

В зависимости от агрегатного состояния компонентов различают несколько типов растворов: смеси газов, раство-ры газов, жидких и твердых веществ в жидкостях; менее привычны для нас растворы твердых веществ.



Растворам называют гомогенные смеси, состоящие из двух или более компонен-тов.

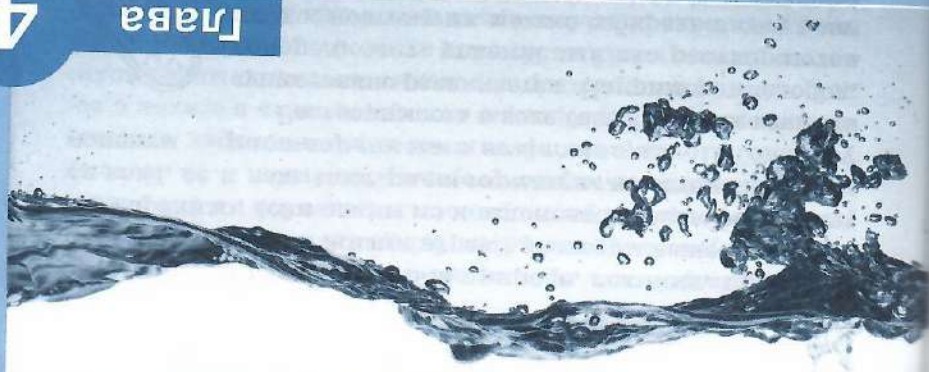
## 4.1. Растворы. Растворение

- какие смеси называются растворами;
- какие вещества называются электролитами и неэлектролитами;
- как формулируются основные положения теории электроли-тической диссоциации;
- что представляет собой явление круговорота воды в природе;
- что такое жесткость воды и какие существуют способы ее устранения.

Прочитав эту главу, вы узнаете:

### ВОДА. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Глава 4



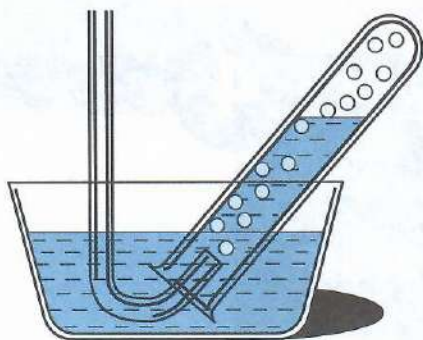


Рис. 4.1

Некоторые газы можно собирать в сосуд методом вытеснения воды

Наиболее важную роль в природе, технике, производстве, повседневной жизни играют растворы веществ в воде. Как правило, если одним из компонентов раствора является вода, ее и называют *растворителем*, остальные компоненты — *растворенными веществами*.

Растворимость в воде газообразных веществ существенно различается. Например, кислород, водород, азот, углекислый газ растворяются плохо, поэтому их можно собирать в сосуд методом вытеснения воды (рис. 4.1). Тем не менее именно растворенным в воде кислородом дышат все водные обитатели. Газообразный хлороводород хорошо растворим в воде, такой раствор называют *хлороводородной (соляной) кислотой*. Примером хорошо растворимого в воде газа может служить аммиак (его раствор называют *водным аммиаком*, или *нашатырным спиртом*).

Бензин, растительное масло, ртуть практически не растворяются в воде. Серная кислота, уксусная кислота, ацетон — примеры жидкостей, которые растворяются в воде неограниченно. Среди твердых веществ также есть малорастворимые; это карбонат кальция, оксид кремния, золото. Напротив, сахар, поваренная соль, нитрат серебра(I) в воде растворяются хорошо.

Если растворять в воде небольшими порциями поваренную соль, наступит такой момент, когда кристаллы вещества перестанут растворяться. Раствор «насытился» хлоридом натрия, поэтому его так и называют — *насыщенным*.



Раствор, в котором данное вещество при данной температуре больше не растворяется, называют **насыщенным**.

Понятно, что раствор, в котором содержится меньше растворенного вещества, чем в насыщенном, называют *ненасыщенным*. Некоторые вещества способны образовывать *пересыщенные* растворы. Однако это довольно нестабильные жидкости: если их встряхнуть или потереть стеклянной палочкой о внутреннюю стенку сосуда, избыток растворенного вещества выпадает в осадок.

Содержание вещества в насыщенном растворе может служить *мерой его растворимости*. Как правило, *растворимость* (или *коэффициент растворимости*) выражают в граммах вещества в 100 г растворителя (например, воды).

Если растворимость превышает 1 г в 100 г воды, вещество считается *растворимым*, от 0,1 до 1,0 г — *малорастворимым*. Вещества растворимостью менее 0,1 г в 100 г воды условно называют *нерастворимыми* (табл. 4.1). Почему условно? Потому что абсолютно нерастворимых веществ не бывает. Если серебряную ложку опустить в стакан с водой, то и тогда в раствор переходит ничтожно малое количество атомов металла. Именно этим объясняется тот факт, что такая вода способна храниться очень долго, ведь серебро обладает бактерицидным действием (лат. *bacterium* — бактерия, *caedo* — убивать).

Таблица 4.1. Растворимость некоторых веществ в воде при температуре 20 °С

Вещество	Формула	Растворимость, г в 100 г воды	Характеристика растворимости
Кислород	O <sub>2</sub>	0,00433	Нерастворимое
Оксид углерода(IV)	CO <sub>2</sub>	0,169	Малорастворимое
Аммиак	NH <sub>3</sub>	52,9	Растворимое
Гидроксид меди(II)	Cu(OH) <sub>2</sub>	0,00000232	Нерастворимое
Сульфат кальция	CaSO <sub>4</sub>	0,204	Малорастворимое
Хлорид натрия	NaCl	36,0	Растворимое

Растворимость веществ зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, температуры, давления (для газообразных веществ) и других факторов.

Еще алхимикам было известно правило: *подобное растворяется в подобном*. Вода относится к полярным растворителям благодаря ковалентным полярным связям между атомами водорода и кислорода и угловому строению молекулы. Поэтому в воде хорошо растворяются полярные вещества: галогеноводороды, аммиак, кислоты, щелочи, многие соли, а неполярные (жиры, сера, фосфор, парафин и др.) растворяются плохо. Зато жиры хорошо растворимы в неполярных растворителях, например бензине.

При увеличении температуры растворимость газов уменьшается. Чтобы удалить из воды значительную часть растворенных газов, ее кипятят. Растворимость в воде жидкостей и твердых веществ с повышением температуры, как правило, увеличивается.

Чем больше давление, тем выше растворимость газов в воде. Каждый знает, что при открывании бутылки или

банки с газированным напитком давление внутри резко падает, и углекислый газ в виде пузырьков, а порой и пены вырывается из раствора на свободу.

По отношению к растворам часто употребляют термины «концентрированный» и «разбавленный». Понятия эти весьма относительные. Если раствор содержит большое количество растворенного вещества, его называют *концентрированным*. Раствор с небольшим содержанием растворенного вещества называют *разбавленным*. Как правило, концентрированными или разбавленными называют растворы хорошо растворимых в воде веществ.

*Растворение веществ в жидкости — это сложный физико-химический процесс.* Вещество при растворении «разбивается» на мельчайшие частицы, которые за счет диффузии равномерно распределяются по всему объему раствора. Это *физическая* сторона растворения. В процессе растворения между молекулами растворителя и частицами растворенного вещества происходит взаимодействие — гидратация. Это уже *химический* процесс.

В пользу химического взаимодействия свидетельствует изменение температуры при растворении веществ. При растворении в воде серной кислоты происходит выделение теплоты. Растворение в воде нитрата аммония, напротив, сопровождается поглощением теплоты. Растворение в воде безводного сульфата меди(II)  $\text{CuSO}_4$  также сопровождается выделением теплоты. Кроме того, при растворении кристаллов  $\text{CuSO}_4$  белого цвета раствор приобретает голубую окраску. Как вы знаете, изменение цвета является признаком химической реакции. Если оставить раствор сульфата меди(II) в открытом сосуде, вода через некоторое время испарится, и на дне вы увидите... нет, не белые, а синие кристаллы. В отличие от исходного вещества, которое имело формулу  $\text{CuSO}_4$ , выделившаяся соль содержит молекулы воды. Формула этого вещества  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ .



Твердые вещества, которые в своем составе содержат молекулы воды, называют **кристаллогидратами**.

Кристаллогидрат сульфата меди(II) часто называют медным купоросом. В химической формуле кристаллогидрата между формулами соли и молекул воды ставят точку, а его название произносят так: «Сульфат меди(II) с пятью молекулами воды».

Помимо медного купороса наиболее известными кристаллогидратами являются:

- $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — глауберова соль;
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$  — кристаллическая сода;
- $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  — железный купорос;
- $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  — гипс;
- $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$  — алебастр.

Содержание растворенного вещества в растворе называют *концентрацией*.

На этикетках разнообразных растворов, используемых в быту, можно найти указание на содержание растворенного вещества; например, уксусная кислота 70 %, настойка иода 5 %, нашатырный спирт 25 %. Это один из самых распространенных способов выражения концентрации растворов, который называется *массовой долей растворенного вещества*.



**Массовой долей растворенного вещества** ( $w_{\text{в}}$ ) называют отношение массы растворенного вещества ( $m_{\text{в}}$ ) к массе раствора ( $m_{\text{р}}$ ):

$$w_{\text{в}} = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р}}} 100 \%$$

Это понятие аналогично массовой доле вещества в любой смеси, как гетерогенной, так и гомогенной. Массовую долю растворенного вещества выражают в процентах (от 0 до 100 %) или долях единицы (от 0 до 1).

Очевидно, что масса раствора  $m_{\text{р}}$  складывается из массы растворителя  $m_{\text{H}_2\text{O}}$  и массы растворенного вещества  $m_{\text{в}}$ :

$$m_{\text{р}} = m_{\text{в}} + m_{\text{H}_2\text{O}}$$

Отмерять жидкости взвешиванием не очень удобно, гораздо проще отмерять нужный объем. Чтобы рассчитать массу известного объема  $V$  раствора, необходимо знать его плотность  $\rho$ :

$$m_{\text{р}} = V\rho$$

Как правило, плотность раствора измеряют в граммах на миллилитр (г/мл) или граммах на кубический сантиметр (г/см<sup>3</sup>), причем численно эти значения равны, поскольку 1 мл — это объем, равный 1 см<sup>3</sup>. Необходимо помнить, что плотность чистой воды равна 1 г/мл.

#### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Какие смеси называют растворами? Какие типы растворов вы знаете?
2. Охарактеризуйте понятие «растворимость вещества в воде». В каких единицах выражается растворимость?
- \*3. Какие факторы влияют на растворимость в воде газов, жидкостей и твердых веществ?
- \*4. Какие водные и неводные растворы используют предприятия вашего профиля? Какие правила необходимо соблюдать при работе с ними?
5. Определите массу соли и массу воды в 750 кг медного купороса.
- \*6. Какой процесс лежит в основе изготовления медицинских гипсовых повязок и изделий из гипса?
- \*7. Сколько килограммов воды потребуется для превращения 1,2 т алебаstra в гипс?
8. В 80 мл воды растворили 20 г хлорида натрия. Рассчитайте массовую долю соли в растворе.
9. При выпаривании 160 г раствора карбоната натрия получили 8 г твердой соли. Рассчитайте ее массовую долю в исходном растворе.
10. Сколько граммов сахара и сколько литров воды необходимо взять для приготовления 2 кг 30%-го сахарного сиропа?
- \*11. К 50 г 30%-го раствора пероксида водорода добавили 100 г воды. Рассчитайте массовую долю вещества в полученном растворе.
- \*12. В 100 г воды растворили 22,4 л хлороводорода (н. у.). Определите массовую долю HCl в полученной соляной кислоте.
- \*13. В 150 мл 10%-го раствора гидроксида натрия (плотность 1,1 г/мл) растворили 10 г NaOH. Какой стала концентрация щелочи в растворе?
- \*14. Смешали 130 г 20%-го и 120 г 5%-го растворов хлорида бария. Определите массовую долю вещества в полученном растворе.
- \*15. Массовая доля соли в рассоле составляла 6%. При упаривании 500 г такого рассола его масса уменьшилась на 100 г. Рассчитайте массовую долю соли в полученном растворе.

## 4.2. Теория электролитической диссоциации

В процессе растворения вещество распадается в растворителе на мельчайшие частицы (Что представляют собой эти частицы?) и равномерно распределяется по всему объ-

ему раствора. Одни вещества при растворении в воде распадаются на отдельные молекулы, которые окружены связанными с ними молекулами воды — гидратной оболочкой. Растворы таких веществ не проводят электрический ток, поскольку в них нет заряженных частиц, способных перемещаться в электрическом поле. В этом легко убедиться с помощью прибора для определения электропроводности растворов.

ВОДА. РАСТВОРЫ.  
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ  
ДИССОЦИАЦИЯ



Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называют **неэлектролитами**.

К неэлектролитам относятся сахар, глицерин, этиловый спирт и др. Растворы других веществ, например хлорида натрия, гидроксида калия, серной кислоты, прекрасно проводят электрический ток. Впервые объяснение этому явлению дал выдающийся шведский химик, лауреат Нобелевской премии С. Аррениус. В 1887 г. для объяснения электропроводности растворов веществ он выдвинул гипотезу, получившую название *теории электролитической диссоциации*. Большой вклад в развитие этой теории внесли отечественные химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский.

Если раствор вещества проводит электрический ток, следовательно в нем содержатся заряженные частицы. Поскольку молекулы электронейтральны, такими частицами могут быть ионы, которые несут электрический заряд. Следовательно, вещества, растворы которых проводят электрический ток, распадаются при растворении не на молекулы, а на ионы.



Сванте Август  
Аррениус  
(1859–1927)



Процесс распада вещества на ионы называют **электролитической диссоциацией**.

Если с помощью прибора для определения электропроводности испытать раствор хлорида натрия, лампочка ярко загорится. Между электродами находится жидкость, которая выполняет роль проводника, цепь замкнута.



Вещества, растворы которых проводят электрический ток, называют **электролитами**.

К электролитам относятся в первую очередь вещества с ионным и ковалентным полярным типом связи.

Как же происходит распад вещества на ионы? Иными словами, каков механизм электролитической диссоциации?

Вещества с ионным типом связи образуют ионную кристаллическую решетку. В узлах такой решетки находятся катионы и анионы, которые притягиваются друг к другу за счет электростатических сил. При погружении вещества в растворитель, например в воду, поверхностный слой ионов сразу же окружают полярные молекулы воды — диполи. Суммарная сила взаимодействия между диполями воды и ионом становится больше силы его притяжения в кристалле, и гидратированный ион переходит в раствор (рис. 4.2).

Процесс электролитической диссоциации выражают уравнением, в левой части которого пишут формулу электролита, а в правой — те ионы, на которые он диссоциирует, например:

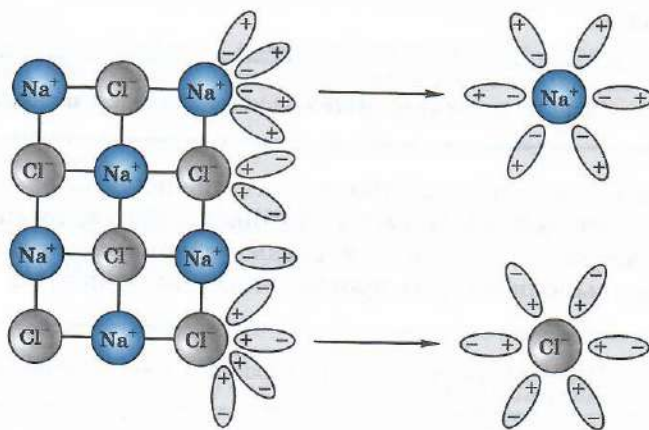


Сульфат меди(II) в водном растворе распадается (диссоциирует) на простой катион меди  $\text{Cu}^{2+}$  и сложный анион  $\text{SO}_4^{2-}$ . В отличие от катиона натрия и хлорид-аниона это двухзарядные ионы. Уравнение электролитической диссоциации имеет вид

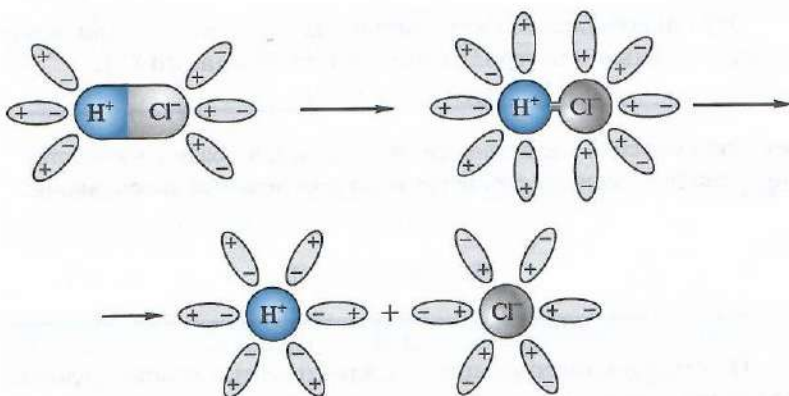


Подобным образом диссоциируют вещества с ковалентными полярными связями. Полярная молекула электролита окружается диполями воды, которые «растаскивают»

Рис. 4.2  
Схема  
электролитической  
диссоциации  
вещества  
с ионной связью







ВОДА. РАСТВОРЫ.  
ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ  
ДИССОЦИАЦИЯ

Схема  
электролитической  
диссоциации  
вещества  
с ковалентной  
полярной связью

Рис. 4.3

частицу в разные стороны (рис. 4.3). Длина ковалентной полярной связи увеличивается, возрастает ее полярность. В какой-то момент связь даже превращается в ионную. Наконец, молекула электролита распадается на гидратированные ионы, потерявшие связь друг с другом.

Уравнение электролитической диссоциации хлороводорода в водном растворе имеет вид



Повторим известные вам из курса основной школы положения теории электролитической диссоциации.

1. По способности проводить электрический ток в растворах все вещества можно разделить на электролиты и неэлектролиты.

К электролитам относятся все соли, щелочи, многие кислоты.



Некоторые оксиды металлов являются электролитами, но диссоциируют только в расплавах. Так, электролизом расплава электролита — оксида алюминия в промышленности получают алюминий.

К неэлектролитам относится подавляющее большинство органических веществ, простые вещества, некоторые двухэлементные соединения неметаллов (например, оксид кремния(IV)).

2. В растворах электролиты диссоциируют, т.е. распадаются на ионы.

3. Разные электролиты в различной степени диссоциируют на ионы.

Эту способность электролитов количественно характеризуют степенью электролитической диссоциации ( $\alpha$ ).

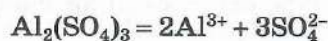
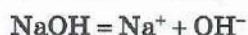


Отношение количества вещества, распавшегося на ионы ( $n_d$ ), к общему количеству растворенного вещества ( $n_p$ ) называют **степенью электролитической диссоциации**:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_p}$$

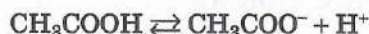
По степени диссоциации все электролиты можно условно разделить на **сильные** ( $\alpha \rightarrow 1$ ) и **слабые** ( $\alpha \rightarrow 0$ ).

Сильные электролиты в растворах почти полностью распадаются на ионы, и уравнение диссоциации для таких электролитов принято записывать как необратимый процесс:

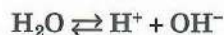


К сильным электролитам относятся щелочи, все растворимые в воде соли, некоторые кислоты ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$  и др.).

Слабые электролиты в растворах диссоциируют незначительно, причем этот процесс обратим:

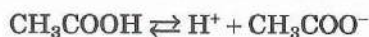
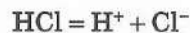


К слабым электролитам относятся многие неорганические ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ) и почти все органические кислоты. Вода, определяя сам процесс диссоциации, диссоциирует незначительно:



4. По характеру образующихся в результате диссоциации ионов различают три типа электролитов: кислоты, основания и соли.

**Кислоты** — это электролиты, диссоциирующие на катионы водорода и анионы кислотного остатка:



**Основания** — это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы гидроксогруппы:



**Соли** — это электролиты, диссоциирующие на катионы металла и анионы кислотного остатка:



#### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

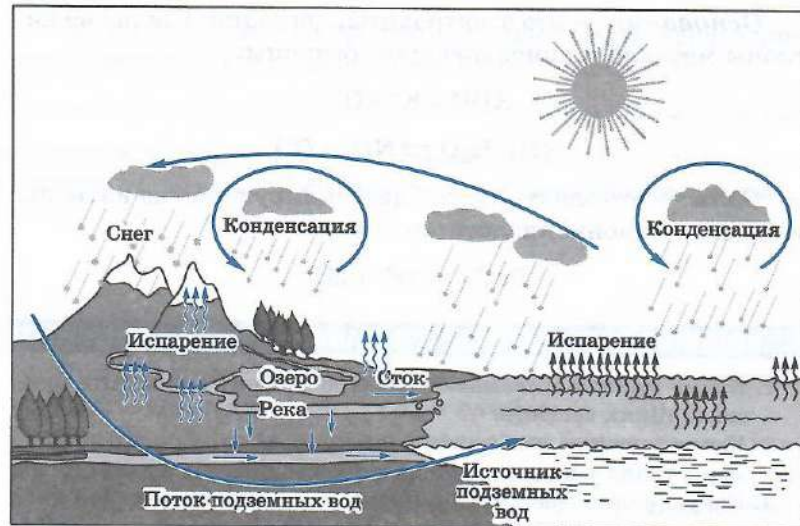
1. Какие вещества называют электролитами? Приведите примеры таких веществ.
2. Какие вещества называют неэлектролитами? Приведите примеры таких веществ.
3. Какую роль играет вода в процессе электролитической диссоциации?
4. Докажите, что диссоциация электролита — это результат процесса гидратации. Какую роль сыграли русские химики в изучении этого аспекта теории электролитической диссоциации?
5. Охарактеризуйте понятие «степень электролитической диссоциации». На какие группы делятся электролиты по степени диссоциации? Приведите примеры представителей каждой группы.
6. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.
7. На какие классы с точки зрения теории электролитической диссоциации делятся сложные вещества? Дайте им определение, приведите примеры веществ каждого класса, напишите уравнения их диссоциации.
- \*8. Подготовьте сообщение об использовании электролитов в технике.

### 4.3. Жесткость воды.

#### Способы устранения жесткости

Круговорот воды в природе действует непрерывно в трех основных геосферах: гидросфера — атмосфера — литосфера (рис. 4.4). С поверхности Мирового океана ежегодно испаряется  $453\,000 \text{ км}^3$  воды. Испаряющаяся вода, конденсируясь, образует облака и в виде осадков выпадает на землю. Эти осадки поглощаются почвой и в результате подземно-

Круговорот воды  
в природе  
Рис. 4.4



го и поверхностного стока воды вновь возвращаются в моря и океаны.

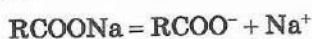
Круговорот воды — это хорошо отрегулированный механизм, который беспрерывно «качает» воду из океана на материк и обратно.

Теоретически можно считать водные ресурсы неисчерпаемыми, если принять, что при рациональном использовании они непрерывно возобновляются в процессе круговорота. Вместе с тем потребление воды увеличивается, так как она служит одним из главных видов сырья для промышленности. Например, для получения 1 т синтетического каучука требуется 2 100 т воды, лавсана — 4 200 т, капрона — 5 600 т. Для изготовления автомобиля нужно 246 т воды, а для запуска межконтинентальной баллистической ракеты — почти 190 000 т! Мы уже приводили подобные цифры по использованию воды в промышленности в подразд. 3.4.

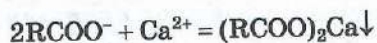
Для потребителя, использующего воду в бытовых и технических целях, важна особая характеристика воды, которая называется *жесткостью*.

Вода считается *жесткой*, если она содержит катионы кальция  $\text{Ca}^{2+}$ , магния  $\text{Mg}^{2+}$  и железа(III)  $\text{Fe}^{3+}$ . Понятно, что содержание этих катионов в воде обуславливают растворимые соединения кальция, магния и железа(III), например соли (хлориды, нитраты, сульфаты) или гидроксиды (гидроксид кальция немного растворим в воде). В жесткой воде мыло не мылится, волосы не промываются. Все дело в том, что мыла представляют собой натриевые (твердые) или ка-

лиевые (жидкие) соли жирных кислот, общую формулу которых можно условно записать так: RCOONa или RCOOK. Как и все калиевые и натриевые соли, мыла растворимы в воде и диссоциируют:



чего не скажешь об аналогичных солях кальция и магния. И до тех пор, пока все ионы  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{3+}$  не будут переведены с помощью мыла в осадок:



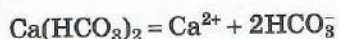
оно мылить, т. е. стирать и мыть, не будет. В жесткой воде мясо и крупы плохо развариваются.

И это далеко не весь список неприятностей, которые приносит человеку жесткая вода. Загляните внутрь чайника или, если в вашем доме или квартире делали капитальный ремонт, в разрез труб центрального отопления. Вы увидите белый, сероватый, рыжеватый рыхлый слой накипи.

Оказывается, не только средние растворимые соли кальция и магния являются причиной жесткости воды, но и особая группа солей, которые называют кислыми.

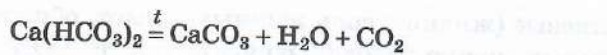
*Кислыми* называют соли, которые можно рассматривать как продукты неполного замещения атомов водорода в молекуле кислоты на металл. Понятно, что такие соли могут давать только многоосновные кислоты, в том числе угольная. Например, вам хорошо известна средняя натриевая соль угольной кислоты — карбонат натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (ее также называют технической содой), продукт полного замещения двух атомов водорода на атомы натрия. На кухне в шкафу обязательно имеется еще одна сода — питьевая (или пищевая). Это кислая соль  $\text{NaHCO}_3$  (ее химическое название — гидрокарбонат натрия) — продукт неполного замещения атомов водорода на атомы натрия. Почему кислая? Потому что в составе кислотного остатка, как в кислоте, присутствует атом водорода.

Кальций и магний также образуют карбонат и гидрокарбонат. Гидрокарбонаты этих металлов хорошо растворимы в воде и диссоциируют, обуславливая тем самым ее жесткость:



Карбонаты кальция и магния практически нерастворимы.

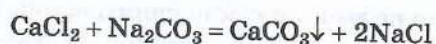
При нагревании воды, жесткость которой обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния, последние превращаются в нерастворимые карбонаты:



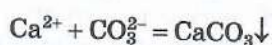
Именно они и образуют накипь в чайнике, трубах центрального отопления, паровых котлах и т. д. (цв. вклейка, рис. 11).

Жесткость воды, обусловленная содержанием гидрокарбонатов кальция и магния и устранимая кипячением, называется *временной*. Жесткость воды, обусловленная содержанием других соединений кальция и магния и кипячением не устранимая, называется *постоянной*.

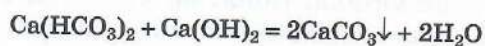
И временная, и постоянная жесткость воды легко устраняются добавлением соды (карбоната натрия), поэтому последняя называется стиральной:



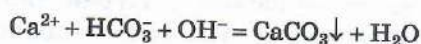
или



Временную жесткость воды можно устранить, добавляя к ней рассчитанное количество суспензии гидроксида кальция — так называемого известкового молока. При этом кислые соли (гидрокарбонаты) переходят в средние соли (карбонаты) и выпадают в осадок:



или



(Подумайте, почему следует избегать добавления избытка известкового молока.) Современным и наиболее эффективным способом устранения жесткости воды, в том числе постоянной, является очистка ее с помощью особых реагентов, называемых ионитами. Иониты делятся на два типа — катиониты и аниониты. Катиониты обладают способностью заменять содержащиеся в воде катионы металлов на катионы водорода, а аниониты заменяют содержащиеся в воде анионы кислотных остатков на гидроксид-ионы. Катионы водорода и гидроксид-ионы соединяются, образуя воду. Таким образом происходит обессоливание воды.

Самая жесткая природная вода — это вода морская. Общее среднее содержание солей в Мировом океане составляет 35 г на 1 литр. Самая мягкая природная вода — это дождевая и талая, содержание солей в них близко к нулю. Самая мягкая искусственная вода — *дистиллированная*. Кажется бы, дистиллированная вода наиболее полезна для

организма. Однако ее использование нежелательно и даже вредно, так как она «вымывает» из организма человека необходимые минеральные соли. Эти соли поступают в организм с пищей и напитками, в том числе с минеральной водой природной или искусственной.

Некоторые природные источники содержат растворенные в воде катионы  $K^+$ ,  $Na^+$ ,  $Ca^{2+}$ ,  $Mg^{2+}$ , а также анионы  $Cl^-$ ,  $SO_4^{2-}$ ,  $HCO_3^-$  и др., т. е. необходимые организму минеральные соли, содержание которых превышает 1 г/л; такие воды называют *минеральными*, равно как и их источники. Наиболее богат минеральными источниками район кавказских Минеральных вод. Так, наиболее известная и широко применяемая минеральная вода — кисловодский нарзан рекомендована как лечебно-столовая сульфатно-гидрокарбонатная вода. Содержание солей в ней составляет 2—3 г/л.

#### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Как вода совершает круговорот в природе?
2. Достаточно ли запаса пресной воды на планете? Можно ли отвести воду к абсолютно возобновляемым природным ресурсам? Обоснуйте свою точку зрения.
3. Предложите свой проект по режиму экономии бытового потребления воды.
- \*4. Какова роль воды в различных промышленных производствах? Предложите свой проект по режиму экономии производственного потребления воды.
- \*5. Какая вода называется жесткой? Какие виды жесткости воды различают? Какой вред человеку наносит жесткая вода? Как устранить жесткость воды?
6. Какую воду называют минеральной? Для каких целей ее используют?
- \*7. Какой объем при нормальных условиях займут 108 кг водяных паров?
- \*8. В 1 л жесткой воды содержится 450 мг хлорида кальция. Сколько граммов кристаллической соды  $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$  необходимо добавить к 250 л такой воды для устранения ее постоянной жесткости?