свет поглощается поверхностью металла, и его электроны начинают испускать свои, вторичные, волны излучения, которые мы воспринимаем как металлический блеск. Прекрасно отражают свет серебро, медь, ртуть.

Физические свойства металлов: ковкость, пластичность, тягучесть, металлический блеск, электро- и теплопроводность.

1 Какое из веществ, названных в приведенном ниже стихотворении, не относится к металлам?

Семь металлов создал свет
По числу семи планет:
Медь, железо, серебро...
Дал нам Космос на добро.
Злато, олово, свинец...
Сын мой, сера — их отец.
А еще ты должен знать:
Всем им ртуть — родная мать.

2 Как понимать приведенные в этом стихотворении образные выражения: «сера — их отец» и «ртуть — родная мать»?

3 О каком свойстве металлов говорится в начальной строке стихотворения А. С. Пушкина «Кинжал»:

Лемносский бог тебя сковал?

О каком свойстве металлов говорится в приведенных ниже строках:

Как адский луч, как молния богов,
Немое лезвие злодею в очи блещет,
И, озираясь, он трепещет
Среди своих пиров?

4 Почему Аэрофлотом и другими авиакомпаниями запрещены к перевозке аппараты и приборы, содержащие ртуть?

5 Пользуясь дополнительной литературой, приготовьте сообщение о появлении и развитии зеркал в жизни человека.

§ 14 Простые вещества — неметаллы

Неметаллы — это химические элементы, которые образуют в свободном виде простые вещества, не обладающие физическими свойствами металлов. Из 109 химических элементов 87 относятся к металлам, 22 являются неметаллами.

Неметаллы — простые вещества при обычных условиях могут быть газами, жидкостями и твердыми веществами.

Газами являются гелий He, неон Ne, аргон Ar, криптон Kr, ксенон Xe, радон Rn. Их называют инертными газами. Каждая молекула инертного газа состоит из одного атома. На внешнем электронном уровне у атомов инертных газов (за исключением гелия) восемь электронов. У гелия — два. Своей химической устойчивостью инертные газы напоминают благородные драгоценные металлы — золото и платину, и у них есть второе название — благородные газы. Это название более подходит к инертным газам, так как они все-таки вступают иногда в химические реакции и образуют химические соединения. В 1962 г. появилось сообщение о том, что получено соединение ксенона с фтором. С тех пор получено более 150 химических соединений ксенона, криптона, радона с фтором, кислородом, хлором, азотом.

Представление о химической исключительности инертных, или благородных, газов оказалось не очень состоятельным, и потому вместо предполагаемой нулевой группы инертные газы были помещены в VIII группу Периодической системы.

Газы водород, кислород, азот, хлор, фтор образуют двухатомные молекулы, соответственно — H_2, O_2, N_2, Cl_2, F_2.

Выражение состава вещества с помощью химических и математических знаков отражается ***химической формулой***. По химической формуле, как вы уже знаете, вычисляют относительную молекулярную массу вещества (M_r). Относительная молекулярная масса простого вещества равна произведению относительной атомной массы на число атомов в молекуле, например кислорода O_2:

$$M_r(O_2) = A_r(O) \cdot 2 = 16 \cdot 2 = 32.$$

Однако элемент кислород образует еще одно газообразное простое вещество — озон, в состав молекул которого входит уже три атома кислорода. Химическая формула: O_3.

Способность атомов одного химического элемента образовывать несколько простых веществ называется аллотропией, а эти простые вещества — аллотропными видоизменениями, или модификациями.

Свойства аллотропных модификаций химического элемента кислорода: простых веществ кислорода O_2 и озона O_3 различны.

Кислород не имеет запаха, а озон пахнет (отсюда и название его — в переводе с греческого *озон* означает «пахнущий»). Этот запах, аромат свежести, можно почувствовать во время грозы, так как озон образуется в малых количествах в воздухе в результате электрических разрядов.

Кислород — газ без цвета, а озон имеет бледно-фиолетовый цвет. Озон более бактерициден (лат. *цидао* — «убивать»), чем кислород. Поэтому озон применяется для обеззараживания питьевой воды. Озон способен удерживать ультрафиолетовые лучи солнечного спектра, которые губительны для всего живого на Земле, и потому *озоновый экран*, который располагается в атмосфере на высоте 20—35 км, защищает жизнь на нашей планете.

Из 22 простых веществ-неметаллов при обычных условиях жидкостью является только бром, молекулы которого двухатомны. Формула брома: Br_2. Это тяжелая бурая, с неприятным запахом жидкость (отсюда и название, так как *бромос* с древнегреческого переводится как «зловонный»).

Некоторые твердые вещества-неметаллы известны с древнейших времен — это сера и углерод (древесный уголь).

У твердых веществ-неметаллов также наблюдается явление аллотропии. Так, элемент углерод образует такие простые вещества, как алмаз, графит и др. Причина в различии свойств алмаза и графита заключается в различном строении кристаллических решеток этих веществ, которые вы рассмотрите несколько позднее.

Элемент фосфор имеет две аллотропные модификации: фосфор красный (им покрывают боковую сторону спичечного коробка) и фосфор белый. Последний имеет четырехатомную молекулу, и состав его отражается формулой: P_4.

К твердым веществам-неметаллам относится кристаллический иод с двухатомной молекулой I_2. Не путайте его со спиртовым раствором иода — иодной настойкой, которая имеется в каждой домашней аптечке. Кристаллический иод и графит не похожи на остальные неметаллы — они имеют металлический блеск.

Чтобы показать относительность деления простых веществ на основании их физических свойств на металлы и неметаллы, рассмотрим аллотропию олова Sn. При комнатной температуре обычно существует бета-олово (β Sn). Это всем известное белое олово — металл, из которого раньше отливали оловянных солдатиков (вспомните знаменитую сказку Г. Х. Андерсена «Стой-

кий оловянный солдатик») и которым покрывают изнутри консервные банки. При температуре ниже +13,2 °С более устойчиво альфа-олово (α Sn) — серый мелкокристаллический порошок, имеющий скорее свойства неметалла. Процесс превращения белого олова в серое быстрее всего идет при $t = -33$ °С. Это превращение получило образное название «оловянной чумы».

Сравним теперь металлы и неметаллы с помощью таблицы 3.

Простые вещества Таблица 3

Металлы	Неметаллы
1. ***Твердые вещества*** (кроме ртути — Hg)	1. ***Твердые*** (сера — S, фосфор красный и фосфор белый — P_4, иод — I_2, алмаз и графит — C), ***газообразные вещества*** (кислород — O_2, озон — O_3, азот — N_2, водород — H_2, хлор — Cl_2, фтор — F_2, благородные газы) и ***жидкость*** (бром — Br_2)
2. Имеют металлический блеск	2. Не имеют металлического блеска (исключение составляют иод — I_2, графит — C)
3. Электро- и теплопроводны	3. Большинство не проводят электрический ток (проводниками являются, например, кремний, графит)
4. Ковкие, пластичные, тягучие	4. В твердом состоянии — хрупкие

1. Благородные газы. 2. Аллотропия и аллотропные видоизменения, или модификации. 3. Кислород и озон. 4. Алмаз и графит. 5. Фосфор красный и белый. 6. Относительность деления простых веществ на металлы и неметаллы.

1 Рассмотрите этимологию названий отдельных благородных газов.

2 Почему химически неверно поэтическое выражение: «В воздухе пахло грозой»?

3 Запишите схемы образования молекул: Na_2, Br_2, O_2, N_2. Каков тип связи в этих молекулах?

4 Какой тип связи должен быть в металлическом водороде?

5 Экспедиция полярного исследователя Р. Скотта к Южному полюсу в 1912 г. погибла из-за того, что потеряла весь запас горючего: оно находилось в запаянных оловом баках. Какой химический процесс лежал в основе этого?

§ 15 Количество вещества

Химия — это наука о веществах. А как измерять вещество? В каких единицах? Вы можете предложить отсчитывать необходимое число молекул вещества, если оно состоит из них. Однако сделать это чрезвычайно сложно. Некоторые из вас предложат измерять вещество в граммах, килограммах или миллиграммах. Но ведь это единицы измерения массы.

Для измерения вещества была выбрана особая единица, в которой как бы соединились число молекул и масса вещества. Эта единица была названа ***моль***.

Чтобы отмерить один моль вещества, нужно взять столько граммов его, какова относительная атомная (A_r) или относительная молекулярная масса (M_r) вещества.

Например, один моль воды имеет массу, равную 18 г, так как $M_r(H_2O) = 18$; один моль кислорода — 32 г, так как $M_r(O_2) = 32$; один моль железа — 56 г, так как $M_r(Fe) = 56$.

А если нужно отмерить два моля воды, то сколько граммов ее нужно взять? Верно, 36 г (18 · 2). А можно отмерить полмоля кислорода? Конечно, 0,5 моль O_2 имеют массу в два раза меньше массы одного моля, то есть 16 г (32:2). А сколько молей воды взято, если, например, отмерили 45 г воды? Очевидно, нужно эту массу разделить на массу одного моля воды (45 г : 18 г/моль = = 2,5 моль), то есть взято 2,5 моль.

А как связано с количеством вещества число его молекул? Установлено, что 1 моль любого вещества всегда содержит одинаковое число молекул. Это число равно $6 \cdot 10^{23}$. В честь итальянского ученого А. Авогадро это число назвали *постоянной Авогадро*. Обозначается оно N_A.

Таким образом, 1 моль воды имеет массу 18 г и содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O. Один моль кислорода O_2 имеет массу 32 г и также содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул O_2.

Очевидно, что в 2 моль воды и любого вещества содержится $12 \cdot 10^{23}$ молекул, а в 0,5 моль — $3 \cdot 10^{23}$ молекул.

Значит, чтобы узнать число молекул (N), содержащихся в определенном количестве вещества, можно воспользоваться формулой: $N = N_A \cdot n$, где n — количество вещества, то есть число молей.

Отсюда верны и следующие равенства:

$$n = \frac{N}{N_A} \text{ и } N_A = \frac{N}{n}.$$

Теперь дадим определение понятию «моль».

Моль — это такое количество вещества, в котором содержится $6 \cdot 10^{23}$ молекул этого вещества.

Однако следует помнить, что в молях измеряют число и других частиц: атомов, ионов, электронов и т. д. Во всех случаях 1 моль содержит $6 \cdot 10^{23}$ соответствующих частиц (атомов, электронов и т. д.).

Масса 1 моль вещества называется его молярной массой и обозначается буквой M.

Как вы теперь знаете, количество вещества измеряется в молях и обозначается буквой n, в некоторых учебниках — греческой буквой ν («ню»). Чтобы найти количество вещества, нужно его массу разделить на молярную массу:

$$n = \frac{m}{M}.$$

Следовательно, верны и обратные формулы:

$$m = M \cdot n \quad \text{и} \quad M = \frac{m}{n}.$$

Отсюда можно определить и единицы измерения молярной массы — г/моль. $M(H_2O) = 18$ г/моль.

Вы знаете, что единица массы, которая в 1000 раз больше одного грамма, называется *килограммом*, а единица массы в 1000 раз меньше одного грамма — *миллиграммом*.

Следовательно, и количество вещества можно измерять не только в молях, но и в *киломолях* — кмоль (1 кмоль содержит 1000 моль), и в *миллимолях* — ммоль (1 моль содержит 1000 ммоль).

Соответственно, вместо молярной массы в некоторых случаях удобнее пользоваться понятием *киломолярная масса* (кг/кмоль) и *миллимолярная масса* (мг/ммоль).

Мы определили, как связаны между собой количество и масса вещества. Теперь решим задачи с использованием рассмотренных выше понятий.

Задача 1. **Сколько молекул содержится в 11 г углекислого газа CO_2?**

Дано:	*Решение:*	
$m(CO_2) = 11$ г	$N = N_A \cdot n$	$M(CO_2) = 12 + 16 \cdot 2 = 44$ г/моль
$N = ?$	$n = \frac{m}{M}$	$n(CO_2) = 11$ г : 44 г/моль = = 0,25 моль
		$N(CO_2) = 6 \cdot 10^{23}$ молекул/моль × × 0,25 моль = $1,5 \cdot 10^{23}$ молекул

Ответ: $N(CO_2) = 1,5 \cdot 10^{23}$ молекул.

Задача 2. **Найти массу $15 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.**

Дано:	*Решение:*	
$N(O_2) = 15 \cdot 10^{23}$ (молекул)	$m = M \cdot n$	$M(O_2) = 16 \cdot 2 = 32$ г/моль
$m = ?$	$n = \frac{N}{N_A}$	$n(O_2) = (15 \cdot 10^{23}$молекул) : : ($6 \cdot 10^{23}$ молекул/моль) = = 2,5 моль
		$m(O_2) = 32$ г/моль $\cdot$ 2,5 моль = 80 г

Ответ: $m(O_2) = 80$ г.

1. Количество вещества. 2. Моль, киломоль, миллимоль. 3. Молярная, киломолярная и миллимолярная массы. 4. Число Авогадро.

1 Сколько молекул содержит: а) 1 кмоль вещества; б) 1 ммоль вещества?

2 Найдите массу: а) 0,75 моль азота N_2; б) $9 \cdot 10^{23}$ молекул глюкозы $C_6H_{12}O_6$; в) 3 кмоль серной кислоты H_2SO_4.

3 Сколько молекул содержат: а) 1,5 моль водорода; б) 7 г водорода; в) 4 кмоль водорода?

4 Вставьте пропущенные слова в предложения: «Масса измеряется в миллиграммах, ..., килограммах. Количество вещества измеряется в ..., ..., ...».

5 Плотность, то есть масса кислорода объемом 1 л, приблизительно равна 1,3 г/л. Какое количество вещества кислорода будет содержаться в 1 л его? Сколько молекул его будет в 1 л? а сколько в 1 мл? а в 1 $м^3$?

§ 16 Молярный объем газов

Масса одного моля вещества называется молярной. А как будет называться объем одного моля вещества? Очевидно, что и он также будет называться *молярным*. Чему равен молярный объем воды? Когда мы отмеривали 1 моль воды, мы не взвешивали на весах 18 г воды — это очень неудобно. Мы пользовались мерной посудой: цилиндром, мензуркой или колбой, так как знали, что плотность воды (масса одной единицы объема) равна 1 г/мл. Поэтому полярный объем воды равен 18 мл. У жидкостей и твердых веществ он зависит от плотности веществ.

Другое дело у газов.

Если взять 1 моль водорода H_2 (2 г), 1 моль кислорода O_2 (32 г), 1 моль озона O_3 (48 г), 1 моль углекислого газа CO_2 (44 г) и даже 1 моль водяных паров H_2O (18 г) при одинаковых условиях, например *нормальных* (в химии принято называть *нормальными условиями* температуру 0 °С и давление 760 мм рт. ст., или 101,3 кПа), то окажется, что один моль любого из газов займет один и тот же объем, равный 22,4 л.

Так как это объем газа количеством вещества 1 моль, то он называется *молярным объемом* и обозначается V_m.

А если взять 44,8 л газа, то какое количество вещества его будет взято? Конечно же 2 моль, так как заданный объем вдвое больше молярного.

Следовательно: $n = \frac{V}{V_m}$, где V — объем газа. Отсюда

$$V = V_m \cdot n \text{ и } V_m = \frac{V}{n}.$$

Молярный объем газообразных веществ выражается в л/моль. V_m = 22,4 л/моль. Объем одного киломоля называется киломолярным и измеряется в $м^3$/кмоль (V_m = 22,4 $м^3$/кмоль). Соответственно миллимолярный объем равен 22,4 мл/ммоль.

Задача 1. **Найти массу 33,6 м^3 аммиака NH_3 при н. у.**

Дано:	*Решение:*	
$V(NH_3) = 33{,}6$ м^3	$m = M \cdot n$	$M(NH_3) = 14 + 1 \cdot 3 = 17$ кг/кмоль
$m = ?$	$n = \frac{V}{V_m}$	$n(NH_3) = 33{,}6$ м^3 : 22,4 м^3/кмоль = = 1,5 кмоль
		$m(NH_3) = 17$ кг/кмоль · 1,5 кмоль = = 22,5 кг

Ответ: $m(NH_3) = 22{,}5$ кг.

Задача 2. **Найти массу и объем, который займут $18 \cdot 10^{20}$ молекул сероводорода H_2S при н. у.**

При решении задачи обратим внимание на число молекул $18 \cdot 10^{20}$. Так как 10^{20} в 1000 раз меньше 10^{23}, очевидно, расчеты следует вести с использованием ммоль, мл/ммоль и мг/ммоль.

Дано:	*Решение:*	
$N(H_2S) = 18 \cdot 10^{20}$ (молекул)	$m = M \cdot n$	$M(H_2S) = 1 \cdot 2 + 32 =$ = 34 мг/ммоль
$m = ?$	$V = V_m \cdot n$	$n(H_2S) = 18 \cdot 10^{20} : 6 \cdot 10^{20} =$ = 3 ммоль
$V = ?$	$n = \frac{N}{N_A}$	$m(H_2S) = 34$ мг/ммоль · 3 ммоль = = 102 мг
		$V(H_2S) = 22{,}4$ мл/ммоль × × 3 ммоль = 67,2 мл

Ответ: $m(H_2S) = 102$ мг; $V(H_2S) = 67{,}2$ мл.

1. Молярный, миллимолярный и киломолярный объемы газов. 2. Нормальные условия.

1 Найдите массу и число молекул при н. у. для: а) 11,2 л кислорода; б) 5,6 м^3 азота; в) 22,4 мл хлора.

2 Найдите объем, который при н. у. займут: а) 3 г водорода; б) 96 кг озона; в) $12 \cdot 10^{20}$ молекул азота.

3 Найдите плотности (массу 1 л) аргона, хлора, кислорода и озона при н. у. Сколько молекул каждого вещества будет содержаться в 1 л при тех же условиях?

Глава третья

Соединения химических элементов

§ 17 Степень окисления

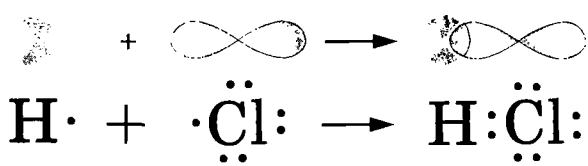
При изучении ионной и ковалентной полярной химической связи вы знакомились со сложными веществами, состоящими из двух химических элементов. Такие вещества называют *бинарными* (от лат. *би* — «два») или *двухэлементными*.

Вспомним типичные бинарные соединения, которые мы привели в качестве примера для рассмотрения механизмов образования ионной и ковалентной полярной химической связи: NaCl — хлорид натрия и HCl — хлороводород. В первом случае связь ионная: атом натрия передал свой внешний электрон атому хлора и превратился при этом в ион с зарядом +1, а атом хлора принял электрон и превратился в ион с зарядом −1. Схематически процесс превращения атомов в ионы можно изобразить так:

$$\overset{0}{Na} + \overset{0}{Cl} \longrightarrow \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}.$$

В молекуле же HCl связь образуется за счет спаривания неспаренных внешних электронов и образования общей электронной пары атомов водорода и хлора.

Правильнее представлять образование ковалентной связи в молекуле хлороводорода как перекрывание одноэлектронного *s*-облака атома водорода с одноэлектронным *p*-облаком атома хлора:



При химическом взаимодействии общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома хлора:

$\overset{\delta+}{H} \rightarrow \overset{\delta-}{Cl}$, то есть электрон не полностью перейдет от атома водорода к атому хлора, а частично, обусловливая тем самым частичный заряд атомов δ (см. § 11): $H^{+0,18}Cl^{-0,18}$. Если же представить, что и в молекуле HCl, как и в хлориде натрия NaCl, электрон полностью перешел от атома водорода к атому хлора, то они получили бы заряды +1 и −1: $\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl}$. Такие условные заряды называются *степенью окисления*. При определении этого понятия условно предполагают, что в ковалентных полярных соединениях связующие электроны полностью перешли к более электроотрицательному атому, а потому соединения состоят только из положительно и отрицательно заряженных ионов.

Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

Степень окисления может иметь отрицательное, положительное или нулевое значения, которые обычно ставятся над символом элемента сверху, например:

$$\overset{+1}{Na}_2\overset{-2}{S},\ \overset{+2}{Mg}_3\overset{-3}{N}_2,\ \overset{+1}{H}_3\overset{-3}{N},\ \overset{0}{Cl}_2.$$

Отрицательное значение степени окисления имеют те атомы, которые приняли электроны от других атомов или к которым смещены общие электронные пары, то есть атомы более электроотрицательных элементов. Фтор всегда имеет степень окисления −1 во всех соединениях. Кислород, второй после фтора по значению электроотрицательности элемент, почти всегда имеет степень окисления −2, кроме соединений со фтором, например:

$$\overset{+1}{Na}_2\overset{-2}{O},\ \overset{+3}{Fe}_2\overset{-2}{O}_3,\ \text{но}\ \overset{+2}{O}\overset{-1}{F}_2.$$

Положительное значение степени окисления имеют те атомы, которые отдают свои электроны другим атомам или от которых оттянуты общие электронные пары, то есть атомы менее электроотрицательных элементов. Металлы всегда имеют положительную степень окисления. У металлов главных подгрупп:

I группы во всех соединениях степень окисления равна +1, II группы равна +2, III группы — +3, например:

$$\overset{+1\ -2}{K_2O},\ \overset{+2\ -1}{CaCl_2},\ \overset{+3\ -2}{Al_2S_3}.$$

В большинстве соединений атомы водорода имеют степень окисления +1, например:

$$\overset{+1\ -1}{HCl},\ \overset{+1\ -2}{H_2S},\ \overset{+1\ -3}{H_3N},$$

но в соединениях с металлами у водорода степень окисления −1:

$$\overset{+1\ -1}{NaH},\ \overset{+2\ -1}{CaH_2}.$$

Нулевое значение степени окисления имеют атомы в молекулах простых веществ и атомы в свободном состоянии, например:

$$\overset{0}{H_2},\ \overset{0}{N_2},\ \overset{0}{Fe},\ \overset{0}{Al},\ \overset{0}{Cl},\ \overset{0}{N},\ \overset{0}{Na}.$$

В соединениях суммарная степень окисления всегда равна нулю. Зная это и степень окисления одного из элементов, всегда можно найти степень окисления другого элемента по формуле бинарного соединения. Например, найдем степень окисления хлора в соединении Cl_2O_7. Обозначим степень окисления кислорода: $Cl_2\overset{-2}{O_7}$. Следовательно, семь атомов кислорода будут иметь общий отрицательный заряд $(-2) \cdot 7 = -14$. Тогда общий заряд двух атомов хлора будет равен +14, а одного атома хлора:

$$(+14) : 2 = +7.$$

Аналогично, зная степени окисления элементов, можно составить формулу соединения, например карбида алюминия (соединения алюминия и углерода). Запишем знаки алюминия и углерода рядом AlC, причем сначала — знак алюминия, так как это металл. Определим по таблице элементов Менделеева число внешних электронов: у Al — 3 электрона, у C — 4. Атом алюминия отдаст свои 3 внешних электрона углероду и получит при этом степень окисления +3, равную заряду иона. Атом углерода, наоборот, примет недостающие до «заветной восьмерки» 4 электрона и получит при этом степень окисления −4. Запишем эти значения в формулу: $\overset{+3\ -4}{AlC}$, и найдем

наименьшее общее кратное для них, оно равно 12. Затем рассчитаем индексы:

$$\overset{\boxed{12}}{\overset{+3\ -4}{AlC}} \longrightarrow Al_4C_3.$$

Знать степени окисления элементов необходимо и для того, чтобы уметь правильно называть химическое соединение.

Названия бинарных соединений состоят из двух слов — названий образующих их химических элементов. Первое слово обозначает электроотрицательную часть соединения — неметалл, его латинское название с суффиксом *-ид* стоит всегда в именительном падеже. Второе слово обозначает электроположительную часть — металл или менее электроотрицательный элемент, его название всегда стоит в родительном падеже. Например: NaCl — хлорид натрия, MgS — сульфид магния, KH — гидрид калия, CaO — оксид кальция. Если же электроположительный элемент проявляет разные степени окисления, то это отражают в названии, обозначив степень окисления римской цифрой, которая ставится в конце, например: $\overset{+2\ -2}{FeO}$ — оксид железа (II) (читается «оксид железа два»), $\overset{+2\ \ -2}{Fe_2O_3}$ — оксид железа (III) (читается «оксид железа три»).

Если соединение состоит из двух неметаллических элементов, то к названию более электроотрицательного из них прибавляется суффикс *-ид*, второй компонент ставится после этого в родительном падеже. Например: $\overset{+2\ -1}{OF_2}$ — фторид кислорода (II), $\overset{+4\ -2}{SO_2}$ — оксид серы (IV) и $\overset{+6\ -2}{SO_3}$ — оксид серы (VI).

В некоторых случаях число атомов элементов обозначается при помощи названий числительных на греческом языке — моно, ди, три, тетра, пента, гекса и т. д. Например: $\overset{+2-2}{CO}$ — монооксид углерода, или оксид углерода (II), $\overset{+2\ -2}{CO_2}$ — диоксид углерода, или оксид углерода (IV), $\overset{+4\ -1}{PbCl_4}$ — тетрахлорид свинца, или хлорид свинца (IV).

Чтобы химики разных стран понимали друг друга, потребовалось создание единой терминологии и номенклатуры веществ. Принципы химической номенклатуры были впервые разработаны французскими химиками А. Лавуазье, А. Фуркруа, Л. Гитоном де Мерво и К. Бертолле в 1785 г. В настоящее

время Международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) координирует деятельность ученых разных стран и издает рекомендации по номенклатуре веществ и терминологии, используемой в химии.

1. Бинарные, или двухэлементные, соединения. 2. Степень окисления. 3. Химическая номенклатура.

1 Запишите формулы оксидов азота (II, V, I, III, IV).

2 Дайте названия следующих бинарных соединений:

а) Cl_2O_7, Cl_2O, ClO_2;

б) $FeCl_2$, $FeCl_3$;

в) MnS, MnO_2, MnF_4, MnO, $MnCl_4$;

г) Cu_2O, Mg_2Si, $SiCl_4$, Na_3N, FeS.

3 Найдите по справочникам и словарям всевозможные названия веществ с формулами CO_2 и CO и объясните их этимологию. Дайте по два названия этим веществам по международной номенклатуре в соответствии с правилами, изложенными в параграфе.

4 Какое еще название можно дать аммиаку H_3N?

5 Какой объем займут при н. у. 17 г сероводорода? Сколько молекул его содержится в этом объеме?

6 Вычислите массу 33,6 м^3 метана CH_4 при н. у. и определите число молекул его, содержащееся в этом объеме.

§ 18 Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды и летучие водородные соединения

Оксиды — это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых — кислород со степенью окисления −2.

Оксиды — широко распространенный в природе класс неорганических соединений. К оксидам относят такие хорошо

известные соединения, как песок (диоксид кремния SiO_2 с небольшим количеством примесей), вода (оксид водорода H_2O), углекислый газ (диоксид углерода CO_2), глина (оксид алюминия с небольшим количеством других соединений) и т. д. Большинство руд черных металлов содержат оксиды, например красный железняк — Fe_2O_3 и магнитный железняк — Fe_3O_4.

Среди оксидов есть твердые при обычных условиях вещества — SiO_2, Fe_2O_3, жидкие — H_2O и газообразные — CO, CO_2. Познакомимся с важнейшими из них.

Вода H_2O. Это самое удивительное, самое распространенное и самое необходимое вещество на нашей планете. Почти три четверти поверхности земного шара занято водой морей и океанов. Льдом покрыто 20% суши (ледники гор, арктическая и антарктическая шапки планеты). Вода влияет на климат планеты, потому что она обладает очень большой теплоемкостью. Нагреваясь, вода поглощает тепло, а остывая, отдает его и тем самым «выравнивает» климат. А от космического холода предохраняют Землю те молекулы воды, которые рассеяны в атмосфере — в облаках в виде пара...

Вода составляет до 80% массы клетки и выполняет в ней чрезвычайно важные функции: определяет объем и упругость клеток, транспортирует в клетку и из нее растворенные вещества, предохраняет клетку от резких колебаний температур. Тело человека на $^2/_3$ состоит из воды. Почти все реакции в живой клетке протекают в водных растворах. Большинство реакций, используемых в технологических процессах на предприятиях химической, фармацевтической и пищевой промышленности, происходит также в водных растворах.

На вопрос: много ли воды на Земле? — однозначно ответить трудно: и очень много, и очень мало одновременно. Почему много — очевидно: океаны, ледники, реки, дожди... А вот почему мало? Во-первых, потому, что потребности человечества в воде сегодня уже сравнимы с возобновляемыми ресурсами пресной воды на нашей планете. Во-вторых, осуществляя производственные процессы, мы больше загрязняем воду, чем очищаем ее. В-третьих, большая часть земной воды — это не просто вода, а концентрированные солевые и иные растворы. В-четвертых, очень много пресной воды мы расходуем бездумно и напрасно. Поэтому необходимо беречь воду.

Углекислый газ CO_2 — ***диоксид углерода***. В воздухе всегда содержится около 0,03% (по объему) углекислого газа. Содер-

жание его в воздухе непостоянное. Воздух в городах, особенно вблизи заводов и фабрик, содержит несколько больше углекислого газа, чем воздух в сельской местности.

Образуется углекислый газ при дыхании и сгорании топлива, а также при тлении и гниении различных органических веществ. В воде многих минеральных источников содержится значительное количество растворенного углекислого газа. Один из таких источников минеральной воды (нарзан) находится в Кисловодске. Ежесуточно этот источник выносит около двух с половиной миллионов литров минеральной воды, содержащей до 5 г свободного углекислого газа.

В водах морей и океанов содержится очень много растворенного углекислого газа, в десятки раз больше, чем в воздухе.

Углекислый газ бесцветный, без запаха. Он почти в 1,5 раза тяжелее воздуха. При обычных условиях в одном объеме воды растворяется один объем углекислого газа.

При увеличении давления до 60 атм он превращается в бесцветную жидкость. При испарении жидкого углекислого газа часть его может превратиться в твердую снегообразную массу. Ее прессуют и получают так называемый «сухой лед», который при обычном давлении возгоняется, не плавясь, причем температура его понижается до −78,5 °С. Поэтому сухой лед в основном применяют для хранения пищевых продуктов и в первую очередь мороженого. Наиболее широко CO_2 используют при изготовлении шипучих напитков.

Углекислый газ не поддерживает горения и потому применяется для тушения пожаров.

Негашеная известь **CaO**. Это белое тугоплавкое вещество, которое энергично взаимодействует с водой («гасится» ею), образуя при этом гашеную известь. Применяется в строительстве для получения вяжущих материалов.

Другим важнейшим классом бинарных соединений являются ***водородные соединения элементов — гидриды*** и ***летучие водородные соединения***.

Гидриды металлов — твердые, нелетучие и тугоплавкие вещества, в которых атомы водорода и металла связаны между собой обычно ионной связью. Например, NaH, CaH_2.

Более известны благодаря широкому применению в промышленности и в быту бинарные соединения неметаллов с водородом. Это летучие вещества, как правило, газы, хорошо растворимые в воде. К этому классу веществ относится и вода, хотя является жидкостью в обычных условиях. Рас-

смотрим летучие водородные соединения на примере хлороводорода HCl и аммиака H_3N (чаще встречается NH_3 — традиционная запись).

Хлороводород HCl — это бесцветный газ, тяжелее воздуха, хорошо растворим в воде. В одном объеме воды при обычных условиях может раствориться около 500 объемов хлороводорода. На открытом воздухе хлороводород притягивает находящиеся в воздухе пары воды, образуя туманное облако, состоящее из мельчайших капелек, поэтому говорят, что хлороводород на воздухе «дымит». Раствор хлороводорода в воде называется *соляной кислотой* и представляет собой бесцветную, дымящуюся на воздухе жидкость несколько тяжелее воды. У людей и животных соляная кислота содержится в желудочном соке, она создает своеобразный барьер для микробов, попадающих в желудок вместе с пищей.

Аммиак NH_3 — бесцветный газ со своеобразным резким запахом. Он почти в два раза легче воздуха. Растворимость аммиака в воде очень велика — в одном объеме воды растворяется при обычных условиях 700 объемов аммиака. Раствор аммиака в воде называется *нашатырным спиртом*, который широко используется в медицине. Аммиак выделяется при гниении органических веществ, содержащих азот.

1. Оксиды. 2. Вода. 3. Углекислый газ. 4. Негашеная известь. 5. Гидриды. 6. Летучие водородные соединения. 7. Хлороводород и соляная кислота. 8. Аммиак и нашатырный спирт.

1 Выпишите из приведенного ниже перечня формул в два отдельных столбика формулы оксидов металлов и оксидов неметаллов и дайте им названия:
Na_2O, N_2O_5, NaOH, HNO_3, CuO, SO_2, SCl_2, Cl_2O_7, FeS, Fe_2O_3, Cu_2O, CuF_2, P_2O_5.

2 Какие из перечисленных ниже названий соответствуют формуле H_2O: оксид водорода, гидрид кислорода, пероксид водорода, водород, вода, кислородный водород?

3 Найдите плотность (массу одного литра) аммиака, хлороводорода и углекислого газа при н. у.

4 Сколько молекул каждого вещества содержится в одном грамме CO_2, HCl, NH_3?

5 Выпишите из текста параграфа все приведенные в нем формулы веществ и дайте их названия по международной номенклатуре.

6 Как должен располагаться сосуд для собирания аммиака и углекислого газа: вверх или вниз дном? Почему?

§ 19 Основания

Кроме бинарных соединений, существуют сложные вещества, например основания, которые состоят из трех элементов: металла, кислорода и водорода.

Водород и кислород в них входит в виде *гидроксогруппы* OH^- (которая имеет суммарный заряд 1−: $\overset{-2}{O}\overset{+1}{H}$). Следовательно, гидроксогруппа OH^- представляет собой ион, только не простой, как Na^+ или Cl^-, а сложный — OH^- — *гидроксид-ион*.

Основания — это сложные вещества, состоящие из ионов металлов и связанных с ними одного или нескольких гидроксид-ионов.

Если заряд иона металла 1+, то, разумеется, с ионом металла связана одна гидроксогруппа OH^-, если 2+, то две и т. д. Следовательно, состав оснований можно записать общей формулой: $M(OH)_n$, где **M** — металл, n — число групп OH^- и в то же время заряд иона (степень окисления) металла. Например:

$$NaOH,\ \overset{+2}{Ca}(OH)_2,\ \overset{+3}{Fe}(OH)_3.$$

Названия оснований состоят из слова *гидроксид* и наименования металла. Например, NaOH — гидроксид натрия, $Ca(OH)_2$ — гидроксид кальция.

Если же металл проявляет переменную степень окисления, то ее величину так же, как и для бинарных соединений, указывают римской цифрой в скобках и произносят в конце названия основания, например: CuOH — гидроксид меди (I), читается «гидроксид меди один»; $Cu(OH)_2$ — гидроксид меди (II), читается «гидроксид меди два».

По отношению к воде основания делятся на две группы: *растворимые* NaOH, $Ca(OH)_2$, KOH, $Ba(OH)_2$ и *нерастворимые*

$Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$. Растворимые основания также называют *щелочами*. О том, растворимо основание или нерастворимо в воде, можно узнать с помощью таблицы «Растворимость оснований, кислот и солей в воде».

Познакомимся с некоторыми щелочами.

Гидроксид натрия **NaOH** — твердое белое вещество, гигроскопичное и поэтому расплывающееся на воздухе; хорошо растворяется в воде, при этом выделяется теплота. Раствор гидроксида натрия в воде мылкий на ощупь и очень едкий. Он разъедает кожу, ткани, бумагу и другие материалы. За это свойство гидроксид натрия получил название *едкого натра*. С гидроксидом натрия и его растворами надо обращаться осторожно, опасаясь, чтобы они не попали на одежду, обувь, а тем более на руки и лицо. На коже от этого вещества образуются долго не заживающие раны. NaOH применяют в мыловарении, кожевенной и фармацевтической промышленности.

Гидроксид калия **KOH** — тоже твердое белое вещество, хорошо растворимое в воде, с выделением большого количества теплоты. Раствор гидроксида калия, как и раствор едкого натра, мылок на ощупь и очень едок. Поэтому гидроксид калия иначе называют *едкое кали*. Применяют его в качестве добавки при производстве мыла, тугоплавкого стекла.

Гидроксид кальция **$Ca(OH)_2$**, ***или гашеная известь,*** — рыхлый белый порошок, немного растворимый в воде (в таблице растворимости против формулы $Ca(OH)_2$ стоит буква М, что означает малорастворимое вещество). Получается при взаимодействии негашеной извести CaO с водой. Этот процесс называют гашением. Гидроксид кальция применяют в строительстве при кладке и штукатурке стен, для побелки деревьев, для получения хлорной извести, которая является дезинфицирующим средством.

Прозрачный раствор гидроксида кальция называется *известковой водой*. При пропускании через известковую воду CO_2 она мутнеет. Такой опыт служит для распознавания углекислого газа.

Реакции, с помощью которых распознают определенные химические вещества, называют качественными реакциями.

Для щелочей тоже существуют качественные реакции, с помощью которых растворы щелочей можно распознать среди растворов других веществ. Это реакции щелочей с особыми ве-

ществами — ***индикаторами*** (лат. «указателями»). Если к раствору щелочи добавить несколько капель раствора индикатора, то он изменит свой цвет (табл. 4). В таблице 4 приведены индикаторы и указано изменение их окраски в щелочной среде, а также в кислотной среде. С кислотами — другим классом сложных веществ — вы познакомитесь на следующем уроке.

Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды Таблица 4

Название индикатора	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в щелочной среде	Окраска индикатора в кислотной среде
Лакмус	Фиолетовая	Синяя	Красная
Метиловый оранжевый	Оранжевая	Желтая	Красно-розовая
Фенолфталеин	Бесцветная	Малиновая	Бесцветная

1. Гидроксид-ион. 2. Основания. 3. Растворимые (щелочи) и нерастворимые основания. 4. Едкий натр. 5. Едкое кали. 6. Гашеная известь и известковая вода. 7. Качественные реакции. 8. Индикаторы: лакмус, метиловый оранжевый, фенолфталеин.

1 Почему NaOH и KOH называют едкими щелочами?

2 Составьте химические формулы оснований для Cr(II) и Cu(I), назовите их. Изменяют ли окраску индикаторов эти вещества? Почему?

3 Составьте формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$, и дайте им названия.

4 Каким из оксидов: CO_2, CuO, Cl_2O_7, P_2O_5, FeO, MgO соответствуют основания? Запишите формулы этих оснований и дайте их названия.

5 Какое количество вещества содержится в 120 г NaOH? в 49 г $Cu(OH)_2$?

6 Найдите массу 5 моль $Fe(OH)_2$ и 0,5 моль $Fe(OH)_3$.

§ 20 Кислоты

С одним из представителей веществ этого класса вы уже познакомились, когда рассматривали летучие водородные соединения на примере хлороводорода HCl. Раствор его в воде и представляет собой соляную кислоту. Она имеет ту же формулу HCl. Аналогично при растворении в воде другого летучего водородного соединения — сероводорода H_2S образуется раствор слабой сероводородной кислоты с формулой H_2S.

Молекулы этих кислот состоят из двух элементов, то есть они являются бинарными соединениями. Однако к классу кислот относят также и соединения, состоящие из большего числа химических элементов. Как правило, третьим элементом, входящим в состав кислоты, является кислород. Поэтому такие кислоты называют *кислородсодержащими* в отличие от HCl и H_2S, которые называются *бескислородными*. Перечислим некоторые кислородсодержащие кислоты.

Азотная кислота — HNO_3.
Азотистая кислота — HNO_2.
Серная кислота — H_2SO_4.
Сернистая кислота — H_2SO_3.
Угольная кислота — H_2CO_3.
Кремниевая кислота — H_2SiO_3.
Фосфорная кислота — H_3PO_4.

Обратите внимание, что все кислоты (и кислородсодержащие, и бескислородные) обязательно содержат водород, который в формуле записывается на первом месте. Вся остальная часть формулы называется *кислотным остатком*. Например, у HCl кислотным остатком является Cl^-, а у H_3PO_4 кислотный остаток PO_4^{3-}.

Кислотами называются сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотных остатков.

Как правило, кислотные остатки образуют элементы-неметаллы.

По формулам кислот можно определить степени окисления атомов химических элементов, образующих кислоты.

Для бинарных кислот это сделать просто. Так как у водорода степень окисления +1, то в соединении $\overset{+1\ -1}{HCl}$ у хлора степень окисления −1, а в соединении $\overset{+1\ -2}{H_2S}$ у серы степень окисления −2.

Несложно будет рассчитать и степени окисления атомов элементов-неметаллов, образующих кислотные остатки кислородсодержащих кислот. Нужно только помнить, что суммарная степень окисления атомов всех элементов в соединении равна нулю, а степени окисления водорода +1 и кислорода −2. Тогда, например, по формуле серной кислоты $\overset{+1\ \ x\ \ -2}{H_2SO_4}$ можно составить уравнение:

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0,$$

откуда $x = +6$, где x — степень окисления серы. Отсюда формула серной кислоты с проставленными степенями окисления принимает вид $\overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4}$.

Зная степень окисления элемента-неметалла, образующего кислотный остаток кислородсодержащей кислоты, можно определить, какой оксид ей соответствует. Например, серной кислоте $\overset{+1\ +6\ -2}{H_2SO_4}$, в которой у серы степень окисления равна +6, соответствует оксид серы (VI) $\overset{+6}{SO_3}$; азотной кислоте $\overset{+1\ +5\ -2}{HNO_3}$, в которой у азота степень окисления равна +5, соответствует оксид азота (V) $\overset{+5}{N_2O_5}$.

По формулам кислот можно также определить и общий заряд, который имеют кислотные остатки. Заряд кислотного остатка всегда отрицателен и равен числу атомов водорода в кислоте. Число атомов водорода в кислоте называется *основностью*. Для *одноосновных* кислот, содержащих один атом водорода, например HCl и HNO_3, заряды кислотных остатков равны 1−, то есть Cl^- и NO_3^-. Для *двухосновных* кислот, например H_2SO_4 и H_2S, заряды кислотных остатков равны 2−, то есть SO_4^{2-} и S^{2-}. Кислотный остаток, например $(\overset{+6\ -2}{SO_4})^{2-}$, имеет общий заряд 2− и представляет собой сложный ион, который образуется при растворении кислоты в воде. Бинарные бескислородные кислоты HCl и H_2S образуют в водных растворах простые ионы Cl^- и S^{2-}, а кислородсодержащие кислоты образуют сложные ионы, например SO_4^{2-} и PO_4^{3-}.

Для того чтобы различать степени окисления и заряды ионов, условились записывать знак «+» или «−» перед цифрой, указывающей величину заряда степени окисления[1]: $\overset{+5}{P}$, но после цифры, указывающей величину заряда иона[2]: PO_4^{3-}. И еще: единичный заряд степени окисления обозначают цифрой +1 или −1, а единичный заряд иона только знаками «+» или «−». Например, степень окисления $\overset{-1}{Cl}$, а заряд иона Cl^-.

Познакомимся с некоторыми из кислот.

В природе встречается много кислот: лимонная кислота в лимонах, яблочная кислота в яблоках, щавелевая кислота в листьях щавеля. Муравьи защищаются от врагов, разбрызгивая едкие капельки муравьиной кислоты. Она же содержится в пчелином яде и в жгучих волосках крапивы.

При скисании виноградного сока получается уксусная кислота, а при скисании молока — молочная кислота. Та же самая молочная кислота образуется при квашении капусты и при силосовании кормов для скота. Нам хорошо известны часто применяемые в быту лимонная и уксусная кислоты. Употребляемый в пищу уксус и представляет собой раствор уксусной кислоты.

Многие кислоты нужны в народном хозяйстве в огромных количествах, производство этих веществ называется многотоннажным. К их числу относятся серная и соляная кислоты.

Серная кислота H_2SO_4 — бесцветная жидкость, вязкая, как масло, не имеющая запаха, почти вдвое тяжелее воды. Серная кислота поглощает влагу из воздуха и других газов. Это свойство серной кислоты используют для осушения некоторых газов.

При смешивании серной кислоты с водой выделяется большое количество теплоты. Если воду вливать в серную кислоту, то вода, не успев смешаться с кислотой, может закипеть и выбросить брызги серной кислоты на лицо и руки работающего. Чтобы этого не случилось, ***при растворении серной кислоты нужно вливать ее тонкой струей в воду и перемешивать.***

Серная кислота обугливает древесину, кожу, ткани. Если в пробирку с серной кислотой опустить лучинку, то происходит химическая реакция — лучинка обугливается. Теперь понятно, как опасно попадание брызг серной кислоты на кожу человека и одежду.

---

[1] Степень окисления записывают над символом химического элемента.

[2] Заряд иона записывают справа от символа химического элемента.

Угольная и сернистая кислоты — H_2CO_3 и H_2SO_3 — в свободном виде не существуют, так как они легко разлагаются на воду и соответствующий оксид:

$$H_2CO_3 \longrightarrow CO_2\uparrow + H_2O,$$
$$H_2SO_3 \longrightarrow SO_2\uparrow + H_2O.$$

Растворы всех кислот кислые, но распознавать концентрированные кислоты на вкус не решится ни один химик — это опасно. Есть более эффективные и безопасные способы обнаружения кислот. Их так же, как и щелочи, распознают с помощью индикаторов.

Прильем к растворам кислот по нескольку капелек раствора лакмуса фиолетового цвета. Лакмус окрасится в красный цвет. Метиловый оранжевый при действии кислот меняет оранжевый цвет на красно-розовый (см. табл. 4 в § 19).

А вот кремниевую кислоту, поскольку она нерастворима в воде, так распознавать нельзя.

1. Кислоты кислородсодержащие и бескислородные. 2. Кислотные остатки и основность кислот. 3. Сложные и простые ионы. 4. Соляная, сероводородная, серная, сернистая, угольная, азотная, азотистая, фосфорная и кремниевая кислоты. 5. Непрочные кислоты: угольная и сернистая. 6. Нерастворимая кремниевая кислота. 7. Индикаторы.

1 Дайте характеристику фосфорной кислоты по плану: а) формула; б) наличие кислорода; в) основность; г) растворимость; д) степени окисления элементов, образующих кислоту; е) заряд иона, образуемого кислотным остатком; ж) соответствующий оксид.

2 Почему нельзя лить воду в серную кислоту для ее разбавления?

3 Составьте химические формулы кислот, соответствующих следующим оксидам: N_2O_3, CO_2, P_2O_5, SiO_2, SO_2. Дайте названия всех веществ.

4 Каким из перечисленных в параграфе кислотам соответствуют следующие оксиды: N_2O_3, FeO, N_2O_5, MgO, SO_3, CO, Na_2O, NO, CO_2? Запишите формулы этих кислот и дайте их названия.

5 Какое количество вещества соответствует 490 г H_2SO_4; 9,8 г H_3PO_4?

§ 21 Соли

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

Как видно из определения, соли по составу похожи на кислоты, только вместо ионов водорода они содержат ионы металла. Поэтому их можно также назвать продуктами замещения атомов водорода в кислоте на ионы металла. Например, всем известная поваренная соль NaCl может быть рассмотрена как продукт замещения водорода в соляной кислоте HCl на ион натрия. Ион натрия имеет заряд 1+, а ион хлора имеет заряд 1−. Так как соединение электронейтрально, формула поваренной соли имеет вид $Na^{+}Cl^{-}$. Если же надо вывести формулу сульфида алюминия (III), поступают следующим образом. Обозначают заряды ионов, из которых состоит соединение: $Al^{3+}S^{2-}$. Заряд иона алюминия 3+, а заряд иона серы можно определить по формуле соответствующей сероводородной кислоты H_2S, он равен 2−. Затем находят наименьшее общее кратное числовых значений зарядов ионов алюминия и серы (3 и 2), оно равно 6. Зная это, можно найти индексы, разделив наименьшее общее кратное на величины зарядов, и записать следующую формулу:

$$\overset{\boxed{6}}{Al^{3+}S^{2-}} \longrightarrow Al_2S_3.$$

Аналогично поступают и для вывода формул солей кислородсодержащих кислот, имеющих сложные ионы. Выведем, например, формулу кальциевой соли фосфорной кислоты — фосфата кальция. По таблице Менделеева определим заряд иона кальция как элемента главной подгруппы II группы: 2+. По формуле фосфорной кислоты H_3PO_4 определим заряд иона, образованного кислотным остатком: PO_4^{3-}. Отсюда, формула фосфата кальция имеет вид:

$$\overset{\boxed{6}}{Ca^{2+}(PO_4)^{3-}} \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2.$$

(Читается «кальций три, пэ-о-четыре дважды».)

Как образуются названия солей бескислородных кислот, вы уже рассмотрели, когда знакомились с номенклатурой бинар-

ных соединений: соли HCl называются хлоридами, а соли H_2S — сульфидами.

Названия солей кислородсодержащих кислот составляются из двух слов: названия иона, образованного кислотным остатком, в именительном падеже и названия иона металла — в родительном. Названия ионов кислотных остатков составляются, в свою очередь, из корней названий элементов, с суффиксами *-ат* для высшей степени окисления и *-ит* для низшей степени окисления атомов элемента-неметалла, образующего сложный ион остатка кислородсодержащей кислоты. Например, соли азотной кислоты HNO_3 называются нитратами: KNO_3 — нитрат калия, а соли азотистой кислоты HNO_2 — нитритами: $Ca(NO_2)_2$ — нитрит кальция. Если же металл проявляет различные степени окисления, то они указываются в скобках римской цифрой, например: $Fe^{2+}SO_3$ — сульфит железа (II) и $Fe_2^{3+}(SO_4)_3$ — сульфат железа (III).

Номенклатура солей приведена в таблице 5.

Номенклатура солей Таблица 5

Название кислоты	Формула	Название солей	Формула (пример)
Азотистая	HNO_2	Нитриты	KNO_2
Азотная	HNO_3	Нитраты	$Al(NO_3)_3$
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды	$FeCl_3$
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты	K_2SO_3
Серная	H_2SO_4	Сульфаты	Na_2SO_4
Сероводородная	H_2S	Сульфиды	FeS
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфаты	$Ca_3(PO_4)_2$
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты	$CaCO_3$
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты	Na_2SiO_3

По растворимости в воде соли делятся на растворимые (Р), нерастворимые (Н) и малорастворимые (М). Для определения растворимости солей пользуются таблицей растворимости кис-

лот, оснований и солей в воде. Если под рукой нет этой таблицы, можно воспользоваться приведенными ниже правилами. Их легко запомнить.

1. Растворимы все соли азотной кислоты — нитраты.

2. Растворимы все соли соляной кислоты — хлориды, кроме $AgCl$(Н), $PbCl_2$(М).

3. Растворимы все соли серной кислоты — сульфаты, кроме $BaSO_4$(Н), $PbSO_4$(Н).

4. Растворимы соли натрия и калия.

5. Не растворяются все фосфаты, карбонаты, силикаты и сульфиды, кроме этих солей для Na^+ и K^+.

Рассмотрим растворимую натриевую соль бескислородной соляной кислоты — хлорид натрия $NaCl$, и нерастворимые кальциевые соли угольной и фосфорной кислот — карбонат кальция $CaCO_3$ и фосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$.

Хлорид натрия $NaCl$ — хорошо растворимая в воде соль, известна под названием поваренная соль. Без этой соли невозможна жизнь растений, животных и человека, так как она обеспечивает важнейшие физиологические процессы в организмах: в крови соль создает необходимые условия для существования красных кровяных телец, в мышцах обусловливает способность к возбудимости, в желудке образует соляную кислоту, без которой было бы невозможным переваривание и усвоение пищи. Необходимость соли для жизни была известна со времен глубочайшей древности. Значение соли отражено в многочисленных пословицах, поговорках, обычаях. «Хлеб да соль» — вот одно из пожеланий, которым русские люди с давних пор обменивались друг с другом во время приема пищи, подчеркивая равноценное с хлебом значение соли. Хлеб и соль стали символом гостеприимства и радушия русской нации.

Говорят: «Чтобы узнать человека, надо с ним пуд соли съесть». Оказывается, ждать не так уж долго: за два года двое съедают пуд соли (16 кг), так как в год каждый человек с пищей потребляет от 3 до 5,5 кг соли.

В названиях многих городов и поселков разных стран присутствует слово соль: Соликамск, Соль-Илецк, Усолье, Усолье-Сибирское, Солт-Лейк-Сити, Солтвиль, Зальцбург и т. д.

Соль образует мощные отложения в земной коре. В Соль-Илецке, например, толщина пласта соли превышает полтора километра. Соли, находящейся в озере Баскунчак в Астраханской области, хватит нашей стране на 400 лет. Огромные количества соли содержат в себе воды морей и океанов. Солью, из-

влеченной из Мирового океана, можно было бы засыпать всю сушу земного шара слоем в 130 м.

Хлорид натрия широко используют в химической промышленности для получения натрия, хлора, соляной кислоты, в медицине, для приготовления пищи, для консервирования продуктов питания (соление и квашение овощей) и т. д.

Карбонат кальция $CaCO_3$, нерастворимый в воде, — важнейшая соль, из которой многочисленные морские животные (моллюски, раки, простейшие) строят покровы своего тела — разнообразные по форме, многоцветные по окраске раковины. Скапливаясь после гибели своих хозяев на дне водоемов и главным образом морей, эти раковины за десятки и сотни миллионов лет образовали мощные пласты соединений кальция, давших начало образованию горных пород — известняков $CaCO_3$. Эту же формулу имеет и замечательный строительный камень — мрамор, и столь привычный каждому школьнику, стоящему у доски, мел. Из известняка получают негашеную и гашеную известь, строят дома. Мрамор идет на изготовление статуй, мрамором отделаны станции московского метро.

Из этой соли наземные животные «строят» свои скелеты — внутреннюю опору для мягких тканей, которые в десятки раз превышают вес самой опоры.

Фосфат кальция $Ca_3(PO_4)_2$ нерастворим в воде — это основа минералов фосфоритов и апатитов. Из них производят необходимые в сельском хозяйстве фосфорные удобрения, без которых, в свою очередь, было бы невозможно получение высоких урожаев. Он входит в состав костей животных.

1. Соли. 2. Номенклатура солей. 3. Растворимые, нерастворимые и малорастворимые соли. 4. Хлорид натрия (поваренная соль). 5. Карбонат кальция (мел, мрамор, известняк). 6. Фосфат кальция.

1 Составьте формулы солей натрия, кальция и алюминия для следующих кислот: азотной, серной и фосфорной (всего 9 формул). Дайте их названия. Какие из солей растворимы в воде?

2 Запишите формулы следующих солей: а) карбоната калия, сульфида свинца (II), нитрата железа (III); б) хлорида свинца (IV), фосфата магния, нитрата алюминия.

3 Из перечисленных формул H_2S, K_2SO_3, KOH, SO_3, $Fe(OH)_3$, FeO, N_2O_3, $Cu_3(PO_4)_2$, Cu_2O, P_2O_5, H_3PO_4 выпишите последовательно формулы: а) оксидов, б) кислот, в) оснований, г) солей. Дайте названия веществ.

§ 22 Кристаллические решетки

Вещество, как вам известно, может существовать в трех агрегатных состояниях: газообразном, жидком и твердом. Например, кислород, который при обычных условиях представляет собой газ, при температуре −194 °С превращается в жидкость голубого цвета, а при температуре −218,8 °С затвердевает в снегообразную массу, состоящую из кристаллов синего цвета.

В этом параграфе мы рассмотрим, как влияют особенности химических связей на свойства твердых веществ. Температурный интервал существования вещества в твердом состоянии определяется его температурами кипения и плавления. Твердые вещества делятся на *кристаллические* и *аморфные*.

Аморфные вещества не имеют четкой температуры плавления — при нагревании они постепенно размягчаются и переходят в текучее состояние. В аморфном состоянии, например, находится пластилин или различные смолы.

Кристаллические вещества характеризуются правильным расположением тех частиц, из которых они состоят: атомов, молекул и ионов, — в строго определенных точках пространства. При соединении этих точек прямыми линиями образуется пространственный каркас, который называют ***кристаллической решеткой***. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют ***узлами решетки***.

В узлах воображаемой решетки могут находиться ионы, атомы и молекулы. Эти частицы совершают колебательные движения. С повышением температуры размах этих колебаний возрастает, что приводит, как правило, к тепловому расширению тел.

В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решетки, и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решеток: *ионные, атомные, молекулярные* и *металлические* (табл. 6).

Простые вещества остальных элементов, не представленные в таблице 6, имеют металлическую решетку.

Ионными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью, которой могут быть связаны как простые ионы Na^+, Cl^-, так и сложные SO_4^{2-}, OH^-. Следовательно, ионные кристаллические решетки имеют соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов, то есть те вещества, в которых существует ионная химиче-

Положение элементов в Периодической системе Д. И. Менделеева и типы кристаллических решеток их простых веществ

Таблица 6

Период	Группа							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
I							H_2	He
II	Li	Be	B	C	N_2	O_2	F_2	Ne
III	Na	Mg	Al	Si	P_4	S_8	Cl_2	Ar
IV	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br_2	Kr
V	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I_2	Xe
Тип кристаллической решетки	Металлическая				Атомная		Молекулярная	

ская связь. Например, кристалл хлорида натрия построен из чередующихся положительных ионов Na^+ и отрицательных Cl^-, образующих решетку в форме куба (рис. 13). Связи между ионами в таком кристалле очень устойчивы. Поэтому вещества с ионной решеткой обладают сравнительно высокой твердостью и прочностью, они тугоплавки и нелетучи.

Атомными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные атомы. В таких решетках атомы соединены между собой очень прочными ковалентными связями. Примером веществ с таким типом кристаллических решеток может служить алмаз (рис. 14) — одно из аллотропных видоизменений углерода.

Число веществ с атомной кристаллической решеткой не очень велико. К ним относятся кристаллические бор, кремний и германий, а также сложные вещества, например такие, в состав которых входит оксид кремния (IV) — SiO_2: кремнезем, кварц, песок, горный хрусталь.

Большинство веществ с атомной кристаллической решеткой имеют очень высокие температуры плавления (например, у алмаза она свыше 3500 °С), они прочны и тверды, практически нерастворимы.

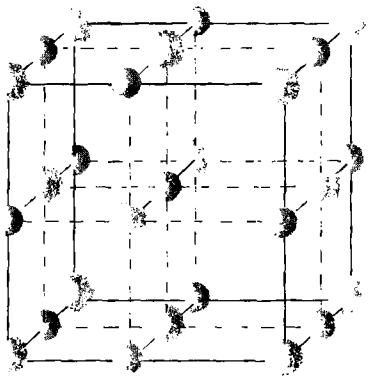


Рис. 13. *Ионная кристаллическая решетка поваренной соли*

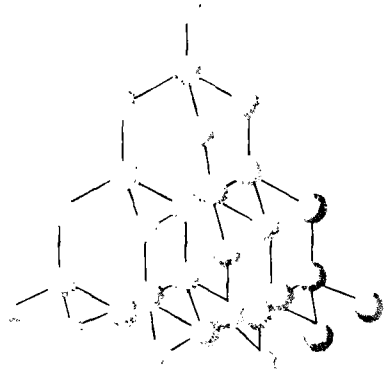


Рис. 14. *Атомная кристаллическая решетка алмаза*

Молекулярными называют кристаллические решетки, в узлах которых располагаются молекулы (рис. 15). Химические связи в этих молекулах могут быть и полярными (HCl, H_2O), и неполярными (N_2, O_3). Несмотря на то что атомы внутри молекул связаны очень прочными ковалентными связями, между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения. Поэтому вещества с молекулярными кристаллическими решетками имеют малую твердость, низкие температуры плавления, летучи.

Примерами веществ с молекулярными кристаллическими решетками являются твердая вода — лед, твердый оксид углерода (IV) — «сухой лед», твердые хлороводород и сероводород,

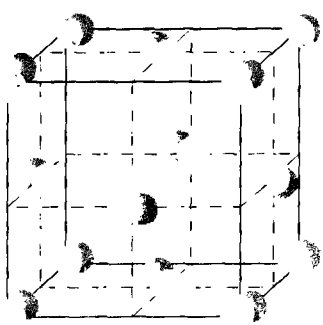


Рис. 15. *Молекулярная кристаллическая решетка иода*

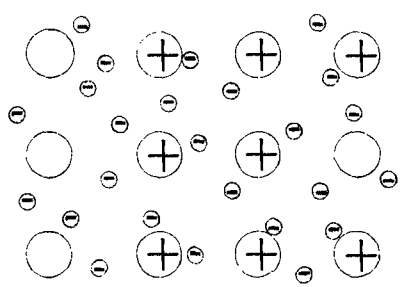


Рис. 16. *Металлическая кристаллическая решетка*

твердые простые вещества, образованные одно- (благородные газы), двух- (H_2, O_2, Cl_2, N_2, I_2), трех- (O_3), четырех- (P_4), восьмиатомными (S_8) молекулами. Большинство твердых органических соединений имеют молекулярные кристаллические решетки (нафталин, глюкоза, сахар).

Вещества с металлической связью имеют ***металлические кристаллические решетки*** (рис. 16). В узлах таких решеток находятся атомы и ионы (то атомы, то ионы, в которые легко превращаются атомы металла, отдавая свои внешние электроны в общее пользование). Такое внутреннее строение металлов определяет их характерные физические свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, характерный металлический блеск.

Для веществ, имеющих молекулярное строение, справедлив открытый французским химиком Ж. Л. Прустом (1799—1803) закон постоянства состава. В настоящее время этот закон формулируется так: ***«Молекулярные химические соединения независимо от способа их получения имеют постоянный состав и свойства»***. Закон Пруста является одним из основных законов химии. Однако для веществ с немолекулярным строением, например ионным, этот закон не всегда справедлив.

1. Твердое, жидкое и газообразное состояния вещества. 2. Твердые вещества: аморфные и кристаллические. 3. Кристаллические решетки: атомные, ионные, металлические и молекулярные. 4. Закон постоянства состава.

1 Какие свойства нафталина лежат в основе его применения для защиты шерстяных изделий от моли?

2 Какие качества аморфных тел применимы для описания особенностей характера отдельных людей?

3 Почему открытый датским ученым К. Х. Эрстедом алюминий в 1825 г. еще долгое время относился к драгоценным металлам?

4 Вспомните произведение А. Беляева «Продавец воздуха» и охарактеризуйте свойства твердого кислорода, используя его описание, приведенное в книге.

5 Почему температура плавления металлов изменяется в очень широких пределах? Для подготовки ответа на этот вопрос используйте дополнительную литературу.

6 Почему изделие из кремния при ударе раскалывается на кусочки, а изделие из свинца только расплющивается? В каком из указанных случаев происходит разрушение химической связи, а в каком — нет? Почему?

§ 23 Чистые вещества и смеси

Попробуйте ответить на следующий вопрос: «Можно ли изучать свойства воды, используя для этой цели морскую воду?» Верно, что нельзя, ибо морская вода представляет собой не чистую H_2O, а смесь различных веществ в ней, и в первую очередь солей (главную массу их составляет хлорид натрия), которые придают морской воде своеобразный горько-соленый вкус. Каждое вещество, выделенное из морской воды, имеет определенные свойства. Да и сама вода, не загрязненная посторонними примесями или содержащая их чрезвычайно мало, — ее называют *дистиллированной водой* — характеризуется рядом специфических свойств, с которыми вы знакомились раньше, когда рассматривали оксиды. Например, она замерзает при температуре 0 °С, тогда как океанская вода — при температуре −1,9 °С.

Природная вода не бывает совершенно чистой. Наиболее чистой является дождевая вода, но и она содержит значительные количества различных примесей, которые захватывает из воздуха.

В жизни, как правило, мы встречаемся не с чистыми веществами, а со смесями веществ. Эти смеси могут быть *неоднородными* (например, мутная речная вода содержит в себе нерастворимые частицы песка и глины, которые видны невооруженным глазом) и *однородные* (растворы спирта, сахара), в которых нельзя заметить границу раздела между веществами.

Среди однородных смесей можно выделить *жидкие, твердые* и *газообразные*. Важнейшая *газообразная* смесь — воздух — представляет собой смесь азота, кислорода, углекислого газа, аргона и других веществ. К *твердым* смесям можно отнести стекло и различные сплавы — сталь, бронзу, латунь и др.

Состав смесей может быть самым разнообразным, и они в отличие от чистых веществ имеют другие свойства. Так, чистая вода замерзает при 0 °С, а если растворить в ней поваренную соль, то можно добиться значительного понижения температу-

ры замерзания. Этим, например, пользуются ленивые работники городского коммунального хозяйства, когда в период гололедицы посыпают тротуары технической поваренной солью.

Состав смесей устанавливают с помощью *химического анализа*. Химический анализ применяется очень широко, он необходим при решении важнейших хозяйственных и научно-технических задач. Проведение анализа стали по ходу ее выплавки (например, определение содержания углерода) — обязательное условие успешного проведения металлургического процесса.

Без определения концентрации примесей, загрязняющих воду и воздух, невозможен контроль за состоянием окружающей среды. Химический анализ горных пород и руд используется при разведке полезных ископаемых. Вспомните Шерлока Холмса, знаменитого сыщика, героя многочисленных произведений А. Конан Дойла: ему нередко помогали определить виновность или невиновность подозреваемого именно результаты химического анализа, проведению которого он посвящал немалую часть своего свободного времени. Химический анализ необходим криминалисту и археологу, медику и искусствоведу и многим другим специалистам. А космические исследования? Изучение атмосферных газов Венеры, горных пород Марса, состава лунного грунта невозможно без проведения химического анализа.

С помощью особых методов с применением химического анализа получают *особо чистые вещества*, в которых содержание примесей, влияющих на их специфические свойства, не превышает одной стотысячной и даже одной миллионной процента. Эти вещества играют важную роль в атомной энергетике, полупроводниковой промышленности, волоконной оптике и т. д. Свойства особо чистых веществ используются для создания принципиально новых приборов или технологических процессов.

Очистка веществ — важнейшая проблема химии. Простейшие способы очистки веществ вам известны из курсов ботаники и природоведения.

Так, чтобы очистить природную воду от взвешенных в ней частиц, ее фильтруют сквозь слой пористого вещества, например угля, обожженной глины и т. п. При очистке больших количеств воды пользуются фильтрами из песка и гравия. Фильтры задерживают также бóльшую часть бактерий. Кроме того, для обеззараживания питьевой воды ее хлорируют (см. рис. 21, § 25).

1. Чистые вещества и смеси. 2. Особо чистые вещества. 3. Химический анализ.

1 Приведите примеры жидких, твердых и газообразных смесей.

2 Можно ли дистиллированную воду считать особо чистым веществом? Почему?

3 Как применяют методы химического анализа в своей работе криминалисты, археологи, медики и искусствоведы? Приготовьте сообщение об этом, используя дополнительную литературу.

4 Предложите способы разделения смесей, состоящих из:
а) железных и медных опилок;
б) порошков железа и серы.

§ 24 Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора)

Мы уже знаем, что природная вода никогда не бывает совершенно чистой. Вода, содержащая значительное количество солей кальция и магния, называется *жесткой* в отличие от *мягкой* воды, например дождевой. Жесткая вода дает мало пены с мылом, а на стенках котлов и чайников при ее кипячении образуется накипь. Жесткость воды зависит от количества растворенных в ней солей. Содержание растворенного вещества в растворе выражают с помощью ее массовой доли.

Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора называют массовой долей растворенного вещества.

Массовую долю обозначают греческой буквой ω («омега») и выражают в долях единицы или процентах:

$$\omega\,(\text{в долях}) = \frac{m_{(\text{в-во})}}{m_{(\text{р-р})}},$$

$$\omega\,(\%) = \omega \cdot 100\%.$$

Так, массовая доля растворенных солей в пресных водах составляет в пределах от 0,01 до 0,1%, а в морской воде их около 3,5%. Рассмотрим, как производить расчеты с использованием понятия массовая доля.

Задача 1. **В 150 г воды растворили 50 г фосфорной кислоты. Найти массовую долю кислоты в полученном растворе.**

Дано:	*Решение:*	
$m(H_3PO_4) = 50$ г $m(H_2O) = 150$ г	$\omega = \frac{m_{(к\text{-}та)}}{m_{(р\text{-}р)}}$	$m_{(р\text{-}р)} = 50$ г + 150 г = 200 г $\omega = 50$ г : 200 г =
$\omega_{(к\text{-}та)} = ?$	$m_{(р\text{-}р)} = m_{(к\text{-}та)} + m(H_2O)$	= 0,25, или 25%

Ответ: $\omega(H_3PO_4) = 0,25$, или 25%.

Задача 2. **Сколько граммов воды и нитрата натрия нужно взять, чтобы приготовить 80 г 5%-го раствора?**

Дано:	*Решение:*	
$m_{(р\text{-}р)} = 80$ г $\omega(NaNO_3) = 0,05$	$m_{(в\text{-}во)} = m_{(р\text{-}р)} \cdot \omega$ $m(H_2O) = m_{(р\text{-}р)} - m_{(в\text{-}во)}$	$m(NaNO_3) = 80$ г · 0,05 = 4 г $m(H_2O) = 80$ г − 4 г = 76 г
$m(NaNO_3) = ?$ $m(H_2O) = ?$		

Ответ: $m(NaNO_3) = 4$ г; $m(H_2O) = 76$ г.

В ювелирных и технических изделиях применяют не чистое золото, а его сплавы, чаще всего с медью и серебром. Чистое золото — металл слишком мягкий, ноготь оставляет на нем след, износостойкость его невелика. Проба, стоящая на золотых изделиях, изготовленных в нашей стране, означает массовую долю золота в сплаве, точнее, содержание его из расчета на тысячу массовых частей сплава.

Проба 583^0, например, означает, что в сплаве массовая доля золота составляет 0,583, или 58,3%.

Аналогично массовой доле определяется и объемная доля газообразного вещества в газовой смеси, обозначаемая греческой буквой φ («фи»):

$$\varphi = \frac{V_{(в\text{-}во)}}{V_{(смесь)}}.$$

Задача 3. **Сколько кубических метров кислорода может быть получено путем фракционной перегонки жидкого воздуха, если исходный объем воздуха был равен 800 м³ (н. у.), а, как известно, объемная доля кислорода в воздухе составляет 0,21?**

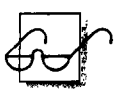
Дано:	*Решение:*	
$V_{(возд.)} = 800$ м³ $\varphi(O_2) = 0{,}21$	$V(O_2) = V_{(возд.)} \cdot \varphi(O_2)$	$V(O_2) = 800$ м³ $\cdot$ 0,21 = = 168 м³
$V(O_2) = ?$		

Ответ: $V(O_2) = 168$ м³.

Задача 4. **Найти массу азота, полученного из 280 л воздуха (н. у.), если известно, что объемная доля азота в воздухе составляет 78%.**

Дано:	*Решение:*	
$V_{(возд.)} = 280$ л $\varphi(N_2) = 0{,}78$	$m(N_2) = M(N_2) \cdot n(N_2)$ $n(N_2) = \frac{V(N_2)}{V_m}$ $V(N_2) = V_{(возд.)} \cdot \varphi(N_2)$	$V(N_2) = 280$ л $\cdot$ 0,78 = = 218,4 л $n(N_2) = \frac{218{,}4 \text{ л}}{22{,}4 \text{ л/моль}} =$ = 9,75 моль $M(N_2) = 14 \cdot 2 =$ = 28 г/моль $m(N_2) = 28$ г/моль $\times$ $\times$ 9,75 моль = 273 г
$m(N_2) = ?$		

Ответ: $m(N_2) = 273$ г.



1. Массовая доля. 2. Проба золота. 3. Объемная доля и объемный состав воздуха.

1 Для борьбы с болезнями растений, особенно плодовых деревьев и виноградников, применяют раствор сульфата меди (II). Обычно растворяют 100 г соли на ведро воды (8 л). Какова массовая доля соли в полученном растворе? Сколько воды и соли содержится в 500 г этого раствора?

2 Сколько граммов иода и спирта нужно взять для приготовления 30 г 5%-го раствора иодной настойки?

3 Какое количество спирта содержится в 500 г водки (40%-й раствор спирта)? Не забудьте, что количество измеряется в молях и для его определения вам понадобится формула этилового спирта C_2H_6O.

4 Определите количество золота и серебра, которое содержится в мамином обручальном кольце массой 3,75 г и пробой 583°.

5 Из 250 г 20%-го раствора хлорида калия выпарили 100 мл воды. Какой стала массовая доля соли в растворе?

6 В 180 г 15%-го раствора гидроксида натрия растворили еще 20 г щелочи. Какой стала массовая доля щелочи в полученном растворе?

7 Слили два раствора серной кислоты: 240 г 30%-го и 180 г 5%-го. Какой стала массовая доля кислоты в образовавшемся растворе?

Глава четвертая

Изменения, происходящие с веществами

§ 25 Физические явления в химии

Вы уже знаете, что с телами и веществами происходят различные изменения, которые называются явлениями, и помните, что они делятся на *физические* и *химические*. При *физических явлениях* состав вещества остается без изменения, а меняется лишь его агрегатное состояние или форма и размеры тел.

Физические явления, выражающиеся в изменениях агрегатного состояния вещества или формы и размеров тел, определяют важнейшие области применения их в народном хозяйстве. Так, пластичность алюминия позволяет вытягивать его в проволоку или прокатывать в тонкую фольгу; электропроводность и сравнительная легкость алюминия позволяют использовать его в качестве проводов линий электропередач, а сплавы — в самолетостроении; теплопроводность, пластичность и неядовитость — при изготовлении посуды и т. д.

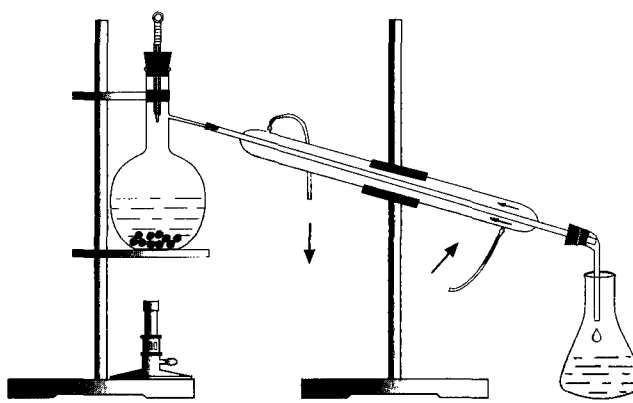


Рис. 17. *Дистилляция*

Многие способы получения чистых химических веществ по сути физические явления. К ним относятся: перегонка, кристаллизация, фильтрование, возгонка и др. Например, на различии температур кипения веществ основан ***способ дистилляции*** (рис. 17), или ***перегонки***.

Этим способом получают воду, очищенную от растворенных в ней веществ. Такая вода называется *дистиллированной*. Именно ее используют для приготовления лекарственных растворов и для заливки в систему охлаждения автомобилей.

Перегонку как способ разделения жидких смесей применяют для получения из природной нефти отдельных нефтепродуктов. Промышленная установка для непрерывной перегонки нефти состоит из трубчатой печи (*1*) для нагревания нефти и разделительной, или ректификационной, колонны (*2*), где нефть разделяется на фракции (дистилляты) — отдельные нефтепродукты (рис. 18).

В трубчатой печи в виде змеевика расположен длинный трубопровод. Печь обогревается горящим мазутом или газом. По трубопроводу непрерывно подается нефть, в нем она нагре-

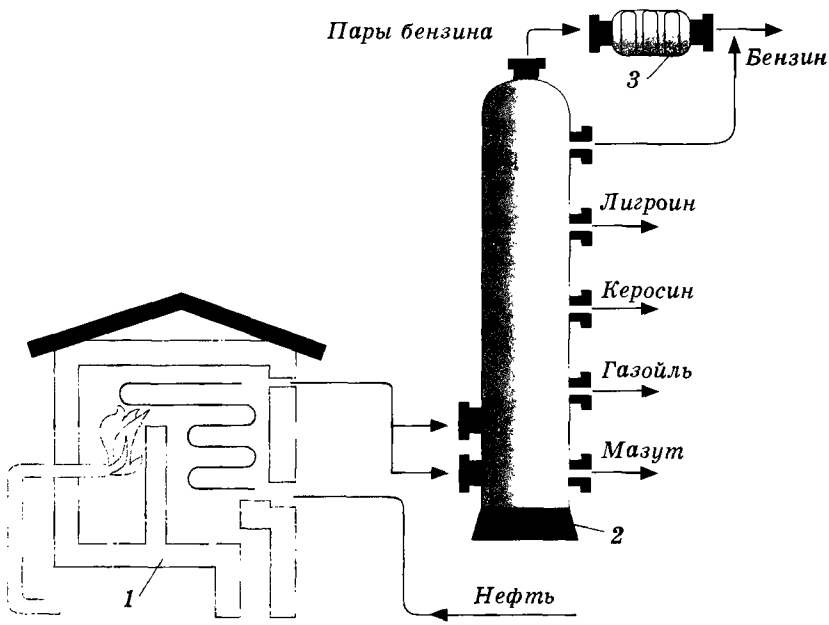


Рис. 18. *Схема трубчатой установки для непрерывной перегонки нефти: 1 — трубчатая печь; 2 — ректификационная колонна; 3 — холодильник*

вается до 320—350 °С и в виде смеси жидкости и паров поступает в ректификационную колонну.

Ректификационная колонна — стальной цилиндрический аппарат высотой около 40 м. Она имеет внутри несколько десятков горизонтальных перегородок с отверстиями, так называемых тарелок. Пары́ нефти, поступая в колонну, поднимаются вверх и проходят через отверстия в тарелках. Постепенно охлаждаясь при своем движении вверх, они сжижаются на тех или иных тарелках в зависимости от температур кипения и плотности. Углеводороды менее летучие сжижаются уже на первых тарелках, образуя *газойлевую* фракцию, более летучие углеводороды собираются выше и образуют *керосиновую* фракцию, еще выше собирается *лигроиновая* фракция, наиболее летучие углеводороды выходят в виде паров из колонны и образуют *бензин*. Внизу собирается густая черная жидкость — *мазут*. Его используют в качестве топлива, а также для получения смазочных масел путем дополнительной перегонки.

Способ перегонки жидкого воздуха лежит в основе получения из него отдельных составных частей — азота (он выкипает первым), кислорода и др.

Для очистки солей пользуются способом ***кристаллизации***. При этом, например, природную соль растворяют в воде и затем фильтруют (рис. 19). В результате получают раствор поваренной соли, очищенный от песка, глины и других не растворимых в воде примесей. Затем соль выделяют из раствора ***выпариванием*** (рис. 20), вода испаряется, а в фарфоровой чашке остаются кристаллы соли.

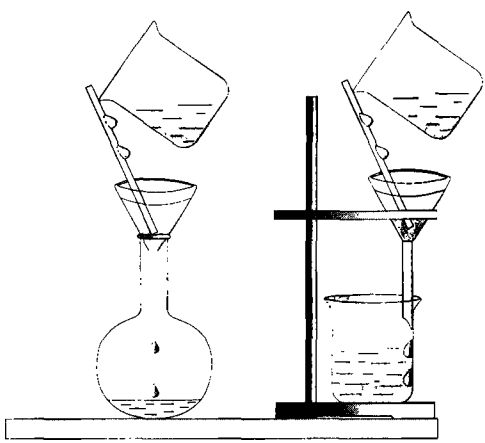


Рис. 19. *Фильтрование*

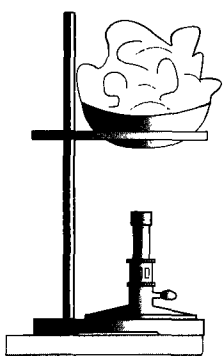


Рис. 20. *Выпаривание*

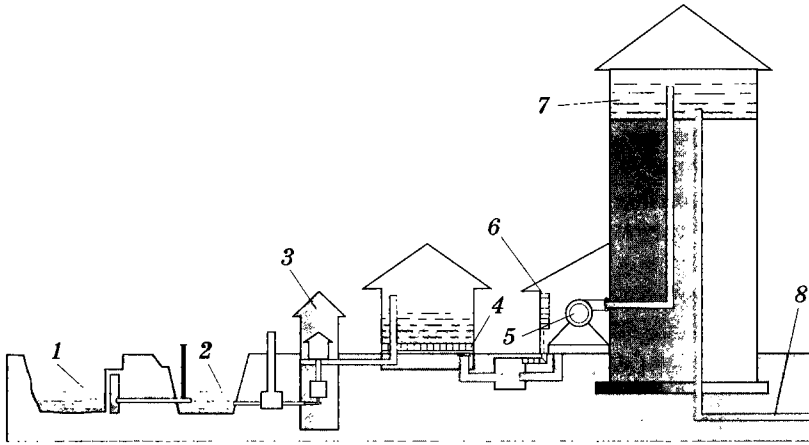


Рис. 21. *Схема водоочистительной станции: 1 — река; 2 — бассейн для отстаивания воды; 3 — колодец; 4 — фильтр; 5 — главный насос; 6 — устройство для хлорирования воды; 7 — водонапорная башня; 8 — водопровод в город*

Способ ***фильтрования*** основан на различной пропускной способности пористого материала — *фильтра*, по отношению к составляющим смесь частицам. Фильтром для очистки питьевой воды на станциях водоочистки служит слой песка (рис. 21). В пылесосе, который очищает воздух от взвешенной в нем пыли, применяются бумажные или матерчатые фильтры; в медицине при уходе за больными или во время хирургической операции используются в качестве фильтра многослойные марлевые повязки.

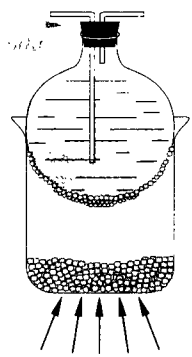


Рис. 22. *Возгонка иода*

Для получения чистых иода и серы используют такое физическое явление, как ***возгонка (сублимация)***, то есть переход вещества из твердого состояния в газообразное, минуя жидкую фазу (рис. 22). При возгонке в нагреваемой части прибора кристаллическое вещество испаряется, а в охлаждаемой — снова конденсируется с образованием кристаллов. Лед способен к возгонке, недаром белье высыхает и на морозе.

Возгонка определила использование твердого углекислого газа CO_2 (как вы знаете,

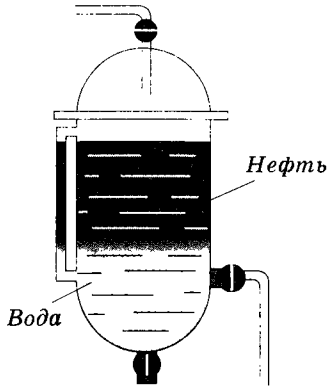


Рис. 23. *Нефтеразделительная колонка*

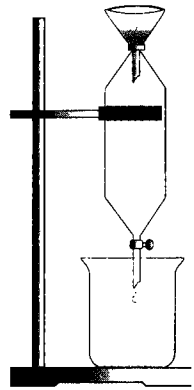


Рис. 24. *Делительная воронка*

его называют «сухим льдом») для хранения продуктов и в первую очередь мороженого.

Различная плотность веществ лежит в основе такого способа разделения смесей, как ***отстаивание***. Например, смеси нефти и воды, растительного масла и воды быстро расслаиваются и поэтому легко отделяются друг от друга с помощью ***делительной воронки*** (рис. 23, 24).

1. Дистилляция, или перегонка. 2. Дистиллированная вода. 3. Кристаллизация и выпаривание. 4. Фильтрование. 5. Возгонка. 6. Отстаивание. 7. Делительная воронка.

1 Какой способ разделения смесей описан в научно-фантастическом произведении А. Беляева «Продавец воздуха»?

2 Откуда берет свое начало поверье, что рассыпанная соль — к ссоре? Как помирить людей, поссорившихся из-за рассыпанной соли?

3 Укажите способы разделения следующих смесей:
а) зубной порошок и поваренная соль;
б) спирт и вода;
в) бензин и вода.

4 Как в походных условиях очистить и обеззаразить мутную воду и сделать ее пригодной для питья и приготовления пищи?

5 Почему работники элеваторов (зернохранилищ) при просеивании и сортировке зерна во время работы надевают специальную маску-фильтр?

6 Какой способ очистки чайной заварки от чаинок вы используете, когда наливаете ее из чайника через ситечко?

§ 26 Химические реакции

В отличие от физических явлений при *химических явлениях*, или *химических реакциях*, как вы знаете, происходит превращение одних веществ в другие. Эти превращения сопровождаются внешними признаками: появлением осадка или газа, изменением цвета, выделением или поглощением теплоты, появлением запаха.

Вспомните те опыты, которые вам демонстрировал учитель на первых уроках. Взаимодействие мрамора — карбоната кальция $CaCO_3$ — с соляной кислотой HCl сопровождалось обильным выделением углекислого газа — оксида углерода (IV) CO_2. А пропускание его через прозрачную известковую воду — гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ — происходило с образованием осадка — карбоната кальция $CaCO_3$.

Понаблюдаем за протеканием некоторых химических реакций и установим признаки, которые подтверждают образование новых веществ и появление у них новых свойств — нерастворимости или малой растворимости в воде, запаха, цвета и др.

В пробирку нальем 2 мл раствора хлорида железа (III) $FeCl_3$, а затем добавим несколько капель раствора роданида калия KNCS. Мы увидим появление кроваво-красного раствора нового вещества — роданида железа (III) $Fe(NCS)_3$.

Смешаем порошки железа и серы, новые вещества при этом не появились. Железо из этой смеси будет притягиваться магнитом, а при опускании смеси в воду сера всплывает на поверхность, то есть смесь можно очень просто разделить. Однако если эту смесь порошков железа и серы нагреть, то начнется химическая реакция, которая будет продолжаться далее без нагревания с выделением теплоты — мы увидим, как смесь раскалится. После окончания реакции получится новое вещество — сульфид железа (II) FeS. Оно серого цвета, тонет в воде и не притягивается магнитом.

Подожжем в железной ложечке немного серы — она загорится синеватым пламенем и даст обильный едкий дым сернистого газа — оксида серы (IV) SO_2. О протекании реакции можно судить по изменению цвета, появлению газа с резким запахом, выделению теплоты и света.

Реакции, протекающие с выделением теплоты и света, называются реакциями горения.

Реакцию мгновенного горения порошка магния использовали при фотографировании в качестве «вспышки», пока не появилась электрическая лампа. *Реакции горения* — это частный случай *большой группы химических реакций, протекающих с выделением теплоты.*

Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются экзотермическими (экзо — «наружу»), а протекающие с поглощением теплоты — эндотермическими (эндо — «внутрь»).

К последним, например, относится реакция разложения воды при высоких температурах, с образованием молекул водорода и кислорода.

В заключение рассмотрим, какие *условия* должны выполняться, чтобы произошла химическая реакция.

1. Необходимо, чтобы реагирующие вещества соприкоснулись, и чем больше площадь их соприкосновения, тем быстрее идет химическая реакция. Поэтому твердые вещества измельчают и перемешивают или растворяют, а растворы веществ, которые хорошо растворяются в воде, сливают.

2. Второе важное условие — нагревание. Для экзотермических реакций оно необходимо только для того, чтобы реакция началась, а для эндотермических реакций — необходимо нагревание на протяжении всей реакции.

1. Признаки химических реакций. 2. Условия течения химических реакций. 3. Реакции экзо- и эндотермические. 4. Реакция горения.

1 В крепко заваренный свежий чай в стакане опустите кусочек лимона или несколько кристаллов лимонной кислоты. Что наблюдаете?

2 Приготовьте с помощью лимонной кислоты домашний шипучий напиток. Немного кислоты на кончике чайной ложки растворите в воде, а затем добавьте в полученный раствор столько же пищевой (питьевой) соды. Что наблюдаете?

3 Старинные медные монеты и бронзовые изделия часто бывают покрыты зеленоватым налетом, а серебряные — черным. О чем говорит появление этих налетов? Как очистить изделия от них?

4 Какую химическую ошибку допускают журналисты, когда в своих репортажах пишут, например, такую фразу: «Место происшествия освещалось непрерывными вспышками магния»?

5 Расскажите об устройстве и работе огнетушителя.

6 Почему загоревшиеся нефтепродукты или вспыхнувшие электрические провода нельзя тушить водой? Как погасить их?

§ 27 Химические уравнения

Закон сохранения массы веществ, открытый М. В. Ломоносовым в 1756 г., гласит:

> ***Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе веществ, получившихся в результате ее.***

Материальными носителями массы веществ являются атомы химических элементов, из которых состоят как вступившие в реакцию вещества (реагенты), так и образовавшиеся в результате ее новые вещества (продукты реакции). Поскольку при химических реакциях атомы не образуются и не разрушаются, а происходит лишь их перегруппировка, то становится очевидным справедливость открытого М. В. Ломоносовым и подтвержденного позднее А. Лавуазье закона.

В справедливости закона сохранения массы веществ можно легко убедиться на простом опыте. Поместим в колбу немного красного фосфора, закроем ее пробкой и взвесим на весах

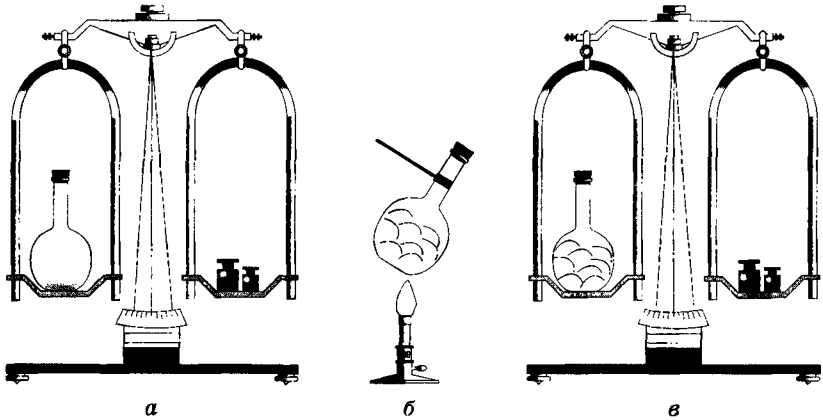


Рис. 25. *Экспериментальная проверка закона сохранения массы веществ: а — взвешивание колбы с фосфором до реакции; б — горение фосфора в закрытой колбе; в — взвешивание колбы с продуктом реакции*

(рис. 25). Затем колбу, осторожно нагреем. О том, что произошла химическая реакция, нам станет понятно по появлению густого белого дыма в колбе, состоящего из оксида фосфора (V), который образовался при взаимодействии фосфора с кислородом. При повторном взвешивании колбы с продуктами этой реакции мы убедимся, что масса веществ в колбе не изменилась, хотя и произошло превращение фосфора в его оксид.

Этот же вывод будет нами сделан и при проведении еще одного простого, но очень наглядного опыта. В специальный сосуд нальем отдельно соляную кислоту и раствор щелочи, например

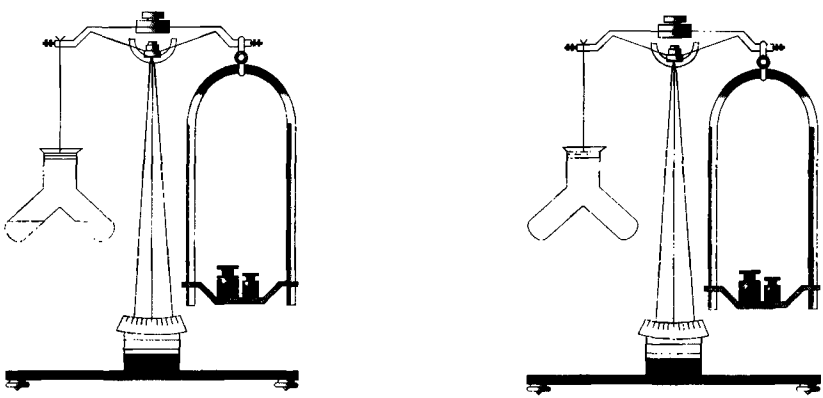


Рис. 26. *Опыт, подтверждающий закон сохранения массы вещества*

гидроксида натрия (рис. 26). К раствору щелочи добавим несколько капель индикатора — фенолфталеина, отчего раствор окрасится в малиновый цвет. Закроем прибор пробкой, уравновесим гирями на весах, отметим массу, а затем сольем растворы. Малиновая окраска исчезнет, потому что кислота и щелочь прореагировали друг с другом. Масса же сосуда с полученными продуктами реакции не изменилась.

Аналогичное наблюдение сделал и автор закона М. В. Ломоносов, который проводил опыты в запаянных стеклянных сосудах, «дабы исследовать, прибывает ли вес металла от чистого жару», и обнаружил, что «без пропущения внешнего воздуха вес металлов остается в одной мере».

На основании этого закона пишутся химические предложения, то есть составляются уравнения химических реакций с помощью химических слов — формул.

Химическим уравнением называется условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков.

В левой части уравнения записывают формулы (формулу) веществ, вступивших в реакцию, соединяют их знаком плюс. В правой части уравнения записывают формулы (формулу) образующихся веществ, также соединенных знаком плюс. Между частями уравнения ставят стрелку. Затем находят коэффициенты — числа, стоящие перед формулами веществ, чтобы число атомов одинаковых элементов в левой и правой частях уравнения были равны.

Запишем, например, следующее уравнение реакции:

$$H_2O \longrightarrow H_2 + O_2.$$

Так как число атомов кислорода в первой части вдвое больше, чем в левой, запишем перед формулой воды коэффициент 2:

$$2H_2O \longrightarrow H_2 + O_2.$$

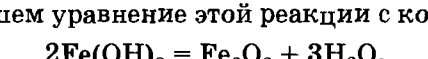
Но теперь в левой части уравнения стало четыре атома водорода, а в правой их осталось два. Чтобы уравнять число атомов водорода, запишем перед его формулой в правой части также коэффициент 2. Так как мы уравняли число атомов каждого элемента в левой и правой частях уравнения, заменим стрелку на знак равенства:

$$2H_2O = 2H_2 + O_2.$$

Теперь, наверное, вам понятно, почему такая запись называется уравнением.

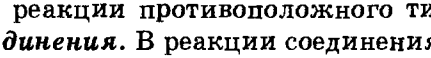
С помощью уравнений химических реакций можно определить и тип реакции. Так, рассмотренная выше реакция относится к ***реакциям разложения***, то есть таким, при которых из одного сложного вещества образуются два и более новых простых или сложных вещества, но более простого состава.

При разложении, например, гидроксида железа (III) образуются оксид железа (III) и вода:



$$Fe(OH)_3 \longrightarrow Fe_2O_3 + H_2O.$$

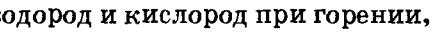
Теперь запишем уравнение этой реакции с коэффициентами:



$$2Fe(OH)_3 = Fe_2O_3 + 3H_2O.$$

Химические реакции противоположного типа называются ***реакциями соединения***. В реакции соединения вступают одно или несколько простых или сложных веществ, из которых образуется одно более сложное вещество.

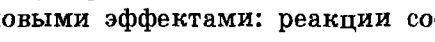
Например, водород и кислород при горении, соединяясь, образуют воду:



$$2H_2 + O_2 = 2H_2O.$$

К реакциям соединения относится и рассмотренная ранее нами реакция получения сульфида железа (II) из порошков серы и железа (см. § 26). Интересно отметить, что реакции соединения и реакции разложения сопровождаются противоположными тепловыми эффектами: реакции соединения чаще относятся к экзотермическим, а реакции разложения — к эндотермическим.

Если в раствор сульфата меди (II) опустить железную скрепку, то очень скоро она покраснеет из-за выделившейся на ней меди, а в раствор перейдет сульфат железа (II):



$$CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu.$$

Мы записали уравнение ***реакции замещения***, то есть такой реакции, при осуществлении которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе.

В результате этой реакции образуются два новых вещества — простое и сложное.

К ***реакциям обмена*** относятся такие реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Например, к раствору медного купороса сульфата меди (II) прильем несколько капель раствора едкого натра — гидрокси-

да натрия, выпадает голубой осадок гидроксида меди (II). При этом образуется еще одно сложное вещество — растворимая соль сульфат натрия:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4.$$

Если к полученному осадку прилить раствор серной кислоты, то мы заметим растворение полученного осадка в результате другой реакции обмена:

$$Cu(OH)_2 + H_2SO_4 = CuSO_4 + 2HOH.$$

Следовательно, уравнение химической реакции показывает, какие вещества вступают во взаимодействие и какие вещества при этом образуются, в каких количественных отношениях они находятся и какого типа эта реакция.

Например, уравнение

$$4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$$

показывает, что в результате реакции соединения четыре моля алюминия взаимодействуют с тремя молями кислорода и образуют при этом два моля оксида алюминия.

1. Химические уравнения. 2. Реакции разложения. 3. Реакции соединения. 4. Реакции замещения. 5. Реакции обмена.

1 Запишите в виде химических уравнений следующие предложения: а) «При обжиге карбоната кальция образуются оксид кальция и оксид углерода (IV)»; б) «При взаимодействии оксида фосфора (V) с водой получается фосфорная кислота». Каков тип указанных реакций? Какая из них будет экзо-, а какая эндотермической?

2 Составьте уравнения по следующим схемам и укажите тип реакции:

а) $CuCl_2 + Al \longrightarrow AlCl_3 + Cu$;

б) $P + O_2 \longrightarrow P_2O_5$;

в) $Fe_2(SO_4)_3 + KOH \longrightarrow Fe(OH)_3 + K_2SO_4$;

г) $CuOH \longrightarrow Cu_2O + H_2O$.

Под формулами веществ напишите их названия.

3 Запишите уравнения химических реакций по следующим схемам:

а) фосфорная кислота + гидроксид натрия $\longrightarrow$ фосфат натрия + вода;

б) оксид натрия + вода $\longrightarrow$ гидроксид натрия;

в) оксид железа (II) + алюминий ⟶ оксид алюминия + + железо;

г) гидроксид меди (II) ⟶ оксид меди (II) + вода.

Укажите тип реакции.

4 Что показывает уравнение следующей химической реакции:

$$Fe_2O_3 + 3H_2 = 2Fe + 3H_2O?$$

Какое количество водорода взаимодействует с 1 моль оксида железа (III)? Какой объем водорода взаимодействует с 1 моль оксида железа (III)? Какое количество железа при этом образуется? Сколько молекул воды при этом получается?

§ 28 Расчеты по химическим уравнениям

По химическим уравнениям можно рассчитать массу, объем и количество реагирующих и образующихся веществ.

Для расчетов очень важно выбрать соответствующие друг другу единицы измерения массы, объема и количества веществ. С этой целью можно воспользоваться таблицей 7.

Соотношение некоторых физико-химических величин и их единиц Таблица 7

Единица измерения	Масса (m)	Кол-во в-ва (n)	Молярная масса (M)	Объем (V)	Молярный объем (V_m)	Число частиц (N)
Наиболее часто применяемая при изучении химии	г	моль	г/моль	л	л/моль	$6 \cdot 10^{23}$ (число Авогадро — N_A)
В 1000 раз большая	кг	кмоль	кг/кмоль	$м^3$	$м^3$/кмоль	$6 \cdot 10^{26}$
В 1000 раз меньшая	мг	ммоль	мг/ммоль	мл	мл/ммоль	$6 \cdot 10^{20}$

Для того чтобы решить расчетную задачу по химии, можно воспользоваться следующим алгоритмом — сделать пять шагов:

1. Составить уравнение химической реакции.

2. Над формулами веществ записать известные и неизвестные величины с соответствующими единицами измерения

(только для чистых веществ, то есть не содержащих примеси). Если по условию задачи в реакцию вступают вещества, содержащие примеси, то сначала надо определить содержание чистого вещества.

3. Под формулами веществ с известными и неизвестными записать соответствующие значения этих величин, найденные по уравнению реакции.

4. Составить и решить пропорцию.

5. Записать ответ.

Задача 1. **Какой объем водорода (н. у.) потребуется для взаимодействия с оксидом железа (III) массой 640 кг, содержащего 25% примесей? Какое количество вещества воды при этом образуется?**

1. Запишем уравнение химической реакции:

$$Fe_2O_3 + 3H_2 = 2Fe + 3H_2O.$$

2. Вначале найдем массу чистого оксида железа (III). По условию задачи он содержит 25% примесей, поэтому массовая доля чистого Fe_2O_3 составляет: 100% – 25% = 75%, то есть 0,75.

Отсюда $m_{(чист.)} = m_{(смеси)} \cdot \omega$; $m(Fe_2O_3) = 640$ кг $\cdot$ 0,75 = 480 кг.

Запишем известные и неизвестные числовые значения над формулами веществ в уравнении.

Так как масса дана в килограммах, то объем находим в кубических метрах, а количество — в киломолях. И тогда:

$$\overset{480\text{ кг}}{Fe_2O_3} + \overset{x\text{ м}^3}{3H_2} = 2Fe + \overset{y\text{ кмоль}}{2H_2O},$$

где x — объем водорода $V(H_2)$, y — количество вещества воды $n(H_2O)$.

3. а) Найдем заданную химическим уравнением массу 1 кмоль Fe_2O_3 и запишем полученное значение под его формулой:

$M(Fe_2O_3) = 56 \cdot 2 + 16 \cdot 3 = 160$ кг/кмоль,

$m = M \cdot n = 160$ кг/кмоль $\cdot$ 1 кмоль = 160 кг.

б) Найдем заданный уравнением объем 3 кмоль водорода $V = V_m \cdot n$, запишем под формулой водорода найденное значение:

$V(3H_2) = 22{,}4$ м^3/кмоль $\cdot$ 3 кмоль = 67,2 м^3.

в) Под формулой воды укажем ее количество, заданное уравнением — 3 кмоль.

После выполнения третьего шага уравнение примет вид:

$$\underset{160\text{ кг}}{\overset{480\text{ кг}}{Fe_2O_3}} + \underset{67{,}2\text{ м}^3}{\overset{x\text{ м}^3}{3H_2}} = 2Fe + \underset{3\text{ кмоль}}{\overset{y\text{ кмоль}}{3H_2O}}.$$

4. Составим и решим пропорции:

а) $\frac{480}{160} = \frac{x}{67,2}$, $x = \frac{480 \cdot 67,2}{160} = 201,6$ м^3 — объем водорода $V(H_2)$;

б) $\frac{480}{160} = \frac{y}{3}$, $y = \frac{480 \cdot 3}{160} = 9$ кмоль — количество вещества воды $n(H_2O)$.

5. *Ответ:* $V(H_2) = 201,6$ м^3; $n(H_2O) = 9$ кмоль.

Задача 2. **Какой объем воздуха (н. у.) потребуется для взаимодействия с 270 г алюминия, содержащего 20% примесей? Какое количество вещества оксида алюминия при этом получится?**

1. $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$.

2. $\omega_{(чист.)}(Al) = 1 - 0,2 = 0,8$,

$m_{(чист.)}(Al) = 270$ г $\cdot$ 0,8 = 216 г,

$$\overset{216\text{ г}}{4Al} + \overset{x\text{ л}}{3O_2} = \overset{y\text{ моль}}{2Al_2O_3},$$

где x — объем кислорода $V(O_2)$, y — количество вещества оксида алюминия $n(Al_2O_3)$.

3. а) $m(4Al) = M(Al) \cdot n = 27$ г/моль $\cdot$ 4 моль = 108 г;

б) $V(3O_2) = V_m \cdot n = 22,4$ л/моль $\cdot$ 3 моль = 67,2 л,

$$\underset{108\text{ г}}{\overset{216\text{ г}}{4Al}} + \underset{67,2\text{ л}}{\overset{x\text{ л}}{3O_2}} = \underset{2\text{ моль}}{\overset{y\text{ моль}}{2Al_2O_3}}.$$

4. а) $\frac{216}{108} = \frac{x}{67,2}$, $x = \frac{216 \cdot 62,7}{108} = 134,4$ л — объем кислорода $V(O_2)$.

Однако в задаче требуется найти объем не кислорода, а воздуха. В воздухе содержится 21% кислорода по объему, т. е. $\varphi = V(O_2)/V_{(возд.)}$. Отсюда:

$V_{(возд.)} = V(O_2) / \varphi(O_2) = 134,4 / 0,21 = 640$ л.

б) $\frac{216}{108} = \frac{y}{2}$, $y = \frac{216 \cdot 2}{108} = 4$ моль — количество вещества оксида алюминия $n(Al_2O_3)$.

5. *Ответ:* $V_{(возд.)} = 640$ л; $n(Al_2O_3) = 4$ моль.

Задача 3. **Какой объем водорода (н. у.) выделится при взаимодействии 730 г 30%-го раствора соляной кислоты с необходимым по реакции количеством вещества цинка? Каково это количество?**

1. $Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2$.

2. $m(HCl) = m_{(р\text{-}р)} \cdot \omega = 730$ г $\cdot$ 0,3 = 219 г,

$$\overset{x\text{ моль}}{Zn} + \overset{219\text{ г}}{2HCl} = \overset{}{ZnCl_2} + \overset{y\text{ л}}{H_2},$$

где x — количество вещества цинка $n(Zn)$, y — объем водорода $V(H_2)$.

3. $M(HCl) = 1 + 35,5 = 36,5$ г/моль,

$m(2HCl) = 36,5$ г/моль $\cdot$ 2 моль = 73 г,

$$\underset{1\text{ моль}}{\overset{x\text{ моль}}{Zn}} + \underset{73\text{ г}}{\overset{219\text{ г}}{2HCl}} = ZnCl_2 + \underset{22,4\text{ л}}{\overset{y\text{ л}}{H_2}}.$$

4. а) $\frac{x}{1} = \frac{219}{73}$, $x = 3$ моль;

б) $\frac{219}{73} = \frac{y}{22,4}$, $y = \frac{219 \cdot 22,4}{73} = 67,2$ л.

5. <u>*Ответ:*</u> $n(Zn) = 3$ моль; $V(H_2) = 67,2$ л.

1. Единицы важнейших величин. 2. Алгоритм решения расчетной задачи.

1 Какой объем водорода (н. у.) образуется при взаимодействии соляной кислоты с 540 мг алюминия, содержащего 40% примесей? Какое количество вещества соли при этом получится?

2 Сколько килограммов оксида кальция получится при разложении 250 кг карбоната кальция, содержащего 20% примесей? Какой объем (н. у.) углекислого газа — оксида углерода (IV) при этом выделится?

3 Сколько молекул кислорода образуется при разложении 180 г воды электрическим током? Какой объем (н. у.) водорода при этом получится?

4 Придумайте условие задачи, при решении которой необходимо использовать приведенное ниже уравнение, и решите ее:

$$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O.$$

5 Придумайте и решите задачу, в условиях которой была бы дана масса раствора вещества с заданной массовой долей растворенного вещества, а требовалось бы найти количество одного из веществ и объем другого. При составлении задачи воспользуйтесь следующим уравнением химической реакции:

$$Zn + H_2SO_4 = ZnSO_4 + H_2.$$

Глава пятая

Простейшие операции с веществом (химический практикум)

Практическая работа № 1. Приемы обращения с лабораторным оборудованием

Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории

1. Проводите опыты лишь с теми веществами, которые указаны учителем. Не берите для опыта больше вещества, чем это необходимо.

2. Строго выполняйте указанные учителем меры предосторожности, иначе может произойти несчастный случай.

3. Не пробуйте вещества на вкус.

4. Твердые вещества берите из баночек только сухой ложкой или сухой пробиркой. Наливайте жидкость и насыпайте твердые вещества в пробирку осторожно. Предварительно проверьте, не разбито ли у пробирки дно и не имеет ли она трещин.

5. При выяснении запаха веществ не подносите сосуд близко к лицу, ибо вдыхание паров и газов может вызвать раздражение дыхательных путей. Для ознакомления с запахом нужно ладонью руки сделать движение от отверстия сосуда к носу (рис. 27).

6. Нагревая пробирку с жидкостью, держите ее так, чтобы открытый конец ее был направлен в сторону и от самого себя, и от соседей. Производите опыты только над столом.

7. В случае ожога, пореза или попадания едкой и горячей жидкости на кожу или одежду немедленно обращайтесь к учителю или лаборанту.

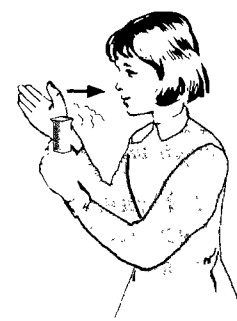


Рис. 27. *Ознакомление с запахом вещества*

8. Не приступайте к выполнению опыта, не зная, что и как нужно делать.

9. Не загромождайте свое рабочее место предметами, которые не потребуются для выполнения опыта. Работайте спокойно, без суетливости, не мешая соседям.

10. Производите опыты только в чистой посуде. Закончив работу, вымойте посуду. Банки и склянки закрывайте теми же пробками или крышками, какими они были закрыты. Пробки открываемых склянок ставьте на стол только тем концом, который не входит в горлышко склянки.

11. Обращайтесь бережно с посудой, веществами и лабораторными принадлежностями.

12. Закончив работу, приведите рабочее место в порядок.

Лабораторное оборудование

В процессе выполнения практических работ в химической лаборатории используются лабораторный штатив и нагревательные приборы. Предварительно ознакомьтесь с их устройством и основными приемами обращения с ними.

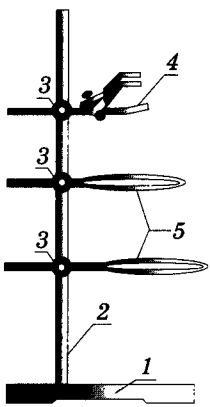


Рис. 28. *Лабораторный штатив*

1. Устройство лабораторного штатива

Штатив (рис. 28) служит для укрепления частей химических установок при выполнении опытов. Он состоит из массивной чугунной подставки (*1*), в которую ввинчен стержень (*2*). Массивная подставка придает штативу устойчивость. На стержне при помощи муфт (*3*) укрепляют лапку (*4*) и кольца (*5*).

Муфты с укрепленными в них лапкой и кольцами можно перемещать вдоль стержня и закреплять в нужном положении. Для этого при помощи винта необходимо ослабить крепление муфты к стержню и, поставив ее на необходимую высоту, закрепить.

2. Пользование штативом

Снимите с установленного на столе штатива лапку и кольцо следующим образом. Ослабьте винт крепления муфты со стержнем и, поднимая муфту с лапкой или кольцом вверх, снимите ее со стержня штатива. Затем освободите лапку и кольцо от муфты. Для этого поверните против часовой стрелки винт, удерживающий лапку и кольцо, и выньте их из муфты. Рассмотрите устройство муфты.

Наденьте муфту на стержень штатива так, чтобы винт, закрепляющий ее, был справа от стержня штатива, а стержни лапки или кольца укреплялись бы таким образом, чтобы их поддерживал не только винт, но и муфта (см. рис. 28). При таком креплении кольца и лапки они никогда не выпадут из муфты.

Закрепите в одну муфту кольцо, а в другую — лапку. Укрепите в лапке пробирку в вертикальном положении, отверстием вверх. Пробирка укреплена правильно, если ее можно повернуть в лапке без больших усилий. Слишком крепко зажатая пробирка может лопнуть, особенно при нагревании. Пробирку, как правило, зажимают около отверстия. Эту же пробирку поверните в горизонтальное положение, чтобы винт лапки был сверху.

На одно кольцо штатива положите сетку, на нее поставьте стакан. На втором кольце установите фарфоровую чашку без сетки.

3. Приемы работы со спиртовкой (газовой горелкой)

Спиртовка (рис. 29) состоит из сосуда (резервуара) (*1*), в который налит спирт, фитиля (*2*), укрепленного в металлической трубке с диском (*3*), и колпачка (*4*). Снимите колпачок со спиртовки и поставьте его на стол. Проверьте, плотно ли диск прилегает к отверстию сосуда, оно должно быть закрыто полностью, иначе может вспыхнуть спирт в сосуде.

Зажгите спиртовку горящей спичкой. *Нельзя зажигать ее от другой горящей спиртовки!* Это может вызвать пожар. Погасите спиртовку, накрыв пламя колпачком.

4. Строение пламени

Зажгите еще раз спиртовку и рассмотрите, какое строение имеет пламя. Пламя (рис. 30) имеет три зоны. Темная зона (*1*)

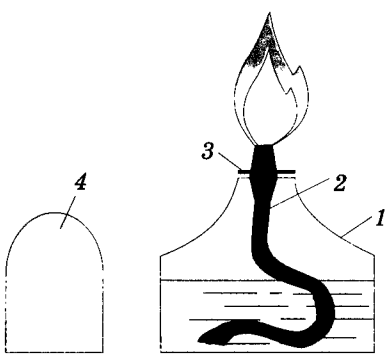


Рис. 29. *Спиртовка*

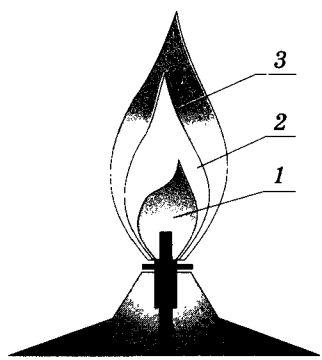


Рис. 30. *Строение пламени*

находится в нижней части пламени, она самая холодная. За ней самая яркая часть пламени (*2*). Температура здесь выше, чем в темной зоне, но наиболее высокая температура — в зоне (*3*). Эта зона находится в верхней трети пламени спиртовки.

Чтобы убедиться в том, что различные зоны пламени имеют разную температуру, можно поставить следующий опыт. Поместим лучинку (спичку) в пламя спиртовки так, чтобы она проходила через зону (*1*). Через некоторое время мы увидим, что там, где лучина пересекла зоны (*2*) и (*3*), она обуглилась сильнее. Следовательно, пламя в этих зонах горячее.

Наблюдение показывает, что для быстрейшего нагревания нужно использовать самую горячую часть пламени (*3*). В нее и помещают нагреваемый предмет.

5. Посуда

Большинство опытов проводят в стеклянной посуде: пробирках, химических стаканах, колбах (рис. 31). Во время опыта в них приходится перемешивать содержимое. В пробирке, как правило, смешивают малые количества веществ (не более 2 мл). Высота столбика жидкости при смешивании растворов в пробирке не должна превышать 2 см.

Запрещается встряхивать пробирку, закрывая отверстие пальцем. Во-первых, попадание любых количеств химических реактивов на кожу опасно; во-вторых, при этом в пробирку могут попасть загрязнения, и опыт не получится.

Перемешивание растворов в пробирке производят быстрыми энергичными движениями (постукиваниями), как показано на

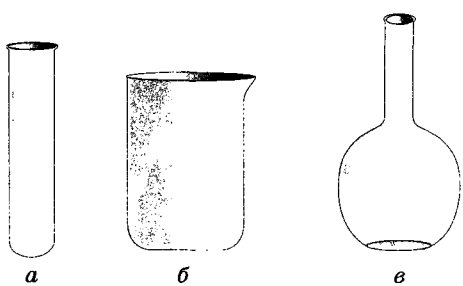


Рис. 31. *Образцы химической посуды: а — пробирка; б — химический стакан; в — колба*

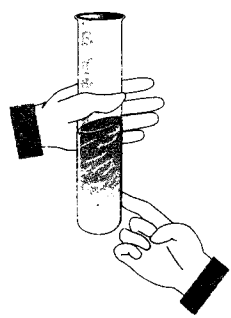


Рис. 32. *Перемешивание растворов в пробирке*

рисунке 32. В колбе содержимое перемешивают круговыми движениями, а в стакане — стеклянной палочкой, надев на ее конец отрезок резиновой трубки, чтобы не повредить стенку стакана.

Для переливания жидкостей из широкогорлой посуды в сосуд с узким горлом применяют воронки (рис. 33). Воронки используют и для фильтрования. В этом случае в воронку вкладывают бумажный фильтр (кружок фильтровальной бумаги), который вырезают по размеру воронки.

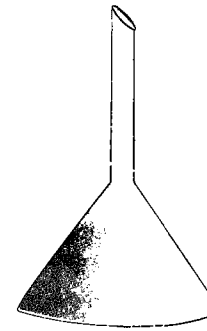


Рис. 33. *Химическая воронка*

Сначала фильтр надо сложить и обрезать, как показано на рисунке 34, а затем вложить в воронку и смочить водой, чтобы он плотнее прилегал к стенкам воронки и чтобы сухой фильтр не впитал фильтруемую жидкость (если ее мало, то можно вовсе не получить фильтрата). При фильтровании жидкость наливают на фильтр по палочке тонкой струей, направляя ее на стенку воронки, а не на непрочный центр фильтра, чтобы его не разорвать. Через фильтр проходит прозрачный фильтрат, а на фильтре задерживается осадок. Для последующей работы может понадобиться и то и другое.

Для выпаривания пользуются фарфоровыми чашками (рис. 35). Выпаривание применяют, когда нужно выделить

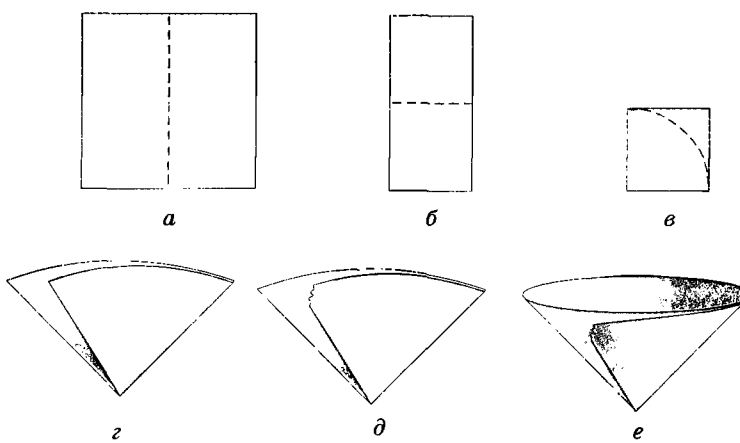


Рис. 34. *Изготовление бумажного фильтра*

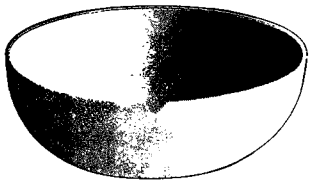


Рис. 35. *Фарфоровая чашка для выпаривания*

растворенное вещество из раствора. В фарфоровую чашку наливают раствор так, чтобы он занимал не более $^1/_3$ объема чашки. Устанавливают чашку на кольце штатива (можно без асбестовой сетки) и греют на открытом пламени при постоянном помешивании, чтобы выпаривание шло равномерно.

Практическая работа № 2. Наблюдение за горящей свечой

Рассмотрение физических явлений, происходящих при горении свечи, представляет собой самый широкий путь, которым можно подойти к изучению естествознания...

...Я собираюсь изложить вам... ряд сведений по химии, которые можно извлечь из горящей свечи.

М. Фарадей

Опыт 1.
Физические явления при горении свечи

Зажгите свечу. Вы увидите, как начинает таять парафин около фитиля, образуя круглую лужицу. Какой процесс здесь имеет место?

Возьмите изогнутую под прямым углом стеклянную трубку, один конец ее внесите в среднюю часть пламени, а другой опустите в пробирку. Что вы наблюдаете? Дайте определения происходящих явлений.

Опыт 2.
Обнаружение продуктов горения в пламени

Возьмите кусочек жести (2 × 2 см) от консервной банки или предметное стекло, закрепите в держателе, внесите в зону темного конуса горящей свечи и подержите 3—5 с. Быстро поднимите жесть (стекло), посмотрите на нижнюю плоскость. Объясните, что там появилось.

Сухую, желательно охлажденную, но не запотевшую пробирку закрепите в держателе, переверните вверх дном и подер-

жите над пламенем до запотевания. Объясните наблюдаемое явление.

В ту же пробирку быстро прилейте 2—3 мл известковой воды. Что наблюдаете? Дайте объяснение.

Опыт 3.

Влияние воздуха на горение свечи

Вставьте стеклянную трубку с оттянутым концом в резиновую грушу. Сжимая ее рукой, продуйте в пламя горящей свечи воздух. Как изменилась яркость пламени?

Прикрепите две свечи при помощи расплавленного парафина к картону (фанере, оргалиту). Зажгите их и накройте одну пол-литровой банкой, другую — двухлитровой (можно взять химические стаканы различной вместимости). В каком случае свеча горит дольше? Почему?

Практическая работа № 3. Анализ почвы и воды

Опыт 1.

Механический анализ почвы

В пробирку поместите почву (столбик почвы должен быть 2—3 см). Прилейте дистиллированную воду, объем которой должен быть в 3 раза больше объема почвы. Закройте пробирку пробкой и тщательно встряхивайте 1—2 мин, а затем вооружитесь лупой и наблюдайте за осаждением частиц почвы и структурой осадков. Опишите и объясните свои наблюдения.

Опыт 2.

Получение почвенного раствора и опыты с ним

Приготовьте бумажный фильтр, вставьте его в воронку, закрепленную в кольце штатива. Подставьте под воронку чистую сухую пробирку и профильтруйте полученную в первом опыте смесь почвы и воды. Перед фильтрованием смесь не следует встряхивать. Почва останется на фильтре, а собранный в пробирке фильтрат представляет собой почвенную вытяжку (почвенный раствор).

Несколько капель этого раствора поместите на стеклянную пластинку и подержите ее над горелкой до выпаривания воды. Что наблюдаете? Объясните.

Возьмите две лакмусовые бумажки (красную и синюю), нанесите на них стеклянной палочкой почвенный раствор. Сделайте вывод по результатам своих наблюдений.

Опыт 3.

Определение прозрачности воды

Для опыта нужен прозрачный плоскодонный стеклянный цилиндр диаметром 2—2,5 см, высотой 30—35 см. Можно использовать мерный цилиндр на 250 мл без пластмассовой подставки.

Мы рекомендуем провести опыт сначала с дистиллированной водой, а затем с водой из водоема и сравнить результаты. Установите цилиндр на печатный текст и вливайте исследуемую воду, следя за тем, чтобы можно было читать через воду текст. Отметьте, на какой высоте вы не будете видеть шрифт. Измерьте высоты столбов воды линейкой. Сделайте выводы.

Опыт 4.

Определение интенсивности запаха воды

В коническую колбу с пробкой (желательно стеклянной) налейте исследуемую воду до $^2/_3$ объема и сильно встряхните в закрытом состоянии. Затем откройте колбу и отметьте характер и интенсивность запаха. Дайте оценку интенсивности запаха воды в баллах, пользуясь таблицей 8.

Таблица 8

Характеристика запаха	**Интенсивность запаха (балл)**
Отсутствие ощутимого запаха	0
Очень слабый запах — не замечается потребителями, но обнаруживается специалистами	1
Слабый запах — обнаруживается потребителями, если обратить на это внимание	2
Запах легко обнаруживается	3
Отчетливый запах — неприятный и может быть причиной отказа от питья	4
Очень сильный запах — делает воду непригодной для питья	5

Практическая работа № 4. Признаки химических реакций

Практическая работа включает четыре опыта.

Опыт 1.

Прокаливание медной проволоки и взаимодействие оксида меди (II) с серной кислотой

Зажгите спиртовку (газовую горелку). Возьмите тигельными щипцами медную проволоку и внесите ее в пламя. Через некоторое время выньте проволоку из пламени и счистите с нее образовавшийся черный налет на лист бумаги. Опыт повторите несколько раз. Поместите полученный черный налет в пробирку и прилейте в нее раствор серной кислоты. Подогрейте смесь. Что наблюдаете?

Образовалось ли новое вещество при накаливании меди? Запишите уравнение химической реакции и определите ее тип. Какие признаки химической реакции вы наблюдали? Образовалось ли новое вещество при взаимодействии оксида меди (II) с серной кислотой? Определите тип реакции и запишите ее уравнение.

Опыт 2.

Взаимодействие мрамора с кислотой

Положите в небольшой стакан 1—2 кусочка мрамора. Прилейте в стакан столько соляной кислоты, чтобы ею покрылись кусочки. Зажгите лучинку и внесите ее в стакан. Образовались ли новые вещества при взаимодействии мрамора с кислотой? Какие признаки химических реакций вы наблюдали? Запишите уравнение химической реакции и укажите ее тип.

Опыт 3.

Взаимодействие хлорида железа (III) с роданидом калия

В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида железа (III), а затем несколько капель раствора роданида калия KCNS — соли кислоты HCNS, с кислотным остатком CNS. Какими внешними признаками сопровождается эта реакция? Запишите ее уравнение и тип реакции.

Опыт 4.

Взаимодействие сульфата натрия с хлоридом бария

В пробирку налейте 2 мл раствора сульфата натрия. Затем добавьте несколько капель раствора хлорида бария. Что наблюдается? Запишите уравнение химической реакции и укажите ее тип.

Практическая работа № 5. Получение водорода и определение его свойств

Опыт 1.

Получение водорода действием кислот на металлы

В две пробирки положите по 1—2 гранулы цинка и алюминия, прилейте в первую пробирку раствор серной кислоты, а во вторую — соляной. Одну пробирку закройте пробкой с прямой газоотводной трубкой и наденьте на нее еще одну пробирку кверху дном. Подождите некоторое время, чтобы она заполнилась водородом, а пока проверьте наличие водорода, получившегося в результате реакции во второй пробирке. Для этого поднесите зажженную спичку к ее отверстию. Что наблюдаете? Снимите пробирку с водородом, полученным в результате первой реакции, и поднесите ее отверстием к горящей спиртовке[1]. Составьте уравнения проделанных реакций и укажите их типы.

Опыт 2.

Горение водорода

Зарядите прибор для получения водорода цинком и раствором серной кислоты. Подожгите водород, выделяющийся из изогнутой газоотводной трубки и опустите ее конец в химический стакан. Что наблюдаете? Составьте уравнения реакций и укажите их типы.

Опыт 3.

Взаимодействие водорода с оксидом меди (II)

Соберите прибор (рис. 36) для получения водорода: положите в пробирку 4—5 гранул цинка, прилейте 3—4 мл разбавленного раствора серной или соляной кислоты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Укрепите прибор в штативе. Опустите конец газоотводной трубки в пробирку с оксидом меди (II) так, чтобы он был над веществом.

Пробирку с оксидом меди нагрейте пламенем спиртовки в том месте, где находится вещество. Что вы наблюдаете на стенках пробирки и на поверхности кристаллов оксида меди (II)?

---

[1] Если водород взрывается с глухим хлопком — он чистый, а если с «лающим» звуком — значит, водород собран в смеси с воздухом.

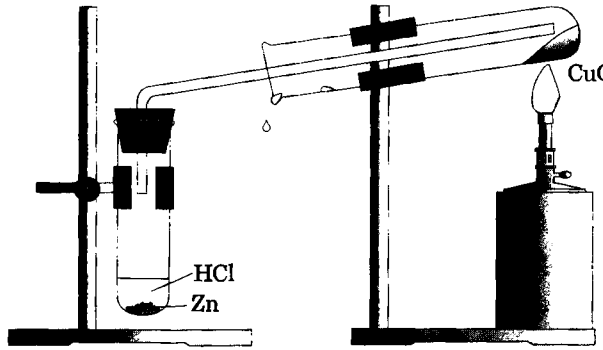


Рис. 36. *Взаимодействие водорода с оксидом меди (II)*

После появления на кристаллах красного налета нагревание прекратите, пробирку с трубки не снимайте до полного ее охлаждения.

Составьте уравнение реакции и укажите ее тип.

Практическая работа № 6. Получение и свойства кислорода

Опыт 1.
Получение и собирание кислорода

а) Соберите прибор, как показано на рисунке 37, и проверьте его на герметичность. В пробирку насыпьте примерно на $^1/_4$ ее объема перманганата калия $KMnO_4$ и у отверстия пробирки

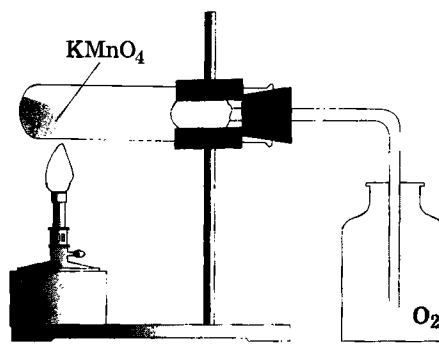


Рис. 37. *Получение кислорода и собирание его способом вытеснения воздуха*

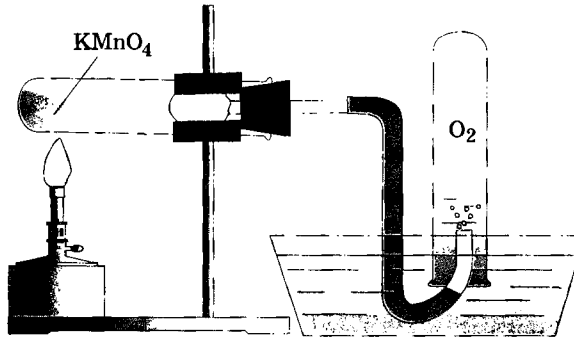


Рис. 38. *Получение кислорода и собирание его способом вытеснения воды*

положите рыхлый комочек ваты. Закройте пробирку пробкой с газоотводной трубкой. Укрепите пробирку в лапке штатива так, чтобы конец газоотводной трубки почти доходил до дна сосуда, в котором будет собираться кислород.

Сначала обогрейте всю пробирку. Затем постепенно передвигайте пламя от ее дна в сторону пробки.

Полноту заполнения сосуда кислородом проверяйте тлеющей лучинкой. Как только сосуд наполнится кислородом, закройте его картоном или стеклянной пластинкой.

б) Соберите прибор, как показано на рисунке 38, и проверьте его на герметичность. В сосуд с водой опрокиньте пробирку, заполненную водой, предварительно закрыв отверстие пальцем, и наденьте ее на конец газоотводной трубки. Вместо пробирки может быть цилиндр, закрытый стеклянной пластинкой. Затем нагревайте пробирку с перманганатом калия.

Когда сосуд заполнится кислородом, закройте его под водой стеклянной пластинкой. Собранный кислород сохраните для следующих опытов.

Опыт 2.

Горение в кислороде угля и серы

а) Положите в железную ложечку кусочек древесного угля и раскалите его в пламени. Затем ложечку с тлеющим углем внесите в сосуд с кислородом и наблюдайте за происходящим. Когда горение прекратится, влейте в сосуд немного известковой воды и взболтайте. Почему происходит помутнение? Запишите уравнение реакции горения угля.

б) В железную ложечку положите кусочек серы и подожгите его в пламени. Наблюдайте, как сера горит на воздухе. Затем поместите горящую серу в сосуд с кислородом. Как изменилось пламя? Почему? Запишите уравнение реакции горения серы.

Практическая работа № 7. Приготовление раствора сахара и расчет его массовой доли в растворе

Отмерьте мерным цилиндром 50 мл дистиллированной воды и влейте ее в коническую колбочку емкостью 100 мл.

Чайную ложку сахарного песка (или два кусочка) взвесьте на лабораторных весах, затем поместите его в колбочку с водой и перемешивайте стеклянной палочкой до полного растворения.

Теперь приступайте к расчетной части. Вначале рассчитайте массовую долю сахара в растворе. Необходимые данные у вас есть: масса сахара, объем воды, плотность воды примите равной 1 г/мл.

$$\omega_{(\text{сах.})} = \frac{m_{(\text{сах.})}}{m_{(\text{р-р})}},$$

$$m_{(\text{р-р})} = m_{(\text{сах.})} + m_{(\text{вода})},$$

$$m_{(\text{вода})} = V_{(\text{вода})} \cdot \rho_{(\text{вода})}.$$

Вы так же сможете рассчитать, сколько молекул сахара содержится в полученном растворе, используя известные вам соотношения:

$$N_{(\text{мол. сах.})} = N_A \cdot n_{(\text{сах.})},$$

$$n_{(\text{сах.})} = \frac{m_{(\text{сах.})}}{M_{(\text{сах.})}}.$$

Поскольку сахар состоит на 99,9% из сахарозы, имеющей формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$, вы легко рассчитаете молярную массу сахара и затем найдете число молекул сахара в полученном вами растворе.

Глава шестая

Скорость химических реакций. Химическое равновесие

§ 29 Скорость химических реакций

Мы уже познакомились с основными типами химических реакций, научились отличать их от физических явлений по определенным признакам, производить расчеты по химическим уравнениям. Мы убедились, что свойства веществ, вступивших в реакцию, отличаются от свойств образовавшихся веществ.

Однако настало время поговорить о продолжительности химических реакций, то есть о протекании химического процесса во времени, за которое он происходит. Известно, что одни химические реакции протекают за малые доли секунды, другие же — за минуты, часы, дни. Например, практически мгновенно протекают реакции, которые сопровождаются взрывным эффектом: горение пороха, воспламенение горючей смеси в двигателе внутреннего сгорания автомобиля. При сливании растворов хлорида бария и серной кислоты мгновенно образуется белый осадок сульфата бария:

$$BaCl_2 + H_2SO_4 = BaSO_4\downarrow + 2HCl.$$

Наоборот, реакция ржавления железа (коррозия) идет так медленно, что проследить за ее результатами можно лишь по истечении длительного времени. Одна и та же реакция может в одних условиях протекать быстро, а в других — медленно. Например, процесс окисления серебра или меди на воздухе тянется годами, а в присутствии озона проходит чрезвычайно быстро. Чтобы характеризовать быстроту течения химической реакции, пользуются понятием *скорость химической реакции*, которая обозначается латинской буквой v.

Скорость химической реакции v определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени.

Запишем формулу, по которой можно найти скорость реакции:

$$v = \pm\frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = \pm\frac{\Delta c}{\Delta t},$$

где c_2 и c_1 — молярные концентрации реагирующих или образующихся веществ, соответственно, в момент времени t_2 и t_1. Если скорость реакции характеризуют изменением молярной концентрации исходных (реагирующих) веществ, то $t_2 > t_1$, а $c_2 < c_1$ (концентрация исходного вещества убывает по мере протекания реакции). Так как скорость реакции имеет положительное значение, перед дробью следует поставить знак *минус*. При определении скорости реакции по возрастающей концентрации образующихся веществ величина дроби $\pm\frac{\Delta c}{\Delta t}$ получается положительной, перед дробью ставят знак *плюс*.

Количество вещества в единице объема называется его ***молярной концентрацией***. Она измеряется в моль/л. Так как время измеряется в секундах (минутах, часах), то можно вывести и единицы измерения скорости химической реакции: 1 моль/л · с; 1 кмоль/м^3 · мин и т. д.

Следовательно, чтобы определить, с какой скоростью протекает химическая реакция, нужно знать: а) какое количество вещества образуется (для продукта реакции) или расходуется (для исходного вещества); б) за какое время это происходит и в) в каком объеме протекает реакция.

Знание скоростей химических реакций имеет очень большое практическое и научное значение. Например, в химической промышленности от скорости химической реакции зависят размеры и производительность аппаратуры, количество вырабатываемого продукта и, в конечном итоге, зарплата работников и себестоимость продукции.

Раздел химии, изучающий скорость химической реакции, называется ***химической кинетикой***. Зная ее законы, человек получает возможность управлять химическими процессами, задавать им требуемую скорость.

При рассмотрении вопроса о скорости реакции необходимо помнить, что реакции в химии делятся на гомогенные и гетерогенные. Реакции, которые протекают в однородной среде (нет поверхности раздела реагирующих веществ), например в смеси газов или в растворах, называются ***гомогенными*** (от греч. *гомо* — «равный, одинаковый»). ***Гетерогенными*** называются реакции, которые идут между веществами в неоднородной среде (есть поверхность раздела реагирующих веществ). Например, на поверхности соприкосновения твердого вещества и жидкости, газа и жидкости, твердого вещества и газа и т. д. (от греч. *гетеро* — «разный, другой»).

Данное выше определение и соответствующая ему формула скорости химической реакции справедливы для гомогенных реакций.

Если реакция гетерогенная, то она может идти только на поверхности раздела реагирующих веществ. В этом случае скорость химической реакции будет определяться площадью поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

Следовательно, для гетерогенных реакций одним из факторов, которые определяют скорость химической реакции, является величина площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Поэтому на производстве столь часто проводятся химические реакции в «кипящем слое». Твердое вещество для этой цели мелко дробят, измельчают почти до состояния пыли, а затем через него пропускают снизу второе вещество, как правило, газ. Прохождение его через мелкораздробленное первое вещество-реагент сопровождается иллюзией кипения. Например, в «кипящем слое» осуществляется обжиг мелко измельченного серного колчедана при производстве серной кислоты.

В лабораторных условиях зависимость скорости гетерогенной реакции от величины поверхности соприкосновения реагирующих веществ можно наблюдать на следующем опыте.

Опустите в одну пробирку гранулу цинка, а во вторую — порошок цинка такой же массы. Налейте в обе пробирки по 2 мл раствора соляной кислоты. В какой из пробирок реакция идет быстрее?

Другие факторы, от которых зависит скорость химической реакции, мы рассмотрим далее.

1. Скорость химической реакции. 2. Единицы скорости химической реакции: моль/л · с, кмоль/м^3 · мин. 3. Химическая кинетика. 4. Гомогенные и гетерогенные химические реакции. 5. «Кипящий слой».

1 Известно, что для полного гниения брошенной в лесу газеты потребуется год, для ржавления консервной банки — десять лет, а стекло практически не разрушается и в течение столетий. Что можно сказать о скорости названных химических процессов? Какой практический вывод можно сделать из приведенных примеров?

2 В произведениях художественной литературы часто встречается выражение «позеленевшая от времени бронза». Является ли это утверждение верным? Обоснуйте свою точку зрения.

3 В сосуд вместимостью 3 л была помещена смесь 3 моль кислорода и водорода в отношении 1:2. Через 10 мин количество смеси уменьшилось до 0,6 моль. Какова была скорость реакции?

4 Что общего между понятиями *скорость движения* и *скорость химической реакции*?

5 Приведите примеры гомогенных и гетерогенных реакций из числа рассмотренных вами ранее.

§ 30 Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, концентрации и температуры

В предыдущем параграфе мы уже отмечали, что *скорость химических реакций зависит от природы реагирующих веществ*. В качестве примера можно привести реакции окисления серебра кислородом и озоном: первая идет медленно, вторая протекает почти мгновенно.

Проделаем два опыта, показывающие влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции. Нальем в три пробирки по 2 мл раствора соляной кислоты и опустим в первую пробирку гранулу цинка, во вторую — кусочек магния, в третью — кусочек железа. Постараемся, чтобы количество металлов и площадь их поверхности были приблизительно одинаковыми. В результате наблюдений можно заметить, что с наибольшей скоростью реагирует с кислотой магний, потом цинк и медленнее всего — железо. На скорость химической реакции оказывает влияние природа металла. А влияет ли на

скорость реакции аналогично и природа второго реагента — кислоты? Проделаем второй опыт. Опустим в две пробирки по одной грануле цинка и прильем в первую — 2 мл уксусной кислоты, а во вторую — 2 мл соляной кислоты одинаковой молярной концентрации. Нетрудно заметить, что скорость реакции взаимодействия цинка с соляной кислотой выше, чем скорость взаимодействия цинка с уксусной кислотой.

Влияние природы веществ на скорость химических реакций очень велико. Например, процесс превращения гранита в глину, так называемое выветривание горных пород, протекает на протяжении тысячелетий. Природа бутылочного или оконного стекла, полиэтилена и других веществ, созданных человеком, такова, что эти вещества практически не разлагаются или разлагаются чрезвычайно медленно. Вот и приходится человеку находить способы их утилизации, например сжигать. И как мудро распорядилась эволюция, когда предусмотрела для человека и большинства животных в качестве транспортирующего кислород вещества гемоглобин крови, который уже при комнатной температуре способен соединяться с кислородом воздуха со значительной скоростью, а следовательно, и быстро доставлять его из легких в ткани.

Следующим важнейшим фактором, влияющим на скорость химической реакции, является *концентрация* (*содержание*) *реагирующих веществ*.

Проделаем опыт, показывающий это влияние. Нальем в три пробирки раствор тиосульфата натрия, который ребятам, занимающимся фотографией, известен под названием фиксажа. В первую пробирку — 3 мл, во вторую — 2 мл и в третью — 1 мл. Затем прильем во все пробирки воды так, чтобы уровень растворов тиосульфата в них стал одинаковым — 5 мл, то есть в первую пробирку прильем 2 мл воды, во вторую — 3 мл, а в третью — 4 мл.

Понятно, что наибольшей будет концентрация раствора тиосульфата в первой пробирке, а наименьшей — в третьей. Теперь быстро прильем в каждую пробирку (начиная с третьей) по 2 мл раствора серной кислоты и проследим, в какой из них раньше всего выпадет осадок серы. Раньше всего он образуется там, где выше концентрация тиосульфата, то есть в первой пробирке. Это и понятно. Ведь для химического взаимодействия серной кислоты и тиосульфата необходимо, чтобы частички (ионы), из которых они состоят, столкнулись. Чем больше число столкновений, тем быстрее протекает реакция. А число

столкновений тем больше, чем больше концентрация реагирующих веществ, то есть количества, или массы, этих веществ в единице объема.

На основании обширного экспериментального материала в 1867 г. норвежские ученые К. Гульдберг и П. Вааге сформулировали ***основной закон химической кинетики***, который устанавливал зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ.

Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам.

Скорость простой (элементарной), протекающей в одну стадию реакции и записанной в общей форме

$$mA + nB = pC + qD$$

определяют по формуле:

$$v = k \cdot c_A^m \cdot c_B^n,$$

где v — скорость реакции, c_A — молярная концентрация вещества А, c_B — молярная концентрация вещества В, m и n — *их коэффициенты*, а k — константа, которая равна скорости реакции при концентрации реагирующих веществ 1 моль/л (справочная величина).

Этот закон называют также ***законом действующих масс***. Он не распространяется на вещества, находящиеся в твердом состоянии, так как считается, что их концентрация постоянна, поскольку они реагируют лишь на поверхности, которая, как считается, остается практически неизменной (гетерогенная реакция).

Например, рассмотрим реакцию взаимодействия меди с кислородом:

$$2Cu + O_2 = 2CuO.$$

Скорость этой реакции пропорциональна концентрации кислорода: $v_{(р\text{-}ции)} = k \cdot c(O_2)$, так как соударения между молекулами кислорода и меди могут происходить только на поверхности раздела веществ, а значит, масса меди не влияет на скорость реакции.

Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется *правилом Вант-Гоффа* (1884):

При повышении температуры на каждые 10 °С скорость реакции увеличивается в 2—4 раза.

Впервые в истории науки Вант-Гоффу была вручена Нобелевская премия по химии.

Взаимодействие водорода и кислорода при комнатной температуре почти не происходит — так мала скорость реакции. При 500 °С эта реакция протекает всего за 50 мин, а при 700 °С она происходит почти мгновенно:

$$2H_2 + O_2 = 2H_2O.$$

Математически правило Вант-Гоффа записывается следующей формулой:

$$v_{t_1} = v_{t_2} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где v_{t_1} и v_{t_2} — скорости химической реакции, соответственно, при температуре t_1 и t_2, а γ — температурный коэффициент, который показывает, во сколько раз увеличится скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10 °С. Правило Вант-Гоффа является приближенным и применяется лишь для ориентировочной оценки влияния температуры на скорость реакции. Эту зависимость также легко проверить опытным путем. Нальем в три химических стаканчика одинаковые объемы раствора тиосульфата натрия. Одинаковые растворы серной кислоты, которые мы одновременно будем приливать в эти стаканчики из трех пробирок, нагреем до разных температур: в первой пробирке оставим раствор комнатной температуры; вторую пробирку нагреем до 40 °С, а третью — до 70 °С. Нетрудно заметить, что вначале помутнеет раствор тиосульфата, к которому прилили самый горячий раствор кислоты, потом — теплый и, наконец, — раствор тиосульфата натрия, к которому прилили раствор серной кислоты комнатной температуры.

Итак, мы выяснили, что скорость химической реакции зависит от следующих факторов: от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, площади соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций). Зависимость скорости реакций еще от одного важнейшего фактора — от катализатора мы рассмотрим в следующем параграфе.

1. Зависимость скорости химической реакции от природы реагирующих веществ. 2. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ — основной закон химической кинетики (закон действующих масс). 3. Зависимость скорости химической реакции от температуры — правило Вант-Гоффа.

1 Почему горение веществ (серы, угля, фосфора, железа) в чистом кислороде происходит гораздо энергичнее, чем на воздухе?

2 Чем отличаются процессы дыхания и гниения, известные вам из курса биологии, от процессов горения? Почему?

3 Запишите уравнение реакции взаимодействия магния и соляной кислоты. Придумайте на это уравнение задачу, в которой была бы известна масса магния с определенной массовой долей примесей, а требовалось бы найти объем водорода. Решите ее.

4 Решите задачу, в которой была бы дана масса раствора исходного вещества, содержащая определенную массовую долю его, для реакции взаимодействия гидроксида натрия и серной кислоты.

5 Для реакции были взяты вещества при температуре 40 °С, затем их нагрели до 70 °С. Как изменится скорость химической реакции, если температурный коэффициент ее равен 2?

6 Запишите уравнения, отражающие закон действия масс для элементарных реакций:

а) $2NO + O_2 \rightleftarrows NO_2$;

б) $I_2 + H_2 \rightleftarrows HI$.

7 Почему продукты питания хранят в холодильниках, то есть при низких температурах?

§ 31 Катализаторы

Обратимся к опыту. Прильем в пробирку немного 3%-го раствора пероксида водорода H_2O_2 и подогреем его. Внесем в пробирку с пероксидом водорода тлеющую лучинку — она не вспыхнет, потому что реакция разложения пероксида водорода протекает так медленно, что образующегося небольшого

количества кислорода недостаточно, чтобы произошла эта качественная реакция на кислород. Теперь внесем в пробирку немного порошка оксида марганца (IV) MnO_2 и заметим, что началось бурное выделение пузырьков газа, а внесенная в пробирку тлеющая лучинка ярко вспыхнет. Оксид марганца (IV) увеличивает скорость реакции разложения пероксида водорода во много раз. Сам же оксид марганца (IV) по окончании реакции остается в таком же количестве, в каком был взят в начале ее.

Вещества, которые изменяют скорость химической реакции, оставаясь к концу ее неизменными, называются катализаторами.

Оксид марганца (IV) является катализатором проделанной реакции.

Процесс изменения скорости химических реакций с помощью катализатора называется ***катализом***, а реакции, идущие с участием катализатора, — ***каталитическими***. При добавлении катализаторов в исходную смесь реагентов скорость реакции увеличивается в десятки и сотни раз, а сами они остаются неизменными по форме, по цвету, по объему, по массе.

Одним из первых исследователей катализа был русский химик Г. И. Гесс, который в 1831 г. опубликовал статью, содержание которой достаточно полно отражено в ее названии: «О свойстве весьма мелко раздробленной платины способствовать соединению кислорода с водородом и о плотности платины». Платина применяется химиками в наиболее ответственных случаях, являясь катализатором дорогим, но часто просто незаменимым. Например, с помощью платинового катализатора американским и японским автомобилестроителям удалось добиться почти полного сгорания топлива в двигателях, что, в свою очередь, резко уменьшило содержание вредных примесей в выхлопных газах и сделало чище атмосферу таких больших городов, как Токио или Нью-Йорк, и др.

Слово *катализ* в переводе с греческого означает «разрушение», то есть с помощью катализа происходит как бы разрушение длинного пути, который предстояло пройти веществам, вступившим в реакцию.

Катализаторы широко используются в химической промышленности, так как позволяют повысить производительность химических процессов, уменьшить стоимость химической аппара-

туры, сделать производство экологически более чистым и экономически выгодным.

Человек наблюдал действие катализаторов брожения при образовании вина и уксуса из виноградного сока или дрожжей при выпечке хлеба еще в древние времена.

Биологические катализаторы белковой природы называются ферментами.

Ферменты ускоряют жизненно важные химические реакции в клетках организмов. Действие некоторых из них вы можете наблюдать на опыте. Опустите поочередно в пробирку с небольшим количеством пероксида водорода по кусочку сырой моркови, картофеля или мяса. Вы заметите бурное выделение кислорода. Это «работает» фермент ***каталаза***, который содержится почти во всех растительных и животных клетках. Однако если в раствор пероксида водорода опускать по кусочку вареной моркови или мяса, то выделения кислорода не происходит: каталаза при варке разрушилась. Следует отметить и еще одну особенность ферментов — они действуют в строгом интервале температур и в строго определенной среде. Например, фермент слюны — ***птиалин***, с которым вы познакомитесь при изучении темы «Пищеварение в ротовой полости» на уроках анатомии, действует на крахмал пищи лучше при температуре 35—40 °С в щелочной среде. В желудке птиалин уже не «работает», так как там среда кислотная. Здесь начинается действие уже другого фермента — ***пепсина***, который расщепляет белки пищи.

Теперь вам должно быть понятно, почему в инструкциях по применению стиральных порошков, содержащих ферменты (их еще называют энзимами), рекомендуется строго придерживаться указанного интервала температур.

Клетки живых организмов четко соблюдают заданную им природой «инструкцию» по использованию ферментов. Под действием ферментов-катализаторов в клетках происходит распад молекул белков, жиров и углеводов, поступивших в организм с пищей, и синтез новых молекул, которые точно соответствуют потребностям данного организма. Вот почему великий русский физиолог И. П. Павлов назвал ферменты *носителями жизни*.

Важно также знать, что помимо катализаторов, которые увеличивают скорости химических реакций, есть вещества, кото-

рые, наоборот, их уменьшают. Они называются ***ингибиторами*** (с греч. «сдерживать, останавливать»). Значение последних так же велико, как и первых. Например, коррозию металлов удается резко уменьшить именно с помощью ингибиторов.

1. Катализаторы и катализ. 2. Ингибиторы. 3. Ферменты (энзимы).

1 Проделайте дома такой опыт. Попробуйте поджечь в ложечке кусочек сахара. У вас ничего не получится: сахар будет плавиться, дымить, обугливаться, но не загорится. Если же на кусочек сахара поместить немного сигаретного пепла (не вздумайте курить сами — пусть это за вас сделают заядлые курильщики) и поджечь, кусочек сахара загорится ровным синеватым пламенем. Попробуйте дать объяснение наблюдаемого явления.

2 Почему при обработке порезов и других ран пероксидом водорода наблюдается бурное «вскипание» его?

3 Приведите примеры действия других катализаторов-ферментов, с которыми вы знакомились на уроках анатомии человека.

4 Назовите различные области применения веществ-ингибиторов.

5 Назовите все факторы, которые влияют на скорость химической реакции.

6 Сухой хлор хранят в железных баллонах. Влажный хлор разрушает железо. Какую роль играет вода в последнем процессе?

§ 32 Обратимые и необратимые реакции

Химические реакции часто протекают так, что исходные реагирующие вещества полностью превращаются в продукты реакции. Например, если в соляную кислоту опустить гранулу цинка, то при достаточном количестве кислоты реакция будет продолжаться до полного растворения цинка согласно уравнению:

$$2HCl + Zn = ZnCl_2 + H_2\uparrow.$$

Если провести эту реакцию в обратном направлении, то есть пропускать водород через раствор хлорида цинка, то металлический цинк не образуется — эта реакция не может протекать в обратном направлении, она *необратима*.

Химические реакции, в результате которых исходные вещества практически полностью превращаются в конечные продукты, называются необратимыми.

К ним относятся как гетерогенные, так и гомогенные реакции. Например, реакции горения простых веществ — фосфора, угля, железа и сложных — метана CH_4, сероуглерода CS_2. Как вы знаете, реакции горения относятся к экзотермическим реакциям. Чаще всего к экзотермическим будут относиться реакции соединения, например реакция гашения извести:

$$CaO + H_2O = Ca(OH)_2 + Q \text{ (теплота выделяется).}$$

Логично предположить, что к эндотермическим реакциям относятся обратные реакции, то есть реакции разложения, например реакция обжига известняка:

$$CaCO_3 = CaO + CO_2 - Q \text{ (теплота поглощается).}$$

Следует помнить, что очень небольшое число реакций являются необратимыми.

Реакции гомогенные (например, между растворами веществ) являются необратимыми, если протекают с образованием нерастворимого, газообразного продукта или воды. Это правило называется ***правилом Бертолле***, который и установил это важнейшее условие необратимости химической реакции. Проделаем опыт. Нальем в три пробирки по 2 мл раствора соляной кислоты. В первую пробирку прильем 1 мл окрашенного фенолфталеином малинового раствора щелочи, он обесцветится в результате реакции:

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O.$$

Во вторую пробирку прильем 1 мл раствора карбоната натрия — мы заметим бурное «вскипание» раствора из-за энергично выделяющегося углекислого газа:

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow.$$

В третью пробирку прильем несколько капель нитрата серебра и заметим, как в ней образовался белый творожистый осадок хлорида серебра:

$$HCl + AgNO_3 = AgCl\downarrow + HNO_3.$$

Однако необратимых реакций не так много. Большинство реакций *обратимы*.

Химические реакции, которые протекают одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном, — называются обратимыми.

В пробирку нальем 3 мл воды и добавим несколько капель лакмуса, а затем начнем пропускать через нее с помощью газоотводной трубки выделяющийся из другой пробирки углекислый газ, получаемый взаимодействием мрамора и соляной кислоты. Через некоторое время мы заметим, как фиолетовый лакмус изменяет свою окраску на красную, что свидетельствует о наличии кислоты. Это непрочная угольная кислота, образовавшаяся в результате взаимодействия углекислого газа и воды:

$$CO_2 + H_2O = H_2CO_3.$$

Оставим полученный раствор кислоты стоять в штативе. Через некоторое время мы увидим, что раствор снова стал фиолетовым, так как кислота разложилась на исходные вещества:

$$H_2CO_3 = H_2O + CO_2.$$

Это процесс можно провести гораздо быстрее, если подогреть раствор угольной кислоты. Следовательно, реакция получения угольной кислоты протекает как в прямом, так и в обратном направлении, то есть является обратимой. Обратимость реакции обозначается двумя противоположно направленными стрелками:

$$CO_2 + H_2O \rightleftarrows H_2CO_3.$$

Среди обратимых реакций, лежащих в основе получения важнейших химических продуктов, в качестве примера назовем реакцию синтеза (соединения) оксида серы (VI) из оксида серы (IV) и кислорода:

$$2SO_2 + O_2 \overset{kat}{\rightleftarrows} 2SO_3 + Q.$$

Эту реакцию используют при получении серной кислоты. Обратимыми являются также реакции синтеза аммиака:

$$3H_2 + N_2 \overset{kat}{\rightleftarrows} 2NH_3 + Q$$

и оксида азота (II):

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO - Q.$$

1. Обратимые и необратимые реакции.
2. Правило Бертолле.

1 Запишите уравнения реакций горения, о которых говорилось в тексте параграфа, зная, что в результате этих реакций образованы оксиды тех элементов, из которых построены исходные вещества.

2 Дайте характеристику трех последних реакций, проведенных в конце параграфа, по плану: а) характер и число реагентов и продуктов; б) агрегатное состояние; в) направление; г) наличие катализатора; д) выделение или поглощение теплоты.

3 Какая неточность допущена в предложенной в тексте параграфа записи уравнения реакции обжига известняка?

4 Насколько справедливо утверждение, что реакции соединения будут, как правило, экзотермическими реакциями? Обоснуйте свою точку зрения, пользуясь приведенными в тексте учебника фактами.

§ 33 Химическое равновесие и способы его смещения

В обратимых процессах скорость прямой реакции вначале максимальна, а затем уменьшается из-за того, что уменьшаются концентрации исходных веществ, расходуемых на образование продуктов реакции. Наоборот, скорость обратной реакции, минимальная вначале, увеличивается по мере увеличения концентрации продуктов реакции. Наконец, наступает такой момент, когда скорости прямой и обратной реакции становятся равными.

Состояние химического обратимого процесса называется химическим равновесием, если при этом скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.

Химическое равновесие является динамичным (подвижным), так как при его наступлении реакция не прекращается, неизменными остаются лишь концентрации компонентов, то есть за единицу времени образуется такое же количество продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества. При постоянных температуре и давлении равновесие обратимой реакции может сохраняться неопределенно долгое время.

На производстве же чаще всего заинтересованы в преимущественном протекании прямой реакции. Например, в получении аммиака, оксида серы (VI), оксида азота (II). Как же вывести систему из состояния равновесия? Как влияет на него изменение внешних условий, при которых протекает тот или иной обратимый химический процесс?

Французский химик Анри Ле Шателье в 1885 г. вывел, а немецкий физик Фердинанд Браун в 1887 г. обосновал общий закон смещения химического равновесия в зависимости от внешних факторов, который известен под названием ***принципа Ле Шателье.***

Если изменить одно из условий — температуру, давление или концентрацию веществ, — при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие сместится в направлении, которое препятствует этому изменению.

Этот принцип можно было бы назвать принципом «делай наоборот и добьешься своего». Рассмотрим, как нужно поступить, чтобы сместить равновесие, если изменять каждое из условий реакции, на примере реакции синтеза аммиака:

$$N_2 + 3H_2 \overset{kat}{\rightleftarrows} 2NH_3 + Q.$$

Вначале дадим характеристику этого процесса.

1. Прямая реакция является реакцией соединения, так как из двух простых веществ — азота и водорода — образуется одно

сложное вещество — аммиак. Разумеется, обратная реакция по этому признаку относится к реакциям разложения.

2. Так как обе реакции — и прямая, и обратная — протекают в присутствии катализатора (им может служить или универсальная, но дорогая платина, или дешевый железный катализатор с добавками оксидов калия и алюминия), то обе реакции являются каталитическими. Следует отметить, что катализатор не влияет на смещение равновесия, он одинаково изменяет как скорость прямой, так и скорость обратной реакций, то есть только ускоряет момент наступления химического равновесия.

3. Прямая реакция протекает с образованием теплоты, поэтому относится к экзотермическим реакциям. Логично поэтому утверждать, что обратная реакция является эндотермической и протекает с поглощением теплоты.

Итак, рассмотрим теперь, как применим принцип Ле Шателье, принцип противодействия, для смещения равновесия реакции синтеза аммиака.

1. ***Изменение равновесных концентраций***, то есть концентрация веществ после установления равновесия. Чтобы сместить равновесие в сторону образования аммиака, необходимо увеличить концентрацию исходных веществ, то есть концентрацию азота и водорода, и уменьшить концентрацию продукта, то есть аммиака. Равновесные концентрации принято обозначать квадратными скобками, в отличие от неравновесных, которые обозначают буквой *c*. Следовательно, чтобы сместить равновесие нашей реакции вправо, нужно увеличить концентрацию азота и водорода ($[N_2]$ и $[H_2]$) и уменьшить концентрацию аммиака ($[NH_3]$), то есть вывести его из сферы реакции. Понятно, что для смещения равновесия влево нужно поступить наоборот.

2. ***Изменение давления.*** Синтез аммиака из водорода и азота сопровождается уменьшением объема: из четырех молей исходных веществ образуется только два моля аммиака. Очевидно, что в закрытом сосуде или аппарате (он называется колонной синтеза) продукты этой реакции создают меньшее давление, чем создавали исходные вещества. Значит, прямая реакция — синтез аммиака — сопровождается понижением давления.

Наоборот, разложение аммиака на водород и азот ведет к увеличению числа газообразных молекул, а потому и к увеличению давления. При сжатии реакционной смеси равновесие смещается вправо, в сторону образования аммиака, так как этот

процесс приводит к уменьшению давления, то есть противодействует внешнему воздействию. Наоборот, уменьшение давления смещает равновесие влево, в направлении разложения аммиака.

Необходимо отметить, что изменение давления смещает равновесие лишь в том случае, если в реакции принимают участие газообразные вещества и она сопровождается изменением их количества. Если же количество газообразных веществ в процессе реакции не изменяется, то увеличение или уменьшение давления не влияет на равновесие такой обратимой реакции. Например, в реакции синтеза оксида азота (II) общее количество исходных газов N_2 и O_2 равно количеству продукта NO (по два моля):

$$N_2 + O_2 \rightleftarrows 2NO.$$

Поэтому изменение давления не нарушает равновесие этой реакции.

3. ***Изменение температуры.*** Мы уже выяснили, что процесс образования аммиака из водорода и азота является экзотермическим, а обратный — разложение аммиака — эндотермическим. При повышении температуры равновесие этой реакции сместится влево, в направлении реакции разложения аммиака, которая проходит с поглощением теплоты и поэтому ослабляется внешним воздействием — повышением температуры. Наоборот, охлаждение реакционной смеси смещает равновесие вправо, в направлении реакции синтеза аммиака. Эта реакция идет с выделением теплоты и противодействует охлаждению.

Следовательно, повышение температуры смещает химическое равновесие в сторону эндотермической реакции, а понижение температуры — в направлении экзотермической реакции.

Как можно убедиться на рассмотренных примерах, применение принципа Ле Шателье к обратимым химическим процессам открывает путь к управлению химическими реакциями.

1. Состояние химического равновесия. 2. Принцип Ле Шателье и влияние изменения концентрации, температуры и давления на смещение равновесия.

1 Дайте характеристику реакции синтеза оксида серы (VI) из оксида серы (IV) и кислорода:

$$2SO_2 + O_2 \overset{kat}{\rightleftarrows} 2SO_3 + Q.$$

Рассмотрите, как нужно изменить концентрацию веществ, давление и температуру, чтобы сместить равновесие вправо.

2 Вы уже убедились, что для смещения реакции синтеза аммиака вправо необходимо понизить температуру. Почему же на производстве этот процесс проводят при достаточно высокой температуре — 500—550 °С?

3 Как нужно изменить концентрацию веществ, температуру и давление реакции синтеза иодоводорода, чтобы сместить равновесие вправо:

$$H_2 + I_2 \rightleftarrows 2HI - Q?$$

4 Как нужно изменить давление и температуру реакции обжига известняка, чтобы сместить равновесие вправо:

$$CaCO_3 \rightleftarrows CaO + CO_2 - Q?$$

5 Объясните, почему раствор угольной кислоты, окрашенный лакмусом в красный цвет, через некоторое время становится фиолетовым.

6 Почему изменение давления не влияет на равновесие процесса синтеза оксида азота (II)? Как изменится равновесие этого процесса при повышении температуры?

Глава седьмая

Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции

§ 34 Растворение. Растворимость веществ в воде

Растворы играют очень важную роль в природе, науке и технике. Вода, столь широко распространенная в природе, всегда содержит растворенные вещества. В пресной воде рек и озер их мало, в то время как в морской воде содержится около 3,5% растворенных солей.

В первичном океане (во время появления жизни на Земле) массовая доля солей, по предположениям, была низка, около 1%.

«Именно в этом растворе впервые развились живые организмы, и из этого раствора они получили ионы и молекулы, необходимые для их роста и жизни... С течением времени живые организмы развивались и изменялись, что позволило им покинуть водную среду и перейти на сушу и затем подняться в воздух. Они приобрели эту способность, сохранив в своих организмах водный раствор в виде жидкостей, содержащих необходимый запас ионов и молекул» — вот так оценивает роль растворов в возникновении и развитии жизни на Земле известный американский химик, лауреат Нобелевской премии Лайнус Полинг. Внутри нас, в каждой нашей клеточке — воспоминание о первичном океане, в котором зародилась жизнь, — водном растворе, обеспечивающем саму жизнь.

В каждом живом организме бесконечно течет по сосудам — артериям, венам и капиллярам — волшебный раствор, составляющий основу крови, массовая доля солей в нем такая же, как в первичном океане, — 0,9%. Сложные физико-химические процессы, происходящие в организмах человека и живот-

ных, также протекают в растворах. Усвоение пищи связано с переводом питательных веществ в раствор. Природные водные растворы участвуют в процессах почвообразования и снабжают растения питательными веществами. Многие технологические процессы в химической и других отраслях промышленности, например получения соды, удобрений, кислот, металлов, бумаги, протекают в растворах. Изучение свойств растворов занимает очень важное место в современной науке. Так что же такое раствор?

Отличие раствора от других смесей в том, что частицы составных частей распределяются в нем равномерно, и в любом микрообъеме такой смеси состав одинаков.

Поэтому под *растворами* понимали однородные смеси, состоящие из двух или более однородных частей. Это представление исходило из *физической теории растворов*.

Сторонники физической теории растворов, которую развивали Вант-Гофф, Аррениус и Оствальд, считали, что процесс растворения является результатом диффузии, то есть проникновения, растворенного вещества в промежутки между молекулами воды.

В противоположность представлениям физической теории растворов, Д. И. Менделеев и сторонники химической теории растворов доказывали, что растворение является результатом *химического взаимодействия* растворенного вещества с молекулами воды. Поэтому правильнее (точнее) определять ***раствор как однородную систему, состоящую из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.***

В результате химического взаимодействия растворенного вещества с водой образуются соединения — *гидраты*. О химическом взаимодействии говорят такие признаки химических реакций, как *тепловые явления* при растворении. Например, вспомните, что растворение серной кислоты в воде протекает с выделением такого большого количества теплоты, что раствор может закипеть, а потому льют кислоту в воду (а не наоборот). Растворение других веществ, например хлорида натрия, нитрата аммония, сопровождается поглощением теплоты.

М. В. Ломоносов установил, что растворы замерзают при более низкой температуре, чем растворитель. В 1764 г. он писал: «Морозы соленого рассолу не могут в лед превратить удобно, как одолевают пресного».

Гидраты — это непрочные соединения, существующие в растворе. Косвенным доказательством гидратации является существование твердых *кристаллогидратов* — солей, в состав которых входит вода. Ее в этом случае называют кристаллизационной. Например, к кристаллогидратам относится хорошо известная соль голубого цвета — медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Безводный сульфат меди (II) — кристаллы белого цвета. Изменение цвета сульфата меди на голубой при растворении его в воде и существование голубых кристаллов медного купороса является еще одним доказательством гидратной теории Д. И. Менделеева.

В настоящее время принята теория, которая объединяет обе точки зрения, — физико-химическая теория растворов. Ее предсказывал еще в 1906 г. Д. И. Менделеев в своем замечательном учебнике «Основы химии»: «Две указанные стороны растворения и гипотезы, до сих пор приложенные к рассмотрению растворов, хотя имеют отчасти различные исходные точки, но без

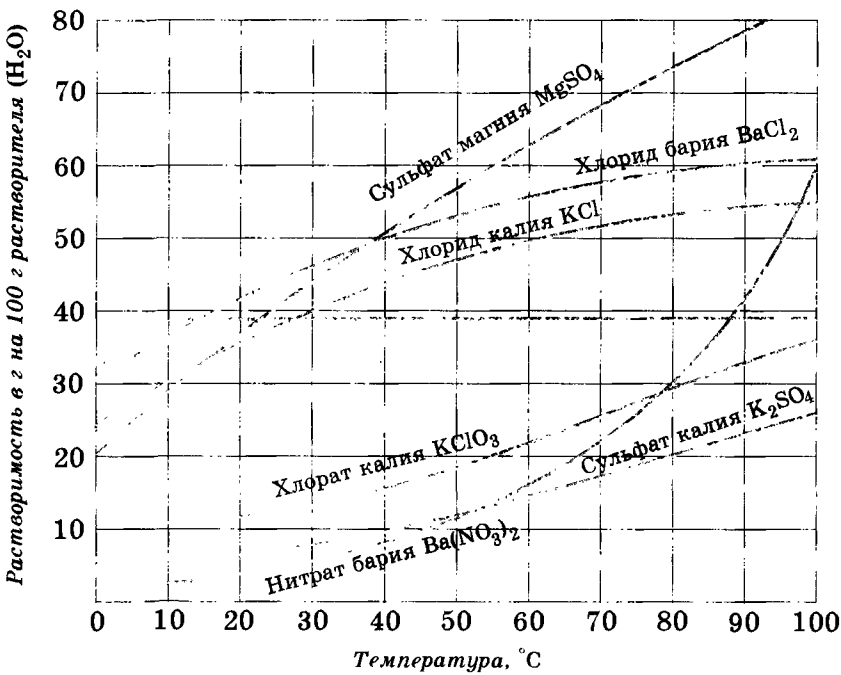


Рис. 39. *Растворимость веществ в зависимости от температуры*

всякого сомнения, по всей вероятности, приведут к общей теории растворов, потому что одни общие законы управляют как физическими, так и химическими явлениями».

Растворимость веществ в воде зависит от температуры. Как правило, растворимость твердых веществ в воде увеличивается с повышением температуры (рис. 39), а растворимость ионов — уменьшается, поэтому воду можно почти полностью освободить от растворенных в ней газов кипячением. Если растворять в воде хлорид калия KCl, применяющийся как удобрение, то при комнатной температуре (20 °C) может раствориться только 34,4 г соли в 100 г воды; сколько бы не перемешивали раствор с остатком нерастворившейся соли, больше соли не растворится — раствор будет насыщен этой солью при данной температуре.

Насыщенным называется такой раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

Если же при этой температуре в 100 г воды растворить хлорида калия меньше, чем 34,4 г, то раствор будет ненасыщенным.

Ненасыщенным называется такой раствор, в котором при данной температуре находится меньше растворяемого вещества, чем в его насыщенном растворе.

При охлаждении насыщенного раствора возникает избыток растворенного вещества, если оно не выпадет в осадок, то образуется пересыщенный раствор.

Пересыщенным называется такой раствор, в котором при данной температуре находится в растворенном состоянии больше вещества, чем в его насыщенном растворе при тех же условиях.

Некоторые вещества сравнительно легко дают пересыщенные растворы. К ним относятся, например, кристаллогидраты — глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ и медный купорос $CuSO_4 \cdot 5H_2O$.

Пересыщенные растворы готовят так. Приготавливают насыщенный раствор соли при высокой температуре, например при температуре кипения. Избыток соли отфильтровывают, накрывают колбу с горячим фильтратом ватой и осторожно, избегая сотрясений, медленно охлаждают при комнатной температуре. Приготовленный таким образом раствор, предохраняемый от толчков и попадания пыли, может храниться довольно долго. Но стоит только в такой пересыщенный раствор внести стеклянную палочку, на кончике которой имеется несколько крупинок этой соли, как немедленно начнется ее кристаллизация из раствора (рис. 40).

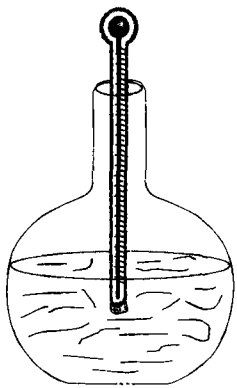


Рис. 40. *Мгновенная кристаллизация из пересыщенного раствора*

Глауберова соль широко используется в качестве сырья на химических заводах. Добывают ее зимой в заливе Кара-Богаз-Гол, который сравнительно изолирован от Каспийского моря. Летом из-за высокой скорости испарения воды залив заполняется сильно концентрированным раствором соли. Зимой, в связи с понижением температуры, растворимость ее уменьшается и соль кристаллизуется, что и лежит в основе ее добычи. Летом кристаллы соли растворяются и добыча ее прекращается.

При работе с различными веществами важно знать их растворимость в воде. Вещество считается *хорошо растворимым*, если при комнатной температуре в 100 г воды растворяется больше 1 г этого вещества. Если при таких условиях растворяется меньше 1 г вещества в 100 г воды, то такое вещество считается *малорастворимым*. К веществам практически *нерастворимым* относятся такие, растворимость которых меньше 0,01 г в 100 г воды (табл. 9).

Совершенно нерастворимых веществ в природе не существует. Например, даже атомы серебра и золота чуть-чуть переходят в раствор. Как известно, растворы золота или серебра в воде убивают микробов.

Растворимость некоторых солей в воде при 20 °С Таблица 9

Название соли	Формула	Растворимость (г/100 г воды)
Хорошо растворимые		
Сульфат меди (II)	$CuSO_4$	222
Нитрат калия	KNO_3	31,6
Иодид натрия	NaI	179,10
Малорастворимые		
Сульфат серебра	Ag_2SO_4	0,79
Сульфат кальция	$CaSO_4$	0,20
Иодид свинца (II)	PbI_2	0,07
Практически нерастворимые		
Сульфат бария	$BaSO_4$	0,0023
Бромид серебра	AgBr	0,0037
Хлорид серебра	AgCl	0,00009
Иодид серебра	AgI	0,000003

1. Растворы. 2. Физическая и химическая теории растворов. 3. Тепловые явления при растворении. 4. Гидраты и кристаллогидраты; кристаллизационная вода. 5. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы. 6. Хорошо растворимые, малорастворимые и практически нерастворимые вещества.

1 Почему в горячем чае кусочек сахара растворяется быстрее, чем в холодном?

2 Приведите примеры хорошо растворимых, малорастворимых и практически нерастворимых в воде веществ различных классов, пользуясь таблицей растворимости.

3 Почему аквариумы нельзя заполнять быстро охлажденной прокипяченной водой (она должна постоять несколько дней)?

4 Почему ранки, промытые водой, в которую были помещены серебряные изделия, заживают быстрее?

5 Пользуясь рисунком 39, определите массовую долю хлорида калия, содержащегося в насыщенном растворе при 20 °С.

6 Может ли разбавленный раствор быть одновременно и насыщенным?

7 К 500 г насыщенного при 20 °С раствора сульфата магния (см. рис. 39) прилили достаточный для проведения реакции объем раствора хлорида бария. Найдите массу выпавшего осадка.

§ 35 Электролитическая диссоциация

Как вы знаете из уроков физики, растворы одних веществ способны проводить электрический ток, а других нет. Чтобы опытным путем проверить эту способность у растворов различных веществ, воспользуемся следующим прибором (рис. 41).

Он состоит из стакана, в который наливают раствор исследуемого вещества. На стакан ставят пластинку из эбонита с вмонтированными в нее двумя угольными электродами, к клеммам которых присоединены провода. Один из них соединен с лампочкой. Выходной контакт от лампочки и провод от другой клеммы идут к источнику тока. Если раствор, налитый в стакан, проводит электрический ток, то лампочка загорается, и чем

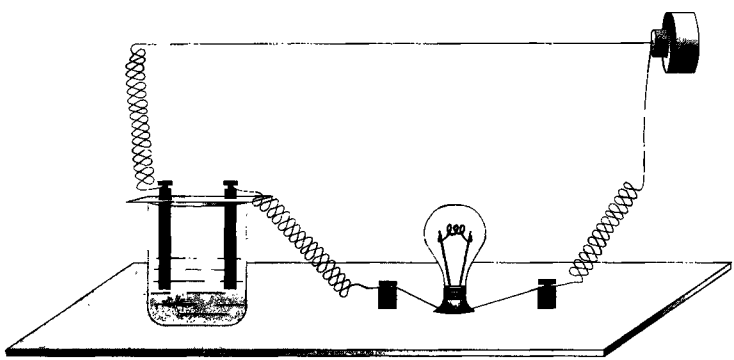


Рис. 41. *Прибор для определения электропроводности*

лучше эта способность, тем ярче горит лампочка. Проводят электрический ток растворы солей, щелочей, кислот.

Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называются электролитами.

Растворы сахара, спирта, глюкозы и некоторых других веществ не проводят электрический ток.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называются неэлектролитами.

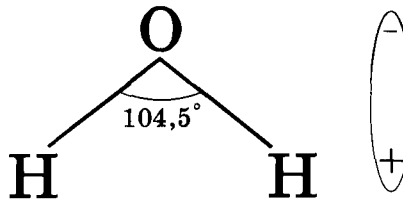
Почему же растворы электролитов проводят электрический ток?

Шведскийученый Сванте Аррениус, изучая электропроводность растворов различных веществ, пришел в 1877 г. к выводу, что причиной электропроводности является наличие в растворе ионов, которые образуются при растворении электролита в воде.

Процесс распада электролита на ионы называется электролитической диссоциацией.

С. Аррениус, который придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействия электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. В отличие от него русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворенного вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируются на ионы. Они считали, что в растворах находятся не свободные, не «голые» ионы, а гидратированные, то есть «одетые в шубку» из молекул воды.

Молекулы воды представляют собой *диполи* (два полюса), так как атомы водорода расположены под углом 104,5°, благодаря чему молекула имеет угловую форму. Молекула воды схематически представлена ниже.



Как правило, легче всего диссоциируют вещества с ионной связью и, соответственно, с ионной кристаллической решеткой, так как они уже состоят из готовых ионов. При их растворении диполи воды ориентируются противоположно заряженными концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита. Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате связь между ионами ослабевает, и происходит переход ионов из кристалла в раствор (рис. 42). Очевидно, что последовательность процессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (солей и щелочей), будет такой:

а) *ориентация молекул — диполей воды около ионов кристалла* →

б) *гидратация (взаимодействие) молекул воды с ионами поверхностного слоя кристалла* →

в) *диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.*

Упрощенно происходящие процессы можно отразить с помощью следующего уравнения:

$$NaCl = Na^+ + Cl^-.$$

Аналогично диссоциируются и электролиты, в молекулах которых ковалентная полярная связь (например, молекулы хлороводорода HCl, рис. 43), только в этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную и последовательность процессов, происходящих при этом, будет такая:

а) *ориентация молекул воды вокруг полюсов молекулы электролита* →

б) *гидратация (взаимодействие) молекул воды с молекулами электролита* →

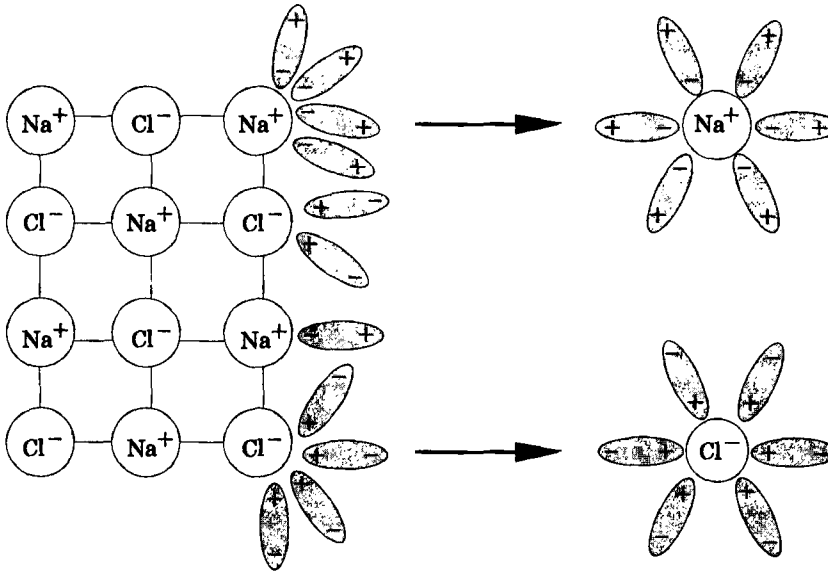


Рис. 42. *Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы*

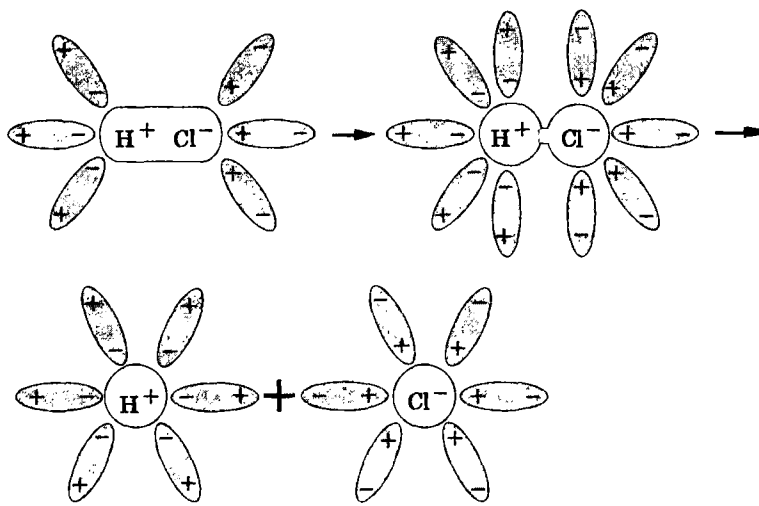


Рис. 43. *Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы*

в) *ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную)* →

г) *диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы.*

Упрощенно уравнение диссоциации соляной кислоты можно отразить с помощью следующего уравнения:

$$HCl = H^+ + Cl^-.$$

Следует учитывать, что в растворах электролитов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и вновь объединиться между собой. Этот обратный процесс называется ***ассоциацией***. Также необходимо учитывать, что свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных ионов. Например, негидратированный ион меди Cu^{2+} — белый в безводных кристаллах сульфата меди (II) $CuSO_4$ и имеет голубой цвет, когда гидратирован, то есть связан с молекулами воды $Cu^{2+} \cdot nH_2O$. Гидратированные ионы имеют как постоянное, так и переменное число молекул воды.

В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются *степенью диссоциации*, которая обозначается греческой буквой α («альфа»).

Степень диссоциации — это отношение числа частиц, распавшихся на ионы ($N_д$), к общему числу растворенных частиц ($N_р$):

$$\alpha = \frac{N_д}{N_р}.$$

Степень диссоциации электролита определяется опытным путем и выражается в долях или в процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$, или 100%, то электролит полностью распадается на ионы. Различные электролиты имеют различную степень диссоциации, то есть степень диссоциации зависит от природы электролита. Она также зависит и от концентрации: с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.

По степени электролитической диссоциации электролиты разделяют на сильные и слабые.

Сильные электролиты — такие электролиты, которые при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к единице.

К сильным электролитам относятся:

1) все растворимые соли;

2) сильные кислоты, например: H_2SO_4, HCl, HNO_3;

3) все щелочи, например: $NaOH$, KOH.

Слабые электролиты — это такие электролиты, которые при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к нулю.

К слабым электролитам относятся:

1) слабые кислоты — H_2S, H_2CO_3, HNO_2;

2) водный раствор аммиака $NH_3 \cdot H_2O$;

3) вода.

1. Электролиты и неэлектролиты. 2. Электролитические диссоциация и ассоциация. 3. Механизм диссоциации веществ с различным типом связи. 4. Степень электролитической диссоциации. 5. Сильные и слабые электролиты.

1 Объясните, почему раствор гидроксида калия проводит электрический ток, а раствор глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) — нет.

2 Является ли соль $CaCO_3$ электролитом? Почему?

3 Почему при разбавлении раствора электролита степень его диссоциации увеличивается?

4 Докажите, что деление химических связей на ковалентную полярную и ионную условно.

5 Как отличается по своей природе электропроводность металлов и электролитов?

6 Как объяснить электрическую проводимость водных растворов электролитов?

§ 36 Основные положения теории электролитической диссоциации

Обобщим сведения об электролитической диссоциации в виде основных положений ныне общепризнанной теории. Она заключается в следующем.

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы.

Свойства ионов совершенно не похожи на свойства атомов, которые их образовали. ***Ионы — это одна из форм существования химического элемента.*** Например, атомы металла натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой, образуя при этом щелочь (NaOH) и водород H_2, в то время как ионы натрия Na^+ таких продуктов не образуют. Хлор Cl_2 имеет желто-зеленый цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl^- — бесцветны, неядовиты, лишены запаха. Никому не придет в голову использовать в пищу металлический натрий и газообразный хлор, в то время как без хлорида натрия, состоящего из ионов натрия и хлора, невозможно приготовление пищи.

Ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов одного или нескольких химических элементов в результате отдачи или присоединения электронов.

Само слово «ион» в переводе с греческого означает «странствующий». В растворах ионы беспорядочно передвигаются («странствуют») в различных направлениях.

По составу ионы делятся на *простые* — Cl^-, Na^+ и *сложные* — NH_4^+, SO_4^{2-}.

2. Причиной диссоциации электролита в водных растворах является его гидратация, то есть взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нем.

В результате такого взаимодействия образуются гидратированные, то есть связанные с молекулами воды, ионы.

Следовательно, по наличию водной оболочки ионы делятся на ***гидратированные*** (в растворах и кристаллогидратах) и ***негидратированные*** (в безводных солях).

Свойства гидратированных и негидратированных ионов отличаются, как вы смогли уже убедиться на примере ионов меди.

3. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, и поэтому называются катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду, и поэтому называются анионами.

Следовательно, существует еще одна классификация ионов — по знаку их заряда. Сумма зарядов катионов (H^+, Na^+, NH_4^+, Cu^{2+}) равна сумме зарядов анионов Cl^-, OH^-, SO_4^{2-}, вследствие чего растворы электролитов (HCl, $(NH_4)_2SO_4$, NaOH, $CuSO_4$) остаются электронейтральными.

4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

Наряду с процессом диссоциации (распад электролита на ионы) протекает и обратный процесс — ***ассоциация*** (соединение ионов). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации вместо знака равенства ставят знак обратимости, например:

$$HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-.$$

5. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.

Степень диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации. По степени диссоциации электролиты делят на ***сильные*** и ***слабые***.

6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

По характеру образующихся ионов различают три типа электролитов: *кислоты, основания* и *соли.*

I. Кислотами называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка:

$$HCl = H^+ + Cl^-,$$

$$HNO_3 = H^+ + NO_3^-,$$

$$H_2SO_4 = 2H^+ + SO_4^{2-}.$$

Для фосфорной и других многоосновных кислот протекает ступенчатая диссоциация. Например, для H_3PO_4:

1-я ступень — образование дигидрофосфат-ионов:

$$H_3PO_4 \rightleftarrows H^+ + H_2PO_4^-,$$

2-я ступень — образование гидрофосфат-ионов:

$$H_2PO_4^- \rightleftarrows H^+ + HPO_4^{2-}.$$

Следует учитывать, что диссоциация электролитов по второй ступени происходит намного слабее и равновесие сдвинуто влево. Диссоциация по третьей ступени при обычных условиях не происходит.

Все кислоты объединяет то, что они при диссоциации обязательно образуют катионы водорода. Поэтому логично предположить, что общие характерные свойства кислот — кислый вкус, изменение окраски индикаторов и др. — обусловлены именно катионами водорода.

II. Основаниями называются электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы гидроксогрупп OH^-***:***

$$NaOH = Na^+ + OH^-,$$

$$Ca(OH)_2 = Ca^{2+} + 2OH^-.$$

Гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ диссоциирует ступенчато:

$$1)\ Ca(OH)_2 = CaOH^+ + OH^-,$$

$$2)\ CaOH^+ \rightleftarrows Ca^{2+} + OH^-.$$

Все общие свойства оснований — мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов и др. — обусловлены общими для всех оснований гидроксид-ионами OH^-.

III. Солями называются электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:

$$K_3PO_4 = 3K^+ + PO_4^{3-},$$

$$NH_4NO_3 = NH_4^+ + N_3^-.$$

Очевидно, что свойства солей определяются как катионами металла, так и анионами кислотного остатка. Так, соли аммония имеют как общие свойства, обусловленные ионами NH_4^+, так и специфические, обусловленные различными анионами. Аналогично, общие свойства сульфатов — солей серной кислоты — определяются ионами SO_4^{2-}, а различные — разными катионами. В отличие от многоосновных кислот и оснований, содержащих несколько гидроксид-ионов, такие соли, как K_2SO_4, $AlCl_3$ и т. д., диссоциируют сразу полностью, а не ступенчато.

1. Основные положения теории электролитической диссоциации. 2. Ионы простые и сложные, гидратированные и негидратированные, катионы и анионы. 3. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации.

1 Сравните по строению и свойствам:
а) Ca^0 и Ca^{2+}; б) $Cu^{2+}_{(гидр.)}$ и $Cu^{2+}_{(негидр.)}$; в) H_2^0 и H^+.

2 Пользуясь таблицей растворимости, приведите примеры четырех-пяти веществ, которые в растворах образуют сульфат-ионы (SO_4^{2-}). Запишите уравнения диссоциации этих веществ.

3 Какую информацию несет в себе следующее уравнение:

$$Al(NO_3)_3 = Al^{3+} + 3NO_3?$$

Дайте названия вещества и ионов.

4 Запишите уравнения диссоциации следующих электролитов: сульфата железа (III); карбоната калия; фосфата аммония; нитрата меди (II); гидроксида бария; фосфорной кислоты. Дайте названия ионов.

5 Какие из перечисленных ниже веществ будут диссоциировать: гидроксид железа (II), гидроксид калия, кремниевая кислота, азотная кислота, оксид серы (IV), оксид кремния (IV), сульфид натрия, сульфид железа (II)? Почему? Запишите возможные уравнения диссоциации.

6 В записи уравнений ступенчатой диссоциации серной кислоты для первой ступени используют знак равенства, а для второй — знак обратимости. Почему?

§ 37 Ионные уравнения

Большинство химических реакций протекает в растворах. Растворы электролитов содержат ионы, поэтому реакции в растворах электролитов фактически сводятся к реакциям между ионами.

Реакции между ионами называют ионными реакциями, а уравнения таких реакций — ионными уравнениями.

При составлении ионных уравнений следует руководствоваться тем, что формулы веществ малодиссоциирующих, нерастворимых и газообразных записываются в молекулярном виде.

Если вещество выпадает в осадок, то рядом с его формулой ставят стрелку, направленную вниз ↓, а если в ходе реакции выделяется газообразное вещество, то рядом с его формулой ставят стрелку, направленную вверх ↑.

Например, если к раствору сульфата натрия Na_2SO_4 прилить раствор хлорида бария $BaCl_2$, то в результате реакции образуется белый осадок сульфата бария $BaSO_4$. Запишем вначале молекулярное уравнение реакции:

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2NaCl.$$

Перепишем это уравнение, изобразив сильные электролиты в виде ионов, а уходящие из сферы реакции — в виде молекул:

$$2Na^+ + SO_4^{2-} + Ba^{2+} + 2Cl^- = BaSO_4\downarrow + 2Na^+ + 2Cl^- .$$

Мы записали, таким образом, полное *ионное уравнение реакции.*

Если исключить из обеих частей равенства одинаковые ионы, то есть ионы, не участвующие в реакции ($2Na^+$ и $2Cl^-$ в левой и правой части уравнения), то получим *сокращенное ионное уравнение реакции*:

$$Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4.$$

Это уравнение показывает, что сущность реакции сводится к взаимодействию ионов бария Ba^{2+} и сульфат-ионов SO_4^{2-}, в результате которого образуется осадок $BaSO_4$. При этом совершенно не имеет значения, в состав каких электролитов входили эти ионы до реакции. Аналогичное взаимодействие можно наблюдать и между K_2SO_4 и $Ba(NO_3)_2$; H_2SO_4 и $BaCl_2$.

Таким образом, сокращенные ионные уравнения представляют собой уравнения в общем виде, которые характеризуют сущность химической реакции и показывают, какие ионы реагируют и какое вещество образуется в результате.

Реакции ионного обмена протекают до конца в тех случаях, когда образуется или осадок, или малодиссоциирующее вещество, например вода. Если к раствору гидроксида натрия, окрашенного фенолфталеином в малиновый цвет, прилить избыток раствора азотной кислоты, то *раствор обесцветится*, что послужит сигналом протекания химической реакции:

$$NaOH + HNO_3 = NaNO_3 + H_2O.$$

Полное ионное уравнение этой реакции:

$$Na^+ + OH^- + H^+ + NO_3^- = N^+ + NO_3^- + H_2O.$$

Но поскольку ионы Na^+ и NO_3^- в растворе остаются в неизменном виде, то их можно не писать, и в конечном итоге сокращенное ионное уравнение реакции записывается так:

$$OH^- + H^+ = H_2O.$$

Оно показывает, что взаимодействие сильной кислоты и щелочи сводится к взаимодействию ионов H^+ и ионов OH^-,

в результате которого образуется малодиссоциирующее вещество — вода.

Указанная реакция взаимодействия сильной кислоты со щелочью называется реакцией нейтрализации. Это частный случай реакции обмена.

Подобная реакция обмена может протекать не только между кислотами и щелочами, но и между кислотами и нерастворимыми основаниями. Например, если получить голубой осадок нерастворимого гидроксида меди (II) взаимодействием сульфата меди (II) со щелочью:

$$CuSO_4 + 2NaOH = Cu(OH)_2\downarrow + Na_2SO_4,$$

$$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2Na^+ + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow + 2Na^+ + SO_4^{2-},$$

$$Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2\downarrow,$$

а затем поделить полученный осадок на три части и прилить к осадку в первой пробирке раствор серной кислоты, к осадку во второй пробирке раствор соляной кислоты, а к осадку в третьей пробирке раствор азотной кислоты, то во всех трех пробирках осадок растворится. Это будет означать, что во всех случаях прошла химическая реакция, суть которой и отражена с помощью одного и того же ионного уравнения.

$$Cu(OH)_2 + 2H^+ = Cu^{2+} + 2H_2O.$$

Чтобы в этом убедиться, запишите молекулярные, полные и сокращенные ионные уравнения приведенных реакций.

Рассмотрим ионные реакции, которые протекают с образованием газа. В две пробирки нальем по 2 мл растворов карбоната натрия и карбоната калия. Затем в первую прильем раствор соляной, а во вторую — азотной кислоты. В обоих случаях мы заметим характерное «вскипание» из-за выделяющегося углекислого газа. Запишем уравнения реакций для первого случая:

$$Na_2CO_3 + 2HCl = 2NaCl + H_2O + CO_2\uparrow,$$

(молекулярное уравнение)

$$2Na^+ + CO_3^{2-} + 2H^+ + 2Cl^- = 2Na^+ + 2Cl^- + H_2O + CO_2\uparrow,$$

(полное ионное уравнение)

$$2H^+ + CO_3^{2-} = H_2O + CO_2\uparrow.$$

(сокращенное ионное уравнение)

Реакции, протекающие в растворах электролитов, записываются с помощью ионных уравнений. Эти реакции называют реакциями ионного обмена, так как в растворах электролиты обмениваются своими ионами. Таким образом, можно сделать два вывода.

1. Реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами, а потому изображаются в виде ионных уравнений. Они проще молекулярных и носят более общий характер.

2. Реакции ионного обмена в растворах электролитов практически необратимо протекают только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

1. Молекулярное и ионное уравнения реакций. 2. Реакции ионного обмена. 3. Реакции нейтрализации.

1 Запишите молекулярные и ионные уравнения реакций, о которых говорилось в первой части параграфа, — между сульфатом калия и нитратом бария, между серной кислотой и хлоридом бария. В чем суть обеих реакций?

2 Запишите молекулярное и ионное уравнения реакций, о которых говорилось во второй части параграфа, — между гидроксидом меди (II) и соляной кислотой, между гидроксидом меди (II) и азотной кислотой. В чем суть обеих реакций?

3 Запишите молекулярное и ионное уравнения реакций между карбонатом калия и фосфорной кислотой. Что объединяет эту реакцию и те реакции, о которых говорилось в конце параграфа?

4 Предложите свои примеры ионных реакций, протекающих с образованием осадков, пользуясь таблицей растворимости. Уравнения реакций запишите в молекулярной и ионной формах.

5 Приведите по два молекулярных уравнения реакций для следующих ионных:

а) $3Ca^{2+} + 2PO_4^{3-} = Ca_3(PO_4)_2$,

б) $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3$,

в) $2H^+ + S^{2-} = H_2S$,

г) $H_2SiO_3 + 2OH^- = SiO_3^{2-} + 2H_2O$,

д) $Fe(OH)_3 + 3H^+ = Fe^{3+} + 3H_2O$.

§ 38 Кислоты, их классификация и свойства

При обычных условиях кислоты могут быть твердыми (фосфорная H_3PO_4, кремниевая H_2SiO_3) и жидкими (в чистом виде жидкостью будет серная кислота H_2SO_4).

Такие газы, как хлороводород HCl, бромоводород HBr, сероводород H_2S, в водных растворах образуют соответствующие кислоты.

Вы уже знаете, что угольная H_2CO_3 и сернистая H_2SO_3 кислоты существуют только в водных растворах, так как являются слабыми и нестойкими. Они легко разлагаются на оксиды углерода (IV) и серы (IV) — CO_2 и SO_2, соответственно, и воду. Поэтому выделить эти кислоты в чистом виде невозможно.

Разделение кислот на группы по различным признакам представлено в таблице 10.

Часто путают понятия летучесть и устойчивость (стабильность). Летучими называют кислоты, молекулы которых легко переходят в газообразное состояние, то есть испаряются. Например, соляная кислота является летучей, но устойчивой, стабильной кислотой. О летучести нестабильных кислот судить нельзя. Например, нелетучая нерастворимая кремниевая кислота при стоянии разлагается на воду и SiO_2.

Водные растворы соляной, азотной, серной, фосфорной и ряда других кислот не имеют окраски. Водные растворы хромовой кислоты H_2CrO_4 имеют желтую окраску, марганцевой кислоты $HMnO_4$ — малиновую.

Однако, какими бы разными ни были кислоты, все они образуют при диссоциации катионы водорода, которые и обусловливают ряд общих свойств: кислый вкус, изменение окраски индикаторов (лакмуса и метилового оранжевого), взаимодействие с другими веществами.

Классификация кислот Таблица 10

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	а) кислородные б) бескислородные	H_3PO_4, HNO_3 H_2S, HCl, HBr
Основность	а) одноосновные б) двухосновные в) трехосновные	HCl, HNO_3 H_2S, H_2SO_4 H_3PO_4
Растворимость в воде	а) растворимые б) нерастворимые	H_2SO_4, H_2S, HNO_3 H_2SiO_3
Летучесть	а) летучие б) нелетучие	H_2S, HCl, HNO_3 H_2SO_4, $_2SiO_3$, H_3PO_4
Степень электролитической диссоциации	а) сильные б) слабые	H_2SO_4, HCl, HNO_3 H_2S, H_2SO_3, H_2CO_3
Стабильность	а) стабильные б) нестабильные	H_2SO_4, H_3PO_4, HCl H_2SO_3, H_2CO_3, H_2SiO_3

Типичные реакции кислот

1. **Кислота + основание ⟶ соль + вода.**
(реакция обмена)

2. **Кислота + оксид металла ⟶ соль + вода.**
(реакция обмена)

3. **Кислота + металл ⟶ соль + водород.**
(реакция замещения)

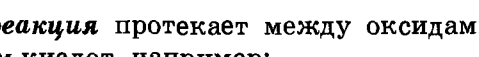
4. **Кислота + соль ⟶ новая кислота + новая соль.**
(реакция обмена)

Первая реакция является универсальной реакцией, так как она протекает между любыми кислотами и основаниями. Например, со щелочью (реакция нейтрализации):

$$HCl + NaOH = NaCl + H_2O,$$

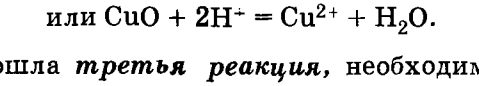
$$\text{или } H^- + OH^- = H_2O.$$

Аналогично протекает эта реакция и с нерастворимыми основаниями:



$$2HNO_3 + Fe(OH)_2 = Fe(NO_3)_2 + 2H_2O,$$
$$\text{или } 2H^+ + Fe(OH)_2 = Fe^{2+} + 2H_2O.$$

Вторая реакция протекает между оксидами металлов и большинством кислот, например:



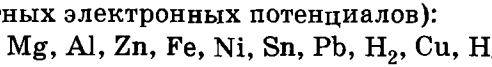
$$CuO + H_2SO_4 = CuSO_4 + H_2O,$$
$$\text{или } CuO + 2H^+ = Cu^{2+} + H_2O.$$

Чтобы прошла ***третья реакция,*** необходимо выполнить несколько условий.

1) Ознакомимся с рядом напряжений металлов (точнее, рядом стандартных электронных потенциалов):

K, Ca, Na, Mg, Al, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb, H_2, Cu, Hg, Ag, Au.

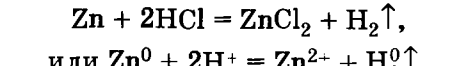
Металл должен находиться в этом ряду до водорода. Например,



$$Zn + 2HCl = ZnCl_2 + H_2\uparrow,$$
$$\text{или } Zn^0 + 2H^+ = Zn^{2+} + H_2^0\uparrow.$$

А вот реакция между раствором соляной кислоты и медью невозможна, так как медь стоит в ряду напряжений после водорода.

2) Должна получиться растворимая соль. Во многих случаях взаимодействие металла с кислотой практически не происходит потому, что образующаяся соль нерастворима и покрывает поверхность металла защитной пленкой, например:



$$Pb + H_2SO_4 \neq PbSO_4\downarrow + H_2\uparrow.$$

Нерастворимый сульфат свинца (II) прекращает доступ кислоты к металлу, и реакция прекращается, едва успев начаться. По данной причине большинство тяжелых металлов практически не взаимодействует с фосфорной, угольной и сероводородной кислотами.

3) Третья реакция характерна для растворов кислот, поэтому нерастворимые кислоты, например кремниевая, не вступают в реакции с металлами.

4) Концентрированный раствор серной кислоты и раствор азотной кислоты любой концентрации взаимодействуют с металлами несколько иначе, поэтому уравнения реакций между металлами и этими кислотами записываются по другой схеме. Разбавленный раствор серной кислоты взаимодействует с ме-

таллами, стоящими в ряду напряжений до водорода, образуя соль и водород.

Четвертая реакция является типичной реакцией ионного обмена и протекает только в том случае, если образуется осадок или газ, например:

$$H_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2HCl,$$
$$\text{или } Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4\downarrow.$$

Приведем пример реакции кислоты с солью, протекающей с выделением газа:

$$2HNO_3 + CaCO_3 = Ca(NO_3)_2 + H_2O + CO_2\uparrow,$$
$$\text{или } CaCO_3 + 2H^+ = Ca^{2+} + H_2O + CO_2\uparrow.$$

1. Классификация кислот. 2. Типичные свойства кислот: взаимодействие их с металлами, оксидами металлов, гидроксидами металлов и солями. 3. Условия протекания типичных реакций кислот. 4. Ряд напряжений металлов.

1 Какая кислота является сильной: а) H_2S; б) HNO_3; в) H_2SiO_3?

2 Дайте характеристику азотистой кислоты, используя различные признаки классификации кислот.

3 Определите степени окисления элементов в следующих кислотах: хлорной $HClO_4$; хромовой H_2CrO_4; двухромовой $H_2Cr_2O_7$; азотистой HNO_2; пирофосфорной $H_4P_2O_7$.

4 Закончите молекулярные уравнения возможных химических реакций и запишите соответствующие им ионные уравнения:

а) $ZnO + HNO_3 \longrightarrow$

б) $Al + H_2SO_{4(разб.)} \longrightarrow$

в) $HNO_3 + CuSO_4 \longrightarrow$

г) $HCl + FeS \longrightarrow$

д) $H_2SO_4 + Fe(OH)_3 \longrightarrow$

Если реакция не может быть осуществлена, объясните почему.

5 Какой объем водорода (н. у.) выделится при растворении в соляной кислоте 120 г магния, содержащего 25% примесей?

6 Запишите формулы оксидов, которые будут соответствовать следующим кислотам: HNO_2, HNO_3, H_3PO_4, H_2SO_3, H_2SO_4, H_2SiO_3.

§ 39 Основания, их классификация и свойства

Все основания, кроме раствора аммиака в воде, представляют собой твердые вещества, имеющие различную окраску. Например, гидроксид кальция $Ca(OH)_2$ белого цвета, гидроксид меди (II) $Cu(OH)_2$ голубого цвета, гидроксид никеля (II) $Ni(OH)_2$ зеленого цвета, гидроксид железа (III) $Fe(OH)_3$ красно-бурого цвета и т. д.

Водный раствор аммиака $NH_3 \cdot H_2O$ в отличие от других оснований содержит не катионы металла, а сложный однозарядный катион аммония NH_4^+ и существует только в растворе (этот раствор вам известен под названием нашатырного спирта). Он легко разлагается на аммиак и воду:

$$NH_3 \cdot H_2O \rightleftarrows NH_3 + H_2O.$$

Разделение оснований на группы по различным признакам представлено в таблице 11.

Классификация оснований Таблица 11

Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
Растворимость в воде	а) растворимые (щелочи) б) нерастворимые основания	NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ $Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$
Степень электролитической диссоциации	а) сильные ($\alpha \to 1$) б) слабые ($\alpha \to 0$)	щелочи нерастворимые основания, водный р-р аммиака $NH_3 \cdot H_2O$
Кислотность (число гидроксогрупп)	а) однокислотные б) двухкислотные	NaOH, KOH $Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$

Однако, какими бы разными не были основания, все они состоят из ионов металла и гидроксогрупп, число которых равно степени окисления металла.

Все основания, и в первую очередь щелочи (сильные электролиты), образуют при диссоциации гидроксид-ионы OH^-, которые и обусловливают ряд общих свойств: мылкость на ощупь, изменение окраски индикаторов (лакмуса, метилового оранжевого и фенолфталеина), взаимодействие с другими веществами.

Типичные реакции оснований

1. Основание + кислота ⟶ соль + вода.
(реакция обмена)

2. Основание + оксид неметалла ⟶ соль + вода.
(реакция обмена)

3. Щелочь + соль ⟶ новое основание + новая соль.
(реакция обмена)

Первая реакция (универсальная) была рассмотрена в § 38.

Вторая реакция протекает между оксидами неметаллов, которым соответствуют кислоты, и основаниями.

Например, $N_2^{+3}O_3$ соответствует $HN^{+3}O_2$, $S^{+4}O_2 \longrightarrow H_2S^{+4}O_3$, $S^{+6}O_3 \longrightarrow H_2S^{+6}O_4$ и т. д., поэтому при взаимодействии оксидов с основаниями образуются соли соответствующих кислот и вода:

а) $2NaOH + N_2O_3 = 2NaNO_2 + H_2O$,
или $2OH^- + N_2O_3 = 2NO_2^- + H_2O$;

б) $2KOH + SO_2 = K_2SO_3 + H_2O$,
или $SO_2 + 2OH^- = SO_3^{2-} + H_2O$.

Третья реакция является типичной реакцией ионного обмена и протекает только в том случае, если образуется осадок или выделяется газ, например:

а) $2KOH + CuSO_4 = Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$,
или $2OH^- + Cu^{2+} = Cu(OH)_2\downarrow$;

б) $NaOH + NH_4Cl = NaCl + NH_3\uparrow + H_2O$,
или $OH^- + NH_4^+ = NH_3\uparrow + H_2O$.

Нерастворимые основания разлагаются при нагревании на оксид металла и воду, что нехарактерно для щелочей, например:

$$Fe(OH)_2 = FeO + H_2O.$$

1. Классификация оснований. 2. Типичные свойства оснований: взаимодействие их с кислотами, оксидами неметаллов, солями. 3. Типичное свойство нерастворимых оснований: разложение при нагревании. 4. Условия протекания типичных реакций оснований.

1 Какое основание является сильным: а) NH_4OH; б) $Cu(OH)_2$; в) KOH?

2 Дайте характеристику гидроксида бария, используя различные признаки классификации оснований.

3 Закончите молекулярные уравнения возможных химических реакций, запишите соответствующие им ионные уравнения:

а) $P_2O_5 + KOH_{(изб.)} \longrightarrow$

б) $Fe(OH)_2 + HNO_{3(изб.)} \longrightarrow$

в) $(NH_4)_2SO_4 + NaOH_{(изб.)} \longrightarrow$

г) $Ca(OH)_{2(изб.)} + CO_2 \longrightarrow$

д) $Ba(OH)_2 + Fe(NO_3)_3 \longrightarrow$

е) $KOH + NaNO_3 \longrightarrow$

ж) $Mg(OH)_2 + FeO \longrightarrow$

з) $CuOH \longrightarrow$

Если реакция не будет протекать, укажите причину этого.

4 Какой объем аммиака (н. у.) выделится при взаимодействии 890 г нитрата аммония, содержащего 20% примесей, с раствором гидроксида натрия? Сколько граммов 80%-го раствора щелочи потребуется для реакции?

5 Запишите формулы оксидов, которые будут соответствовать следующим гидроксидам: $Cu(OH)_2$; CuOH; $Fe(OH)_3$; $Fe(OH)_2$; NaOH.

§ 40 Оксиды, их классификация и свойства

Понятие *оксиды* включает бесконечное разнообразие веществ: *жидкие*, например оксид водорода, или вода; *твердые*, например оксид кремния — песок и множество разновидностей кварца, среди которых халцедон и аметист, горный хрусталь

и морион; *газообразные*, например оксиды углерода — углекислый и угарный газы.

По своим химическим свойствам все оксиды подразделяются на ***солеобразующие*** и ***несолеобразующие***.

Несолеобразующими оксидами называются такие оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами и не образуют солей.

Несолеобразующих оксидов немного. В их состав входят элементы — неметаллы, например:

оксиды азота (I и II) — N_2O и NO,

оксид углерода (II) — CO и некоторые другие.

Солеобразующими называются такие оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или основаниями и образуют при этом соль и воду.

Среди солеобразующих оксидов различают оксиды *осно́вные* и *кислотные*.

Осно́вные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют основания.

Например,

CuO соответствует $Cu(OH)_2$,

Na_2O — NaOH,

Cu_2O — CuOH и т. д.

К осно́вным оксидам относятся оксиды металлов с небольшими степенями окисления (+1 и +2), то есть оксиды металлов главных подгрупп I и II группы Периодической системы, HgO, MnO и некоторые другие. Все основные оксиды представляют собой твердые вещества.

Типичные реакции осно́вных оксидов

1. Осно́вный оксид + кислота ⟶ соль + вода.

(реакция обмена)

а) $3Na_2O + 2H_3PO_4 = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$;

б) $CuO + 2HNO_3 = Cu(NO_3)_2 + H_2O$.

2. Осно́вный оксид + кислотный оксид ⟶ соль.

(реакция соединения)

а) $CaO + N_2O_5 = Ca(NO_3)_2$;

б) $MgO + SiO_2 \xrightarrow{t^\circ} MgSiO_3$.

3. Осно́вный оксид + вода ⟶ щелочь.

(реакция соединения)

а) $K_2O + H_2O = 2KOH$;

б) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$.

Эта реакция протекает только в том случае, если образуется растворимое основание — щелочь, поэтому $CuO + H_2O \neq$, так как $Cu(OH)_2$ — нерастворимое основание.

Кислотные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют кислоты.

К кислотным оксидам относятся оксиды неметаллов:

N_2O_3 соответствует HNO_2,
N_2O_5 — HNO_3,
SO_2 — H_2SO_3,
SO_3 — H_2SO_4,
SiO_2 — H_2SiO_3,
CO_2 — H_2CO_3,
P_2O_5 — H_3PO_4,

а также оксиды металлов с большим значением степеней окисления, например:

$\overset{+6}{Cr}O_3$ соответствует H_2CrO_4,

$\overset{+7}{Mn}_2O_7$ — $HMnO_4$.

Типичные реакции кислотных оксидов

1. Кислотный оксид + основание ⟶ соль + вода.

(реакция обмена)

а) $SO_2 + 2NaOH = Na_2SO_3 + H_2O$;

б) $N_2O_5 + Ca(OH)_2 + Ca(NO_3)_2 + H_2O$.

2. Кислотный оксид + оснóвный оксид ⟶ соль.

(реакция соединения)

а) $K_2O + SO_3 = K_2SO_4$;
б) $CaO + CO_2 = CaCO_3$.

3. Кислотный оксид + вода ⟶ кислота.

(реакция соединения)

а) $N_2O_5 + H_2O = 2HNO_3$;
б) $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$.

Однако эта реакция возможна только в том случае, если кислотный оксид растворим в воде. А если взять оксид кремния (IV), то реакция практически не пойдет:

$$SiO_2 + H_2O \neq H_2SiO_3.$$

1. Оксиды несолеобразующие и солеобразующие. 2. Оксиды оснóвные и кислотные. 3. Типичные свойства основных оксидов: взаимодействие их с кислотами, кислотными оксидами и водой. 4. Типичные свойства кислотных оксидов: взаимодействие их с основаниями, основными оксидами и водой. 5. Условия протекания реакций кислотных и основных оксидов с водой.

1 Из перечня формул выпишите отдельно формулы оснóвных и кислотных оксидов и запишите напротив формул оксидов соответствующие им формулы оснований и кислот: SiO_2, CrO_3, MgO, Mn_2O_7, Cu_2O, SO_2, FeO, N_2O_3, K_2O, NiO, Na_2O, NO. Назовите все вещества.

2 Дайте характеристику оксида серы (IV), определив его принадлежность к какой-либо группе оксидов. Запишите уравнения наиболее характерных реакций.

3 Допишите уравнения возможных химических реакций:

а) $Fe_2O_3 + H_2O \longrightarrow$
б) $KOH_{(изб.)} + P_2O_5 \longrightarrow$
в) $BaO + HNO_3 \longrightarrow$
г) $CaO + SiO_2 \longrightarrow$
д) $Na_2O + N_2O_5 \longrightarrow$
е) $N_2O + NaOH \longrightarrow$
ж) $CO + Ca(OH)_2 \longrightarrow$

Если реакция не протекает, укажите причину.

4 В 420 мл воды растворили 33,6 л оксида серы (IV). Какова массовая доля сернистой кислоты в полученном растворе?

5 Какой объем углекислого газа (н. у.) образуется при обжиге 500 г известняка, содержащего 20% примесей? Какое количество оксида кальция образуется при этом?

§ 41 Соли, их классификация и свойства

Из всех химических соединений соли являются наиболее многочисленным классом веществ. Это твердые вещества, они отличаются друг от друга по цвету и растворимости в воде.

Соли — это класс химических соединений, состоящих из ионов металла и ионов кислотного остатка.

В начале XIX в. шведский химик И. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов реакций кислот с основаниями, или соединений, полученных заменой атомов водорода в кислоте металлом. По этому признаку различают соли *средние*, *кислые* и *основные*.

Средние, или нормальные, соли — это продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Именно с этими солями вы уже знакомы и знаете их номенклатуру. Например:

Na_2CO_3 — карбонат натрия,

$CuSO_4$ — сульфат меди (II) и т. д.

Диссоциируют такие соли на катионы металла и анионы кислотного остатка:

$$Na_2CO_3 = 2Na^+ + 2CO_3^{2-}.$$

Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

К кислым солям относят, например, питьевую соду $NaHCO_3$, которая состоит из катиона металла Na^+ и кислотного однозарядного остатка HCO_3^-. Для кислой кальциевой соли формула записывается так: $Ca(HCO_3)_2$.

Названия этих солей складываются из названий солей с прибавлением слова *гидро-*, например:

$Mg(HSO_4)_2$ — гидросульфат магния.

Диссоциируют кислые соли следующим образом:

$$NaHCO_3 = Na^+ + HCO_3^-,$$
$$Mg(HSO_4)_2 = Mg^{2+} + 2HSO_4^-.$$

Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Например, к таким солям относится знаменитый малахит $(CuOH)_2CO_3$, о котором вы читали в сказах И. Бажова. Он состоит из двух основных катионов $CuOH^+$ и двухзарядного аниона кислотного остатка CO_3^{2-}.

Катион $CuOH^+$ имеет заряд +1, поэтому в молекуле два таких катиона и один двухзарядный анион CO_3^{2-} объединены в электронейтральную соль.

Названия таких солей будут такими же, как и у нормальных солей, но с прибавлением слова *гидроксо-*, например $(CuOH)_2CO_3$ — гидроксокарбонат меди (II) или $AlOHCl_2$ — гидроксохлорид алюминия. Подавляющее большинство основных солей нерастворимы или малорастворимы. Последние диссоциируют так:

$$AlOHCl_2 = AlOH^{2+} + 2Cl^-.$$

Типичные реакции солей

1. Соль + кислота ⟶ другая соль + другая кислота.
(реакция обмена)

2. Соль + щелочь ⟶ другая соль + другое основание.
(реакция обмена)

3. Соль$_1$ + соль$_2$ ⟶ соль$_3$ + соль$_4$.
(реакция обмена: в реакцию вступают две соли, в результате ее получаются две другие соли)

4. Соль + металл ⟶ другая соль + другой металл.
(реакция замещения)

Первые две реакции обмена уже были подробно рассмотрены в § 38 «Кислоты» и в § 39 «Основания».

Третья реакция также является реакцией обмена. Она протекает между растворами солей и сопровождается образованием осадка, например:

а) $Ca(NO_3)_2 + Na_2CO_3 = CaCO_3\downarrow + 2NaNO_3$,

или $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3\downarrow$;

б) $K_2SO_4 + BaCl_2 = BaSO_4\downarrow + 2KCl$,

или $SO_4^{2-} + Ba^{2+} = BaSO_4\downarrow$.

Четвертая реакция солей связана с именем крупнейшего русского химика Н. Н. Бекетова, который в 1865 г. изучал способность металлов вытеснять из растворов солей другие металлы. Например, медь из растворов ее солей можно вытеснять такими металлами, как магний Mg, алюминий Al, цинк Zn и другими металлами. А вот ртутью Hg, серебром Ag, золотом Au медь не вытесняется, так как эти металлы в ряду напряжений расположены правее, чем медь. Зато медь вытесняет их из растворов солей:

а) $CuSO_4 + Fe = FeSO_4 + Cu$,

или $Cu^{2+} + Fe^0 = Fe^{2+} + Cu^0$;

б) $HgCl_2 + Cu = CuCl_2 + Hg$,

или $Hg^{2+} + Cu^0 = Cu^{2+} + Hg^0$.

Н. Н. Бекетов, действуя газообразным водородом под давлением на растворы солей ртути и серебра, установил, что при этом водород, так же как и некоторые другие металлы, вытесняет ртуть и серебро из их солей.

Располагая металлы, а также водород по их способности вытеснять друг друга из растворов солей, Бекетов составил ряд, который он назвал ***вытеснительным рядом металлов***. Позднее (1892 г., В. Нернст) было доказано, что вытеснительный ряд Бекетова практически совпадает с рядом, в котором металлы и водород расположены (слева направо) в порядке уменьшения их восстановительной способности (см. § 43) при $t = 25$ °C, $p = 101{,}3$ кПа (1 атм) и молярной концентрации ионов металла, равна 1 моль/л. Этот ряд называют ***электрохимическим рядом напряжений металлов***. Вы уже знакомились с этим рядом, когда рассматривали взаимодействие кислот с металлами и выяснили, что с растворами кислот взаимодействуют ме-

таллы, которые расположены левее водорода. Это ***первое правило ряда напряжений***. Оно выполняется с соблюдением ряда условий, о которых мы говорили ранее.

Второе правило ряда напряжений заключается в следующем: каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные правее его в ряду напряжений. Это правило также соблюдается при выполнении условий:

а) обе соли (и реагирующая, и образующаяся в результате реакции) должны быть растворимыми;

б) металлы не должны взаимодействовать с водой, поэтому металлы главных подгрупп I и II групп (для последней начиная с Ca) не вытесняют другие металлы из растворов солей.

1. Соли средние (нормальные), кислые и основные. 2. Диссоциация различных групп солей. 3. Типичные свойства нормальных солей: взаимодействие их с кислотами, щелочами, другими солями и металлами. 4. Два правила ряда напряжений металлов. 5. Условия протекания реакций солей с металлами.

1 Из перечня формул выпишите отдельно формулы нормальных, кислых и основных солей, дайте их названия и запишите уравнения их диссоциации: $Ca(HSO_4)_2$, $(CaOH)_2SO_4$, $Ca(NO_3)_2$, NaH_2PO_4, Na_3PO_4, $MgOHNO_3$.

2 Закончите молекулярные уравнения возможных реакций, протекающих в растворах, и запишите соответствующие им ионные уравнения:

а) $HCl + Na_2SO_4 \longrightarrow$

б) $H_3PO_4 + CaCl_2 \longrightarrow$

в) $FeCl_3 + AgNO_3 \longrightarrow$

г) $KNO_3 + NaCl \longrightarrow$

д) $NaOH + FeS \longrightarrow$

е) $KOH + Al_2(SO_4)_3 \longrightarrow$

ж) $Ca + CuCl_2 \longrightarrow$

з) $Cu + AgNO_3 \longrightarrow$

и) $Mg + ZnS \longrightarrow$

к) $Cu + Fe(NO_3)_2 \longrightarrow$

Если реакция не может быть осуществлена, объясните почему.

3 К 980 г 5%-го раствора серной кислоты прилили избыток раствора нитрата бария. Найдите массу выпавшего осадка.

4 Запишите уравнения реакций всех возможных способов получения сульфата железа (II).

5 Определите степени окисления элементов в следующих солях: Na_2SO_4, K_2SO_3, $Fe(NO_3)_3$, $Fe(NO_2)_2$, $Mg(HCO_3)_2$, $Ca_3(PO_4)_2$, $NaHSO_4$, $CuOHNO_3$.
Дайте названия солей.

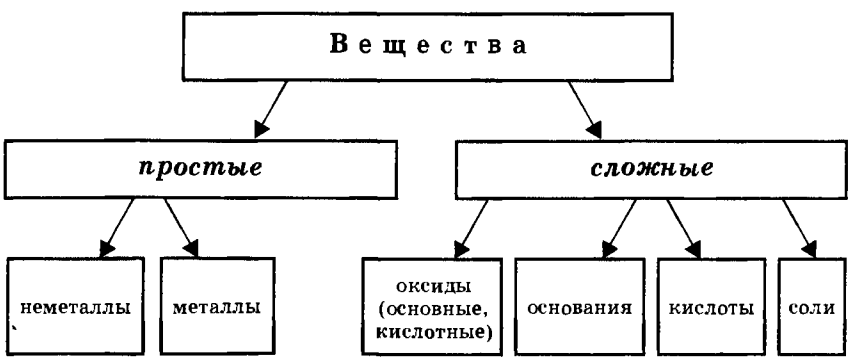
§ 42 Генетическая связь между классами веществ

Генетической называется связь между веществами разных классов, основанная на их взаимопревращениях и отражающая единство их происхождения, то есть генезис веществ.

Вначале наши сведения о классификации веществ представим в виде схемы.

Зная классы простых веществ, можно составить два генетических ряда: *генетический ряд металлов* и *генетический ряд неметаллов*.

Классификация неорганических веществ Схема



Генетический ряд металлов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которой положен один и тот же металл.

Различают две разновидности генетического ряда металлов.

1. Генетический ряд металлов, которым в качестве гидроксида соответствует ***щелочь***. В общем виде такой ряд может быть представлен следующей цепочкой превращений:

металл ⟶ основный оксид ⟶ основание (щелочь) ⟶ соль

Например, генетический ряд кальция:

$$Ca \longrightarrow CaO \longrightarrow Ca(OH)_2 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2.$$

2. Генетический ряд металлов, которым соответствует ***нерастворимое основание***. Этот ряд богаче генетическими связями, так как полнее отражает идею ***взаимных*** превращений (прямых и обратных). В общем виде такой ряд может быть представлен следующей цепочкой превращений:

металл ⟶ основный оксид ⟶ соль ⟶ основание ⟶ основный оксид ⟶ металл

Например, генетический ряд меди:

$$Cu \longrightarrow CuO \longrightarrow CuCl_2 \longrightarrow Cu(OH)_2 \longrightarrow CuO \longrightarrow Cu.$$

Генетический ряд неметаллов отражает взаимосвязь веществ разных классов, в основу которой положен один и тот же неметалл.

Здесь также можно выделить две разновидности.

1. Генетический ряд неметаллов, которым в качестве гидроксида соответствует ***растворимая кислота***, может быть отражен в виде такой цепочки превращений:

неметалл ⟶ кислотный оксид ⟶ кислота ⟶ соль

Например, генетический ряд фосфора:

$$P \longrightarrow P_2O_5 \longrightarrow H_3PO_4 \longrightarrow Ca_3(PO_4)_2.$$

2. Генетический ряд неметаллов, которым соответствует ***нерастворимая кислота***, может быть представлен с помощью такой цепочки превращений:

неметалл ⟶ кислотный оксид ⟶ соль ⟶ кислота ⟶ кислотный оксид ⟶ неметалл

Так как из изученных нами кислот нерастворимой является только кремниевая кислота, в качестве примера последнего генетического ряда рассмотрим генетический ряд кремния:

$$Si \longrightarrow SiO_2 \longrightarrow Na_2SiO_3 \longrightarrow H_2SiO_3 \longrightarrow SiO_2 \longrightarrow Si.$$

1. Генетическая связь. 2. Генетический ряд металлов и его разновидности. 3. Генетический ряд неметаллов и его разновидности.

1 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить превращения, лежащие в основе приведенных генетических рядов металлов и неметаллов. Дайте названия веществ, уравнения реакций с участием электролитов напишите также и в ионной форме.

2 Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения (сколько стрелок, столько уравнений реакций):

а) $Li \longrightarrow Li_2O \longrightarrow LiOH \longrightarrow LiNO_3$;

б) $S \longrightarrow SO_2 \longrightarrow H_2SO_3 \longrightarrow Na_2SO_3 \longrightarrow SO_2 \longrightarrow CaSO_3$.

Уравнения реакций с участием электролитов запишите также и в ионной форме.

3 Какие из перечисленных ниже веществ будут взаимодействовать с соляной кислотой: магний, оксид меди (II), гидроксид меди (II), медь, нитрат магния, гидроксид железа (III), оксид кремния (IV), нитрат серебра, сульфид железа (II)? Запишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Если реакции не могут быть осуществлены, объясните почему.

4 Какие из перечисленных ниже веществ будут взаимодействовать с гидроксидом натрия: оксид углерода (IV), гидроксид кальция, оксид меди (II), нитрат меди (II), хлорид аммония, кремниевая кислота, сульфат калия?
Запишите уравнения возможных реакций в молекулярной и ионной формах. Если реакции не протекают, объясните почему.

5 Дайте определения всем классам веществ, приведенных в таблице. На какие группы делится каждый класс веществ?

§ 43 Окислительно-восстановительные реакции

Многообразие классификаций химических реакций по различным признакам (фазе, направлению, числу и характеру реагирующих и образующих веществ, использованию катализатора, тепловому эффекту) можно дополнить еще одним признаком. Этот признак — изменение степени окисления атомов химических элементов, образующих реагирующие вещества. Например, в реакции

$$\overset{+1}{Ag}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} + \overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} = \overset{+1}{Ag}\overset{-1}{Cl} + \overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3}$$

степени окисления атомов химических элементов после реакции не изменились. А вот в другой реакции — взаимодействие соляной кислоты с цинком

$$2\overset{+1}{H}\overset{-1}{Cl} + \overset{0}{Zn} = \overset{+2}{Zn}\overset{-1}{Cl_2} + \overset{0}{H_2} —$$

атомы двух элементов, водорода и цинка, изменили свои степени окисления: водород с +1 на 0, а цинк — с 0 на +2. Следовательно, в этой реакции каждый атом водорода получил по одному электрону

$$2H^+ + 2\bar{e} \longrightarrow H_2^0,$$

а каждый атом цинка — отдал два электрона

$$Zn^0 - 2\bar{e} \longrightarrow Zn^{+2}.$$

Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют окислительно-восстановительными реакциями.

Под восстановлением понимают процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами. Степень окисления при этом понижается.

Например, атомы неметаллов могут присоединять электроны, превращаясь при этом в отрицательные ионы, то есть восстанавливаясь[1]:

$$\underset{\text{атом хлора}}{Cl^0} + 1\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{хлорид-ион}}{Cl^{-1}},$$

$$\underset{\text{атом серы}}{S^0} + 2\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{сульфид-ион}}{S^{-2}}.$$

Электроны могут присоединяться и к положительным ионам, превращая их при этом в атомы:

$$\underset{\text{ион меди (II)}}{Cu^{+2}} + 2\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{атом меди}}{Cu^0},$$

$$\underset{\text{ион железа (III)}}{Fe^{+3}} + 3\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{атом железа}}{Fe^0}.$$

Принимать электроны могут и положительные ионы, у которых при этом степень окисления понижается:

$$\underset{\text{ион железа (III)}}{Fe^{+3}} + 1\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{ион железа (II)}}{Fe^{+2}},$$

$$\underset{\text{ион олова (IV)}}{Sn^{+4}} + 2\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{ион олова (II)}}{Sn^{+2}}.$$

Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, называются окислителями.

Под окислением понимают процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами. Например, атомы металлов, теряя электроны, превращаются в положительные ионы, то есть окисляются:

$$\underset{\text{атом натрия}}{Na^0} - 1\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{ион натрия}}{Na^{+1}},$$

$$\underset{\text{атом алюминия}}{Al^0} - 3\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{ион алюминия}}{Al^{+3}}.$$

Отдавать свои электроны могут отрицательные ионы:

$$\underset{\text{хлорид-ион}}{Cl^{-1}} - 1\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{атом хлора}}{Cl^0},$$

$$\underset{\text{сульфид-ион}}{S^{-2}} - 2\bar{e} \longrightarrow \underset{\text{атом серы}}{S^0}.$$

---

[1] Далее мы будем указывать степень окисления, а не заряды ионов, так как их численные значения совпадают.

Терять электроны могут и некоторые положительные ионы с низшими степенями окисления:

$$Cu^{+1} - 1\bar{e} \longrightarrow Cu^{+2},$$

ион меди (I) ион меди (II)

$$Fe^{+2} - 1\bar{e} \longrightarrow Fe^{+3}.$$

ион железа (II) ион железа (III)

Можно отметить, что при этом степень окисления повышается.

Атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны, называются восстановителями.

Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот, то есть окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов — окисления и восстановления. Схема взаимосвязи изменения степеней окисления с процессами окисления и восстановления может быть представлена так, как это изображено на схеме ниже.

В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, то есть соблюдается ***электронный баланс***. Метод электронного баланса применяют для записей электронных уравнений процессов окисления и восстановления.

Например, реакция взаимодействия алюминия с хлоридом меди (II) описывается схемой:

$$\overset{+2\,-1}{CuCl_2} + \overset{0}{Al} \longrightarrow \overset{+3\,-1}{AlCl_3} + \overset{0}{Cu},$$

а электронные уравнения будут иметь вид:

восстановление

$$Cu^{+2} + 2\bar{e} \longrightarrow Cu^{0} \qquad 3$$

окислитель

окисление

$$Al^{0} - 3\bar{e} \longrightarrow Al^{+3} \qquad 2$$

восстановитель

Молекулярное уравнение этой реакции написать уже несложно, так как коэффициенты для него будут взяты из электронных уравнений:

$$3CuCl_2 + 2Al = 2AlCl_3 + 3Cu.$$

Покажем, как с помощью метода электронного баланса можно расставить коэффициенты в уравнении сложной окислительно-восстановительной реакции. Как вы помните, первое правило ряда напряжений металлов о взаимодействии металлов с растворами кислот не распространялось на серную кислоту концентрированную и азотную кислоту любой концентрации.

В отличие от соляной кислоты, в которой окислителем атомов металла были катионы водорода, в серной и азотной кислотах окислителями являются атомы серы и азота из сульфат-ионов и нитрат-ионов. Поэтому H_2SO_4 (конц.) и HNO_3 (любой конц.) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений как до водорода, так и после него, восстанавливаясь при этом до SO_2, NO и т. д. Например, при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получается нитрат меди (II), оксид азота (II) и вода. Запишем формулы исходных и конечных веществ с указанием степеней окисления:

$$\overset{+1}{H}\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3} + \overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{+2}{Cu}(\overset{+5}{N}\overset{-2}{O_3})_2 + \overset{+2}{N}\overset{-2}{O} + \overset{+1}{H_2}\overset{-2}{O}.$$

Подчеркнем знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления:

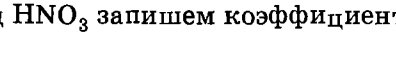
$$H\overset{+5}{\underline{N}}O_3 + \overset{0}{\underline{\underline{Cu}}} \longrightarrow \overset{+2}{\underline{\underline{Cu}}}(NO_3)_2 + \overset{+2}{\underline{N}}O + H_2O.$$

Составим электронные уравнения, то есть отразим процессы отдачи и присоединения электронов:

восстановление $N^{+5} + 3\bar{e} \longrightarrow N^{+2}$ окислитель	2
окисление $Cu^0 - 2\bar{e} \longrightarrow Cu^{+2}$ восстановитель	3

Ставим коэффициент 3 перед Cu^0 и перед формулой нитрата меди (II), в котором Cu^{+2}, так как с такими значениями степе-

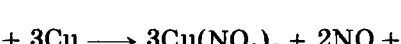
ней окисления медь встречается по одному разу. Коэффициент 2 поставим только перед формулой вещества с N^{+2}, так как это значение степени окисления для азота в схеме реакции встречается только один раз, а вот перед HNO_3 коэффициент 2 не запишем, ибо N^{+5} встречается еще раз в формуле $Cu(NO_3)_2$. Наша запись примет вид:



$$HNO_3 + 3Cu \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O.$$

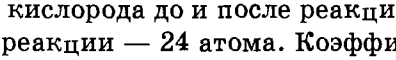
Теперь уравняем число атомов азота. После реакции оно равно $3 \cdot 2 = 6$ из $Cu(NO_3)_2$ и еще 2 атома из 2NO, всего 8.

Поэтому перед HNO_3 запишем коэффициент 8:



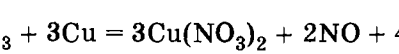
$$8HNO_3 + 3Cu \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + H_2O$$

и уравняем число атомов водорода:



$$8HNO_3 + 3Cu \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$$

Проверим правильность расстановки коэффициентов, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции: до реакции — 24 атома и после реакции — 24 атома. Коэффициенты расставлены правильно, поэтому заменим в уравнении стрелку на знак равенства:



$$8HNO_3 + 3Cu = 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O.$$

Зная формулу вещества и определив степени окисления атомов химических элементов в нем, нетрудно предсказать, какие свойства будет проявлять каждый элемент и вещество в целом: окислительные или восстановительные. Например, азот в азотной кислоте имеет максимальное значение степени окисления +5, то есть он «потерял» все электроны, поэтому азот и азотная кислота будут проявлять только окислительные свойства. Азот в аммиаке $\overset{-3}{N}\overset{+1}{H_3}$ имеет минимальное значение степени окисления −3, то есть он не сможет принять больше ни одного электрона, и поэтому аммиак будет проявлять только восстановительные свойства.

Другой пример — оксид азота (II) $\overset{+2}{N}\overset{-2}{O}$. Азот в этом соединении имеет промежуточное значение степени окисления и поэтому может проявлять как окислительные (например: $N^{+2} + 3\bar{e} \longrightarrow N^0$ или $N^{+2} + 5\bar{e} \longrightarrow N^{-3}$), так и восстановительные (например: $N^{+2} - 2\bar{e} \longrightarrow N^{+4}$) свойства.

Приведем примеры важнейших восстановителей и окислителей.

Восстановители: металлы; водород; уголь; оксид углерода (II) CO; сероводород H_2S; аммиак NH_3; соляная кислота HCl и т. д.

Окислители: галогены; азотная HNO_3 и серная H_2SO_4 кислоты; перманганат калия $KMnO_4$ и др.

1. Окислительно-восстановительные реакции. 2. Окислитель и восстановитель; окисление и восстановление. 3. Метод электронного баланса.

1 Какие из реакций, уравнения которых записаны ниже, относятся к окислительно-восстановительным:

$$CaCO_3 \overset{t^\circ}{=} CaO + CO_2,$$

$$CO_2 + 2Mg \overset{t^\circ}{=} 2MgO + C,$$

$$Ba(NO_3)_2 + Na_2SO_4 = 2NaNO_3 + BaSO_4,$$

$$2Al + Cr_2O_3 \overset{t^\circ}{=} Al_2O_3 + 2Cr?$$

Для окислительно-восстановительных реакций укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления, составьте электронные уравнения.

2 Дайте характеристику реакции синтеза аммиака по всем известным вам признакам классификации.

3 Из следующих утверждений отберите истинные:

а) к окислительно-восстановительным будут относиться все реакции ионного обмена;

б) все реакции ионного обмена не будут являться окислительно-восстановительными;

в) все реакции замещения являются окислительно-восстановительными;

г) только некоторые реакции замещения являются окислительно-восстановительными реакциями;

д) к окислительно-восстановительным реакциям относятся те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество;

е) все реакции разложения и соединения не являются окислительно-восстановительными.

Обоснуйте свою точку зрения, докажите ее примерами уравнений реакций.

4 Согласны ли вы с утверждением, что HNO_3 проявляет только окислительные свойства, а NH_3 — только восстановительные? Ответ обоснуйте.

5 Какое из веществ — H_2S и H_2SO_4 — проявляет только окислительные или только восстановительные свойства? Почему?

6 Обоснуйте тезис, что SO_2 может быть и окислителем, и восстановителем.

7 Расставьте коэффициенты в следующих схемах реакций методом электронного баланса:

а) $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O$,

б) $Al + I_2 \longrightarrow Al_3$,

в) $HNO_3 + P + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + NO$,

г) $HCl + KMnO_4 \longrightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$.

8 Назовите окислитель в реакциях взаимодействия цинка с соляной и азотной кислотами.

Глава восьмая

Свойства электролитов (химический практикум)

Практическая работа № 8. Ионные реакции

Опыт 1.

Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-}

Налейте в пробирку раствор сульфата натрия, в другую — раствор сульфата калия. В обе пробирки по каплям добавьте раствор хлорида бария. Объясните наблюдаемое. Составьте уравнение электролитической диссоциации взятых солей и уравнение реакции обмена. Запишите ионное уравнение реакции. Какие соединения могут служить реактивом на ионы бария Ba^{2+}? В чем сущность обнаружения ионов с помощью реактива?

Опыт 2.

Обнаружение хлорид-ионов Cl^-

По таблице растворимости выясните, какие соли, содержащие хлорид-ион Cl^-, нерастворимы (малорастворимы). При помощи имеющихся у вас реактивов докажите, что в растворе хлорида натрия присутствуют хлорид-ионы. Составьте уравнение диссоциации солей, реакции обмена и ионное уравнение проведенных реакций.

Опыт 3.

Обнаружение сульфат-ионов SO_4^{2-} ***и хлорид-ионов*** Cl^-

В двух пробирках содержатся растворы хлорида калия и сульфата магния. С помощью каких реакций можно доказать, что в одной пробирке находится раствор хлорида калия, а в другой — раствор сульфата магния?

Раствор из первой пробирки разделите пополам и перелейте в две пробирки. Прилейте в одну пробирку раствор нитрата свинца (II), в другую — раствор хлорида бария. В какой из пробирок выпал осадок? Какая из солей — KCl или $MgSO_4$ — содержится в первой пробирке?

Раствор второй пробирки испытайте на присутствие аниона, не обнаруженного в первой пробирке. Для этого к испытуемому раствору прилейте раствор нитрата свинца (II). Объясните наблюдаемое.

Составьте уравнения реакций обмена проведенных вами реакций и ионные уравнения реакций обнаружения ионов.

Опыт 4.

Проделайте реакции, подтверждающие качественный состав следующих веществ: а) хлорида бария; б) сульфата магния; в) карбоната аммония. Для выполнения этого опыта используйте таблицу 12.

Определение ионов Таблица 12

Определяемый ион	Ион, используемый для определения	Результаты качественной реакции
H^+	Индикаторы	Изменение окраски
Ag^+	Cl^-	Белый осадок
Cu^{2+}	OH^-	Голубой осадок
Cu^{2+}	S^{2-}	Черный осадок
Fe^{2+}	OH^-	Зеленоватый осадок, который с течением времени буреет
Fe^{3+}	OH^-	Осадок бурого цвета
Zn^{2+}	OH^-	Белый осадок, при избытке щелочи растворяется
Al^{3+}	OH^-	Белый желеобразный осадок, который при избытке OH растворяется
NH_4^+	OH^-	Запах аммиака

Определяемый ион	Ион, используемый для определения	Результаты качественной реакции
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	Белый осадок. Окрашивание пламени в желто-зеленый цвет
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	Белый осадок. Окрашивание пламени в кирпично-красный цвет
Na^+		Цвет пламени — желтый
K^+		Цвет пламени — фиолетовый (через кобальтовое стекло)
Cl^-	Ag^+	Белый осадок
Br^-	Ag^+	Желтоватый осадок
I^-	Ag^+	Желтый осадок
SO_3^{2-}	H^+	Выделение SO_2 — газа с резким запахом, обесцвечива-ющим раствор фуксина и фиолетовых чернил
CO_3^{2-}	H^+	Выделение газа без запаха, вызывающего помутнение известковой воды
NO_3^-	$H_2SO_{4(конц.)}$ и Cu	Выделение бурого газа
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	Белый осадок
PO_4^{3-}	Ag^+	Желтый осадок
OH^-	Индикаторы	Изменение окраски

Практическая работа № 9. Условия протекания химических реакций между растворами электролитов до конца

Опыт 1.

Возьмите три пробирки. В каждую налейте 2—3 мл раствора: в первую сульфата меди (II), во вторую хлорида калия, в третью сульфата алюминия. Затем в каждую пробирку добавьте: в первую немного раствора гидроксида натрия, во вторую — фосфата натрия, а в третью — хлорида бария. Что наблюдаете? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2.

В две пробирки налейте по 2—3 мл растворов сульфита натрия и карбоната натрия, соответственно. Затем прилейте в каждую из них раствор азотной кислоты. Что наблюдаете? Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 3.

В одну пробирку налейте 3—4 мл раствора гидроксида натрия и добавьте две-три капли фенолфталеина. Раствор приобретает малиновый цвет. Затем прилейте раствор соляной или серной кислоты до обесцвечивания.

В другую пробирку налейте примерно 10 мл сульфата меди (II) и добавьте немного раствора гидроксида натрия. Образуется голубой осадок гидроксида меди (II). Прилейте в пробирку серную кислоту до растворения осадка.

Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде. Поясните, почему в первой пробирке произошло обесцвечивание, а во второй растворение осадка. Каким общим свойством обладают растворимые и нерастворимые основания?

Практическая работа № 10. Свойства кислот, оснований, оксидов и солей

Задание 1.

Осуществите реакции, характеризующие свойства растворов:

а) соляной кислоты (1 вариант);

б) серной кислоты (2 вариант).

Запишите уравнения проделанных вами реакций в молекулярной и ионной формах. Реакцию с металлом рассмотрите как окислительно-восстановительную.

Задание 2.

Проделайте реакции, характеризующие свойства раствора гидроксида натрия (1 вариант).

Получите гидроксид железа (III) реакцией обмена и осуществите реакции, характеризующие его химические свойства (2 вариант).

Запишите уравнения проделанных вами реакций в молекулярной и ионной формах.

Задание 3.

Получите оксид серы (IV) и проделайте реакции, характеризующие его свойства (1 вариант).

Проделайте реакции, характеризующие свойства оксида кальция (2 вариант).

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах, если это возможно.

Задание 4.

Проделайте реакции, характеризующие свойства:

а) хлорида железа (II) (1 вариант);

б) хлорида меди (II) (2 вариант).

Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Реакции с участием металла рассмотрите как окислительно-восстановительные.

Практическая работа № 11. Решение экспериментальных задач

1. Налейте в пробирку 1—2 мл концентрированного раствора серной кислоты и опустите в нее кусочек цинка. Составьте уравнение реакции в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде, покажите переход электронов. Что в этой реакции является окислителем?

2. В шести пробирках находятся растворы хлорида магния. В каждую из пробирок последовательно прилейте следующие растворы: а) гидроксид натрия; б) сульфат калия; в) карбонат натрия; г) нитрат цинка; д) фосфат калия; е) сульфид натрия.

Составьте уравнения реакций, протекающих до конца, в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

3. Даны растворы: а) карбонат калия и соляная кислота; б) сульфид натрия и серная кислота; в) хлорид цинка и азотная кислота; г) сульфит натрия и серная кислота; д) сульфат меди (II) и азотная кислота.

Слейте попарно эти растворы, немного нагрейте и осторожно определите по запаху, в каких случаях реакции протекают до конца и почему. Составьте уравнения соответствующих реакций в молекулярном, ионном и сокращенном ионном виде.

4. Осуществите реакции, схемы которых даны:

а) $Ba^{2+} + CO_3^{2-} \longrightarrow BaCO_3\downarrow$,

б) $CO_3^{2-} + 2H^+ \longrightarrow CO_2\downarrow + H_2O$,

в) $OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$,

г) $Fe^0 \longrightarrow Fe^{2+}$,

д) $CuO \longrightarrow Cu^{2+}$,

е) $Pb^{2+} + S^{2-} \longrightarrow PbS\downarrow$.

5. Проделайте реакции между следующими веществами: а) сероводородной и хлорной водой; б) раствором иодида калия и хлорной водой; в) соляной кислотой и алюминием; г) концентрированной серной кислотой и медью (при нагревании).

Составьте уравнения реакций, покажите переход электронов. Что является окислителем, и что — восстановителем?

6. Пользуясь растворами, находящимися на столе, получите: а) гидроксид железа (III); б) сульфид меди (II); в) оксид серы (IV); г) карбонат магния; д) свинец.

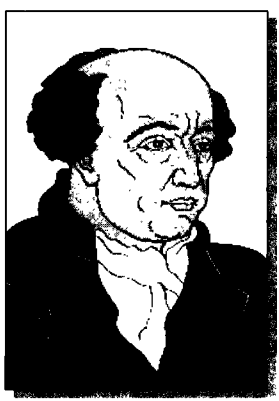
Составьте молекулярные, ионные и сокращенные ионные уравнения соответствующих реакций.

Глава девятая

Шеренга великих химиков

Парацельс (1493—1541)

Он родился в Швейцарии. В тридцатилетнем возрасте уже приобрел репутацию замечательного врача, написал много сочинений по медицине и фармакологии. Свои дни окончил в нищете в австрийском городе Зальцбург. О его жизни сохранилось мало сведений. Его настоящее имя Филипп Ауреол Теофраст Бомбаст фон Гогенгейм.



Парацельсом (что в переводе с латинского означает *«сверхблагородный»*) его назвали современники.

Парацельс вошел в историю науки как основатель ятрохимии, или иатрохимии (*иатрос* — по-гречески «врач»). «Я иатрохимик, — говорил он, — поскольку знаю и химию, и медицину». По его мнению, «настоящая цель химии заключается не в изготовлении золота, а в приготовлении лекарств». Парацельс сделал попытку создать новое учение о химических элементах и химических процессах. В основу этого учения он положил новые представления об элементах. Парацельс считал: алхимические три «основные начала» всех металлов (ртуть, сера и соль) содержатся и в живых организмах. Все болезни объясняются нарушением равновесия этих начал в органах животных и человека. Его идеи способствовали быстрому развитию фармакологии — науки о лекарственных веществах и их действии на организм.

Парацельс был химиком, по тем временам весьма эрудированным. В его трудах содержатся ценные сведения о свойствах различных веществ, их отличиях друг от друга и дано описа-

ние разных химических операций. Но в то же время он верил в превращение металлов с помощью философского камня. Очень сложен язык его сочинений, они насыщены фантастическими и мистическими образами, и однозначно истолковать их текст часто невозможно.

У Парацельса было много последователей. Иатрохимия, особенно учение о жизненных процессах, изменили фармацию и аптекарскую практику. Аптекари начали проводить химические эксперименты и использовать полученные знания при составлении лекарств. Они действовали на основе самого важного положения иатрохимиков: утверждения о химической природе протекающих в организме человека процессов и возможности воздействовать на них веществами.

Иатрохимики-ученые заложили основы эксперимента в химии и открыли тем самым путь к созданию химических теорий.

1 Как вы считаете, какая цель благороднее у химии как науки: та, которую выдвигали алхимики, или та, которую ставил перед иатрохимией Парацельс? Дайте доказательный ответ.

2 Сформулируйте самое важное положение, на основе которого действовали иатрохимики. Используя знания по физиологии пищеварения человека, докажите его правильность.

3 Иатрохимики понимали эксперимент как построенное по заранее обдуманному плану исследование — «вопрос к природе». Приведите примеры опытов:
а) демонстрационного, проведенного учителем;
б) лабораторного, проделанного вами лично, — которые были построены так же.

4 Как называют врачей, которые лечат больных в основном: а) лекарствами, полученными с помощью химических реакций на фармацевтических предприятиях; б) травами, минералами и другими веществами природного происхождения; в) своей энергией, или музыкой, или физическими воздействиями на позвоночник, суставы? Как вы считаете, какие из этих врачей являются последователями Парацельса в большей мере, чем все остальные? (При затруднениях консультируйтесь у товарищей, родителей, учителей.)

Роберт Бойль
(1627—1691)

Английский физик и химик, один из творцов научной химии, создатель и многолетний президент Лондонского королевского общества.

«Бойль делает из химии науку» — так оценил мыслитель вклад великого английского ученого в становление химии.

Уже в первой химической работе — книге «Химик-скептик» (1661) молодой ученый высказал мнение, что химия имеет собственные цели и задачи, а не является собранием методов приготовления лекарств или извлечения и превращения металлов. Главной задачей химии, по мнению Бойля, является ответ на основной вопрос, волновавший ученых на протяжении многих веков: из чего состоит материальный мир, как состав веществ влияет на их свойства? Бойль считает, что все тела окружающего мира состоят из *элементов* — мельчайших экспериментально обнаруживаемых частей вещества. *Элементы* Бойля отличаются от фантастических *элементов — качеств, начал, принципов* алхимиков и ятрохимиков не только материальностью, но и составом. Они состоят из более мелких частиц — прообразов современных атомов (*первичных частиц*) и молекул (*корпускул*). «Элементы состоят из определенных и первичных соединений мельчайших частиц материи». Корпускулярная теория Бойля, по существу, была первой научной теорией состава вещества. Хотя в этой теории отсутствовала важнейшая характеристика вещества — масса, значение корпускулярной теории Бойля для развития химии велико. Она позволила рассматривать реальный состав и анализировать химические свойства конкретных веществ. Неудивительно, что Бойль ввел понятие *химический анализ*.

Работы Бойля обогатили разные области химии: исследованные им реакции и открытые вещества широко использовались в практике. Мало изменений претерпели предложенные Бойлем приборы для определения объемов газов и жидкостей. Каждый современный химик, определяя кислотность раствора лакмусовой бумажкой, повторяет опыты Бойля.

Развитие науки стимулировали даже те работы Бойля, в которых он не мог дать удачного объяснения наблюдениям. Например, результаты изучения им горения, переосмысленные 100 лет спустя французским химиком А. Л. Лавуазье, легли в основу антифлогистонной кислородной теории. Обнаружение условий свечения фосфора привлекло внимание многих поколений химиков и физиков к этому явлению. Общая теория этого сложного процесса была разработана лишь в XX в.

1 Сравните цель, которую поставил перед химией Р. Бойль, с теми, которые выдвигал Парацельс и которыми руководствовались алхимики. Какая из них более соответствует химии как науке? Дайте доказательный ответ.

2 В чем заключалась корпускулярная теория Р. Бойля? Что он называл элементами? Из чего состоят эти элементы? Какие современные представления о составе и строении веществ соответствуют его теории?

3 Р. Бойль ввел новое содержание понятия «свойства веществ» и считал их зависящими от состава и строения слагающих вещества частиц. Приведите примеры, подтверждающие справедливость воззрений Р. Бойля.

4 Понятие о кислотно-основных индикаторах было введено в химию Р. Бойлем. Он первый заметил, что сок фиалки и лакмус изменяют окраску при действии щелочей и кислот. Проведите эти опыты. Какие еще растения-индикаторы и вещества-индикаторы, применяемые в лабораториях, вы знаете? Составьте таблицу, отражающую окраску этих веществ и растений в разных средах. (Подсказка о растениях: незабудка, медуница, красная капуста, черника, смородина и др.)

5 Р. Бойль ввел в химию понятие «химический анализ». Поясните его. Докажите, что вы тоже владеете некоторыми методами химического анализа: составьте план распознавания трех твердых веществ в пронумерованных пробирках. Даны иодид натрия, бромид бария и хлорид меди (II).

Михаил Васильевич Ломоносов (1711—1765)

Великий русский ученый-энциклопедист, первый русский академик.

Ломоносов оказал громадное влияние на развитие науки и культуры в России. Он и поэт, который открыл новые способы стихосложения, и художник, создатель грандиозных мозаичных панно, и автор первого учебника древней истории России, и картограф, и географ, и геолог. Один из выдающихся естествоиспытателей своего времени, Ломоносов известен также как автор книг по металлургии, как талантливый инженер, педагог, один из создателей первого в стране Московского университета (1755). Основными достижениями Ломоносова в области естественных наук, в первую очередь химии, были материалистическое истолкование химических явлений, широкое введение физических методов и представлений для объяснения химических явлений, создание корпускулярной теории и общая формулировка закона сохранения массы веществ и движения.

Талантливому крестьянскому сыну удалось поступить учиться в Москве в Славянско-греко-латинскую академию. В год ее окончания (1735) Ломоносов, как один из лучших учеников, был послан в Петербург, а в 1736 г. в Германию для изучения металлургии и горного дела. В 1741 г. он вернулся в Россию естествоиспытателем, интересующимся наиболее важными проблемами физики и химии.

В 1740-х гг. Ломоносов разработал корпускулярную теорию строения вещества, отдельные положения которой предвосхитили представления атомно-молекулярного учения. Атомы он назвал *элементами*, а молекулы — *корпускулами*. «Корпускулы разнородны, — считал Ломоносов, — когда элементы их различны и соединены различным образом или в различном числе: от этого зависит бесконечное разнообразие тел».

В своем произведении «Размышления о причине теплоты и холода» (1744) Ломоносов показал, что теплота — это не особая жидкость, как считалось ранее, а результат движения час-

тиц (*корпускул*), которое прекращается лишь при достижении «низшего градуса холода» (так он называл температуру абсолютного нуля).

В 1750-е гг., работая в Петербурге в химической лаборатории Академии наук, созданной благодаря его многолетним усилиям, Ломоносов изучал действие кислот на металлы, разрабатывал способы получения минеральных красок и цветных стекол из отечественного сырья, проводил анализы состава солей и минералов, создавал русский «химический язык».

Подводя итог своим многочисленным естественнонаучным исследованиям, в 1760 г. он предложил общую формулировку закона сохранения вещества и движения: «...Все перемены, в натуре случающиеся, такого суть состояния, что сколько чего у одного тела отнимется, столько присовокупится к другому... Сей всеобщий естественный закон простирается и в самые правила движения...»

1 Поясните высказывание А. С. Пушкина о том, что М. В. Ломоносов не только основал первый в России университет, но и сам был «первым русским университетом». Назовите науки, основы которых заложил этот ученый.

2 Приведите примеры из физики и химии, подтверждающие справедливость закона сохранения материи и движения.

3 Опишите опыты, подтверждающие выводы М. В. Ломоносова: а) «нет никакого сомнения, что частицы из воздуха, непрерывно текущего на кальцинируемое тело, смешиваются с последним и увеличивают его вес» (поясним, что кальцинация означает прокаливание); б) «без пропущения внешнего воздуха вес сожженного металла остается в одной мере». Поясните, как изменяются условия опыта, приведите уравнения химических реакций и расчетов.

4 Если уравновесить весы, на чашках которых закреплены свечи, а потом одну из них зажечь, то через некоторое время равновесие весов нарушится. Какая чашка весов поднимется? Как изменить этот опыт, чтобы и в данном случае подтвердить действие закона сохранения массы вещества при химических реакциях?

5 М. В. Ломоносов утверждал, что для полного и точного познания веществ нужно «знать части», которые их составляют (что, однако, в его время было невозможно) «но ежели когда-нибудь сие таинство откроется, то подлинно

химия тому первая предводительница будет». Докажите правильность предсказания ученого.

6 Назовите причины многообразия веществ, которые выявил М. В. Ломоносов. Какими причинами обусловлены различия в свойствах следующих веществ: а) сернистый газ SO_2, углекислый газ CO_2; б) угарный газ CO и углекислый газ CO_2? Напишите научные названия этих веществ, определите степени окисления элементов, образующих эти соединения.

7 «Широко распространяет химия руки свои в дела человеческие... Куда ни посмотрим, куда ни оглянемся, везде обращается пред очами нашими успехи ее прилежания». Приведите примеры, подтверждающие эти слова, и охарактеризуйте роль химии в современном мире. Докажите, что каждому человеку в наше время необходимо знать основы химии, «...которая ничего иного от вас не пожелает, как прилежного в ней упражнения, к вашему самих вас украшению и обогащению» (М. В. Ломоносов).

Антуан Лоран Лавуазье (1743—1794)

Выдающийся французский химик, академик Парижской академии наук. Интерес к естественным наукам проявился у Лавуазье еще в юности. Но Антуан не смог нарушить семейной традиции: он стал заниматься на юридическом факультете Парижского университета и лишь в свободное время, которое оставалось после трудных занятий, слушал лекции по физике, химии, геологии, минералогии.

Стремление к тщательному количественному измерению различных условий, влияющих на протекание химических реакций, мастерство тонкого экспериментатора и желание раскрыть наиболее общие закономерности природы — основные черты творческого метода Лавуазье — сформировались у него еще в годы учебы.

В 70-х гг. XVIII в. Лавуазье приступил к решению наиболее важной проблемы химии — изучению процессов горения и ды-

хания, которые рассматривали тогда с позиции теории флогистона, носителя «горючести» тел.

Ученому потребовалось около двух десятилетий напряженной работы, чтобы доказать несовершенство этой теории. Он провел многочисленные количественные анализы продуктов реакций и установил, что горение — это не разложение «горючих веществ» с выделением флогистона, а соединение веществ с кислородом. Лавуазье «впервые поставил на ноги всю химию, которая в своей флогистонной форме стояла на голове». В 1783 г. Лавуазье привел доказательства сложной природы воды. Оказалось, что самое распространенное на земле вещество представляет собой оксид «горючего воздуха» (водорода).

«Горючий воздух» Лавуазье обнаружил и в составе продуктов сгорания «животных и растительных тел», как называли тогда органические соединения. Он выяснил, что эти вещества состоят из углерода, водорода и кислорода. Тем самым Лавуазье заложил основы анализа органических соединений, что создало предпосылки для возникновения в XIX в. органической химии.

В 1789 г. Лавуазье опубликовал «Начальный курс химии», в котором была приведена «таблица простых тел». В этот список простых веществ вошли 23 элемента (кислород, азот, водород, сера, фосфор, углерод и т. д.) и некоторые соединения (известь, глинозем, кремнезем и т. д.).

1 Научный переворот, совершенный выдающимся французским ученым А. Лавуазье в 70-х гг. XVIII в., часто называют «великой французской революцией в химии». В чем заключается суть этой революции? Назовите главный вклад в химию А. Лавуазье.

2 Как вы понимаете сущность процессов горения и дыхания? Сравните их, выявите сходство и различия. Отличаются ли ваши представления от суждений А. Лавуазье?

3 Опишите опыты, которые вы наблюдали, когда учитель доказывал вам, что вода — сложное вещество, повторяя опыты А. Лавуазье.

4 Поясните, почему соблюдается закон сохранения массы вещества при химических реакциях, опираясь на понятие химического элемента, сформулированного А. Лавуазье: «...Предел делимости вещества, достигаемый при помощи существующих сейчас методов анализа».

5 Как вы считаете, почему в список химических элементов, составленный А. Лавуазье, вошли некоторые сложные вещества?

6 Важнейшие классы соединений по системе А. Лавуазье — кислоты, основания и соли. Отличаются ли его представления от ваших? Дайте доказательный ответ, приведите определения терминов — названий классов сложных веществ и примеры соединений (названия и формулы их).

Клод Луи Бертолле (1748—1822)

Французский химик, академик Парижской академии наук, создатель теории химического сродства веществ, первым начал систематические исследования химических равновесий.

Решая практические задачи, Бертолле сделал ряд важных открытий. Так была создана первая теория химических равновесных процессов. Во время своего пребывания в Египте с войсками под командованием Наполеона Бертолле заинтересовался составом воды соляных озер и условиями образования соды в этих естественных «фабриках солей». Изучение образования этих растворов привело его к выводу, что условия химического превращения (особенно масса и «сродство») реагентов, а также температура очень влияют на протекание реакций. При этом в зависимости от различных условий процесса из одних и тех же исходных веществ могут образовываться соединения различного состава. Против этого вывода резко выступил его соотечественник Ж. Л. Пруст. На основании опытов с различными веществами Пруст пришел к выводу, что состав одного и того же соединения постоянен, каким бы путем оно ни было получено. Дискуссия между двумя учеными, длившаяся с 1801 по 1808 г., окончилась открытием одного из основополагающих законов химии — закона постоянства состава соединений. Спустя сто лет Н. С. Курнаков открыл со-

единения переменного состава, назвав их бертоллидами, и показал, что идеи Бертолле позволяют понять более глубокие закономерности образования веществ.

Важные открытия Бертолле сделал после того, как стал первым среди химиков последователем антифлогистонной теории А. Л. Лавуазье (с 1785 г.); он установил состав аммиака, синильной кислоты, сероводорода. Изучение свойств двух последних соединений привело его к выводу о возможности существования бескислородных кислот.

В середине 1780-х гг. Бертолле разработал способ беления полотна, воска, бумажной массы хлором. Этот способ нашел широкое распространение в Европе. В это же время Бертолле получил соли хлорноватой и хлорной кислот. Среди этих солей наиболее известна $KClO_3$ — хлорат калия. Позднее это вещество стали называть бертолетовой солью.

Бертолле много сделал для развития науки и высшего образования во Франции: основал лучшие доныне высшие учебные заведения — нормальную и политехническую школы в Париже; создал крупнейший научный журнал «Анналы химии».

1 К. Бертолле открыл соединения переменного состава. Какие исследования подвели его к такому выводу? Какие представления о протекании химических процессов ввел в химию этот ученый?

2 В чем заключается сущность научной дискуссии о составе веществ? Чем она закончилась? Предположите, что было бы, если бы победило противоположное мнение. Как изменилась бы тогда теория и практика химии?

3 Какую соль и почему называют бертолетовой? Напишите ее формулу и научное название, найдите степени окисления образующих это соединение элементов, выведите формулы кислоты и оксида, соответствующих этой соли.

4 Назовите вещества, состав которых установил К. Бертолле. Напишите их формулы. Почему был важен вывод о существовании бескислородных кислот?

Джон Дальтон
(1766—1844)

Английский физик и химик, член Лондонского королевского общества, создатель химической атомистики, ввел в химию понятие об атомном весе.

Наблюдая за атмосферными явлениями, Дальтон заинтересовался составом воздуха. Изучение состава и свойств воздуха привело его к открытию ряда законов: закона парциальных давлений в газовых смесях (1801), закона теплового расширения газов (1802) и закона растворимости газов в жидкостях (1803). Эти законы стали важными вехами на пути создания теории состава газов физической атомистики. Приняв гипотезу о различной величине атомов газов, окруженных тепловой оболочкой, Дальтон объяснил такие физические явления, как расширение газов при нагревании, характер диффузии газов, зависимость их давления от внешних условий.

От физической атомистики он перешел в 1803 г. к созданию химической атомистики. Основными положениями химической атомистики Дальтона были следующие:

1. Материя состоит из мельчайших частиц — неделимых атомов, которые не создаются и не разрушаются.

2. Все атомы одного элемента одинаковы по величине и имеют одинаковую массу (вес).

3. Атомы различных элементов обладают различной массой и размерами.

4. Сложные частицы («сложный атом») состоят из определенного числа входящих в это вещество различных атомов.

5. Масса сложной частицы определяется суммой масс составляющих ее атомов элементов.

Положив в основу своей атомистической теории представление об относительном атомном весе (массе), Дальтон ввел в химию количественную характеристику атомов и тем самым окончательно доказал их материальность. Атомная масса стала в дальнейшем одной из основных характеристик веществ.

В 1803 г. Дальтон составил первую таблицу относительных атомных и молекулярных масс веществ. За единицу он принял

атомную массу водорода. В этой таблице впервые были установлены относительные массы водорода, кислорода, азота, углерода, аммиака, оксидов серы, азота и других веществ.

Заслуга Дальтона в развитии химии огромна: он наметил верный путь количественного определения состава веществ, предложил систему знаков для «простых» и «сложных» атомов. Дальтон проводил работы, направленные на уточнение отдельных положений и разъяснение сущности атомистической теории.

1 Раскройте основные положения атомистической теории Д. Дальтона (назовите их и проиллюстрируйте примерами). Докажите, что этого ученого справедливо называли «отцом современной химии».

2 Какие основные характеристики (а) атома, (б) молекулы ввел Д. Дальтон?

3 Расскажите о первой таблице относительных атомных и молекулярных масс веществ, составленной Д. Дальтоном. Почему эти массы — относительные?

4 Подтвердите конкретными примерами мысли Д. Дальтона о сущности химических реакций: «Единственные изменения, которые мы можем произвести, состоят в отделении друг от друга частиц, находящихся на расстоянии». Напишите уравнения реакций разного типа и обсудите происходящие изменения с точки зрения этого высказывания.

Амедео Авогадро (1776—1856)

Итальянский химик и физик, член Академии наук в Турине, один из создателей атомно-молекулярного учения, открыл закон, получивший впоследствии его имя.

Продолжая семейную традицию, Авогадро стал адвокатом. Однако интерес к естественным наукам, пробудившийся у него в молодости, круто изменил его жизненный путь. В 1806 г. он начинает преподавать физику в Туринском университете. Наиболее важными работами для развития основных положений химии были три статьи Авогадро, опубликованные в 1811—1821 гг. В этих статьях сформулированы важнейшие выводы,

которые легли впоследствии в основу атомно-молекулярного учения.

Авогадро первым начал систематически определять качественный и количественный состав соединений, исходя из отношения объемов образующих их газообразных веществ. Это позволило ему правильно установить формулы таких важных соединений, как аммиак, оксиды азота, сероводород, этилен, метан и др. Авогадро записал формулу воды H_2O в отличие от предложенной Дальтоном HO, углекислого газа — CO_2 вместо принятого ранее CO, оксида углерода (II) — CO вместо C_2O, метана CH_4 — ранее CH_3, этилена — C_2H_4 вместо CH (все формулы записаны на основании современных представлений об относительной атомной массе различных элементов и с использованием современной химической символики).

Авогадро открыл закон, позволивший определять количественные характеристики газообразных веществ: в одинаковых объемах различных газов находится одинаковое число молекул при одних и тех же условиях (таких, как температура и давление). Этот закон носит имя его первооткрывателя.

Авогадро установил, что даже такие простые газообразные вещества, как азот, кислород, водород, существуют в виде двухатомных молекул, а не атомов, как предполагали Д. Дальтон, а впоследствии И. Берцелиус.

На основании этих рассуждений Авогадро предложил простой и надежный способ определения относительных масс молекул газообразных веществ делением их плотностей на плотность водорода, принятую ученым за эталон.

Сопоставив установленные таким образом молекулярные массы газообразных веществ с их составом, Авогадро нашел молекулярные и атомные массы кислорода, азота, углерода, серы, фосфора, хлора, близкие к их современным значениям.

1 Дайте формулировку закона А. Авогадро. Назовите важнейшие следствия, вытекающие из этого закона.

2 Почему для закона А. Авогадро необходимо указывать, что зависимость, сформулированная в нем, действует только при одинаковых условиях (температуре, давлении)?

3 Рассчитайте, одинаковое или разное число молекул содержат разные порции газа: а) 11,2 л при н. у.; б) 0,125 моль при 4 атм и 0 °С; в) 5,6 л при 0 °С и 2 атм; г) 0,5 моль при н. у. Определите это число.

4 Назовите вещества, формулы которых правильно определил А. Авогадро, и поясните, как он это сделал.

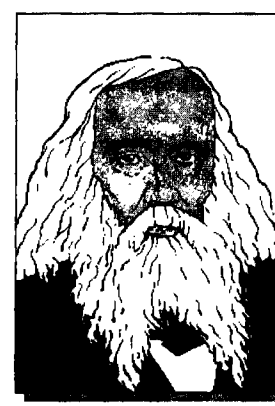
5 Напишите формулы кислорода, азота, водорода. Так ли их записывал А. Авогадро?

6 1 л какого воздуха — сухого или влажного, взятых при одинаковых условиях, будет иметь бо́льшую массу? Почему?

Дмитрий Иванович Менделеев (1834—1907)

Русский ученый, открыл Периодический закон химических элементов и создал Периодическую систему элементов, которая служит ключом к открытию новых элементов.

В 1955 г. американские физики во главе с Г. Сиборгом синтезировали химический элемент с порядковым номером 101. Они дали ему название *менделевий* — в знак признания заслуг выдающегося русского ученого.



Периодический закон и Периодическая система стали важнейшим вкладом Д. И. Менделеева в развитие естествознания. Но они составляют лишь часть огромного творческого наследия ученого. Полное собрание его сочинений — 25 объемистых томов, настоящая энциклопедия знаний.

Д. И. Менделеев привел в систему разрозненные сведения об изоморфизме, и это сыграло свою роль в развитии геохимии. От открыл критическую температуру кипения, выше которой вещество не может находиться в жидком состоянии, разработал гидратную теорию растворов и поэтому по праву считается выдающимся физикохимиком. Он провел глубокие исследования

свойств разреженных газов, показав себя прекрасным физиком-экспериментатором. Д. И. Менделеев предложил теорию неорганического происхождения нефти, до сих пор имеющую приверженцев; разработал процесс приготовления бездымного пороха; изучал воздухоплавание, метеорологию, совершенствовал технику измерений. Будучи управляющим Главной палаты мер и весов, много сделал для развития науки об измерениях — метрологии. За свои научные заслуги Менделеев был избран членом более 70 академий и научных обществ разных стран мира.

В научной деятельности ученый видел, по его словам, свою «первую службу Родине».

Вторая служба — педагогическая деятельность. Д. И. Менделеев был автором учебника «Основы химии», который при его жизни выдержал 8 изданий и не раз переводился на иностранные языки. Менделеев преподавал во многих учебных заведениях Петербурга. «Из тысяч моих учеников много теперь повсюду видных деятелей, и, встречая их, всегда слышал, что доброе в них семя полагал, а не простую отбывал повинность», — писал ученый на склоне лет.

Д. И. Менделеев проявил себя подлинным патриотом, заботившимся о развитии и будущем России. В своем имени Боблово он ставил «опыты по разведению хлебов». Детально изучал способы добычи нефти и дал много ценных рекомендаций по их усовершенствованию. Он постоянно вникал в насущные нужды промышленности, посещал фабрики и заводы, рудники и шахты. Авторитет Менделеева был настолько высок, что его постоянно приглашали экспертом для решения сложных экономических проблем. Незадолго до смерти он опубликовал книгу «К познанию России», в которой наметил обширную программу развития производительных сил страны.

«Посев научный взойдет для жатвы народной», — такой был девиз всей деятельности ученого.

Менделеев был одним из культурнейших людей своего времени. Он глубоко интересовался литературой и искусством, собрал огромную коллекцию репродукций картин художников разных стран и народов. На его квартире часто проходили встречи выдающихся деятелей науки и культуры.

1 Приведите примеры разносторонних интересов Д. И. Менделеева в науке.

2 Какие «три службы России» выделял Д. И. Менделеев в своей деятельности? Назовите его достижения в них. (Примечание: третья служба — содействие развитию промышленности России.)

3 Приведите примеры, доказывающие, что Д. И. Менделеев не только открыл Периодический закон и построил Периодическую систему химических элементов, но и многое сделал для устранения пробелов в ней и уточнения сведений об элементах.

4 Таблица Д. И. Менделеева называется Периодической системой. Объясните, что такое периодичность, в чем она проявляется, каковы ее причины. Почему в таблице Менделеева отражена система, а не просто классификация химических элементов?

5 Докажите справедливость слов Менделеева: «Периодическому закону будущее не грозит разрушением, а только надстройка и развитие обещаются».

Сванте Август Аррениус (1859—1927)

Шведский физикохимик, создатель теории электролитической диссоциации, академик Королевской академии наук Швеции.

С первых дней учебы в старинном университете города Упсала (севернее Стокгольма) Аррениус серьезно занялся физикой, хотя и лекции по химии тоже посещал охотно.

Знание физики помогло Аррениусу решить одну из важнейших проблем химии: выяснить природу растворов электролитов. В статье «О диссоциации растворенных в воде веществ», опубликованной в конце 1887 г., Аррениус сформулировал основные положения теории электролитической диссоциации:

1) электролиты в растворах состоят из частично диссоциированных молекул, количество которых растет при разбавлении раствора;

2) образующиеся при диссоциации молекул ионы определяют специфические физические и химические свойства растворов электролитов;

3) в бесконечно разбавленных растворах молекулы существуют только в виде ионов;

4) соединение в растворе тем более активно, чем больше оно диссоциировано на ионы.

На основании представлений об образовании активных частиц в растворах электролитов Аррениус выдвинул общую теорию образования «активных» молекул при химических реакциях. В 1889 г., изучая инверсию тростникового сахара, он показал, что скорость этой реакции определяется столкновением только «активных» молекул. Резкое повышение этой скорости с ростом температуры определяется значительным увеличением при этом количества «активных» молекул в системе. Для вступления в реакцию молекулы должны обладать некоторой добавочной энергией по сравнению со средней энергией всей массы молекул вещества при определенной температуре (эта добавочная энергия будет впоследствии названа энергией активации). Аррениус наметил пути изучения природы и вида температурной зависимости скорости реакции. При дальнейшем исследовании другими учеными (в первую очередь английским химиком У. Мак-Льюисом) в 1920—1930-х гг. было окончательно выведено уравнение этой зависимости, получившее имя Аррениуса. Оно стало одним из основных уравнений химической кинетики, а энергия активации — важной количественной характеристикой реакционной способности веществ. В 1903 г. Аррениус был удостоен Нобелевской премии за чрезвычайные заслуги в развитии химии.

Научные интересы Аррениуса не ограничивались физической химией. Он написал около двух сотен работ по различным вопросам химии, биологии, астрофизики, космогонии. В 1923 г. Аррениус высказал мысль, что основным источником энергии Солнца является энергия, выделяющаяся при термоядерной реакции образования гелия из водорода. Работы С. Аррениуса хорошо знали в нашей стране. Признанием его вклада в развитие химии со стороны русских и советских ученых было избрание шведского ученого членом Петербургской академии (1903) и Академии наук СССР (1925), почетным доктором Московского университета и Рижского политехнического института.

1 Назовите основные положения теории электролитической диссоциации и проиллюстрируйте их примерами.

2 В 1903 г. Королевская академия наук Швеции присудила С. Аррениусу Нобелевскую премию «в признание особого значения теории электролитической диссоциации для развития химии». В чем вы видите особое значение этой теории?

3 Как классифицируются электролиты (а) по характеру образующихся ионов, (б) по степени электролитической диссоциации?

4 Как зависит степень электролитической диссоциации от природы электролита? Проиллюстрируйте эту зависимость на примере гидроксидов, образованных элементами одного периода (например, третьего) и одной подгруппы (например, подгруппы щелочных металлов или галогенов).

5 Расскажите о теории образования «активных молекул» при химических реакциях, выдвинутой С. Аррениусом. Что такое энергия активации молекул? Как ее повысить? Что при этом изменится?

6 Приведите примеры, доказывающие многосторонность научных интересов С. Аррениуса.

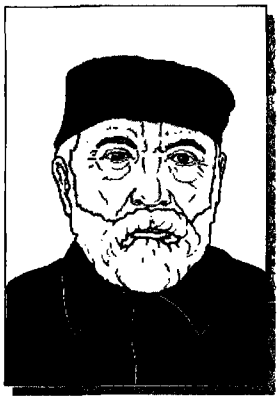
Иван Алексеевич Каблуков (1857—1942)

Советский физикохимик, почетный член Академии наук СССР, высказал идею о гидратации ионов в растворах.

Еще во время обучения в Московском университете И. А. Каблуков начал проводить исследования свойств многоатомных спиртов в лаборатории В. В. Марковникова. Через год после окончания университета, в 1880 г. он получил командировку для продолжения исследований в лаборатории А. М. Бутлерова в Петербургском университете.

В конце 80-х — начале 90-х гг. И. А. Каблуков увлекся физической химией. Работая в лаборатории немецкого ученого В. Оствальда в Лейпциге, он обнаружил, что молекулярная электропроводность электролитов (например, хлороводорода) в органических растворителях изменяется не так, как в водных растворах. В органических средах молекулярная электропро-

водность раствора уменьшается с его разбавлением. Этот факт был очень интересен, так как ранее В. Оствальд, С. Аррениус обнаружили, что в водных растворах молекулярная электропроводность при разбавлении увеличивается. Чтобы объяснить данный факт, И. А. Каблуков привлек положения гидратной теории растворов Д. И. Менделеева. В теории электролитической диссоциации проводилась полная аналогия между поведением газов и разбавленных растворов и игнорировалось химическое взаимодействие между растворенным веществом и раствором. В гидратной теории растворы рассматривались как системы ассоциаций частиц, которые теперь называют сольватами (для водных растворов — гидратами), но при этом не принимался во внимание распад молекул электролитов в растворе на ионы.



В 1889—1890 гг. одновременно И. А. Каблуков и другой русский ученый В. А. Кистяковский (1865—1952) высказали мнение, что при рассмотрении механизма растворения веществ следует учитывать положения обеих теорий: электролитической диссоциации и гидратной. В докторской диссертации «Современные теории растворов в связи с учениями о химическом равновесии» (1891) Каблуков доказал, что при растворении многих веществ образуются их ионы (положение теории электролитической диссоциации), которые гидратируются — взаимодействуют — с молекулами воды (положение гидратной теории). В дальнейшем И. А. Каблуков отстаивал необходимость объединения представлений обеих теорий растворов. После создания в начале XX в. гидратной теории ученый пропагандировал ее в статьях и учебниках.

Одновременно с научной деятельностью И. А. Каблуков вел преподавательскую работу. В Московском университете он прочитал первый курс физической химии. Опубликованный в 1900 г. учебник И. А. Каблукова «Основные начала неорганической химии» выдержал 13 изданий.

1 Расскажите, в чем заключается основная заслуга И. А. Каблукова и В. А. Кистяковского в раскрытии механизма растворения веществ.

2 В чем заключается сущность гидратной теории растворов? Кто ее автор? Поясните на примерах, как происходит процесс электролитической диссоциации для веществ с различным типом химической связи. Могут ли подобные процессы происходить в неводных растворах?

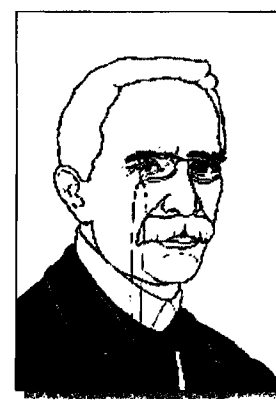
3 Как увеличить степень диссоциации слабого электролита?

4 Какие частицы присутствуют в водных растворах: а) сахарозы (сахара); б) сульфата меди (II); в) аммиака? Напишите их формулы и названия. Какой из растворов не будет обладать свойством электролитической проводимости?

Анри Луи Ле Шателье (1850—1936)

Французский физикохимик и металловед, член Парижской академии наук.

В 1884 г. Ле Шателье впервые сформулировал общий закон смещения термодинамического равновесия в химических реакциях под влиянием внешних факторов — температуры, давления и др. «Если в системе, находящейся в равновесии, изменить один из факторов равновесия, например увеличить давление, — писал Ле Шателье, — то произойдет реакция, сопровождающаяся уменьшением объема, и наоборот. Если же такие реакции происходят без изменения объема, изменение внешнего давления не будет влиять на равновесие». Ле Шателье считал, что подавляющее большинство реакций обратимо. До конца протекают лишь реакции, в результате которых происходит выделение из реакционной системы одного из продуктов в виде осадка, газа и т. д. Сейчас закон Ле Шателье формулируется в общем виде следующим образом: *внешнее воздействие, которое выводит систему из термодинамического равновесия, вызывает в этой системе процессы, направленные на ослабление результатов такого влияния.*



Использование этой закономерности позволяет повысить экономическую эффективность технологических процессов, так как, изменяя условия протекания процесса, можно добиться резкого увеличения выхода необходимого продукта.

Всю жизнь Ле Шателье посвятил исследованиям, важным для развития промышленности. Среди его работ — проведение синтеза аммиака, создание новых способов получения взрывчатых веществ, совершенствование выплавки металлов, производства цемента, стекла и других веществ.

Многие приборы и методы проведения анализов, разработанные Ле Шателье, используются в различных областях науки и техники. Термоэлектрический пирометр и платиново-родиевая термопара необходимы для измерения температур свыше 600 °С. Металлографический микроскоп дает возможность судить о структуре металлов и сплавов.

1 Дайте формулировку закона-принципа Ле Шателье. Примените его для определенных условий смещения равновесия в сторону прямой реакции для следующих систем:

а) $N_2 + 3H_2 \rightleftarrows 2NH_3 + Q$;

б) $CO_2 + CaO \rightleftarrows CaCO_3 + Q$.

2 Каких реакций, по мнению Ле Шателье, больше — обратимых или необратимых? В каких случаях химические реакции протекают до конца? Приведите примеры, напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

3 Какое значение для управления технологическими процессами при промышленном производстве химических соединений имеет закон Ле Шателье? Приведите примеры.

4 Схема химического процесса условно описывается уравнением:

$$\underset{(тв.)}{A} + \underset{(г.)}{B_2} = \underset{(г.)}{AB_2} + Q.$$

5 Определите направление смещения химического равновесия при следующих условиях: а) вывод продукта AB_2 из сферы реакции; б) повышение давления; в) понижение температуры; г) добавление вещества B_2. Какими теоретическими знаниями вы пользовались, выполняя задание?

Оглавление

[illegible]

§ 1. Предмет химии. Вещества 3
§ 2. Превращения веществ. Роль химии в нашей жизни 7
§ 3. Краткий очерк истории развития химии 9
§ 4. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Знаки химических элементов 14
§ 5. Химические формулы. Относительная атомная и молекулярная массы 18

ГЛАВА ПЕРВАЯ. Атомы химических элементов

§ 6. Основные сведения о строении атомов 21
§ 7. Изменения в составе ядер атомов химических элементов. Изотопы 25
§ 8. Строение электронных оболочек атомов 28
§ 9. Изменение числа электронов на внешнем энергетическом уровне атомов химических элементов 34
§ 10. Взаимодействие атомов элементов-неметаллов между собой 39
§ 11. Ковалентная полярная химическая связь 42
§ 12. Металлическая химическая связь 45

[illegible] вещества

§ 13. Простые вещества — металлы 49
§ 14. Простые вещества — неметаллы 51
§ 15. Количество вещества 55
§ 16. Молярный объем газов 58

[illegible]

§ 17. Степень окисления 60
§ 18. Важнейшие классы бинарных соединений — оксиды и летучие водородные соединения 64

§ 19. Основания 68
§ 20. Кислоты 71
§ 21. Соли 75
§ 22. Кристаллические решетки 79
§ 23. Чистые вещества и смеси 83
§ 24. Массовая и объемная доли компонентов смеси (раствора) 85

ГЛАВА ПЯТАЯ. [illegible]
с веществами

§ 25. Физические явления в химии 89
§ 26. Химические реакции 94
§ 27. Химические уравнения 96
§ 28. Расчеты по химическим уравнениям 101

ГЛАВА ШЕСТАЯ. Пр[illegible]
ством (химический практикум) 105

ГЛАВА ШЕСТАЯ. Скорость химических реакций. Химическое равновесие

§ 29. Скорость химических реакций 118
§ 30. Зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, концентрации и температуры 121
§ 31. Катализаторы 125
§ 32. Обратимые и необратимые реакции 128
§ 33. Химическое равновесие и способы его смещения 131

ГЛАВА СЕДЬМАЯ. Растворение. Растворы. Реакции ионного обмена и окислительно-восстановительные реакции

§ 34. Растворение. Растворимость веществ в воде 136
§ 35. Электролитическая диссоциация 142
§ 36. Основные положения теории электролитической диссоциации 148
§ 37. Ионные уравнения 152
§ 38. Кислоты, их классификация и свойства 156
§ 39. Основания, их классификация и свойства 160
§ 40. Оксиды, их классификация и свойства 162
§ 41. Соли, их классификация и свойства 166
§ 42. Генетическая связь между классами веществ 170
§ 43. Окислительно-восстановительные реакции 173

ГЛАВА [illegible]
(хим[illegible]) 180

ГЛАВА [illegible] 186

Растворимость гидроксидов и солей в воде

(при комнатной температуре)

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																					
	H^+	Li^+	K^+	Na^+	NH_4^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Sr^{2+}	Al^{3+}	Cr^{3+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Zn^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Sn^{2+}	Cu^{2+}
OH^-		Р	Р	Р	Р	Р												—	—			
F^-	Р	Р	Р	Р	Р					Р				Р	Р		Р	Р			Р	Р
Cl^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р		Р		Р	Р
Br^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р				Р	Р
I^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	Р	?	Р	Р	Р	Р					Р
S^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р	Р			Р	—	—		—									
SO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р					?	—		?			?					?	?
SO_4^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р			Р		Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р		—		Р	Р
NO_3^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
NO_2^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	?	Р		?	?		?	?	?	?
PO_4^{3-}	Р		Р	Р	—																	
CO_3^{2-}	Р	Р	Р	Р	Р					?	?		?						?		?	
CH_3COO^-	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
SiO_3^{2-}		Р	Р	Р	?					?	?		?	?	?			?	?		?	?

Р — растворяется (>1 г на 100 г H_2O)

— мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H_2O)

— не растворяется (<0,1 г на 100 г H_2O)

— — в водной среде разлагается

? — нет достоверных сведений о существовании соединения

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb, H_2, Cu, Hg, Ag, Au

ослабление восстановительных свойств, активности →

РЯД ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ НЕМЕТАЛЛОВ

H, As, I, Si, P, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F

усиление электроотрицательности →