

## Часть II

# Благословенны связующие узы



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

### *В этой части...*

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

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

## Глава 6

# Противоположности притягиваются: ионные связи

*В этой главе...*

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

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

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

*Магия ионной связи: натрий + хлор = поваренная соль*

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

## Разберемся в компонентах

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

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

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

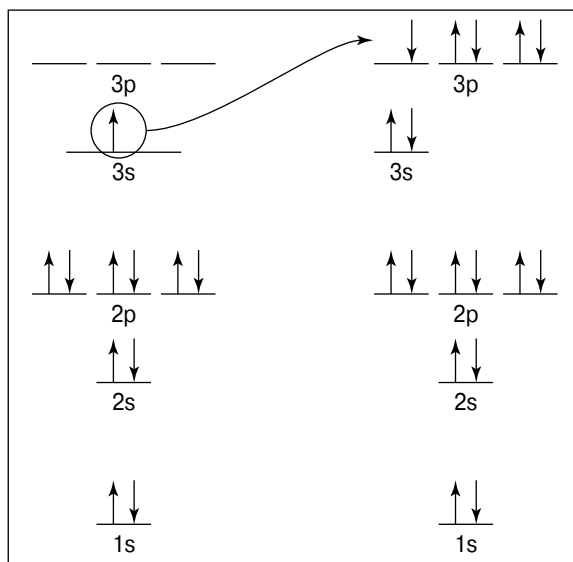


Рис. 6.1. Диаграммы уровней энергии для натрия и хлора

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

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

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

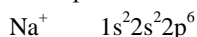
## Разберемся в реакции

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

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

### Роль натрия

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



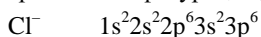
Ион натрия (катион) имеет такую же электронную конфигурацию, что и неон, поэтому является *изоэлектронным* неону. Неужели, теряя электрон, натрий становится неоном? Нет. У натрия все равно остается 11 протонов, а элемент определяется именно количеством протонов.

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

### Роль хлора

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

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



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

## В итоге получается связь

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

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

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

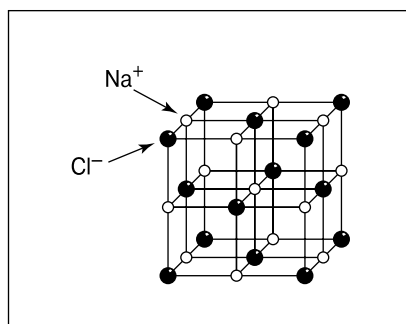


Рис. 6.2. Кристаллическая решетка хлорида натрия

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

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

## *Положительные и отрицательные ионы: катионы и анионы*

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



Металл вступает в реакцию с неметаллом и образует ионную связь.

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

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

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

**Таблица 6.1. Некоторые распространенные одноатомные катионы**

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

**Таблица 6.2. Некоторые распространенные одноатомные анионы**

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

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

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

**Таблица 6.3. Некоторые распространенные металлы с различной степенью окисления**

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

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



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

## Многоатомные ионы

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

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

**Таблица 6.4. Многоатомные ионы**

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

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

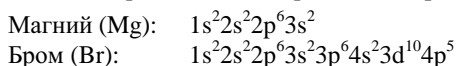
## Скрепление ионов друг с другом: ионные соединения

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

### Взаимодействие магния с бромом

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

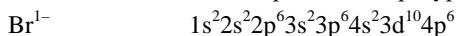
Ниже приведены электронные конфигурации для магния и брома.



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



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



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

Итак, соединение должно быть электронейтральным: количество положительных зарядов должно быть равно количеству отрицательных, т.е. общий заряд соединения должен быть равен нулю. Ион магния имеет заряд 2+. Поэтому, чтобы уравновесить два положительных заряда магния, нужны два аниона брома, каждый из которых представляет собой отрицательный однозарядный ион. Таким образом, формулой соединения, образуемого во время реакции магния с бромом, является  $\text{MgBr}_2$ .

### Использование правила пересечения

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

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

вующее заряду брома, становится нижним индексом магния. (Однако единицу в качестве нижнего индекса магния в формулу ставить не следует.) В результате получается формула бромида магния —  $\text{MgBr}_2$ .

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

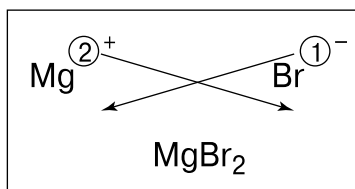


Рис. 6.3. Вывод формулы бромида магния

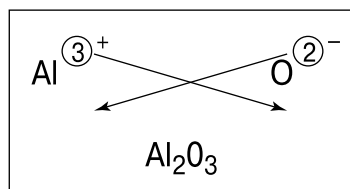


Рис. 6.4. Вывод формулы оксида алюминия

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



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



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



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



## Названия ионных соединений

Согласно современным правилам, названия солей образуются из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Например, нужно дать название соединению  $\text{Li}_2\text{S}$ , образуемому при реакции лития с серой. Анионы бескислородных кислот принято называть в виде производного от латинского названия неметалла с суффиксом *-ид*. Таким образом, *сера* (по-латыни *sulfur*) становится *сульфидом*<sup>1</sup>.

$\text{Li}_2\text{S}$  — сульфид лития.

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

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

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

$\text{K}_3\text{PO}_4$  — фосфат калия.

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

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

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

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

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

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

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

## Электролиты и неэлектролиты

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

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

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

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

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