

ного твердого хлорида калия и встряхните пробирку несколько раз, чтобы ускорить растворение соли.

Сравните окраску растворов в этих трех пробирках с окраской исходного раствора в четвертой пробирке.

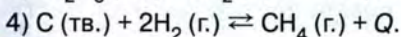
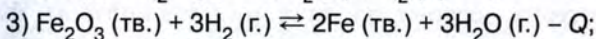
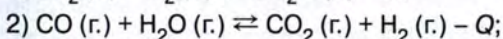
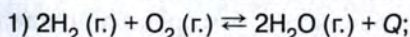
Укажите, как изменилась концентрация роданида железа(III) в каждой из трех пробирок, и объясните происшедшие изменения, исходя из принципа Ле Шателье. Укажите направление смещения равновесия и оформите результаты, заполнив табл. 15.

Таблица 15

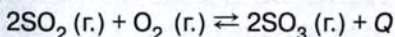
Номер пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия (вправо, влево)

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Укажите, как повлияет: а) повышение давления; б) понижение температуры; в) увеличение концентрации водорода; г) введение катализатора — на равновесие в реакциях:



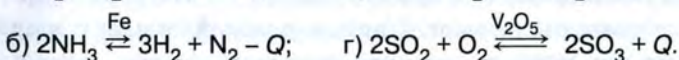
- Т** 2. Химическое равновесие в системе



сместится в сторону продукта реакции при:

- а) понижении давления и понижении температуры;
б) повышении давления и температуры;
в) повышении давления и понижении температуры;
г) увеличении концентрации SO_3 и понижении температуры.

- Т** 3. Одновременно окислительно-восстановительной, эндотермической, каталитической, гомогенной является реакция:



Растворы.

Электролитическая диссоциация

§ 15

ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ И ИХ КЛАССИФИКАЦИЯ

В природе, промышленности, повседневной жизни мы чаще имеем дело не с индивидуальными веществами, а с гетерогенными или гомогенными смесями. Гетерогенные смеси называют дисперсными системами, а гомогенные — растворами.

Дисперсные системы (от лат. *dispersus* — рассеянный, рассыпанный) — это гетерогенные системы, в которых одно или несколько веществ в виде мелких частиц распределены в другом веществе. Вещество, в котором происходит распределение, называют *дисперсионной средой*, а вещество, которое распределяется, — *дисперсной фазой*.

Дисперсные системы состоят из двух или нескольких фаз. Каждая фаза отделена от другой поверхностью раздела. Частицы дисперсной фазы состоят из множества молекул, атомов или ионов. В зависимости от размера частиц дисперсные системы подразделяют на *высокодисперсные*, или *коллоидные* (их также называют *коллоидными растворами*, размер частиц от 1 до 100 нм), и *грубодисперсные*, или *взвеси* (размеры частиц более 100 нм).

Коллоидные растворы иначе называют *золями*. Примерами коллоидных растворов являются золи гидроксида железа(III), кремниевой кислоты и такие биологические жидкости, как лимфа, цитоплазма, кровь. Золи с водной дисперсионной средой называют *гидрозолями*. Коллоидные и грубодисперсные системы с газовой (воздушной) дисперсионной средой — это *аэрозоли*, например дым, туман, пыль, смог. В виде аэрозолей сжигают жидкое и твердое топливо, наносят лакокрасочные покрытия, используют лекарственные препараты, продукты бытовой химии, парфю-

мерные изделия и др. В коллоидных растворах отдельные частицы обнаруживаются только при помощи ультрамикроскопа, они осаждаются с трудом в течение продолжительного времени.

В отличие от истинных растворов для зольей характерно рассеяние света коллоидными частицами — *эффект Тиндаля*: при пропускании через золь луча света в затемненном помещении виден светящийся конус (рис. 22). Так можно распознать, является данный раствор истинным или коллоидным.

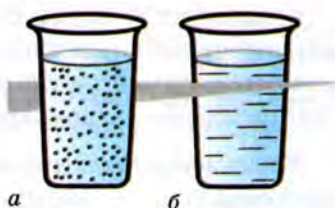


Рис. 22. Пропускание луча света через растворы: а — истинный; б — коллоидный

Эффект Тиндаля аналогичен известному всем явлению, когда в комнате в пучке солнечного света хорошо видны сверкающие частички пыли. Подобное явление вы наблюдаете в кинотеатре в луче кинопроектора, а также при освещении туманного воздуха фарами автомобилей, прожекторами и т. д.

При нагревании или под действием других факторов коллоидные частицы укрупняются (слипаются) в более крупные агрегаты. Соединение частиц в более крупные агрегаты называют *коагуляцией*. При коагуляции частиц коллоидной системы золи превращаются в студенистую массу, которую называют *гелем*. В этом случае вся совокупность коллоидных частиц, связывая растворитель, переходит в своеобразное полужидкое-полутвердое состояние; система в целом теряет текучесть. Например, 3%-ный раствор желатина в теплой воде превращается в гель. Это обусловлено тем, что коллоидные частицы связывают множество молекул воды. Многие гели вам известны из повседневной жизни: желе, мармелад, простокваша и др.

К грубодисперсным системам относят суспензии и эмульсии.

Суспензии — это дисперсные системы, в которых дисперсионной средой является жидкость, а дисперсной фазой — твердое вещество, нерастворимое в жидкости, например глина в воде, строительные растворы, взвешенный в воде речной или морской ил и т. д.

Эмульсии — это дисперсные системы, в которых дисперсионная среда и дисперсная фаза являются несмешивающимися жидкостями, например молоко (мелкие шарики жира в жидкости), лимфа, смесь бензина с водой, водоземulsionные краски и т. д.

Суспензии и эмульсии мутные, частицы или капельки видны невооруженным глазом. Суспензии легко осаждаются, взвешенные твердые частицы задерживаются обычными фильтрами (например, фильтровальной бумагой).

Классификацию дисперсных систем можно представить в виде схемы 1.

Схема 1

Классификация дисперсных систем



Дисперсионная среда и дисперсная фаза могут быть в различных агрегатных состояниях, что приводит к большому разнообразию дисперсных систем. Например, различают дисперсные системы с *газообразной дисперсионной средой* (туман, дым, пыль в атмосфере, где воздух является средой, а частицы воды или твердые частицы — фазой), *жидкой дисперсионной средой* (эмульсии, суспензии, пена), *твердой средой* (сплавы металлов).

Дисперсные системы распространены в природе (яичный белок, цитоплазма, кровь) и играют важную роль в физиологических процессах. Они применяются в быту (продукты питания, зубная паста, клей, лаки, духи), медицине, сельском хозяйстве, промышленности (производство сплавов, красок, обогащение руд методом флотации и т. д.).

Системы с размерами частиц, не превышающими размеров отдельных молекул или ионов (до 1 нм), относят к *истинным растворам*, или просто растворам.

1. Дайте определения понятий: «дисперсная система», «дисперсионная среда», «дисперсная фаза», «гидрозоль», «аэрозоль», «суспензия», «эмульсия».
2. Назовите известные вам из повседневной жизни дисперсные системы с дисперсионной средой: а) газообразной; б) жидкой; в) твердой .
3. Как можно отличить коллоидный раствор от истинного?
4. Один из видов латуни содержит 60% меди и 40% цинка. Укажите, что здесь является дисперсионной средой, а что — дисперсной фазой.

§ 16

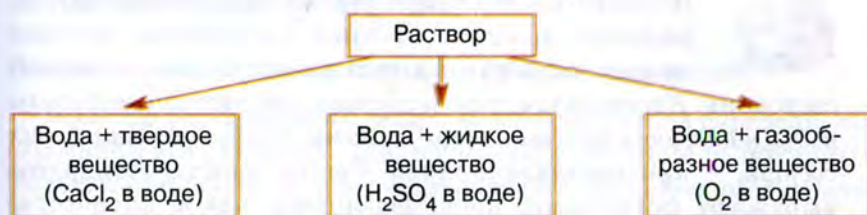
РАСТВОРЫ

Раствор — это гомогенная (однофазная) система, состоящая из двух или более компонентов. Растворы являются, как правило, прозрачными и устойчивыми системами, не осаждаются и не расслаиваются при длительном стоянии, содержащиеся в них частицы фильтрами не задерживаются. Примеры истинных растворов — растворы сахара или поваренной соли в воде.

Растворы состоят из *растворителя* и *растворенных веществ* (твердых, жидких, газообразных). На практике чаще применяют водные растворы. В них растворителем служит вода (схема 2).

Схема 2

Виды водных растворов



ТЕПЛОВЫЕ ЯВЛЕНИЯ ПРИ РАСТВОРЕНИИ

При растворении веществ протекают два основных процесса.

Первый — разрушение химических и межмолекулярных связей между ионами, атомами или молекулами растворяюще-

гося вещества (например, разрушение связей в кристаллической решетке хлорида натрия) и равномерное распределение (диффузия) образовавшихся частиц между молекулами воды, что связано с затратой энергии. Это *эндотермический процесс* (Q_1).

Второй — взаимодействие частиц растворяемого вещества с растворителем, что сопровождается выделением энергии. Это *экзотермический процесс* (Q_2).

Общий тепловой эффект процесса растворения зависит от соотношения выделяемой и поглощаемой энергии. Если $Q_1 > Q_2$, то процесс растворения сопровождается поглощением теплоты, а если $Q_1 < Q_2$ — ее выделением. Растворение большинства твердых веществ в воде протекает с поглощением теплоты (эндотермические процессы), что связано с затратой значительного количества энергии на разрушение кристаллической решетки, а растворение газов сопровождается выделением теплоты (экзотермические процессы), что объясняется незначительной затратой энергии на разрыв межмолекулярных связей. Отсюда следует, что *тепловой эффект растворения зависит от природы растворяемого вещества*.

Продуктами взаимодействия растворенного вещества с растворителем являются соединения, которые называют *сольватами*, а процесс их образования — *сольватацией*. В случае, если растворителем является вода, соединения называют *гидратами*, а процесс их образования — *гидратацией*. Гидраты — непрочные соединения и разлагаются при попытке выделить их в свободном виде.



Но известно, что в ряде случаев при растворении образуются довольно прочные соединения, которые можно выделить из раствора в кристаллическом состоянии. *Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называют кристаллогидратами, а воду, входящую в их состав, — кристаллизационной*. Состав кристаллогидратов выражают формулами, показывающими, какое количество вещества воды содержит 1 моль кристаллогидрата:

$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
железный купорос

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
медный купорос

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
глауберова соль

Таким образом, при растворении протекают как физические, так и химические процессы, поэтому растворы занимают проме-

жуточное положение между химическими соединениями постоянного состава и механическими смесями. Как и химические соединения, растворы однородны, и их образование сопровождается тепловыми явлениями. Но, как и механические смеси, они не имеют постоянного состава, их можно разделить на составные части.

РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ

Растворимость — это способность вещества растворяться в воде или другом растворителе. Количественно растворимость вещества определяется содержанием его в насыщенном растворе при данной температуре.

Насыщенный раствор — это раствор, который находится в динамическом равновесии с растворяющимся веществом. Насыщенный раствор содержит максимальную массу растворенного вещества при данной температуре. Например, при температуре 20 °С в 100 г воды растворяется 35,86 г хлорида натрия. Это значит, что его растворимость при данной температуре равна 35,86 г. Если сверх этой массы при той же температуре добавить еще хлорид натрия, то соль не растворяется, а осаждается в виде осадка (рис. 23).

Рассмотрим факторы, от которых зависит растворимость веществ.

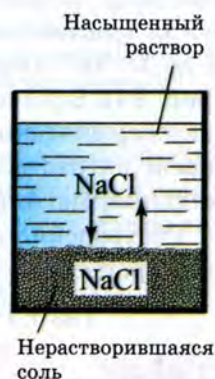


Рис. 23. Равновесие между осадком и насыщенным раствором

Природа растворяемого вещества и растворителя

Природа растворяемого вещества и растворителя определяется строением этих веществ. Так, вещества, состоящие из полярных молекул или ионов, лучше растворяются в полярных растворителях (хлороводород, этанол, хлорид натрия хорошо растворяются в воде, которая является полярным растворителем), а неполярные вещества — в неполярных растворителях (иод, бром хорошо растворяются в бензоле, который является неполярным растворителем). Следовательно, растворение веществ протекает согласно правилу: *подобное растворяется в подобном*.

Температура

Влияние температуры на растворимость веществ зависит от их агрегатного состояния. Растворимость твердого вещества определяется соотношением энергии, которая затрачивается на разрушение его кристаллической решетки, и энергии, которая выделяется при образовании гидратов (энергия гидратации). Рассмотрим равновесие между твердым веществом и его насыщенным раствором:



Согласно принципу Ле Шателье, в тех случаях, когда вещества растворяются с *поглощением энергии* (эндотермический процесс), повышение температуры *увеличивает* их растворимость (растворение нитратов калия, свинца, сульфата меди(II) и др.). Это характерно для большинства твердых веществ (рис. 24). Если же вещества растворяются с *выделением энергии* (экзотермический процесс), то повышение температуры *уменьшает* их растворимость (растворение некоторых солей лития, кальция, магния, алюминия, гашеной извести).

Растворение газов в воде представляет собой экзотермический процесс:

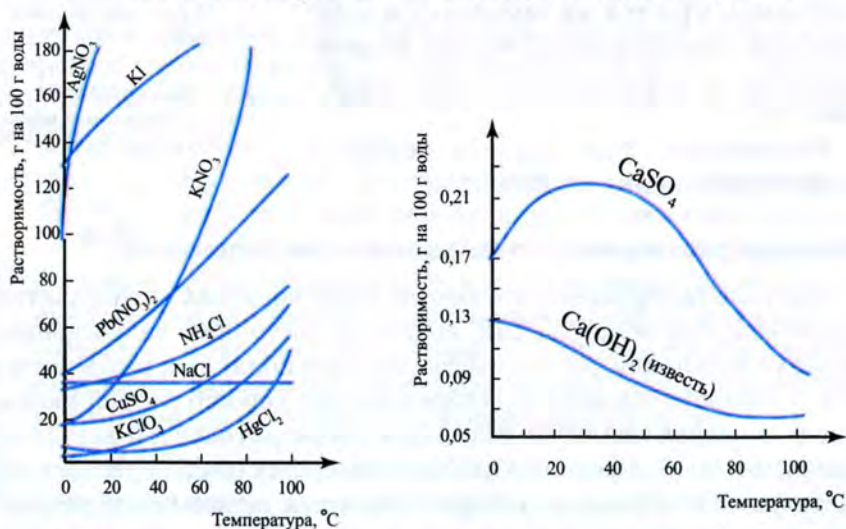


Рис. 24. Зависимость растворимости некоторых твердых веществ от температуры

Поэтому, согласно принципу Ле Шателье, *растворимость газов в воде с повышением температуры уменьшается* (рис. 25). Так, кипячением можно удалить из воды растворенный в ней воздух.

Некоторые жидкости неограниченно растворяются одна в другой (спирт и вода), другие — ограниченно (эфир и вода). В большинстве случаев с повышением температуры взаимная растворимость жидкостей увеличивается.

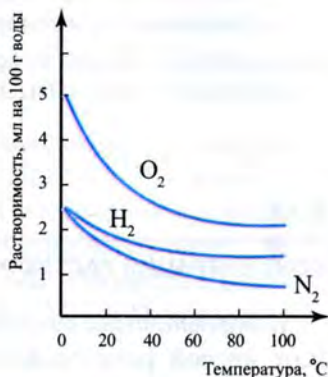


Рис. 25. Зависимость растворимости некоторых газов от температуры

Давление

Растворение твердых и жидких веществ в воде практически не сопровождается изменением объема, поэтому давление влияет только на растворимость газообразных веществ. При растворении газа в воде объем системы уменьшается, поэтому, согласно принципу Ле Шателье, *повышение давления увеличивает растворимость газа*. На этом основано получение газированной воды.



Лабораторный опыт 2

ТЕПЛОВЫЕ ЯВЛЕНИЯ ПРИ РАСТВОРЕНИИ

В две пробирки налейте по 5–6 см³ воды и измерьте ее температуру. В одну из пробирок внесите 2–3 г нитрата аммония, в другую — 2–3 г сульфата натрия. Перемешайте *осторожно* термометром раствор в каждой из пробирок и укажите температуру полученных растворов.

Объясните различие тепловых эффектов.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Объясните, почему:

а) для получения газированной воды используют баллоны, в которых давление углекислого газа значительно выше атмосферного;

- б) для жизни рыб в аквариуме непригодна кипяченая вода;
 в) при растворении нитрата калия наблюдается охлаждение, а при растворении гидроксида калия — нагревание.
2. Вычислите массовую долю (%) кристаллизационной воды в английской соли $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

§ 17

КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

Концентрация раствора определяется количеством вещества или массой растворенного вещества, содержащегося в определенном объеме или массе раствора (растворителя).

Способы выражения состава раствора довольно разнообразны.



Из курса химии 8 класса вам известно, что состав растворов выражают содержанием растворенного вещества в виде массовой доли.

Массовая доля растворенного вещества $w(\text{р. в.})$ (безразмерная величина, ее выражают в долях единицы или процентах) равна отношению массы растворенного вещества $m(\text{р. в.})$ к общей массе раствора $m(\text{р-ра})$:

$$w(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р-ра})} \quad (\text{в долях единицы})$$

$$w(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100\% \quad (\text{в процентах})$$

Массу раствора можно выразить через его объем (V) и плотность (ρ):

$$m(\text{р-ра}) = V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра})$$

$$w(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.})}{V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра})} \quad w(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.})}{V(\text{р-ра}) \cdot \rho(\text{р-ра})} \cdot 100\%$$

Для выражения концентрации растворов используют также молярную концентрацию.

Молярная концентрация растворенного вещества $c(\text{р. в.})$ — отношение количества вещества $\nu(\text{р. в.})$ к объему раствора $V(\text{р-ра})$, выраженному в литрах:

$$c(\text{р. в.}) = \frac{v(\text{р. в.})}{V(\text{р-ра})}$$

$$\text{Так как } v(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.})}{M(\text{р. в.})}, \text{ то } c(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.})}{M(\text{р. в.}) \cdot V(\text{р-ра})}$$

Единица молярной концентрации вещества — моль на литр (моль/л): $c(\text{HNO}_3) = 1$ моль/л; $c(\text{HNO}_3) = 0,5$ моль/л. Если в 1 л раствора содержится 1 моль растворенного вещества, то раствор называют одномолярным и обозначают 1 М. Раствор, в котором молярная концентрация вещества равна 0,1 моль/л, называют децимолярным (0,1 М), 0,01 моль/л — сантимольярным (0,01 М).



Задача. В 500 см³ раствора содержится 50 г гидроксида натрия. Определите молярную концентрацию растворенного вещества.

Решение

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 500 \text{ см}^3$$

$$m(\text{NaOH}) = 50 \text{ г}$$

Найти: $c(\text{NaOH})$

Молярную концентрацию растворенного вещества определяем по формуле:

$$c(\text{р. в.}) = \frac{m(\text{р. в.})}{M(\text{р. в.}) \cdot V(\text{р-ра})};$$

$$c(\text{NaOH}) = \frac{50 \text{ г}}{40 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л}} = 2,5 \text{ моль/л.}$$

Ответ: $c(\text{NaOH}) = 2,5$ моль/л, или 2,5 М.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Вычислите массу сульфата натрия в 5 л раствора ($\rho = 1,075$ г/см³), если массовая доля соли составляет 8%.
2. К 1 л раствора (плотность 1,092 г/см³) с массовой долей гидроксида калия 10% прибавили 0,5 л раствора (плотность 1,045 г/см³) с массовой долей гидроксида калия 5%. Вычислите массовую долю (%) гидроксида калия в полученном растворе.
3. Вычислите молярную концентрацию серной кислоты в растворе, в 200 см³ которого содержится 6,5 г кислоты.

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ



Из курса химии 8 класса вам известно, что по способности проводить электрический ток в водном растворе или расплаве вещества подразделяют на электролиты и неэлектролиты.

Электролиты — это вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток (обладают ионной проводимостью). Это соли, кислоты, основания. В электролитах имеются ионные или ковалентные сильнополярные связи.

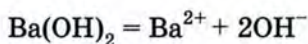
Неэлектролиты — это вещества, растворы и расплавы которых не проводят электрический ток (не обладают ионной проводимостью), например многие органические вещества (эфир, углеводы, бензол и др.). В молекулах этих веществ действуют ковалентные неполярные или малополярные связи.

Электролитическая диссоциация — это распад электролита на ионы при растворении его в воде или расплавлении.

ДИССОЦИАЦИЯ ЭЛЕКТРОЛИТОВ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ

В зависимости от степени полярности связи в электролите процесс электролитической диссоциации может быть необратимым или обратимым.

Диссоциация в воде ионных соединений и веществ с ковалентными сильнополярными связями является *необратимым* процессом:



Такие вещества относят к *сильным электролитам*. В водном растворе сильного электролита находятся только его гидратированные ионы.

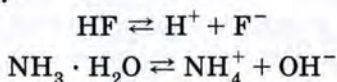
К сильным электролитам относят:

- ♦ почти все соли;

♦ многие неорганические кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI ;

♦ гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов.

Диссоциация веществ с менее полярной связью является обратимым процессом:



Такие вещества относят к *слабым электролитам*. Раствор слабого электролита содержит как исходные молекулы, так и продукты диссоциации — гидратированные ионы.

Слабыми электролитами являются:

♦ почти все органические кислоты и вода;

♦ некоторые неорганические кислоты: HF , H_2S , H_3PO_4 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_2SO_3 и др.;

♦ некоторые нерастворимые гидроксиды металлов: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и др., а также гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ



Растворы сильных электролитов содержат положительно и отрицательно заряженные ионы. В растворах слабых электролитов имеются как ионы, так и молекулы. Согласно теории электролитической диссоциации, реакции в растворах электролитов протекают между ионами или между ионами и молекулами, что определяется природой электролита. Если такие реакции не сопровождаются изменением степеней окисления атомов, то их называют *реакциями ионного обмена*. Реакции ионного обмена сопровождаются *удалением из раствора тех или иных ионов вследствие образования малодиссоциирующих соединений (слабых электролитов), малорастворимых веществ (осадков), легколетучих соединений (газов)*, т. е. *эти реакции протекают в направлении наиболее прочного связывания ионов*.

Реакции обмена в растворе принято записывать тремя уравнениями: молекулярным, полным ионно-молекулярным и кратким ионно-молекулярным.

Алгоритм составления ионно-молекулярного уравнения реакции

1. Составить молекулярное уравнение реакции и подобрать коэффициенты.

2. Найти среди продуктов реакции вещество, образование которого вызывает ее протекание. Это может быть осадок, тогда справа от его формулы нужно поставить стрелку, направленную вниз ($\downarrow$), газ — в этом случае надо поставить стрелку, направленную вверх ($\uparrow$), или слабый электролит.

3. Указать в молекулярном уравнении под формулой каждого вещества силу кислот и оснований, растворимость средних солей.

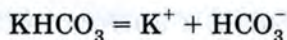
4. Составить полное ионно-молекулярное уравнение, зная, что в виде ионов записывают только:

♦ *сильные кислоты* (HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr , HI);

♦ *сильные основания* (гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов);

♦ *растворимые средние соли* (см. таблицу растворимости).

Кислые соли, как правило, растворимы. В ионно-молекулярных уравнениях их записывают с учетом диссоциации только по первой ступени:



Малорастворимые, газообразные и малодиссоциирующие вещества записывают в виде молекул.

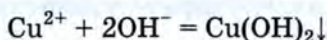
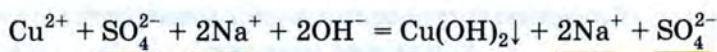
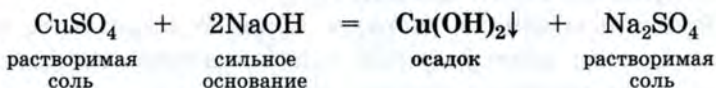
5. Исключить из обеих частей ионно-молекулярного уравнения формулы одинаковых ионов, т. е. ионов, не участвующих в реакции (подчеркнуть их).

6. Выписать формулы оставшихся ионов и в результате получить краткое ионно-молекулярное уравнение, которое выражает сущность данной реакции.



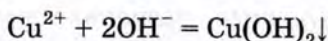
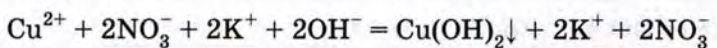
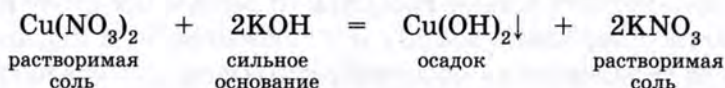
Задание. Составьте молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции между растворами сульфата меди(II) и гидроксида натрия.

Решение



Краткое ионно-молекулярное уравнение показывает, что осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ образуется при сливании любого раствора, содержащего ионы Cu^{2+} , с любым раствором, содержащим ионы OH^- .

Так, если вместо раствора сульфата меди(II) взять раствор хлорида или нитрата меди(II) и т. д., а вместо раствора гидроксида натрия воспользоваться раствором гидроксида калия или бария, то краткое ионно-молекулярное уравнение реакции будет таким же, как и в предыдущем примере:

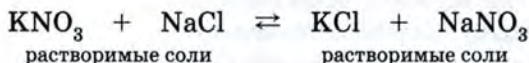


Следовательно, краткое ионно-молекулярное уравнение в отличие от молекулярного уравнения химической реакции относится не к одной какой-нибудь реакции между конкретными веществами, а к целой группе аналогичных реакций, т. е. имеет более общий характер.

РЕАКЦИИ, НЕ ПРОТЕКАЮЩИЕ В РАСТВОРЕ

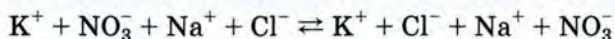
Если исходными веществами являются сильные электролиты и при их смешивании не образуются малодиссоциирующие, нерастворимые и газообразные вещества, то *такие реакции не протекают в растворе*.

Например:



В данной реакции не образуется ни осадок, ни газ, ни слабый электролит.

Полное ионно-молекулярное уравнение:



Краткое ионно-молекулярное уравнение написать нельзя. Согласно теории электролитической диссоциации, реакция не

протекает, образуется равновесная система, в которой одновременно находятся все ионы. Уравнения таких реакций не пишут.



Лабораторный опыт 3

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА В РАСТВОРЕ

Пронумеруйте четыре пробирки. В первую пробирку налейте раствор карбоната натрия и хлороводородную кислоту, во вторую — растворы хлорида железа(III) и гидроксида натрия, в третью — ацетата натрия и серной кислоты, в четвертую — хлорида калия и сульфата натрия.

Объясните наблюдаемые явления и напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения протекающих реакций.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

Т 1. Обратимо диссоциируют все вещества набора:

а) HNO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$; в) H_2SO_4 , HClO_4 , H_2S ;

б) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, H_3PO_4 , HF ; г) H_2SiO_3 , MgCl_2 , HCl .

Напишите уравнения их диссоциации.

2. Укажите, какие из приведенных ниже пар веществ могут вступать в реакцию в водной среде:

а) карбонат калия и гидроксид бария;

б) фосфорная кислота и нитрат калия;

в) карбонат кальция и соляная кислота;

г) нитрат меди(II) и сульфат алюминия.

Напишите уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Объясните, почему они протекают.

3. Составьте по два различных молекулярных уравнения, которым соответствуют следующие ионно-молекулярные уравнения:

а) $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$;

б) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$.

Реакции с изменением степеней окисления атомов химических элементов

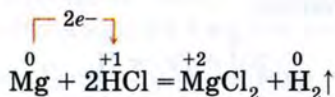
§ 19

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

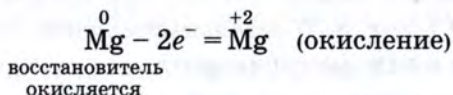


Реакции, протекающие с изменением степеней окисления атомов всех или некоторых элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называют **окислительно-восстановительными**.

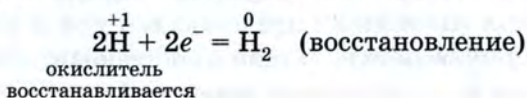
Степень окисления изменяется в результате перераспределения электронной плотности на атомах. Для упрощения на практике принято говорить о передаче электронов от одних частиц другим, например:



Вещество, в состав которого входит элемент, **повышающий** степень окисления, называют **восстановителем**. Восстановитель, отдавая электроны, **окисляется**:



Вещество, в состав которого входит элемент, **понижающий** степень окисления, называют **окислителем**. Окислитель, присоединяя электроны, **восстанавливается**:



Повышение и понижение степеней окисления атомов происходит одновременно. При этом общее число электронов, отдаваемых восстановителем, равно общему числу электронов, принимаемых окислителем.

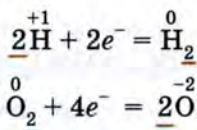
Вам известен один из методов составления уравнений окислительно-восстановительных реакций — *метод электронного баланса*.

Алгоритм составления уравнений окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса

1. Составить схему реакции, т. е. записать формулы исходных веществ и продуктов реакции.
2. Определить элементы, атомы которых изменили степень окисления в реакции. Найти среди исходных веществ окислитель и восстановитель.
3. Составить электронные уравнения процессов окисления и восстановления.



Если в формуле окислителя (восстановителя) или продукта его восстановления (окисления) указаны два атома, изменяющие степень окисления (H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2O , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и т. д.), то в электронном уравнении это надо учитывать:



При этом цифру «2» ставят внизу (в виде индекса) только в формулах простых веществ, молекулы которых двухатомны: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 и т. д. В остальных случаях цифру ставят перед формулой в виде коэффициента.

4. Составить схему электронного баланса. Для этого к электронным уравнениям необходимо подобрать множители так, чтобы число электронов, отдаваемых при окислении, было равно числу электронов, принимаемых при восстановлении. Найденные множители представляют собой коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя, их надо записать справа от электронных уравнений.

5. Перенести найденные коэффициенты в схему реакции и поставить их перед формулами продуктов окисления и восстановления, а затем — перед формулами окислителя и восстановителя.

6. Расставить коэффициенты перед формулами оставшихся веществ в следующей последовательности: вещества, содержащие: а) атомы *металлов и кислотные остатки* (если они принимают участие в реакции); б) атомы *водорода*; в) атомы *кислорода*.

7. Подсчитать число атомов кислорода в обеих частях схемы. Если оно окажется одинаковым, то коэффициенты определены правильно.

8. Заменить стрелку между частями схемы, указывающую только направление процесса, знаком равенства, указывающим на то, что закон сохранения массы веществ выполнен: число одних и тех же атомов в правой и левой частях уравнения одинаково.

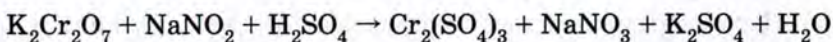
Некоторые окислительно-восстановительные реакции протекают в определенной среде: кислотной, щелочной или нейтральной. Обычно для создания кислотной среды добавляют серную кислоту (см. приведенное ниже задание). Соляную и азотную кислоты применяют реже, так как первая способна окисляться, а вторая сама является сильным окислителем и может вызывать побочные процессы. Для создания щелочной среды применяют гидроксиды натрия и калия, нейтральной — воду.



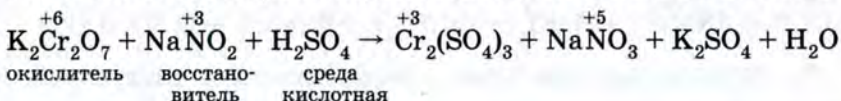
Задание. Составьте уравнение реакции окисления нитрита натрия дихроматом калия в кислотной среде.

Решение

1. Составляем схему реакции:



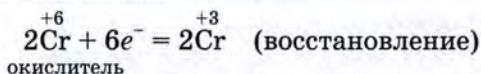
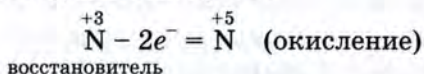
2. Определяем элементы, атомы которых изменили степень окисления, и находим окислитель и восстановитель:



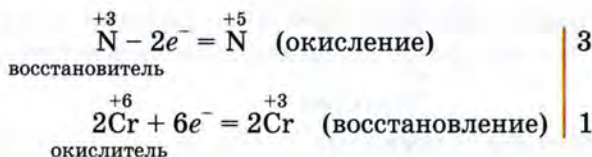
$\overset{+6}{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$ — окислитель за счет атома хрома в высшей степени окисления;

NaNO_2^{+3} обладает окислительно-восстановительной двойственностью за счет атома азота в промежуточной степени окисления, но так как $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ является сильным окислителем, то NaNO_2 в данном случае играет роль восстановителя.

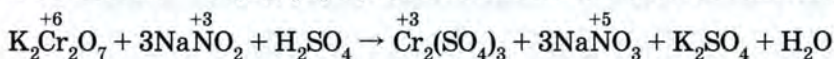
3. Составляем электронные уравнения процессов окисления и восстановления. Учитываем, что в формуле окислителя $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ указаны два атома хрома:



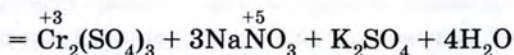
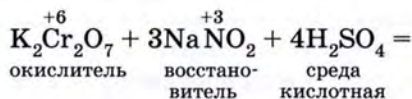
4. Составляем схему электронного баланса. Для этого подбираем множители — коэффициенты перед формулами окислителя и восстановителя. Восстановитель N^{+3} отдает два электрона, окислитель 2Cr^{+6} принимает шесть электронов. Находим наименьшее общее кратное. Оно равно шести. Делим наименьшее общее кратное на число отданных электронов, т. е. на два (для первого уравнения), и получаем коэффициент 3. Делим наименьшее общее кратное на число принятых электронов, т. е. на шесть (для второго уравнения), и получаем коэффициент 1. Следовательно, основными коэффициентами являются 3 и 1, их записываем справа:



5. Переносим найденные коэффициенты в схему реакции и ставим перед формулами продуктов окисления и восстановления, а затем — перед формулами окислителя и восстановителя:



6. Расставляем остальные коэффициенты в следующей последовательности: сначала уравниваем число атомов металлов и кислотных остатков, затем число атомов водорода и, наконец, — кислорода:



7. Проверяем число атомов кислорода в левой и правой частях схемы: в левой — 29, в правой — 29, т. е. коэффициенты определены верно.

8. Ставим между частями схемы знак равенства.



Лабораторный опыт 4

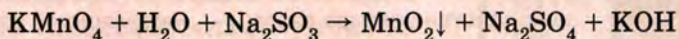
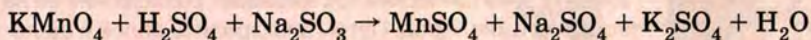
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

1. Внесите гранулу цинка в пробирку с раствором сульфата меди(II), объясните наблюдаемое.

2. К раствору хлорида железа(III) прилейте несколько капель раствора иодида калия. Что наблюдается?

Напишите уравнения проведенных реакций, составьте схемы электронного баланса, укажите окислители и восстановители, процессы окисления и восстановления.

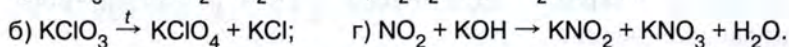
3. В четыре пронумерованные пробирки налейте 1–2 см³ разбавленного раствора перманганата калия. В первую пробирку добавьте несколько капель раствора серной кислоты, во вторую — концентрированного раствора гидроксида калия, в третью — воды, четвертую пробирку оставьте в качестве контрольной. Затем в первые три пробирки прилейте, осторожно взбалтывая, раствор сульфита натрия. Отметьте, как изменяется окраска раствора в каждой пробирке. К схемам реакций



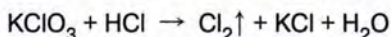
составьте схемы электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, среду, а также формулы продуктов восстановления перманганата калия в различных средах и их окраску.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Расставьте коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель для каждой реакции:



2. Вычислите количество вещества хлора, который выделится при взаимодействии 24,5 г бертолетовой соли с концентрированной соляной кислотой:



Подберите коэффициенты методом электронного баланса.

§ 20

ЭЛЕКТРОЛИЗ*

Электролиз — это совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита с погруженными в него электродами.

Действие электрического тока на различные вещества изучал английский ученый Г. Дэви.



Гемфри Дэви
(1778—1829)

Английский химик и физик. Один из основателей электрохимии. Он изучал электролиз воды и подтвердил, что электрический ток вызывает разложение ее на водород и кислород. Путем электролиза солей и щелочей получил калий, натрий, барий, кальций, стронций и магний. Открыл опьяняющее и обезболивающее действие оксида азота(I) — «веселящего газа» — и определил его состав. Установил каталитическое действие платины и палладия. Изобрел безопасную рудничную лампу.

* В непрофильных классах профилированных школ этот раздел подлежит изучению, но не включается в требования к уровню подготовки учащихся.

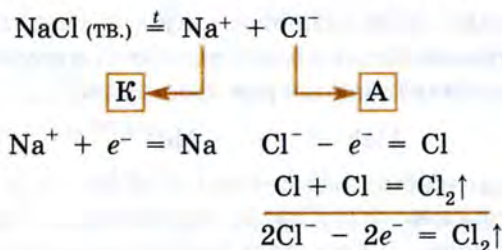
При электролизе за счет электрической энергии протекают химические реакции — *восстановление на катоде и окисление на аноде*.

Сущность электролиза изображают с помощью схемы, которая показывает диссоциацию электролита, направление движения ионов, процессы на электродах и выделяющиеся вещества.

ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВА ЭЛЕКТРОЛИТА С ИНЕРТНЫМИ ЭЛЕКТРОДАМИ

В расплаве электролита присутствуют только ионы, образовавшиеся при его диссоциации, они и участвуют в окислительно-восстановительном процессе.

Рассмотрим электролиз расплавленного хлорида натрия. В расплаве хлорид натрия находится в виде ионов Na^+ и Cl^- . При подключении электродов к источнику постоянного электрического тока ионы приобретают направленное движение — катионы Na^+ движутся к катоду (К) и принимают от него электроны, а анионы Cl^- — к аноду (А) и отдают электроны (рис. 26):



На катоде образуется металлический натрий, на аноде — газообразный хлор.

Если сложить уравнения полуреакций, протекающих на катоде и аноде (предварительно умножив первое на 2 для уравнивания числа электронов, участвующих в катодном и анодном процессах), то получим общее уравнение электролиза расплава хлорида натрия:

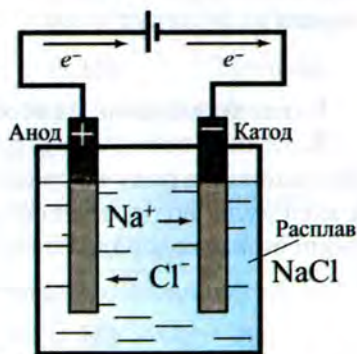
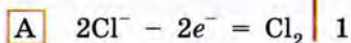
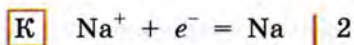


Рис. 26. Электролиз расплава хлорида натрия



ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНОГО РАСТВОРА ЭЛЕКТРОЛИТА С ИНЕРТНЫМИ ЭЛЕКТРОДАМИ

В отличие от расплава в растворе электролита присутствуют еще и молекулы воды, а также ионы H^+ и OH^- — продукты диссоциации воды. В связи с этим при электролизе раствора электролита возле катода и анода скапливаются конкурирующие друг с другом, а также с молекулами воды ионы.

Рассмотрим порядок восстановления катионов на катоде и окисления анионов на аноде.

Последовательность разрядки катионов на катоде зависит от положения металла в электрохимическом ряду напряжений (табл. 16):

1. Если у катода накапливаются катионы металла, который находится в ряду напряжений после водорода, и молекулы воды, то на катоде восстанавливаются ионы металла:



2. Если у катода накапливаются катионы металла, стоящего в начале ряда напряжений (от лития до алюминия включительно), и молекулы воды, то на катоде восстанавливаются ионы водорода из молекул воды:



Катионы металла не восстанавливаются, остаются в растворе.

3. Если у катода накапливаются катионы металла, который расположен в ряду напряжений между алюминием и водородом, и молекулы воды, то восстанавливаются и ионы металла, и частично ионы водорода из молекул воды:



4. Если в растворе находится смесь катионов разных металлов, то сначала восстанавливаются катионы менее активного металла.

5. При электролизе раствора кислоты на катоде восстанавливаются катионы водорода:

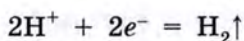


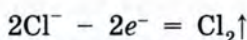
Таблица 16

Катодные процессы в водных растворах солей

Li, Rb, K, Ba, Sr, Ca, Na, Mg, Al	Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb	H_2	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
$2\text{H}_2\text{O} + 2e^- =$ $= \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}$ $2\text{H}_2\text{O} + 2e^- =$ $= \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$		$\text{Me}^{n+} + ne^- = \text{Me}$

Последовательность разрядки анионов на аноде зависит от природы аниона (табл. 17):

1. При электролизе растворов солей бескислородных кислот (кроме фторидов) на аноде окисляются анионы кислотных остатков:



2. При электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот и фторидов на аноде идет процесс окисления гидроксид-ионов из молекул воды:



3. При электролизе растворов щелочей окисляются гидроксид-ионы:

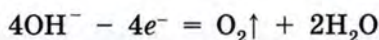


Таблица 17

Анодные процессы в водных растворах солей

Кислотный остаток (анион) A^{n-}	
бескислородной кислоты (Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} и др.)	кислородсодержащей кислоты (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} и др.) и F^-
Окисление аниона (кроме фторид-иона) $\text{A}^{n-} - ne^- = \text{A}$	В кислотной, нейтральной средах $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$ В щелочной среде $4\text{OH}^- - 4e^- = \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке:



Восстановительная активность уменьшается

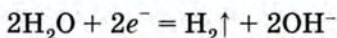
Рассмотрим электролиз водного раствора хлорида натрия:



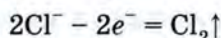
К

А

Na^+ и $\text{H}_2\text{O (H}^+)$ — конкурирующие частицы. Натрий в ряду напряжений стоит левее алюминия, поэтому на катоде восстанавливаются ионы водорода из молекул воды:



Cl^- и $\text{H}_2\text{O (OH}^-)$ — конкурирующие частицы. Хлорид-ион — остаток бескислородной кислоты, поэтому на аноде окисляются ионы хлора:



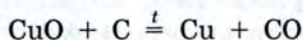
Общее уравнение электролиза раствора NaCl :



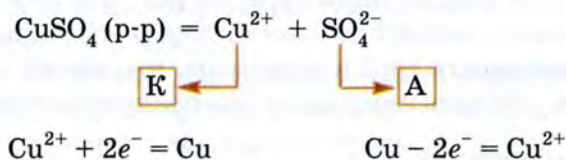
ПРИМЕНЕНИЕ ЭЛЕКТРОЛИЗА

В металлургической промышленности электролизом расплавов природных соединений получают активные металлы (калий, натрий, бериллий, магний, кальций, барий), электролизом растворов солей — такие металлы, как цинк, кадмий, кобальт. В химической промышленности электролиз используют для получения фтора, хлора, водорода, кислорода, гидроксидов натрия и калия, бертолетовой соли и других веществ.

Электролиз применяют для очистки некоторых металлов от примесей. Например, в промышленности медь получают восстановлением из оксида меди(II) углеродом (коксом):



При этом образуется загрязненная медь — «черновая», ее очищают от примесей *электролитическим рафинированием*. Для этой цели в качестве анода используют листы из черновой меди, в качестве катода — пластинки чистой меди, электролитом служит раствор сульфата меди(II). При прохождении электрического тока через электролит ионы меди из раствора восстанавливаются на катоде, а на медном аноде протекает обратный процесс — окисление атомов меди:



Таким образом, при использовании растворимого анода электролиз сводится к растворению металла анода и выделению его на катоде, при этом общее число ионов металла в растворе не изменяется.

Электролиз с растворимым анодом используют для нанесения металлических покрытий (из хрома, золота, никеля, серебра), что предохраняет металлические изделия от коррозии, придает им декоративный вид. При этом катодом является металлическое изделие, а анодом — металл, которым покрывают изделие. Электролитом служит раствор соли осаждаемого металла.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Составьте схемы электролиза расплавов хлорида кальция и гидроксида калия.
2. При электролизе расплава хлорида калия на аноде выделилось 44,8 л газа (н. у.). Составьте схему электролиза расплава соли. Определите количество вещества соли, подвергшейся электролизу.
- Т** 3. При электролизе раствора хлорида меди(II) на катоде выделилось 3,2 г металла, а на аноде — газ объемом (л, при н. у.):
 а) 0,28; б) 0,56; в) 1,12; г) 2,24.

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ*

Коррозия (от лат. *corrosio* — разъедание) — это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов в результате взаимодействия с окружающей средой.

Коррозия металлов — необратимый процесс. Она наносит большой ущерб экономике. В результате коррозии металлы становятся менее прочными и менее пластичными, нарушается герметичность труб и аппаратов, что может привести к утечке нефти, бензина или газа, порче продуктов питания.

ВИДЫ КОРРОЗИИ

В зависимости от условий, в которых протекает коррозия, и механизма взаимодействия металлов с окружающей средой различают химическую и электрохимическую коррозию.

Химическая коррозия протекает в сухих газах (*газовая коррозия*) при повышенной температуре и не сопровождается возникновением электрического тока. Газовой коррозии подвергаются металлы при термической обработке (ковка, прокат), детали двигателей внутреннего сгорания, арматура печей и т. д.

Отличительная особенность химической коррозии — образование продуктов коррозии (например, оксидных пленок) непосредственно в местах соприкосновения металла с агрессивной средой. По этой причине скорость коррозионного процесса определяется не только природой металла, но и свойствами образовавшихся оксидных пленок. Например, на поверхности щелочных и щелочно-земельных металлов в процессе окисления кислородом воздуха образуются толстые рыхлые оксидные пленки, через которые свободно проникает кислород, поэтому они не защищают металл от разрушения. На поверхности же цинка, алюминия, никеля, хрома и некоторых других металлов формируются сплошные тонкие и эластичные оксидные пленки, которые изолируют металл от агрессивной среды. Именно эти металлы применяют в качестве легирующих добавок к стали

* В непрофильных классах профилированных школ этот раздел подлежит изучению, но не включается в требования к уровню подготовки учащихся.

и для нанесения защитных покрытий на изделия, работающие в условиях газовой коррозии.

Химическая коррозия протекает не только в сухих газах, но и в жидких неэлектролитах (бензин, керосин, сероуглерод и т. д.), например коррозия бензобаков, нефтепроводов, нефтехимического оборудования.

Электрохимическая коррозия протекает в растворах электролитов (кислоты, основания, соли, морская и речная вода, влажная почва, атмосфера влажного газа) и сопровождается возникновением электрического тока.

Для выяснения механизма электрохимической коррозии рассмотрим два примера: растворение в кислоте чистого цинка и цинка, который находится в контакте с медью.

1. Известно, что большинство химически чистых металлов устойчивы к воздействию внешней среды. Так, если химически чистый цинк поместить в соляную кислоту, то сначала реакция протекает быстро, а затем постепенно замедляется. Это обусловлено тем, что ионы цинка переходят в раствор и образуют у поверхности металла слой положительно заряженных ионов, который служит барьером, препятствующим проникновению одноименно заряженных ионов водорода к поверхности металла. Кроме того, при растворении цинка на его поверхности в кристаллической решетке накапливаются электроны (рис. 27а), которые затрудняют дальнейший переход поверхностных ионов цинка в раствор. Это и приводит к постепенному замедлению взаимодействия цинка с кислотой.

2. Если же цинк находится в контакте с медью, то растворение цинка ускоряется. В ряду напряжений металлов медь находится после водорода и с кислотами, которые являются окислителями за счет ионов водорода H^+ , не взаимодействует, поэтому в кри-

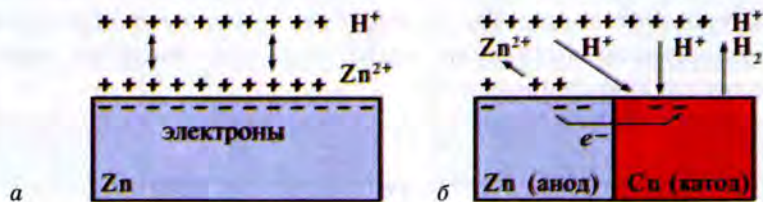
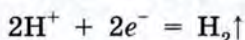


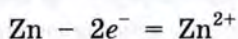
Рис. 27. Растворение в кислоте: а — чистого цинка; б — цинка в контакте с медью

таллической решетке меди (в отличие от цинка) свободные электроны не накапливаются. При контакте этих двух металлов свободные электроны цинка переходят на поверхность меди и беспрепятственно восстанавливают ионы водорода (рис. 276):



Следовательно, в этом случае наряду с *химическими* процессами (отдача электронов) протекают и *электрические* (перенос электронов от одного металла к другому).

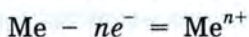
В результате перетекания избыточных электронов на поверхность меди цинк снова окисляется, т. е. его ионы переходят в раствор:



Вновь появившиеся избыточные электроны перемещаются к меди и т. д. Кроме того, поверхностные ионы цинка теперь не удерживаются электростатическим притяжением электронов и распределяются по раствору, поэтому цинк в контакте с медью взаимодействует с кислотой быстрее. Таким образом, усиление коррозии цинка в контакте с медью объясняется возникновением короткозамкнутого гальванического элемента, в котором цинк выполняет роль анода, а медь — катода.

Аналогично происходит коррозия и других металлов, которые, как правило, неоднородны и содержат те или иные примеси. В присутствии электролитов одни участки поверхности металла играют роль анода, другие — катода.

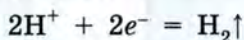
На *аноде* происходит окисление атомов металла:



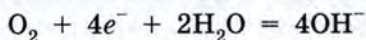
При этом на металле остаются избыточные электроны.

Роль анода выполняет более активный металл.

На *катоде* частицы окислителя принимают электроны, которые поступают с анода. Так, в кислотах в качестве окислителя преимущественно выступают ионы водорода, тогда на катоде протекает следующий процесс:



В нейтральной среде в качестве окислителя преимущественно выступает растворенный кислород:



Роль катода выполняют менее активный металл или примесные включения.

Приблизительно можно считать, что скорость разрушения металла тем больше, чем дальше друг от друга расположены соприкасающиеся металлы в ряду напряжений.

При электрохимической коррозии, в отличие от химической, продукты коррозии (например, осадок) образуются не на поверхности корродирующего металла, а в объеме раствора.

ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

Существуют различные способы защиты металлов от коррозии.

Один из них — *легирование металлов*, т. е. получение сплавов, которые устойчивы к коррозии (например, нержавеющей стали, содержащей до 18% хрома и до 10% никеля).

Изоляция металла от окружающей среды достигается применением защитных покрытий. Различают три вида покрытий: *неметаллические* (покрытия лаками, красками, эмалями и т. д.), *химические* (фосфатные, оксидные, нитридные и т. д., образующиеся на поверхности металла при его обработке соответствующими веществами), *металлические* (образуются при никелировании, хромировании, лужении — покрытия оловом).

В зависимости от роли, которую выполняет металлическое покрытие относительно защищаемого металла, различают анодные и катодные покрытия.

Если защищаемый металл покрыт менее активным металлом, то это *катодное покрытие*. Например, для железа катодным служит оловянное покрытие. При нарушении целостности катодного покрытия в среде электролита возникает гальванический элемент, в котором анод — железо — разрушается, а катод — олово — остается защищенным (рис. 28а).

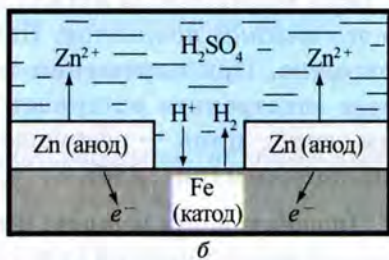
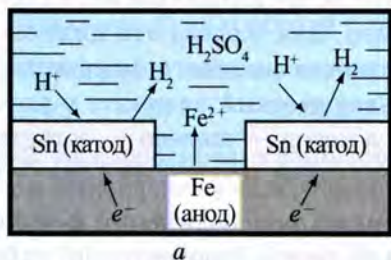
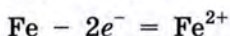
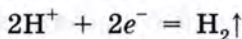


Рис. 28. Схема коррозии железа в кислой среде:
а — луженого; б — оцинкованного

На аноде происходит окисление атомов железа:

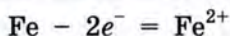


На катоде (олово) в кислотной среде восстанавливаются ионы водорода:

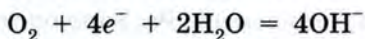


В анодном пространстве накапливаются ионы железа, в катодном — ионы кислотного остатка, в результате этого в растворе увеличивается концентрация растворимой соли железа(II).

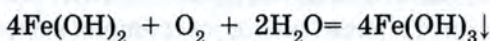
В нейтральной среде (влажный воздух, вода) в присутствии кислорода на аноде также окисляются атомы железа:



На катоде восстанавливается кислород:



В растворе образуется гидроксид железа(II), который в присутствии кислорода окисляется в гидроксид железа(III):



Уменьшение влажности (высыхание продуктов коррозии) приводит к частичной дегидратации гидроксида железа(III), в результате образуется ржавчина, состав которой условно записывают формулой $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

В связи с этим катодное покрытие применяется там, где исключается вероятность его механического нарушения, например на внутренней поверхности консервных банок.

Если защищаемый металл покрыт более активным металлом, то это *анодное покрытие*. Например, для железа это цинковое покрытие. При нарушении целостности анодного покрытия в среде электролита возникает гальванический элемент, в котором анод — цинк — разрушается, а катод — железо — остается защищенным (рис. 28б).

Протекторная защита основана на присоединении к защищаемой металлической конструкции листов (протекторов) из более активного металла (рис. 29). В образовавшейся гальваниче-

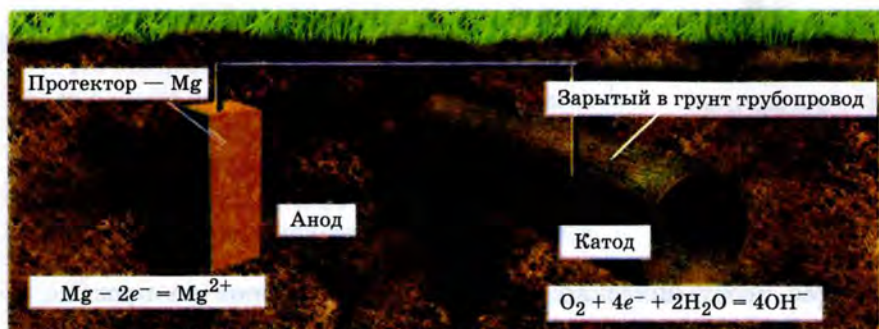


Рис. 29. Протекторная защита трубопровода от коррозии

ской паре протектор выполняет роль анода, а защищаемая конструкция — катода. Протектор разрушается, предохраняя защищаемый металл. В качестве протектора используют изделия из цинка, магниевых сплавов. Данным методом защищают трубопроводы и емкости, находящиеся под землей, корпуса морских судов и корабельные винты.

Изменение свойств агрессивной среды достигается двумя путями: 1) удалением из нее веществ, которые усиливают коррозию металлов (например, кислород можно удалить кипячением); 2) добавлением веществ, которые замедляют коррозию, — *ингибиторов*. Например, в нейтральной среде в качестве ингибиторов можно использовать некоторые соли органических кислот, а также фосфаты, карбонаты, силикаты натрия и др.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Чем химическая коррозия отличается от электрохимической?
2. Коррозия железа усиливается при его контакте с:
 - а) Pb;
 - б) Zn;
 - в) Mg;
 - г) Mn.
3. Не корродирует в растворе серной кислоты за счет образования защитной пленки на его поверхности:
 - а) Zn;
 - б) Mg;
 - в) Fe;
 - г) Pb.
4. Составьте схемы процессов коррозии оцинкованного железа при нарушении целостности покрытия в кислотной и нейтральной средах.

Сложные неорганические вещества

Все неорганические вещества подразделяют на простые и сложные (неорганические соединения). Неорганические соединения делят на классы. Каждый класс объединяет вещества, сходные по составу и свойствам. Зная особенности классов соединений, можно охарактеризовать свойства отдельных их представителей. Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, основания, кислоты и соли.

В данном разделе приведены обобщенные и углубленные сведения о классификации и свойствах неорганических соединений важнейших классов.

§ 22

ОКСИДЫ



Оксиды — это соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2 . Состав оксидов выражается общей формулой $\text{Э}_x\text{O}_y$, где Э — любой элемент. Числовые значения x и y определяются степенью окисления элемента.

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Оксиды могут быть твердыми (MgO , Fe_2O_3 , P_2O_5 , CaO), жидкими (SO_3 , H_2O) и газообразными (CO_2 , SO_2). Они обладают разнообразной окраской: оксид меди(II) CuO — черный, оксид цинка ZnO — белый, оксид свинца(II) PbO — желтый, оксид азота(III) N_2O_3 — синий, оксид хрома(VI) CrO_3 — ярко-красный и т. д.

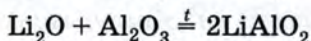
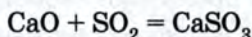
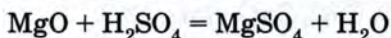
КЛАССИФИКАЦИЯ И ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

По химическим свойствам оксиды классифицируют на *солеобразующие* и *несолеобразующие*. Последним не соответствуют кислотные гидроксиды, они не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями, следовательно, не образуют солей. К ним относятся оксиды SiO , N_2O , NO , CO и др. Солеобразующие оксиды делят на основные, кислотные и амфотерные.

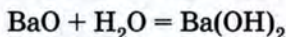
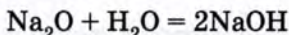
Основные оксиды — это оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют основания, например:



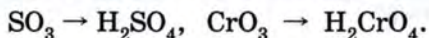
Основные оксиды образуют только металлы, как правило, в степени окисления +1 и +2 (исключения — BeO , CuO , ZnO , SnO , PbO). Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, кислотными и амфотерными оксидами:



Оксиды активных металлов (щелочных и щелочно-земельных — Ca , Sr , Ba) взаимодействуют с водой с образованием щелочей:

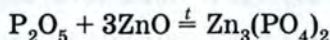
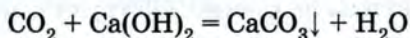


Кислотные оксиды — это оксиды, которым в качестве гидроксидов соответствуют кислоты, например:

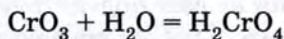
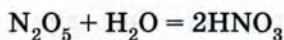


Кислотные оксиды образуют все неметаллы независимо от степени окисления (исключения — несолеобразующие оксиды CO , NO , N_2O , SiO и др.) и металлы в степени окисления +5 и выше.

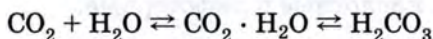
Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями, основными и амфотерными оксидами:



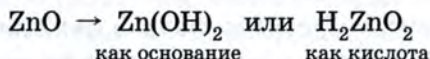
Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой с образованием кислот (*исключение — SiO_2*):



Оксиды углерода(IV) и серы(IV) реагируют с водой обратимо:

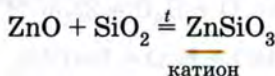
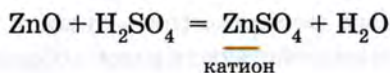


Амфотерные оксиды — это оксиды, которым соответствуют гидроксиды, проявляющие свойства как оснований, так и кислот, например:

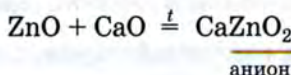
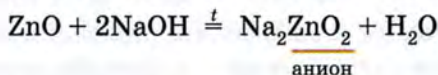


Амфотерные оксиды образуют только металлы и, как правило, в степени окисления +3 и +4. Амфотерными являются также оксиды BeO , CuO , ZnO , SnO , PbO .

Амфотерные оксиды проявляют свойства как основных, так и кислотных оксидов. *Как основные* они взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами, образуя соли *катионного* типа:



Как кислотные они взаимодействуют при сплавлении с твердыми основаниями (щелочами) и основными оксидами, образуя соли *анионного* типа:



Амфотерные оксиды не взаимодействуют с водой.

Таким образом, с повышением степени окисления атомов элемента усиливаются кислотные свойства его оксидов и гидроксидов:

$\overset{+2}{\text{CrO}}$
основный оксид

$\overset{+3}{\text{Cr}_2\text{O}_3}$
амфотерный оксид

$\overset{+6}{\text{CrO}_3}$
кислотный оксид

$\text{Cr}(\text{OH})_2$
основный гидроксид
(основание)

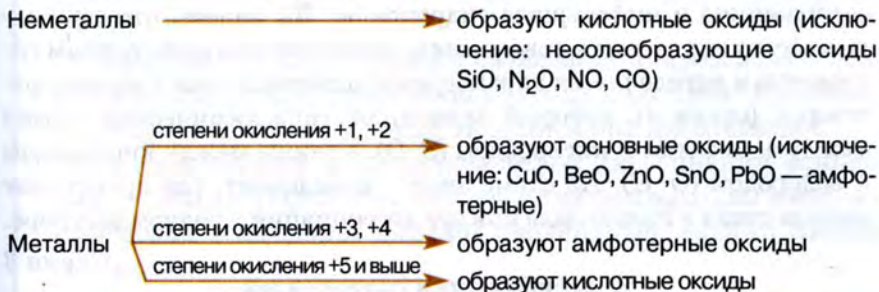
$\text{Cr}(\text{OH})_3$
 H_3CrO_3
амфотерный
гидроксид

H_2CrO_4
кислотный
гидроксид

Итак, характер свойств оксида зависит от того, атомы какого элемента и в какой степени окисления его образуют (схема 3).

Состав и свойства оксидов

Схема 3



Лабораторный опыт 5

РАСПОЗНАВАНИЕ ОКСИДОВ

С помощью химических реакций распознайте оксид кальция и оксид цинка. Составьте уравнения соответствующих реакций в кратком ионно-молекулярном виде.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

- Т 1.** Вода реагирует с каждым оксидом набора:
а) NO , CaO , SO_3 ; в) N_2O_5 , BaO , SiO_2 ;
б) BaO , SO_3 , N_2O_5 ; г) CO , CaO , SO_3 .
Напишите уравнения реакций воды с оксидами этого набора.
- Т 2.** Гидроксид натрия реагирует в растворе с каждым оксидом набора:
а) CaO , CO_2 , Al_2O_3 ; в) BeO , MgO , SiO_2 ;
б) Al_2O_3 , N_2O_5 , BeO ; г) NO , Al_2O_3 , BeO .
Напишите уравнения этих реакций в ионно-молекулярном виде.

3. Для полного растворения 0,05 моль оксида меди(II) использовано 300 г раствора серной кислоты. Определите массовую долю сульфата меди(II) в полученном растворе.

§ 23

ГИДРОКСИДЫ

КЛАССИФИКАЦИЯ ГИДРОКСИДОВ

Гидроксиды — это соединения, содержащие гидроксид-ионы OH^- . Гидроксиды подразделяют на основания, кислоты (кислородсодержащие) и амфотерные гидроксиды. Вы знаете, что принадлежность гидроксида к основаниям, кислотам или амфотерным гидроксидам определяется характером его диссоциации в водных растворах (схема 4), который зависит от типа химических связей между элементом и кислородом ($\text{Э}-\text{O}$), а также между кислородом и водородом ($\text{O}-\text{H}$). На схеме знак $\times$ показывает, где происходит разрыв связи в гидроксиде при его диссоциации в водном растворе.

Схема 4

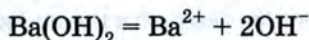
Классификация гидроксидов в зависимости от характера их диссоциации



ДИССОЦИАЦИЯ ОСНОВАНИЙ



Растворимые в воде основания являются сильными электролитами (исключение — раствор аммиака) и при растворении в воде они практически полностью диссоциируют на катионы металла и гидроксид-ионы:



Слабые многокислотные основания диссоциируют ступенчато:

$\text{Mg}(\text{OH})_2 \rightleftharpoons \text{MgOH}^+ + \text{OH}^-$ I степень; гидроксокатион MgOH^+ образует основные соли, например $(\text{MgOH})_2\text{SO}_4$

$\text{MgOH}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$ II степень; катион Mg^{2+} образует средние соли, например MgSO_4

Ступенчатая диссоциация многокислотных оснований обуславливает образование двух видов солей: основных и средних.

Щелочи обладают общими свойствами (окрашивают лакмус в синий цвет, мылкие на ощупь и др.), которые обусловлены гидроксид-ионами, образующимися при диссоциации.

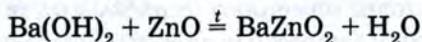
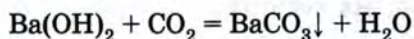
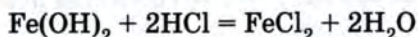
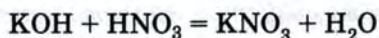
В свете теории электролитической диссоциации **основания** — это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве анионов отщепляют только гидроксид-ионы.

Таким образом, свойства оснований, которые они проявляют в водных растворах, — это свойства гидроксид-ионов.

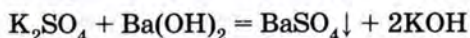
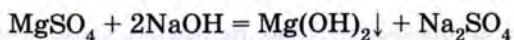
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

1. Водные растворы щелочей изменяют окраску индикаторов. Нерастворимые основания на индикаторы практически не действуют (исключение — $\text{Mg}(\text{OH})_2$).

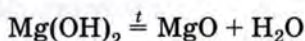
2. Основания, как и основные оксиды, взаимодействуют с кислотами (в реакцию нейтрализации вступают как растворимые, так и нерастворимые основания), кислотными и амфотерными оксидами, образуя соли:



3. Щелочи реагируют с растворимыми солями, если образуются нерастворимые в воде новое основание или новая соль:



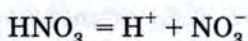
4. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются с образованием оксидов:



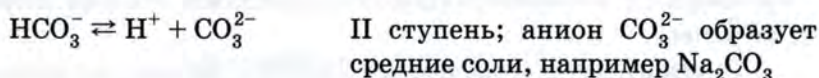
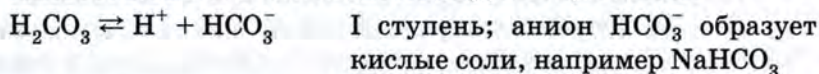
ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ



Кислоты в водных растворах диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотного остатка:



Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато:



Ступенчатая диссоциация многоосновных кислот обуславливает образование двух видов солей: кислых и средних.

Кислоты обладают общими свойствами: они нейтрализуют основания, окрашивают лакмус в красный цвет, при взаимодействии с металлами выделяют водород (исключение — азотная и концентрированная серная кислоты), имеют кислый вкус и др., эти свойства обусловлены положительно заряженными ионами H^+ , образующимися при диссоциации.

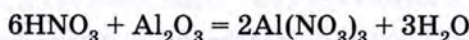
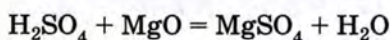
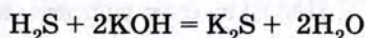
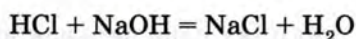
В свете теории электролитической диссоциации **кислоты** — это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов отщепляют только ионы водорода.

Таким образом, *свойства кислот, которые они проявляют в водных растворах, — это свойства ионов водорода.*

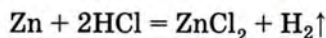
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

1. Растворы кислот изменяют окраску индикаторов.

2. Кислоты, как и кислотные оксиды, взаимодействуют со всеми основаниями (реакция нейтрализации), основными и амфотерными оксидами, образуя соли и воду:

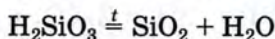
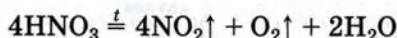


3. Кислоты (исключение — азотная и концентрированная серная кислоты*) взаимодействуют с металлами, расположенными в ряду напряжений *до водорода*, с образованием соли и выделением водорода:

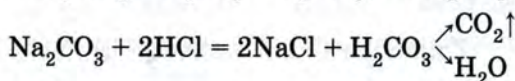
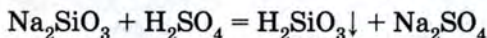
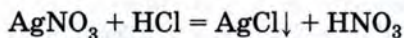


В этих реакциях окислителями являются ионы водорода.

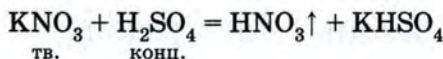
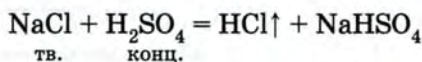
4. Некоторые кислоты при нагревании разлагаются:



5. Кислоты вступают в реакции обмена с солями, если образующая соль относится к нерастворимым веществам или образующая кислота — к нерастворимым, слабым или непрочным кислотам:



6. Сильные кислоты вытесняют более слабые или более летучие из их солей. Так, нелетучая концентрированная серная кислота вытесняет летучие из их солей. Например:



* Реакции этих кислот с металлами рассматриваются в главе VII «Простые вещества».

В приведенных реакциях одна сильная кислота (H_2SO_4) вытесняет другую (HCl , HNO_3) за счет разницы в летучести. *Подобные реакции в водной среде не протекают.*

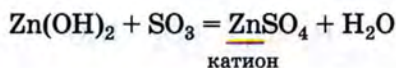
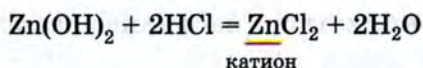
АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Амфотерным оксидам соответствуют *амфотерные гидроксиды*.

В воде амфотерные гидроксиды практически не диссоциируют на ионы.

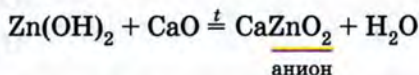
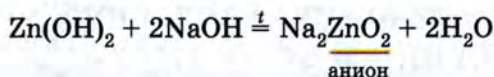
В зависимости от условий реакции они могут проявлять свойства как *нерастворимых в воде оснований*, так и *нерастворимых в воде кислот*.

1. Как основания они взаимодействуют с кислотами и кислотными оксидами, образуя соли *катионного* типа:

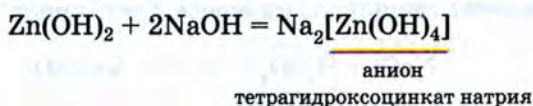


2. Как кислоты они взаимодействуют с основаниями и основными оксидами, образуя соли *анионного* типа.

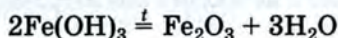
При сплавлении со щелочами и основными оксидами они образуют средние соли:



При взаимодействии с растворами щелочей амфотерные гидроксиды образуют растворимые комплексные соли:



3. Амфотерные гидроксиды при нагревании разлагаются:





Лабораторный опыт 6

РАСПОЗНАВАНИЕ КАТИОНОВ НАТРИЯ, МАГНИЯ И ЦИНКА

Одним реактивом распознайте, в какой из пробирок находятся растворы солей: хлорида натрия, хлорида магния и хлорида цинка.

Напишите уравнения реакций, соблюдая последовательность распознавания, в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

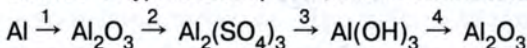
ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

Т 1. Гидроксид натрия реагирует в растворе с каждым веществом набора:

- а) $\text{Al}(\text{OH})_3$, CO , CuCl_2 , HCl ; в) KNO_3 , ZnO , H_2SO_4 , CO_2 ;
б) $\text{Al}(\text{OH})_3$, HNO_3 , SiO_2 , CuCl_2 ; г) CaO , HNO_3 , SO_2 , ZnO .

Напишите уравнения реакций гидроксида натрия с веществами этого набора.

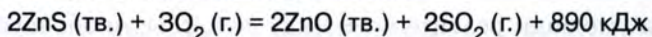
2. Составьте уравнения реакций в соответствии со схемой превращений:



Для реакций 2, 3 напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

3. К раствору сульфата меди(II) прилили 250 г 8%-ного раствора гидроксида натрия. Рассчитайте массу образовавшегося осадка.

4. По термохимическому уравнению



рассчитайте количество теплоты, которое выделится при обжиге 164 кг сульфида цинка.

5. Оксид цинка обработали раствором объемом 215 см^3 ($\rho = 1,14 \text{ г/см}^3$) с массовой долей серной кислоты 20%. Рассчитайте массу образовавшейся соли.

§ 24

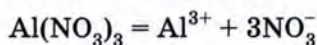
СОЛИ

В зависимости от состава катионов и анионов различают *средние, кислые и основные соли*.



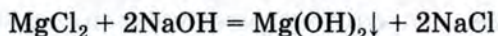
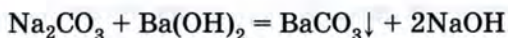
Средние соли содержат ионы металла и кислотного остатка (Na_2SO_4 , CaCO_3).

В свете теории электролитической диссоциации *средние соли — это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков:*

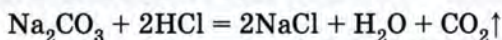
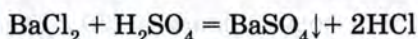


Рассмотрим химические свойства средних солей.

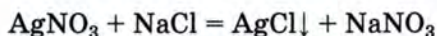
1. Растворимые соли взаимодействуют со щелочами с образованием соли и основания, если один из продуктов реакции нерастворим:



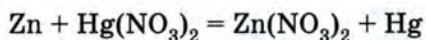
2. Соли реагируют с кислотами с образованием соли и кислоты, если образуется осадок, газ или слабодиссоциирующее вещество:



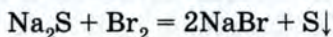
3. Растворимые соли реагируют между собой, если образуется нерастворимая соль:



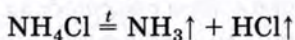
4. Растворимые соли взаимодействуют с металлами. Металлы, начиная с магния, вытесняют следующие за ними в ряду напряжений из растворов их солей:



5. Растворимые соли бескислородных кислот взаимодействуют с некоторыми неметаллами. Более активный неметалл вытесняет менее активный из раствора его соли:



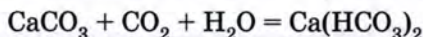
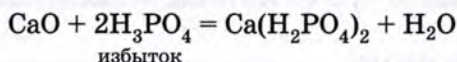
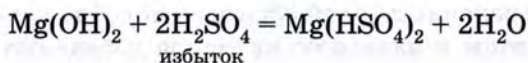
6. Некоторые соли при нагревании разлагаются:



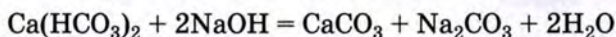
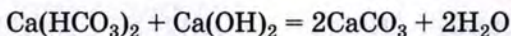
КИСЛЫЕ СОЛИ

Кислые соли содержат кислотные остатки, в составе которых есть водород (NaHSO_4 , KH_2PO_4).

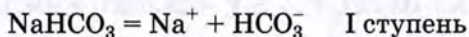
Кислые соли можно получить действием избытка *многоосновной* кислоты на основания, оксиды (основные или амфотерные), а также на средние соли *многоосновных* кислот:



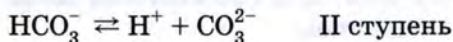
Кислую соль можно перевести в среднюю. Для этого ее нужно нейтрализовать. При нейтрализации тем же основанием, которое образует данную соль, получают одну среднюю соль, а при нейтрализации другим основанием — две средние соли. Для перевода кислой соли в среднюю *предпочтительно брать растворимое основание*:



Кислые соли диссоциируют *ступенчато*. Диссоциация по первой ступени идет по типу сильного электролита с образованием катионов металла и анионов кислотного остатка, содержащего водород:



При диссоциации по второй ступени (протекает слабее, чем по первой) образуются катион водорода и анион кислотного остатка:



Следовательно, *кислые соли* — это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов образуют ионы металла и водорода, а в качестве анионов — ионы кислотного остатка. Кислые соли, как правило, растворимы в воде.

ОСНОВНЫЕ СОЛИ

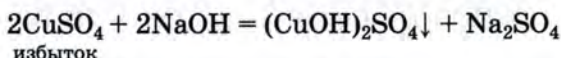
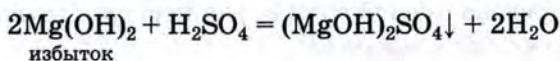
Основные соли состоят из катионов металла, связанных с одним или несколькими гидроксид-ионами, и кислотных остатков (ZnOHNO_3 , $\text{Al(OH)}_2\text{NO}_3$).

Названия основных солей образуют подобно названиям средних, но при этом к названию катионов добавляют часть слова *гидроксо-*, указывающую на наличие незамещенных гидроксид-ионов:

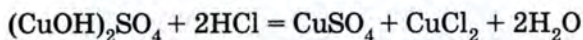
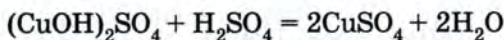
ZnOHNO_3 — нитрат **гидроксоцинка**

$\text{Al(OH)}_2\text{NO}_3$ — нитрат **дигидроксоалюминия**

Основные соли получают действием кислоты на избыток *многокислотного основания* или добавлением щелочи к избытку раствора средней соли *многокислотного основания*:

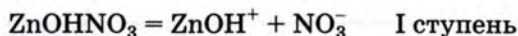


Основную соль можно перевести в среднюю. Для этого ее нужно нейтрализовать. При нейтрализации той же кислотой, которая образует данную соль, получают одну среднюю соль, а при нейтрализации другой кислотой — две средние соли:



Основные соли диссоциируют *ступенчато*.

Первая ступень диссоциации сопровождается образованием аниона кислотного остатка и сложного катиона, состоящего из металла и гидроксид-ионов:



Вторая ступень диссоциации — отщепление гидроксид-ионов от сложного катиона ZnOH^+ :



Таким образом, **основные соли** — это электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов образуют ионы металла, а в качестве анионов — ионы кислотного остатка и гидроксид-ионы.

Большинство основных солей малорастворимы в воде.



Рис. 30.
Прибор для
получения
углекислого
газа

Лабораторный опыт 7

ПОЛУЧЕНИЕ КИСЛОЙ СОЛИ

Налейте в пробирку 2–3 см³ раствора гидроксида кальция (известковой воды). Пропустите в раствор углекислый газ из аппарата, изображенного на рис. 30. Вначале образуется нерастворимая в воде средняя соль — карбонат кальция. Продолжайте пропускать углекислый газ до полного растворения осадка. Объясните причину его растворения. Напишите уравнения протекающих реакций.

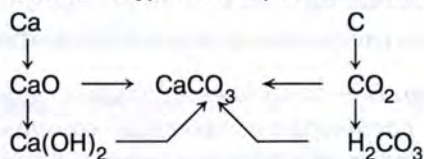
Лабораторный опыт 8

ПОЛУЧЕНИЕ ОСНОВНОЙ СОЛИ

В две пробирки налейте по 2–3 см³ раствора сульфата меди(II). Затем в одну из пробирок добавьте такой же объем раствора гидроксида натрия, а во вторую — 2–3 капли. Содержимое пробирок встряхните. Что вы наблюдаете? Напишите уравнения протекающих реакций, укажите формулы продуктов реакций и их окраску.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Составьте уравнения реакций в соответствии со схемой превращений:



Можно ли сделать вывод о том, что данные превращения иллюстрируют генетическую связь между важнейшими классами неорганических соединений?

2. Вычислите количество вещества гидросульфата натрия, который образуется при смешивании избытка раствора серной кислоты и 100 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 8%.
3. Для определения массовой доли оксида кальция в смеси его с карбонатом кальция образец смеси массой 0,8 г обработали избытком соляной кислоты. В результате выделился газ объемом 112 мл (н.у.). Определите массовую долю оксида кальция в смеси.

§ 25

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

СУЩНОСТЬ ПРОЦЕССА ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ

Проведем следующий опыт. В четыре пробирки нальем дистиллированную воду и по 2–3 капли раствора лакмуса. Одну пробирку оставим в качестве контрольной, а в остальных растворим по 2–3 кристаллика солей: в первой — хлорида натрия NaCl , во второй — карбоната натрия Na_2CO_3 , в третьей — хлорида цинка ZnCl_2 . Полученные результаты внесем в табл. 18.

Таблица 18

Реакция среды растворов некоторых солей

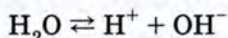
Испытуемый раствор	Окраска лакмуса	Среда раствора	pH раствора
H_2O (дист.)	Фиолетовый	Нейтральная	pH = 7
NaCl	Фиолетовый	Нейтральная	pH = 7
Na_2CO_3	Синий	Щелочная	pH > 7
ZnCl_2	Красный	Кислотная	pH < 7

Из опыта следует:

1. В растворе NaCl не появляется избыток ионов H^+ или OH^- .
2. В растворе Na_2CO_3 появляется избыток ионов OH^- .
3. В растворе ZnCl_2 появляется избыток ионов H^+ .

Как объяснить появление в растворах некоторых солей избытка ионов H^+ или OH^- ?

Вам известно, что вода диссоциирует (хотя и очень слабо):



При растворении многих солей в воде происходит связывание одного из ионов, образовавшихся при диссоциации воды (H^+ или OH^-), в *слабый электролит*. Это приводит к смещению равновесия диссоциации воды и накоплению другого иона, поэтому раствор приобретает кислотную или щелочную среду.

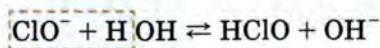
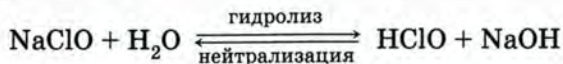
Взаимодействие ионов соли с составными частями молекул воды, в результате которого образуется слабый электролит, называют гидролизом (от греч. гидро — вода, лизис — разложение, что означает «разложение водой»).

Соль можно рассматривать как продукт нейтрализации основания кислотой. Например, сульфид калия K_2S образован сильным основанием гидроксидом калия KOH и слабой сероводородной кислотой H_2S .

В зависимости от силы исходного основания и исходной кислоты соли можно разделить на четыре типа — соли, образованные:

- ♦ сильным основанием и слабой кислотой;
- ♦ слабым основанием и сильной кислотой;
- ♦ слабым основанием и слабой кислотой;
- ♦ сильным основанием и сильной кислотой.

Гидролиз солей представляет собой реакцию, обратную реакции нейтрализации. В связи с этим процесс гидролиза соли продолжается до тех пор, пока не наступит равенство между скоростями реакций гидролиза и нейтрализации, т. е. *установится равновесие между ионами соли, водой и продуктами гидролиза*, например:





Взаимодействовать с составными частями воды может только катион слабого основания или анион слабой кислоты.

Алгоритм составления уравнений гидролиза

1. Определить состав соли, т. е. указать, каким по силе основанием и какой по силе кислотой образована данная соль.

2. Выписать ион слабого электролита и написать уравнение взаимодействия его с *одной молекулой воды*; в результате получится краткое ионно-молекулярное уравнение гидролиза (уравнение гидролиза лучше писать в краткой ионно-молекулярной форме).

3. На основании краткого ионно-молекулярного уравнения написать молекулярное уравнение: исходные вещества известны (соль, вода); продукты гидролиза будут состоять из образовавшихся ионов и тех ионов соли, которые не участвуют в процессе гидролиза.

ПОВЕДЕНИЕ СОЛЕЙ РАЗЛИЧНЫХ ТИПОВ В РАСТВОРЕ

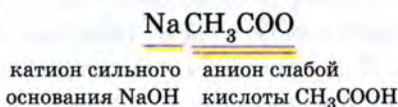
Соли, образованные катионом сильного основания и анионом слабой кислоты

Гидролиз солей этого типа называют *гидролизом по аниону*.

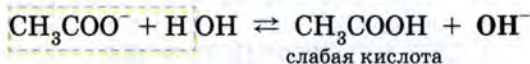
Соли слабых одноосновных кислот

Рассмотрим в качестве примера гидролиз ацетата натрия NaCH_3COO .

1. Определяем состав соли:

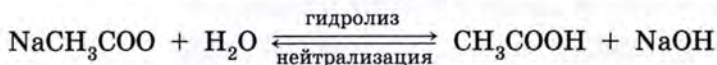


2. Записываем уравнение взаимодействия аниона CH_3COO^- как аниона слабой кислоты с одной молекулой воды (воду в кратком ионно-молекулярном уравнении гидролиза лучше писать как HON):



Из краткого ионно-молекулярного уравнения гидролиза следует, что анионы CH_3COO^- связывают ионы H^+ из воды, образуя слабую кислоту. В растворе появляется избыток гидроксид-ионов, которые придают раствору соли щелочную среду ($\text{pH} > 7$).

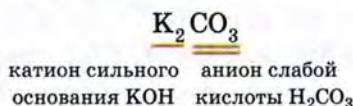
3. На основании краткого ионно-молекулярного уравнения пишем молекулярное. Формулы исходных веществ — NaCH_3COO и H_2O . Одним из продуктов гидролиза соли является кислота CH_3COOH , а другим — щелочь NaOH , которая образуется в результате связывания гидроксид-ионов с ионами натрия:



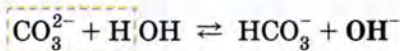
Аналогично составляют уравнения гидролиза других подобных солей.

Соли слабых многоосновных кислот

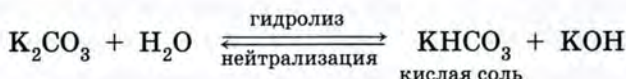
Если в состав соли входит анион слабой многоосновной кислоты (PO_4^{3-} , SO_3^{2-} , S^{2-} и т. п.), то гидролиз сопровождается образованием кислой соли (точнее, аниона, содержащего водород). Например, рассмотрим гидролиз карбоната калия:



Пишем краткое ионно-молекулярное уравнение:



Анионы CO_3^{2-} связывают ионы водорода из воды, превращаясь в анионы HCO_3^- . В растворе накапливаются гидроксид-анионы, и он становится щелочным ($\text{pH} > 7$). Составляем молекулярное уравнение:



Итак, растворы солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуются по аниону и имеют щелочную среду ($\text{pH} > 7$).

Химическое равновесие гидролиза смещено влево, в сторону образования наиболее слабого электролита — воды. Смещению

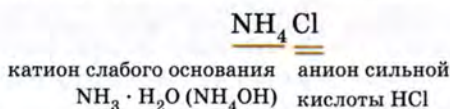
равновесия в сторону реакции нейтрализации способствует, кроме того, взаимодействие накапливающихся гидроксид-ионов OH^- с образующейся кислотой (в нашем примере CH_3COOH) или анионом (в нашем примере HCO_3^-).

Соли, образованные катионом слабого основания и анионом сильной кислоты

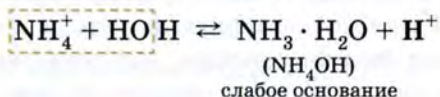
Гидролиз солей этого типа называют *гидролизом по катиону*.

Соли слабых однокислотных оснований

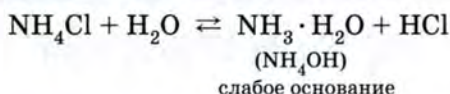
Рассмотрим гидролиз хлорида аммония:



Пишем краткое ионно-молекулярное уравнение:

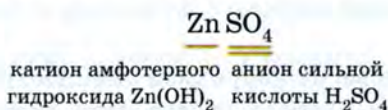


Из уравнения следует: ионы NH_4^+ связывают гидроксид-ионы из воды, образуя слабое основание. В растворе накапливаются ионы водорода, и он становится кислотным ($\text{pH} < 7$). Составляем молекулярное уравнение:

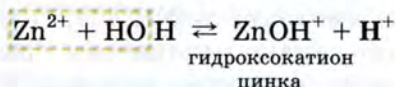


Соли слабых многокислотных оснований

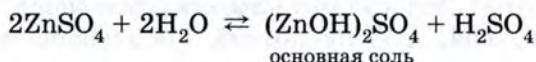
Если в состав соли входит катион слабого многокислотного основания (Fe^{2+} , Mg^{2+} , Mn^{2+} и т. п.) или катион амфотерного гидроксида (Zn^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} и т. п.), то гидролиз сопровождается образованием основной соли (точнее, гидроксокатиона). В качестве примера рассмотрим гидролиз сульфата цинка:



Пишем краткое ионно-молекулярное уравнение:



Ионы цинка связывают гидроксид-ионы из воды, образуя гидроксокатионы цинка. В растворе образуется избыток ионов водорода. Составляем молекулярное уравнение:

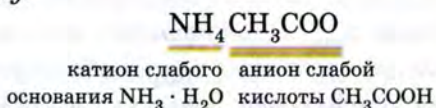


Итак, *растворы солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуются по катиону и имеют кислотную среду* ($\text{pH} < 7$).

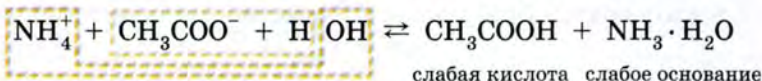
Химическое равновесие гидролиза смещено влево, в сторону образования наиболее слабого электролита — воды. Смещению равновесия влево способствует также взаимодействие накапливающихся ионов водорода H^+ с образующимся основанием ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) или с гидроксокатионом (ZnOH^+).

Соли, образованные катионом слабого основания и анионом слабой кислоты

Гидролиз солей этого типа называют *гидролизом и по катиону, и по аниону*:

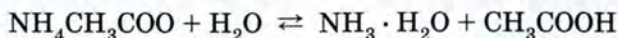


Записываем краткое ионно-молекулярное уравнение:



Ионы NH_4^+ связывают гидроксид-ионы из воды, образуя слабое основание, а ионы CH_3COO^- связывают ионы водорода, образуя слабую кислоту.

Составляем молекулярное уравнение:



Равновесие гидролиза смещено влево, в сторону образования наиболее слабого электролита — воды. Но в данном случае гидролиз протекает сильнее, чем в случаях, разобранных выше, так как

в растворе *не накапливаются* ионы H^+ и OH^- , они связываются в молекулы слабых электролитов ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и CH_3COOH), что усиливает гидролиз и по катиону, и по аниону. Сравните: в растворах одинаковой концентрации хлорид аммония NH_4Cl и ацетат натрия NaCH_3COO гидролизваны одинаково — на 0,007%, а ацетат аммония $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ — значительно сильнее — на 0,5%.

Среда в растворах солей, образованных слабым основанием и слабой кислотой, зависит от силы кислот и оснований и может быть нейтральной, слабокислотной или слабощелочной. В данном случае среда раствора слабощелочная.

Соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты

Эти соли (например, BaCl_2 , Na_2SO_4 , KNO_3 и т. д.) гидролизу не подвергаются, так как в составе соли нет иона, который мог бы при взаимодействии с водой образовать слабый электролит. Поэтому равновесие диссоциации воды не нарушается, растворы таких солей имеют нейтральную среду.

СТЕПЕНЬ ГИДРОЛИЗА

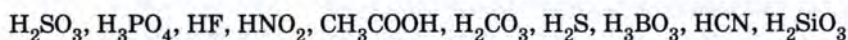
Количественно гидролиз соли характеризуют степенью гидролиза.

Степень гидролиза $\alpha_{\text{гидр}}$ — отношение количества вещества гидролизovaných ионов соли $\nu_{\text{гидр}}$ к общему количеству вещества подобных ионов в растворе $\nu_{\text{общ}}$ (выражается в долях единицы или процентах):

$$\alpha_{\text{гидр}} = \frac{\nu_{\text{гидр}}}{\nu_{\text{общ}}}$$

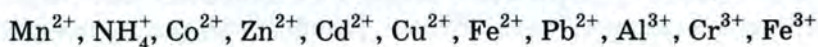
Она зависит от природы соли, концентрации раствора, температуры.

Степень гидролиза по аниону зависит от степени диссоциации кислоты. Чем слабее кислота, тем выше степень гидролиза:



Сила кислот уменьшается, гидролиз средних солей по аниону усиливается

Степень гидролиза катионов увеличивается в ряду:

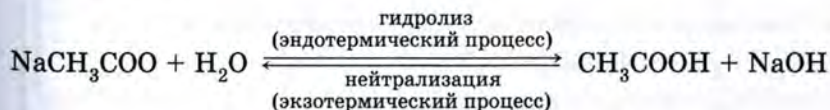


Степень гидролиза, как правило, невелика. Так, в растворе ацетата натрия NaCH_3COO концентрацией 0,1 моль/л при температуре 25 °С она составляет $1 \cdot 10^{-4}$, т. е. гидролизован лишь один ион из 10 000. Низкая степень гидролиза связана с тем, что из всех участвующих в реакции веществ вода является наиболее слабым электролитом. В связи с этим равновесие процесса гидролиза сильно смещено в сторону исходных веществ, т. е. в сторону образования воды.

СМЕЩЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ ГИДРОЛИЗА

Гидролиз — обратимый процесс, поэтому его равновесие может быть смещено *изменением концентрации веществ или температуры раствора*. При разбавлении раствора увеличивается число молекул воды, приходящихся на один гидролизующийся ион соли, поэтому согласно принципу Ле Шателье равновесие смещается вправо, степень гидролиза увеличивается. Например, уменьшение концентрации раствора карбоната натрия от 0,1 до 0,001 моль/л при 25 °С приводит к увеличению степени гидролиза от 2,9 до 34%. Добавление кислоты в растворы, имеющие кислотную среду, или щелочи в растворы со щелочной средой приводит к понижению степени гидролиза.

Известно, что реакция нейтрализации всегда протекает с выделением теплоты (экзотермический процесс), следовательно, гидролиз (процесс, обратный реакции нейтрализации) сопровождается поглощением теплоты (эндотермический процесс):



Согласно принципу Ле Шателье повышение температуры смещает равновесие вправо, т. е. степень гидролиза увеличивается. Например, степень гидролиза хлорида хрома(III) в растворе концентрацией 0,01 моль/л при температуре 25, 50 и 100 °С составляет соответственно 9,4; 17 и 40%.

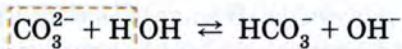
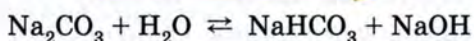
Итак, для *усиления гидролиза соли* необходимо:

- ♦ раствор разбавить и нагреть;
- ♦ связать один из продуктов гидролиза (ионы H^+ или OH^-) добавлением к раствору кислоты, щелочи или другой гидролизующейся соли.

Для *ослабления гидролиза* необходимо:

- ♦ увеличить концентрацию соли в растворе и понизить температуру;
- ♦ добавить к раствору один из продуктов гидролиза:

разбавление, нагревание, добавление H^+



охлаждение, увеличение концентрации соли, добавление OH^-

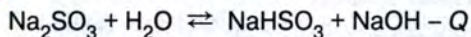
ВОПРОСЫ

И ЗАДАНИЯ

1. Укажите, какие из солей, формулы которых AlCl_3 , Cs_2CO_3 , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, NaCN , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$, подвергаются гидролизу: а) только по катиону; б) только по аниону; в) по катиону и аниону. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза всех солей.
2. Как при помощи индикаторов определить, в какой из трех пробирок находятся растворы сульфата натрия, нитрата аммония, ацетата бария? Ответ подтвердите соответствующими уравнениями гидролиза солей.

Т

3. Равновесие гидролиза в растворе сульфита натрия:



сместится в сторону исходных веществ при:

- а) добавлении H_2O ;
- б) повышении давления;
- в) понижении температуры;
- г) уменьшении концентрации NaOH .

Простые вещества

Вам известно, что простые вещества состоят из атомов одного химического элемента. В зависимости от природы атомов, образующих простые вещества, и от типа химической связи между ними простые вещества подразделяют на неметаллы и металлы.

§ 26

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА НЕМЕТАЛЛОВ

Неметаллы — это простые вещества, образованные *p*-элементами (исключение — водород и гелий, образованы *s*-элементами). В Периодической системе химических элементов они расположены в конце малых и больших периодов, т. е. занимают правый верхний угол (табл. 19).

Таблица 19

**Химические элементы,
которым соответствуют простые вещества — неметаллы**

Период	Группа					
	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1					{H}	He
2	B	C	N	O	F	Ne
3		Si	P	S	Cl	Ar
4			As	Se	Br	Kr
5				Te	I	Xe
6					At	Rn

Кислород и кремний — наиболее распространенные элементы, на их долю приходится около 70% массы земной коры. К числу редких элементов относятся иод, селен, теллур и некоторые другие, на их долю приходится тысячные доли процента массы земной коры. Многие соединения неметаллов являются обязательной составной частью растительных и животных организмов. К элемен-

там-органогенам («рождающим» органические вещества: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты) относятся кислород (на его долю приходится около 60% массы тела человека), углерод, водород, азот, фосфор и сера. В небольших количествах в организмах животных и растений содержатся фтор, хлор, иод.

Свойства неметаллов обусловлены особенностями строения их атомов. Внешний электронный слой атомов неметаллов содержит 4–8 электронов (исключение составляют бор, водород и гелий). Валентными являются электроны *s*- и *p*-подуровней внешнего энергетического уровня. Общее число их соответствует номеру группы, в которой расположен элемент.

В простых веществах — неметаллах атомы находятся в промежуточной степени окисления, поэтому они проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства (исключение — фтор и благородные газы).

В периодах с увеличением атомного номера *p*-элементов уменьшаются радиусы атомов, увеличивается число электронов на внешнем уровне и возрастает электроотрицательность, поэтому ослабевают восстановительные и усиливаются окислительные свойства простых веществ, образованных атомами этих элементов, *возрастают их неметаллические свойства*.

В подгруппах *p*-элементов с увеличением атомного номера радиусы атомов увеличиваются, электроотрицательность уменьшается, поэтому усиливаются восстановительные свойства, а окислительные и *неметаллические свойства простых веществ ослабевают*.

Таким образом, *атомы неметаллов содержат большее, чем атомы металлов, число электронов на внешнем уровне, имеют более высокие заряды ядер и значительно меньшие радиусы, вследствие этого более высокие значения электроотрицательности и большую способность к присоединению электронов (окислительную способность)*.

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

Некоторые неметаллы в природе встречаются как в виде простых веществ, так и в виде соединений (кислород, азот, сера, углерод), другие — только в виде соединений. Способы получения неметаллов из их соединений в лабораторных и промышленных условиях представлены в табл. 20.

Неметалл	Лабораторные способы	Промышленные способы
Водород	1. Взаимодействие металлов с растворами HCl, H₂SO₄: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$ 2. Электролиз воды: $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$	1. Электролиз воды 2. Конверсия метана: $\text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Ni, } t} 4\text{H}_2 + \text{CO}_2$
Кислород	Разложение солей кислородсодержащих кислот: $2\text{KClO}_3 \xrightarrow{t, \text{MnO}_2} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2\uparrow$ $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$	1. Электролиз воды 2. Фракционная перегонка жидкого воздуха: азот ($t_{\text{кип}} = -195,8^\circ\text{C}$) испаряется, а кислород ($t_{\text{кип}} = -183^\circ\text{C}$) остается в жидком состоянии
Хлор	Взаимодействие хлороводородной кислоты с окислителями: $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} = \text{Cl}_2\uparrow + \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Электролиз концентрированного раствора хлорида натрия: $2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} \text{Cl}_2\uparrow + \text{H}_2\uparrow + 2\text{NaOH}$
Бром, иод	Окисление бромидов и иодидов: $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = \text{Br}_2 + 2\text{NaCl}$ $2\text{NaI} + \text{Cl}_2 = \text{I}_2 + 2\text{NaCl}$	Окисление бромидов и иодидов природных вод (буровых, сопутствующих нефтяным месторождениям) хлором: $2\text{NaI} + \text{Cl}_2 = \text{I}_2 + 2\text{NaCl}$
Азот	Разложение нитрита аммония: $\text{NH}_4\text{NO}_2 \xrightarrow{t} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	Фракционная перегонка жидкого воздуха
Сера	Восстановление оксида серы(IV) сероводородом: $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$	Восстановление оксида серы(IV) углеродом или сероводородом: $\text{SO}_2 + \text{C} \xrightarrow{t} \text{CO}_2 + \text{S}$ $\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{S} = 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
Фосфор		Прокаливание в электропечах смеси фосфорита или апатита (основной компонент — Ca₃(PO₄)₂) с песком и углем: $2\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + 10\text{C} + 6\text{SiO}_2 = 6\text{CaSiO}_3 + \text{P}_4 + 10\text{CO}\uparrow$
Кремний	Восстановление оксида кремния магнием или алюминием в электропечах: $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Si} + 2\text{MgO}$ $3\text{SiO}_2 + 4\text{Al} \xrightarrow{t} 3\text{Si} + 2\text{Al}_2\text{O}_3$	1. Восстановление оксида кремния коксом в электропечах: $\text{SiO}_2 + 2\text{C} \xrightarrow{t} \text{Si} + 2\text{CO}\uparrow$ 2. Восстановление тетрахлорида кремния парами цинка: $\text{SiCl}_4 + 2\text{Zn} \xrightarrow{t} \text{Si} + 2\text{ZnCl}_2$

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Составьте электронные формулы атомов азота и фосфора, определите возможные валентности атомов этих элементов.
2. Вычислите относительные плотности водорода и кислорода по воздуху. Нарисуйте приборы для заполнения пробирок водородом и кислородом методом вытеснения воздуха.
3. Иодная настойка, которую применяют в медицине, является 5%-ным раствором кристаллического иода в этиловом спирте. Вычислите объем спирта ($\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$), который требуется для приготовления 500 г такого раствора.
4. При электролизе расплава хлорида калия на аноде выделился газ объемом 22,4 л (н. у.). Составьте схему электролиза расплава соли. Определите количество вещества соли, которая подверглась электролизу.
5. Рассчитайте объем (н. у.) кислорода, который можно получить при разложении 237 г перманганата калия KMnO_4 .

§ 27

СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

Молекулы неметаллов могут быть одноатомными (благородные газы), двухатомными (галогены, кислород, азот и водород), а также содержать большее число атомов (озон O_3 , фосфор P_4 , сера S_8).

Атомы некоторых неметаллов (углерод, кремний, фосфор, сера) способны образовывать цепи. Например, атомы углерода образуют цепи практически неограниченной длины, кремния — недлинные (до шести атомов). Такие неметаллы, как сера, углерод, кремний, фосфор, кислород, существуют в виде аллотропных модификаций. Так, фосфор бывает белый, красный и черный; углерод известен в виде алмаза, графита и карбина.

При обычных условиях неметаллы находятся в разных агрегатных состояниях: *газообразном* (водород, кислород, азот, фтор,

хлор, гелий и др.), *жидком* (бром), *твердом* (иод, бор, углерод, кремний, сера, фосфор и др.).

При низкой температуре и повышенном давлении все неметаллы могут быть получены в кристаллическом состоянии. Одни из них (бор, углерод, кремний) имеют *атомные кристаллические решетки*, поэтому обладают большой твердостью, высокими температурами кипения и плавления. Другие имеют *молекулярные кристаллические решетки* (кислород, водород, галогены, азот, сера, озон), они при обычных условиях газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами кипения и плавления. В кристаллических решетках неметаллов, как правило, нет свободных электронов. В связи с этим большинство твердых неметаллов не проводят тепло и электричество. Однако кремний и черный фосфор обладают полупроводниковыми свойствами, а графит — тепло- и электропроводностью. Твердые неметаллы не обладают и пластичностью.

В воде они нерастворимы или малорастворимы. Некоторые из них (галогены, сера) лучше растворяются в органических растворителях, а белый фосфор — в сероуглероде. Фтор в воде растворять нельзя, так как он бурно реагирует с ней. Неметаллы имеют различную окраску (желтая сера, черный графит, красный и белый фосфор и т. д.), причем в подгруппах сверху вниз окраска усиливается: фтор — светло-зеленый, а хлор — желто-зеленый газ, бром — красно-бурая жидкость, иод — темно-фиолетовые кристаллы.

Следовательно, простые вещества — неметаллы характеризуются большим разнообразием физических свойств, что обусловлено *различным их строением*.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА

В окислительно-восстановительных реакциях неметаллы могут выступать как *в роли окислителей*, так и *в роли восстановителей* в зависимости от того, с каким веществом они вступают во взаимодействие (исключение — *фтор*, который проявляет только окислительные свойства). Такие неметаллы, как кислород, азот, хлор, бром, являются преимущественно окислителями, водород и углерод — восстановителями.

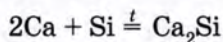
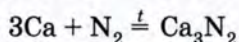
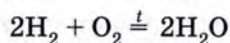
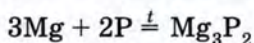
При взаимодействии с металлами неметаллы, как правило, образуют соединения с ионным видом связи (CaO , MgCl_2),

с неметаллами — соединения с ковалентными полярными связями (SO_2 , PCl_3 , CS_2).

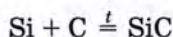
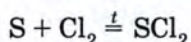
Окислительные свойства

Неметаллы как окислители реагируют:

1. С металлами и водородом:

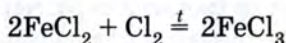
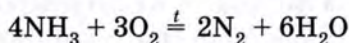


2. С неметаллами, атомы которых имеют более низкое значение электроотрицательности:

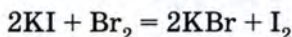


Хлор не реагирует непосредственно с кислородом, азотом и углеродом.

3. С некоторыми сложными веществами:



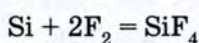
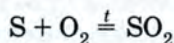
Одни неметаллы (более сильные окислители) способны вытеснять другие (слабые окислители) из растворов их солей. Так, вам известно, что каждый предыдущий галоген вытесняет последующий из его соединений с металлом и водородом:



Восстановительные свойства

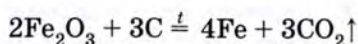
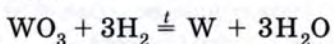
Неметаллы как восстановители реагируют:

1. С неметаллами, атомы которых имеют более высокое значение электроотрицательности:



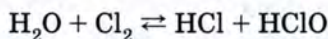
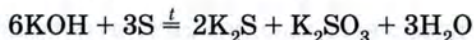
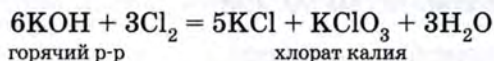
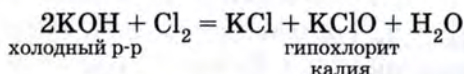
Галогены (за исключением фтора) непосредственно с кислородом не реагируют.

2. С оксидами (это свойство характерно для углерода и водорода):



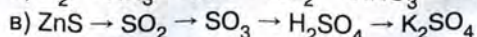
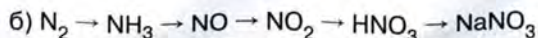
Реакции диспропорционирования

В некоторых реакциях один и тот же неметалл является одновременно и окислителем, и восстановителем. Это наиболее характерно для галогенов (исключение — фтор) и серы при взаимодействии со щелочами, хлора и брома — с водой:



ВОПРОСЫ ИЗАДАНИЯ

- Т** 1. В основном состоянии наибольшее число неспаренных электронов в атоме:
а) хлора; б) кремния; в) фосфора; г) серы.
2. Какие из перечисленных веществ: сера, хлор, иод, кремний, углерод, азот, кислород — в твердом состоянии имеют кристаллическую решетку:
а) атомную;
б) молекулярную?
3. Напишите уравнения реакций углерода с алюминием, водородом, фтором, оксидом железа(III). Укажите, в каких реакциях углерод — окислитель, а в каких — восстановитель.
4. При образовании 1 моль оксида серы(IV) из простых веществ выделяется 332,8 кДж теплоты. Вычислите количество теплоты, которая выделится при сгорании 1 г серы.
5. Составьте уравнения реакций в соответствии со схемами превращений:
а) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{KNO}_3$



В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса.

6. Через 20 г раствора с массовой долей ортофосфорной кислоты 49% пропустили аммиак. Определите массу образовавшегося ди-гидрофосфата аммония.

§ 28

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА И СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА МЕТАЛЛОВ

Более 80% известных химических элементов образуют простые вещества — металлы.

Общими особенностями строения атомов металлов являются:

- ♦ небольшое число электронов на внешнем энергетическом уровне (как правило, один–три электрона). Исключение — атомы *p*-элементов IV–VI групп;
- ♦ малые заряды ядер и большие радиусы атомов по сравнению с атомами неметаллов данного периода;
- ♦ сравнительно слабая связь валентных электронов с ядром;
- ♦ низкие значения электроотрицательности.

В связи с этим атомы металлов легко отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы, т. е. металлы являются *восстановителями*.

Однако способность отдавать электроны проявляется у металлов неодинаково. В периодах с увеличением зарядов ядер атомов уменьшаются их радиусы, увеличивается число электронов на внешнем уровне и усиливается связь валентных электронов с ядром. Поэтому *в периодах слева направо восстановительная способность атомов металлов уменьшается*.

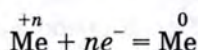
В главных подгруппах с возрастанием атомных номеров элементов увеличиваются радиусы их атомов и уменьшается притяжение валентных электронов к ядру. Поэтому *в главных подгруппах сверху вниз восстановительная активность ато-*

мов металлов возрастает. Следовательно, наиболее активными восстановителями являются щелочные и щелочно-земельные металлы.

СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

Только некоторые металлы (золото, платина) находятся в природе в виде простых веществ (в *самородном состоянии*). Металлы, расположенные в ряду напряжений между оловом и золотом, встречаются как в виде простых веществ, так и в составе соединений. Большинство же металлов находятся в природе в виде соединений — оксидов, сульфидов, карбонатов и т. д.

Получение металлов из их соединений — задача *металлургии*. Любой металлургический процесс является процессом восстановления ионов металла различными восстановителями:



В зависимости от метода проведения процесса восстановления различают несколько способов получения металлов (табл. 21).

Таблица 21

Способы получения металлов

Пирометаллургия — восстановление безводных соединений при высокой температуре		
Восстановители	Примеры	Получаемые металлы
С или СО (карботермия)	$\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \xrightarrow{t} 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2$ Сульфиды предварительно обжигают: $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$ $\text{ZnO} + \text{C} \xrightarrow{t} \text{Zn} + \text{CO}\uparrow$	Fe, Cu, Pb, Sn, Cd, Zn
Al, Mg и др. (металлотермия)	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} \xrightarrow{t} 2\text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$ $\text{TiCl}_4 + 2\text{Mg} \xrightarrow{t} \text{Ti} + 2\text{MgCl}_2$	Mn, Cr, W, Mo, Ti, V
H ₂ (водородотермия)	$\text{MoO}_3 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{t} \text{Mo} + 3\text{H}_2\text{O}$ Оксиды активных металлов (MgO, CaO, Al ₂ O ₃ и др.) водородом не восстанавливаются	Cu, Ni, W, Fe, Mo, Cd, Pb

Электрометаллургия — восстановление электрическим током		
Виды электролиза	Примеры	Получаемые металлы
Электролиз расплавов	$\text{NaCl} \xrightarrow{t} \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ расплав $\boxed{\text{K}} \quad \text{Na}^+ + e^- = \text{Na} \quad \left \begin{array}{l} 2 \end{array} \right.$ $\boxed{\text{A}} \quad 2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2 \uparrow \quad \left \begin{array}{l} 1 \end{array} \right.$ $2\text{NaCl} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Na} + \text{Cl}_2 \uparrow$ $2\text{Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow[\text{Na}_3[\text{AlF}_6]]{\text{электролиз}} 4\text{Al} + 3\text{O}_2 \uparrow$	Щелочные металлы, Be, Mg, Ca (из расплавленных хлоридов), Al (из расплавленного оксида)
Электролиз растворов	$\text{NiSO}_4 = \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ раствор $\boxed{\text{K}} \quad \text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni} \quad \left \begin{array}{l} 2 \end{array} \right.$ $\boxed{\text{A}} \quad 2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = \text{O}_2 \uparrow + 4\text{H}^+ \quad \left \begin{array}{l} 1 \end{array} \right.$ $2\text{NiSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{электролиз}} 2\text{Ni} + \text{O}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{SO}_4$	Zn, Cd, Co, Mn, Fe
Гидрометаллургия — восстановление из растворов солей		
	Примеры	Получаемые металлы
Металл, входящий в состав руды, переводят в раствор, затем восстанавливают более активным металлом: $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CuSO}_4 + \text{Fe} = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$ $\text{CdO} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CdSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CdSO}_4 + \text{Zn} = \text{ZnSO}_4 + \text{Cd}$		Cd, Ag, Au, Cu

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

- Почему щелочные металлы и галогены в природе встречаются только в виде соединений?
- Составьте уравнения реакций восстановления углеродом металлов из:
 - оксида олова(IV);
 - оксида меди(II).

3. Рассчитайте массовые доли (в %) металлов в медном колчедане CuFeS_2 .
4. При электролизе раствора сульфата меди(II) на катоде выделилось 32 г меди. Составьте схему электролиза, вычислите объем газа (н. у.), образующегося при этом.
5. Вычислите объем оксида углерода(II) (н. у.), необходимого для полного восстановления 10 г оксида железа(III).

§ 29

СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА



Известно, что в обычных условиях все металлы, за исключением ртути, являются твердыми веществами с металлической кристаллической решеткой (см. рис. 15). Ее особенности и определяют их *общие* физические и механические свойства: металлы непрозрачны, обладают металлическим блеском, тепло- и электропроводностью, ковкостью и пластичностью.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ МЕТАЛЛОВ

По химической активности металлы расположены в ряд, который называют *электрохимическим рядом напряжений*. Этот ряд включает и *водород*, так как его атомы, как и атомы металлов, образуют катионы H^+ .

На основании ряда напряжений можно характеризовать химические свойства металлов:

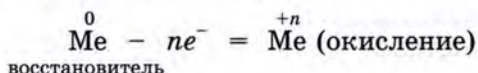
- ♦ чем левее в ряду напряжений стоит металл, тем он химически активнее, тем больше его восстановительная способность;
- ♦ каждый металл, *не взаимодействующий с водой*, начиная с магния, вытесняет (восстанавливает) все следующие за ним металлы из растворов их солей;
- ♦ металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, вытесняют (восстанавливают) его из разбавленных кислот (исключение — HNO_3).



Электрохимический ряд напряжений металлов применим только к реакциям, протекающим в водных растворах при температуре 25 °С.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

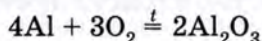
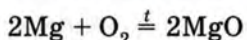
Если атомы большинства неметаллов могут как отдавать, так и присоединять электроны, проявляя окислительно-восстановительную двойственность, то атомы металлов способны только отдавать валентные электроны, проявляя восстановительные свойства:



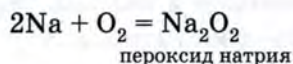
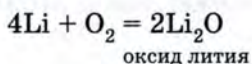
Как восстановители металлы взаимодействуют с неметаллами, водой, растворами щелочей, кислот и солей.

Взаимодействие металлов с простыми веществами — неметаллами

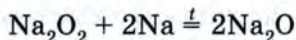
Металлы при определенных условиях взаимодействуют с неметаллами. Например, с кислородом они образуют оксиды:



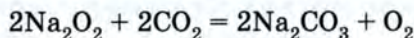
Из щелочных металлов только литий при взаимодействии с кислородом образует оксид, натрий окисляется до пероксида, а другие щелочные металлы — до более сложных соединений:



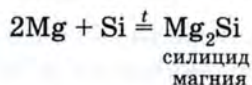
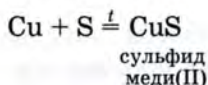
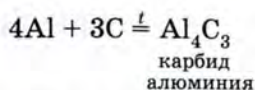
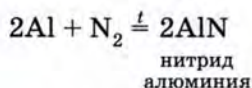
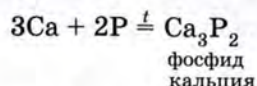
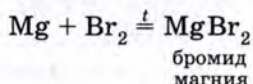
Оксиды натрия и калия могут быть получены при нагревании смеси пероксида с избытком металла в отсутствие кислорода:



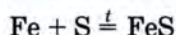
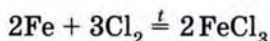
На реакции пероксида натрия с оксидом углерода(IV) основана регенерация воздуха в изолированных помещениях (например, на подводных лодках):



При нагревании металлы реагируют с другими неметаллами:



Если металл проявляет переменную степень окисления, то активные неметаллы (фтор, хлор, бром, кислород) окисляют его до более высокой степени окисления, в которой он образует устойчивое в данных условиях соединение, а менее активные — до более низкой степени окисления. Так, железо проявляет в соединениях степени окисления +2 и +3 (иногда +6), из них +3 наиболее устойчива. В связи с этим при взаимодействии измельченного железа с хлором, бромом оно окисляется до степени окисления +3, а при взаимодействии с серой или иодом — до степени окисления +2:



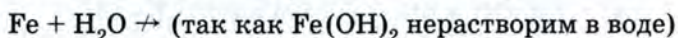
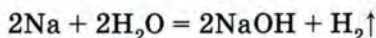
Взаимодействие металлов со сложными веществами



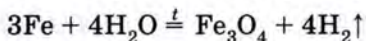
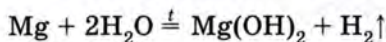
Если химические реакции протекают в водных растворах, то восстановительная активность металла определяется его положением в ряду напряжений.

Взаимодействие с водой

С водой при обычной температуре реагируют металлы, которые в ряду напряжений стоят до водорода (металл вытесняет водород из воды) и гидроксиды которых растворимы в воде (на поверхности металла не образуется защитная пленка). К таким металлам относятся щелочные и щелочно-земельные металлы:



При нагревании с водой или парами воды взаимодействуют металлы от магния до олова. Реакция протекает с образованием гидроксидов или оксидов и выделением водорода:



Взаимодействие с щелочами

С растворами щелочей реагируют металлы, которые в ряду напряжений стоят до водорода (металл вытесняет водород из воды), а их оксиды и гидроксиды амфотерны (оксидные и гидроксидные пленки растворяются в растворе щелочи). К таким металлам относятся цинк, алюминий, олово, свинец и некоторые другие.

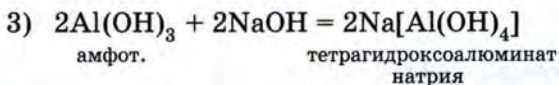
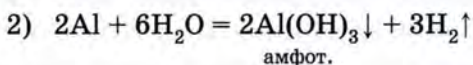
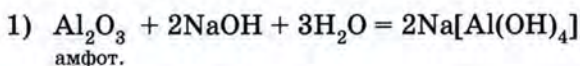
Процесс протекает в три стадии:

1) растворение в растворе щелочи пленки амфотерного оксида, которая покрывает поверхность металла;

2) взаимодействие металла, освобожденного от защитной оксидной пленки, с водой с образованием нерастворимого амфотерного гидроксида;

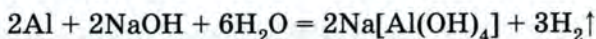
3) растворение образовавшейся пленки гидроксида в растворе щелочи.

Рассмотрим пример:



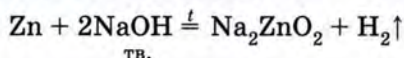
(В результате второй реакции образовалось 2 моль $\text{Al}(\text{OH})_3$, поэтому в уравнении третьей реакции записываем тоже 2 моль $\text{Al}(\text{OH})_3$.)

Если просуммировать правые и левые части двух последних уравнений, то получим уравнение реакции алюминия с раствором щелочи:



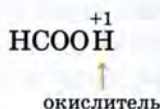
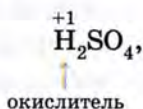
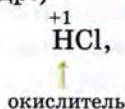
Таким образом, при взаимодействии металла с раствором щелочи роль последней сводится к снятию с поверхности металла оксидной и гидроксидной пленок, а металл взаимодействует с водой.

Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, оксиды и гидроксиды которых амфотерны, взаимодействуют также с расплавами щелочей при нагревании:



Взаимодействие с кислотами

С разбавленными кислотами, которые проявляют окислительные свойства за счет ионов водорода (разбавленные серная, фосфорная, сернистая, все бескислородные и органические кислоты и др.)

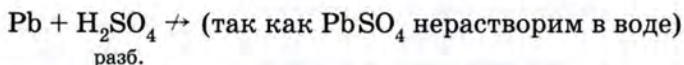
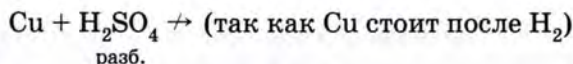
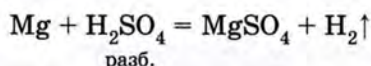
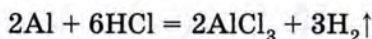


реагируют металлы:

- ♦ расположенные в ряду напряжений до водорода (эти металлы способны вытеснять водород из кислоты);

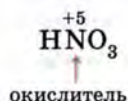
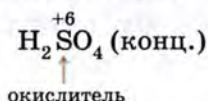
- ♦ образующие с этими кислотами растворимые соли (на поверхности этих металлов не образуется защитная солевая пленка).

В результате реакции образуются растворимые соли и выделяется водород:



Некоторые кислоты являются окислителями за счет элемента, образующего кислотный остаток. К ним относятся концентрированная серная, а также азотная кислота любой концентрации. Такие кислоты называют кислотами-окислителями.

Анионы данных кислот содержат атомы серы и азота в высших степенях окисления:



Окислительные свойства кислотных остатков SO_4^{2-} и NO_3^- значительно сильнее, чем иона водорода H^+ , поэтому азотная и концентрированная серная кислоты взаимодействуют практически со всеми металлами, расположенными в ряду напряжений как до водорода, так и после него, *кроме золота и платины*. Так как окислителями в этих случаях являются ионы кислотных остатков (за счет атомов серы и азота в высших степенях окисления), а не ионы водорода H^+ , то *при взаимодействии азотной и концентрированной серной кислот с металлами не выделяется водород*. Металл под действием данных кислот окисляется до *характерной (устойчивой) степени окисления* и образует соль, а продукт восстановления кислоты зависит от активности металла и степени разбавления кислоты (схемы 5–8).

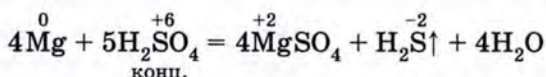
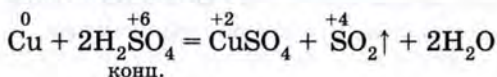
Схемы 5–8

Взаимодействие металлов с кислотами-окислителями



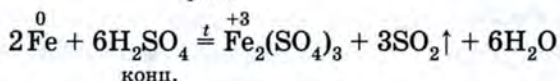
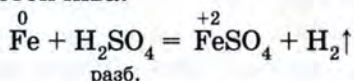
Следует иметь в виду, что на схемах указаны продукты, содержание которых максимально среди возможных продуктов восстановления кислот.

На основании приведенных схем составим уравнения конкретных реакций — взаимодействия меди и магния с концентрированной серной кислотой:



Некоторые металлы (*Fe, Al, Cr*) не взаимодействуют с концентрированной серной и азотной кислотами при обычной температуре, так как происходит пассивация металла. Это явление связано с образованием на поверхности металла тонкой, но очень плотной оксидной пленки, которая и защищает металл. По этой причине азотную и концентрированную серную кислоты транспортируют в железных емкостях.

Если металл проявляет переменные степени окисления, то с кислотами, являющимися окислителями за счет ионов H^+ , он образует соли, в которых его степень окисления ниже устойчивой, а с кислотами-окислителями — соли, в которых его степень окисления более устойчива:



Взаимодействие с растворами солей

Каждый металл, начиная с магния, вытесняет все следующие за ним в ряду напряжений металлы из растворов их солей.



Такие металлы, как литий, натрий, калий, кальций, барий, использовать для вытеснения менее активных металлов из водных растворов солей нельзя, так как при обычных условиях они реагируют с водой.



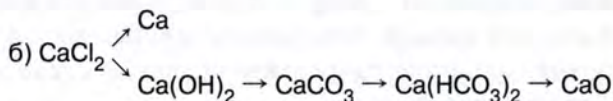
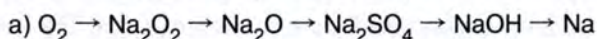
Лабораторный опыт 9

ВЗАИМОДЕЙСТВИЕ МЕТАЛЛОВ С РАСТВОРАМИ ЩЕЛОЧЕЙ

В две пробирки налейте по 1,5–2 см³ 10%-ного раствора щелочи. В одну опустите кусочек цинка или алюминия, в другую — меди. Дайте содержимому пробирок постоять 2–3 мин. В какой пробирке выделяется газ? Объясните свои наблюдения. Составьте уравнение протекающей реакции.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Составьте уравнения реакций в соответствии со схемами превращений:



В уравнениях окислительно-восстановительных реакций расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Уравнения реакций обмена напишите в молекулярном и ионно-молекулярном видах.

2. Для восстановления марганца из оксида марганца(IV) путем алюмотермии было использовано 10,8 г алюминия. Определите массу образовавшегося марганца.

Т 3. Цинк при обычных условиях реагирует в растворе с каждым веществом набора:

- а) NaOH, FeSO₄, H₂O; в) HNO₃ (разб.), NaOH, NiSO₄;
б) CaCl₂, H₂SO₄, Cl₂; г) NaCl, H₂SO₄, Br₂.

Напишите уравнения реакций цинка с веществами этого набора.

4. Закончите уравнения реакций:

- а) $Pb + Cu(NO_3)_2 \rightarrow \dots$; в) $Cr + Pb(NO_3)_2 \rightarrow \dots$;
б) $Al + NiSO_4 \rightarrow \dots$; г) $Zn + CuCl_2 \rightarrow \dots$

5. Смесь железа и алюминия массой 10 г обработали разбавленным раствором щелочи, при этом выделилось 6,72 л (н. у.) водорода. Определите массовый состав смеси.

Химическая технология. Охрана окружающей среды

Современная химическая промышленность выпускает десятки тысяч продуктов. Каждое химическое производство состоит из трех взаимосвязанных стадий:

- 1) подготовка сырья и подвод реагирующих компонентов в зону реакции;
- 2) химическое превращение (реакция);
- 3) отвод продуктов и непрореагировавших веществ из зоны реакции, выделение и очистка целевого продукта.

§ 30

ПРОИЗВОДСТВО СЕРНОЙ КИСЛОТЫ КОНТАКТНЫМ СПОСОБОМ

Д. И. Менделеев писал: «Едва найдется другое, искусственно добываемое вещество, столь часто применяемое в технике, как серная кислота. Там, где техническая деятельность развита, там потребляется и много серной кислоты». Серная кислота — один из важнейших продуктов современной химической промышленности. Ее производство состоит из трех стадий:

- 1) получение оксида серы(IV);
- 2) каталитическое окисление оксида серы(IV) в оксид серы(VI);
- 3) образование серной кислоты из оксида серы(VI).

Схема производства серной кислоты представлена на рис. 31.

Сырьем для получения серной кислоты служат *самородная сера, сероводород, сульфидные руды, серосодержащие газы* — отходы цветной металлургии, коксохимических и нефтеперерабатывающих заводов.

ПОЛУЧЕНИЕ ОКСИДА СЕРЫ(IV)

Наиболее распространенный способ получения оксида серы(IV) — *обжиг серного колчедана (пирита)*:

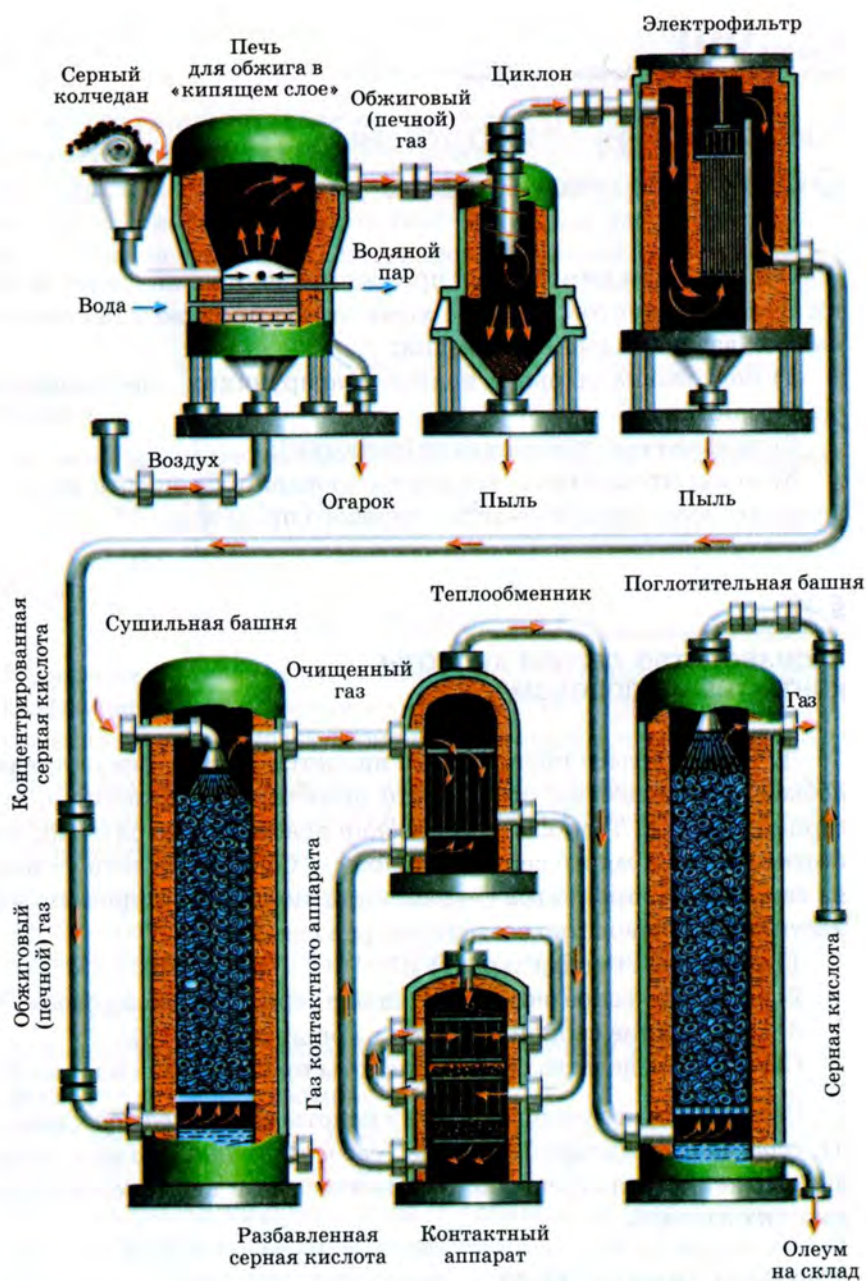
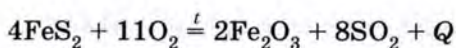


Рис. 31. Схема производства серной кислоты



Обжиг колчедана — процесс *гетерогенный и экзотермический*. Для увеличения поверхности соприкосновения реагирующих веществ колчедан перед обжигом *измельчают*. Обжиг проводят в так называемом *кипящем слое*: через тонко измельченный колчедан снизу сильной струей продувают воздух. Частицы колчедана оказываются во взвешенном состоянии, что напоминает кипящую жидкость, отсюда и произошло название «кипящий слой». Температура «кипящего слоя» поддерживается на уровне 900 °С, так как при более сильном нагревании частицы колчедана и образующегося оксида железа(III) спекаются, что приводит к разрушению «кипящего слоя». Чтобы температура не поднималась выше, теплоту, выделяющуюся в экзотермической реакции обжига, используют, например, для получения водяного пара. С этой целью в печах для обжига колчедана установлены трубки парового котла. В них подают холодную воду, в результате нагревания которой образуется пар.

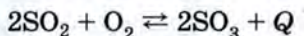
Образующийся при обжиге колчедана огарок — оксид железа(III) — удаляют из печи, а смесь газов (ее называют обжиговым, или печным, газом), состоящую из оксида серы(IV), кислорода, азота, паров воды и других примесей, пропускают через очистительные аппараты.

ОЧИСТКА ОКСИДА СЕРЫ(IV)

Сернистый газ подвергают тщательной очистке, так как *некоторые примеси резко снижают активность катализаторов*. От крупной пыли его очищают в *циклоне*, от мелкой — в *электрофильтре*. Затем газ осушают в *сушильной башне*, промывая его концентрированной серной кислотой, которая поглощает влагу. В башню газовая смесь поступает снизу, а сверху *противотоком* стекает концентрированная серная кислота. При этом очищенный и осушенный обжиговый газ охлаждается, поэтому его подают в теплообменник, где он нагревается газами, выходящими из контактного аппарата. Следовательно, в теплообменнике одновременно происходит нагрев обжигового газа и охлаждение выходящих газов. Затем обжиговый газ поступает в контактный аппарат.

ОКИСЛЕНИЕ ОКСИДА СЕРЫ(IV) В ОКСИД СЕРЫ(VI)

Реакция между оксидом серы(IV) и кислородом *экзотермична и обратима*:

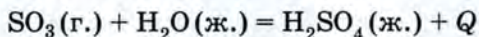


В соответствии с принципом Ле Шателье смещению равновесия в сторону продукта реакции способствуют низкая температура и высокое давление. Но при высоком давлении оксид серы(IV) переходит в жидкое состояние, а при охлаждении скорость процесса незначительна, поэтому используют *катализатор* — оксид ванадия(V) V_2O_5 . Благодаря катализатору окисление оксида серы(IV) происходит при более низкой температуре ($\sim 400^\circ\text{C}$) и степень его превращения достигает 95%.

Процесс окисления осуществляется на поверхности катализатора в *контактном аппарате*, где катализатор размещен слоями на специальных решетках. Поскольку при окислении оксида серы(IV) выделяется большое количество теплоты, температура газа и катализатора повышается. Для поддержания оптимальной температуры (400°C) между слоями катализатора располагают трубки теплообменника. По ним проходит охлажденный в процессе очистки обжиговый газ, а газ, образовавшийся на катализаторе (SO_3), омывает трубки теплообменника. При этом одновременно решаются две проблемы: *нагрев очищенного обжигового газа* (SO_2) и *охлаждение газа, полученного в контактном аппарате* (SO_3). Использование теплоты реакции — *принцип теплообмена* — широко применяется в химическом производстве, так как позволяет экономить топливо и поддерживать оптимальную температуру в системе.

ПОЛУЧЕНИЕ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Для поглощения оксида серы(VI) *воду не используют*, так как реакция



настолько *экзотермична*, что вода превращается в пар, с которым оксид серы(VI) образует серную кислоту в виде тумана. Серноокислотный туман водой не поглощается. По этой причине охлажденный в теплообменнике оксид серы(VI) в *поглотительной башне* поглощается концентрированной 98%-ной серной ки-

слотой, образуя *олеум* $\text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{SO}_3$ (раствор SO_3 в безводной серной кислоте).

Поглощение оксида серы(VI) серной кислотой — процесс *гетерогенный*, протекающий между газом и жидкостью. Для увеличения площади поверхности соприкосновения веществ поглотительную башню заполняют кольцами из кислотоупорной керамики. Кислота стекает сверху и омывает большое число колец, тем самым увеличивается площадь ее соприкосновения с газом (SO_3), который подается в башню снизу (*принцип противотока*). При этом туман не образуется.

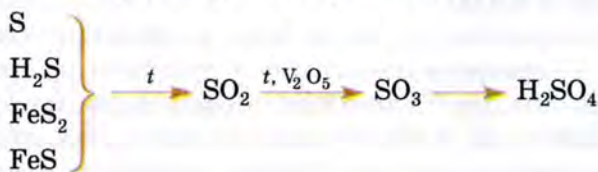
Полученный олеум идет на склад готовой продукции. Он не взаимодействует с железом, что позволяет перевозить его в стальных цистернах. Разбавляя олеум водой, получают кислоту необходимой концентрации.

ОСОБЕННОСТИ ТЕХНОЛОГИЧЕСКОГО ПРОЦЕССА

Химические процессы производства серной кислоты можно представить в виде схемы 9.

Схема 9

Химизм производства серной кислоты



Производство непрерывное, обжиг колчедана ведут в «кипящем слое», продувая в печь воздух, обогащенный кислородом; используют принципы противотока и теплообмена, применяют недорогой катализатор V_2O_5 . Часть полученного олеума разбавляют водой до 98%-ной серной кислоты и используют для орошения в поглотительной башне.

НАУЧНЫЕ ПРИНЦИПЫ ХИМИЧЕСКОГО ПРОИЗВОДСТВА

Изучая производство серной кислоты, вы познакомились с рядом общих закономерностей химической технологии (слово «технология» в переводе с греческого — наука о ремеслах).

Химическая технология — наука о наиболее экономичных методах и средствах химической переработки сырья в продукты потребления и материалы промышленно-хозяйственного назначения.

В современных химических производствах используют общие технологические принципы:

- ♦ *непрерывность процесса* — исходное сырье непрерывно подается в реакционный аппарат, а продукты взаимодействия отводятся из него;

- ♦ *противоток* — противоположно направленное движение взаимодействующих веществ (при поглощении газов, охлаждении продуктов реакции, нагревании исходных веществ и т. д.);

- ♦ *кипящий слой* — газообразные реагенты продувают через отверстия снизу аппарата, а находящиеся в нем твердые исходные вещества при этом как бы кипят, находясь все время во взвешенном состоянии;

- ♦ *полезное использование теплоты реакции*, например для подогрева исходного сырья, что позволяет снижать энергетические затраты;

- ♦ *механизация и автоматизация* — замена ручного труда машинами и приборами, которые способствуют охране и интенсификации труда;

- ♦ *безотходность технологии (комплексное использование сырья)* — превращение отходов в продукты производства. Этот принцип позволяет полнее использовать сырье, что предотвращает загрязнение окружающей среды. Например, при обжиге сульфидных руд цветных металлов (медных, цинковых, свинцовых) образуется оксид серы(IV). Так как он загрязняет окружающую среду, то на многих современных производствах этот газ при помощи специальных устройств улавливают и используют для получения серной кислоты. Например, при выплавке 1 т меди образуется 7,5 т сернистого газа, из которого можно получить более 10 т серной кислоты. В результате не происходит загрязнения окружающей среды, и предприятие получает дополнительную прибыль.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Какие методы применяют для ускорения процессов: а) взаимодействия твердого вещества с газом; б) растворения газа в жидкости?

2. Как осуществляется принцип противотока: а) при теплообмене; б) при растворении газов в жидкостях?
3. Напишите уравнения реакций, лежащих в основе получения серной кислоты, согласно схеме 9.
4. На конкретном примере поясните принцип безотходности производства. Составьте уравнения соответствующих реакций.

§ 31

ВЫХОД ПРОДУКТА РЕАКЦИИ

В процессе производства целевого продукта получают меньше, чем его должно образоваться в соответствии с теоретическими расчетами. Это связано с тем, что исходные вещества могут прореагировать неполностью, а продукты — потеряться в процессе производства (нарушение технологии, прилипание к стенкам аппаратов и т. д.).

Отношение массы, количества вещества или объема практически полученного вещества к теоретически рассчитанным величинам называют **выходом продукта реакции** (обозначают греческой буквой η — «эта»; выражают в долях единицы или процентах):

$$\eta(X) = \frac{m_{\text{пр}}(X)}{m_{\text{теор}}(X)} \quad \text{или} \quad \eta(X) = \frac{m_{\text{пр}}(X)}{m_{\text{теор}}(X)} \cdot 100\%$$

$$\eta(X) = \frac{\nu_{\text{пр}}(X)}{\nu_{\text{теор}}(X)} \quad \text{или} \quad \eta(X) = \frac{\nu_{\text{пр}}(X)}{\nu_{\text{теор}}(X)} \cdot 100\%$$

$$\eta(X) = \frac{V_{\text{пр}}(X)}{V_{\text{теор}}(X)} \quad \text{или} \quad \eta(X) = \frac{V_{\text{пр}}(X)}{V_{\text{теор}}(X)} \cdot 100\%$$

Здесь $m_{\text{пр}}(X)$, $\nu_{\text{пр}}(X)$, $V_{\text{пр}}(X)$ — масса, количество вещества и объем практически полученного вещества X;

$m_{\text{теор}}(X)$, $\nu_{\text{теор}}(X)$, $V_{\text{теор}}(X)$ — теоретически рассчитанные по уравнению реакции масса, количество вещества и объем.

Если практический выход оказывается равным теоретическому, то процесс (реакция) имеет *количественный выход*.

ВЫЧИСЛЕНИЕ ВЫХОДА ПРОДУКТА РЕАКЦИИ



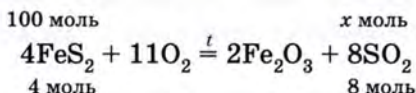
Задача 1. При обжиге 12 кг серного колчедана получено 9,6 кг оксида серы(IV). Рассчитайте выход продукта реакции.

Решение

Дано:

$$m(\text{FeS}_2) = 12 \text{ кг}$$

$$m_{\text{пр}}(\text{SO}_2) = 9,6 \text{ кг}$$



Найти: $\eta(\text{SO}_2)$

1. Вычисляем количество вещества FeS_2 :

$$\nu(\text{FeS}_2) = \frac{m(\text{FeS}_2)}{M(\text{FeS}_2)}; \quad \nu(\text{FeS}_2) = \frac{12\,000 \text{ г}}{120 \text{ г/моль}} = 100 \text{ моль.}$$

Для вычисления выхода продукта реакции (SO_2) нужно знать $m_{\text{пр}}$ и $m_{\text{теор}}$ оксида серы(IV). Первая величина указана в условии задачи, а $m_{\text{теор}}(\text{SO}_2)$ нужно рассчитать согласно уравнению реакции.

2. Вычисляем $m_{\text{теор}}(\text{SO}_2)$. Из уравнения реакции следует:

$$\frac{100 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = \frac{x \text{ моль}}{8 \text{ моль}}, \text{ откуда } x = \frac{100 \text{ моль} \cdot 8 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = 200 \text{ моль};$$

$$m_{\text{теор}}(\text{SO}_2) = \nu(\text{SO}_2) \cdot M(\text{SO}_2);$$

$$m_{\text{теор}}(\text{SO}_2) = 200 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 12\,800 \text{ г, или } 12,8 \text{ кг.}$$

3. Рассчитываем выход продукта реакции:

$$\eta(\text{SO}_2) = \frac{m_{\text{пр}}(\text{SO}_2)}{m_{\text{теор}}(\text{SO}_2)}; \quad \eta(\text{SO}_2) = \frac{9,6 \text{ кг}}{12,8 \text{ кг}} = 0,75, \text{ или } 75\%.$$

Ответ: $\eta(\text{SO}_2) = 75\%$.

ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ИЛИ ОБЪЕМА ПРОДУКТА РЕАКЦИИ ПО ЗНАЧЕНИЮ ВЫХОДА ПРОДУКТА РЕАКЦИИ



Задача 2. Сероводород объемом 33,6 л (н. у.) сожгли в избытке кислорода. Вычислите объем полученного оксида серы(IV), если выход продукта реакции равен 90%.

Решение

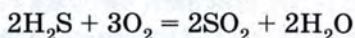
Дано:

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 33,6 \text{ л}$$

$$\eta(\text{SO}_2) = 90\%$$

1,5 моль

x моль



2 моль

2 моль

Найти: $V_{\text{пр}}(\text{SO}_2)$

1. Вычисляем количество вещества H_2S :

$$v(\text{H}_2\text{S}) = \frac{V(\text{H}_2\text{S})}{V_{\text{м}}(\text{H}_2\text{S})}; \quad v(\text{H}_2\text{S}) = \frac{33,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,5 \text{ моль.}$$

2. Находим теоретический объем SO_2 .

Из уравнения реакции следует, что $v(\text{SO}_2) = v(\text{H}_2\text{S}) = 1,5 \text{ моль}$;

$$V_{\text{теор}}(\text{SO}_2) = v_{\text{теор}}(\text{SO}_2) \cdot V_{\text{м}}(\text{SO}_2);$$

$$V_{\text{теор}}(\text{SO}_2) = 1,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 33,6 \text{ л.}$$

3. Находим объем практически полученного SO_2 .

Из формулы $\eta(X) = \frac{V_{\text{пр}}(X)}{V_{\text{теор}}(X)}$ следует:

$$V_{\text{пр}}(\text{SO}_2) = \eta(\text{SO}_2) \cdot V_{\text{теор}}(\text{SO}_2); \quad V_{\text{пр}}(\text{SO}_2) = 0,9 \cdot 33,6 \text{ л} = 30,24 \text{ л.}$$

Ответ: $V_{\text{пр}}(\text{SO}_2) = 30,24 \text{ л.}$

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. При обжиге 0,9 кг пирита получено 768 г оксида серы(IV). Вычислите выход продукта реакции.
2. Вычислите объем (н. у.) оксида серы(IV), необходимого для получения 200 г оксида серы(VI), если выход продукта составляет 87%.

§ 32

ОХРАНА АТМОСФЕРЫ

Производственная деятельность человека часто приводит к негативным изменениям в окружающей среде: каждый год исчезает все больше лесов и полей, в то время как размеры пу-

стынь растут; накапливаются промышленные и бытовые отходы, которые занимают площади пахотных земель, изменяют ландшафт, отравляют окружающую среду. Сжигание угля, нефти, бензина увеличивает содержание в атмосфере оксидов азота, углерода, серы и других веществ, которые губительно действуют на растительные и животные организмы, строительные сооружения. В результате человек должен защищать себя и среду своего обитания от собственного воздействия на нее.

Химии принадлежит важная роль в решении проблемы защиты окружающей среды: атмосферы, гидросферы, почвы.

ЗНАЧЕНИЕ АТМОСФЕРЫ

Атмосфера — это тонкая газовая оболочка, окружающая Землю. Если Землю сравнить с яблоком, то обеспечивающая нашу жизнь воздушная оболочка соответствует толщине его кожуры.

Чистый атмосферный воздух представляет собой смесь газов, содержащую (по объему) 78% азота, 21% кислорода, менее 1% аргона и около 0,03% оксида углерода(IV). В состав воздуха входят и водяные пары.

Слой атмосферы, располагающийся на высоте 25–30 км, содержит небольшое количество озона — этот озоновый щит поглощает около 99% ультрафиолетового излучения Солнца и ограничивает его поток к поверхности Земли. Если бы не озоновый слой, то коротковолновые лучи достигли бы поверхности Земли и уничтожили все живое — и животных, и растения. Помимо этого, озоновый слой поглощает инфракрасное излучение Земли, тем самым он препятствует ее охлаждению. Следовательно, озоновый слой не только защищает все живое на планете от коротковолновых лучей, но и играет важную роль в тепловом балансе атмосферы и Земли.

Значение атмосферного воздуха для всего живого на Земле невозможно переоценить. Человек может обходиться без пищи до семи недель, без воды — пять дней, а без воздуха всего лишь пять минут. При этом воздух должен иметь определенную чистоту, и любое отклонение от нормы опасно для здоровья.

Однако в последнее столетие наблюдается загрязнение атмосферы, обусловленное деятельностью человека.

ОСНОВНЫЕ ЗАГРЯЗНИТЕЛИ АТМОСФЕРЫ

К основным загрязнителям атмосферы относятся:

газообразные вещества — оксиды углерода (CO , CO_2), серы (SO_2 , SO_3), азота (N_2O , NO , NO_2), аммиак (NH_3), летучие органические соединения (метан, растворители и т. д.);

взвешенные частицы — пыль (почвенная, цементная, резиновая и т. д.), сажа, асбест, соли свинца, кадмия, мышьяка и др.; капельки жидких веществ, таких, как серная кислота, нефть, пестициды;

радиоактивные вещества, поступающие в атмосферу в виде газов или взвешенных частиц в результате взрывов атомных бомб, добычи урана и использования радиоактивных веществ в различных технологических процессах.

Главные загрязнители атмосферы, образующиеся в процессе производственной и иной деятельности человека, — *оксид серы(IV) SO_2 , оксид углерода(II) CO , оксиды азота и твердые частицы*. На их долю приходится около 98% в общем объеме выбросов вредных веществ.

Различают первичные и вторичные загрязнители воздуха.

Первичные загрязнители воздуха — вещества, которые непосредственно попадают в воздух в результате природных или осуществляемых человеком процессов (оксиды серы(IV), азота(II)).

Вторичные загрязнители воздуха — вещества, которые образуются уже в воздухе в результате химических реакций между первичными загрязнителями и составляющими воздуха (например, серная и азотная кислоты).

Количественной характеристикой выбросов является *предельно допустимая концентрация (ПДК)*.

ПДК — *максимально допустимое содержание загрязняющего вещества в окружающей среде, практически не влияющее отрицательно на живые организмы, в том числе и человека*. Предельно допустимые концентрации веществ в воздухе измеряют в миллиграммах на 1 м^3 воздуха ($\text{мг}/\text{м}^3$), а для водных объектов — в миллиграммах на 1 л воды ($\text{мг}/\text{л}$).

ИСТОЧНИКИ ЗАГРЯЗНЕНИЯ АТМОСФЕРЫ

Естественные источники загрязнения атмосферы — лесные и торфяные пожары, выветривание горных пород, эрозия почв, извержения вулканов (рис. 32). Большинство веществ, выброшен-



Рис. 32. Источники загрязнения атмосферы

ных в атмосферу в результате этих процессов, рассеиваются в атмосфере, их концентрации редко достигают значений, при которых они способны нанести вред человеку, животным, растениям.

К искусственным (антропогенным) источникам относятся *тепловые электростанции, автотранспорт и промышленные предприятия*. Например, только одна тепловая электростанция, работающая на мазуте с содержанием серы 4%, выбрасывает в атмосферу в сутки 1100 т оксидов серы, 350 т оксидов азота и до 100 т сажи.

Выхлопные газы автомобиля содержат более 240 химических соединений — продуктов сгорания топлива. Большая часть из них токсичны. В среднем один автомобиль выбрасывает в атмосферу в год оксида углерода(II) 135 кг, оксидов азота — 25 кг, углеводородов — 20 кг, оксидов серы — 4 кг, твердых частиц — 1,2 кг. Число автомашин и соответственно количество вредных выбросов непрерывно возрастает.

Много вредных веществ выбрасывают в атмосферу предприятия черной и цветной металлургии, нефтеперерабатывающей промышленности, заводы по переработке мусора (рис. 33). Следует обратить внимание на то, что среди источников загрязнения атмосферы доля химической промышленности невелика по объему — ее выбросы составляют около 2% всех промышленных выбросов. Но ввиду высокой токсичности и разнообраз-

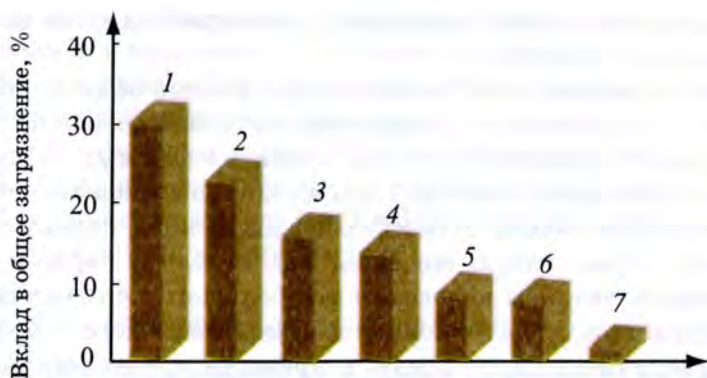


Рис. 33. Вклад различных отраслей промышленности в общее загрязнение атмосферы: 1 — теплоэнергетика; 2 — автотранспорт; 3 — черная металлургия; 4 — производство строительных материалов; 5 — цветная металлургия; 6 — нефтеперерабатывающая промышленность; 7 — химическая промышленность

разия (оксиды серы, азота, аммиак, сероводород, пыль и др.) они представляют значительную угрозу для человека, животных и растений.

ВЛИЯНИЕ ЗАГРЯЗНЕНИЯ АТМОСФЕРЫ НА ОКРУЖАЮЩУЮ СРЕДУ

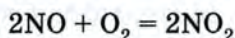
Загрязнение атмосферы — это изменение ее состава и свойств, которое оказывает негативное воздействие на здоровье человека и окружающую природную среду. Так, оксид серы(IV) и оксиды азота оказывают раздражающее действие на слизистые оболочки глаз, легких, носоглотки; они токсичны.

Кроме этого, оксиды серы и азота в атмосфере образуют серную и азотную кислоты, которые выпадают в виде *кислотных дождей, тумана, росы*. Это приводит к повышению кислотности почв и падению ее плодородия, гибели обитателей водоемов, замедлению роста культурных растений, таких, как помидоры, соя, фасоль, морковь, капуста, хлопок, ослаблению или гибели деревьев (особенно хвойных пород), росту числа заболеваний дыхательной системы человека. Кислотные дожди губительно действуют на строительные сооружения и архитектурные памятники из мрамора, усиливают коррозию металлов и приводят к разрушению металлических конструкций — мостов и опор. Из-за переноса воздушных масс на большие расстояния кислотные дожди выпадают в сотнях километров от источника загрязнения.

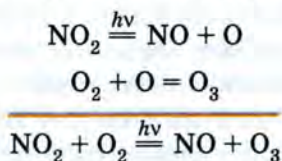
Пыль, содержащая оксид кремния(IV), вызывает тяжелое заболевание легких — силикоз.

Повышение среднегодовой температуры ученые объясняют накоплением в атмосфере так называемых парниковых газов — оксида углерода(IV), метана, фреонов, оксидов азота и др. Парниковые газы, и в первую очередь углекислый газ, задерживают тепловое излучение Земли. Атмосфера, насыщенная парниковыми газами, играет такую же роль, как стекло в парнике. В связи с использованием человеком все большего количества топлива: нефти, газа, угля — концентрация углекислого газа в атмосфере увеличивается, что может привести к потеплению климата на Земле, таянию полярных льдов и повышению уровня Мирового океана. Так, при повышении температуры на 1,5–2 °C уровень океана поднимется на 0,5–2 м. Это приведет к затоплению приморских равнин более чем в 30 странах, заболачиванию обширных территорий и другим неблагоприятным последствиям.

Выхлопные газы автотранспорта содержат ядовитый оксид углерода(II), оксиды азота, оксид серы(IV), углеводороды, соединения свинца. Оксид углерода(II) взаимодействует с гемоглобином крови и снижает способность крови переносить кислород. Выхлопные газы могут быть одной из причин образования *смога* над городами с интенсивным автомобильным движением. Смог — смесь первичных и вторичных загрязнителей. Последние образуются в атмосфере в результате взаимодействия некоторых первичных загрязнителей (особенно оксидов азота и углеводородов) друг с другом под влиянием солнечного света (*фотохимический смог*). Так, в выхлопных газах содержится оксид азота(II), который окисляется на воздухе:



Под действием ультрафиолетового излучения Солнца молекулы NO_2 распадаются. Образовавшийся атомарный кислород взаимодействует с молекулами кислорода и образует озон:



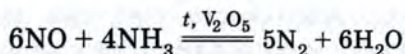
Озон и продукты его взаимодействия с летучими органическими веществами — наиболее токсичные вещества, содержащиеся в смоге. Смог вызывает удушье, приступы бронхиальной астмы, аллергические реакции.

В некоторых городах России (Кемерово, Ангарск, Новокузнецк и др.), особенно в тех, которые расположены в низинах, с ростом числа автомобилей вероятность образования фотохимического смога увеличивается.

ОХРАНА АТМОСФЕРЫ ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЙ

Проблема защиты воздушного бассейна от загрязнений — одна из важнейших задач, стоящих перед человечеством. Она решается разными методами.

♦ Создание высокоэффективных очистных сооружений. Очистка выбросов от твердых загрязняющих веществ проводится с помощью электрофильтров, циклонов и др., а от газообразных — с помощью различных поглотителей (жидких, твердых) или каталитических реакций. Например, очистка газовых выбросов химических предприятий от оксидов азота основана на их каталитическом восстановлении аммиаком:



Капитальные затраты на очистные сооружения в зависимости от природы и концентрации загрязнителей составляют от 2 до 60% всех затрат на сооружение объекта.

♦ Комплексное использование сырья, создание малоотходных и безотходных технологий. Еще Д. И. Менделеев писал: «В химии нет отходов, а есть неиспользованное сырье».

♦ Очистка топлива от вредных примесей (например, от соединений серы) и переход на экологически чистые виды топлива. Очищенное топливо при горении дает значительно меньше вредных выбросов. Один из кардинальных путей решения проблемы защиты воздушного бассейна — использование в качестве топлива водорода.

♦ Создание электромобилей или уменьшение токсичности выхлопных газов путем правильной регулировки топливной системы автомобиля и применения катализаторов, которые устанавливают в выхлопных трубах автомобилей.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Какие экологически опасные газы могут выбрасываться в атмосферу при работе следующих промышленных предприятий: а) тепловой электростанции; б) завода по производству серной кислоты, азотной кислоты? Составьте уравнения соответствующих реакций.
2. Окружающая среда загрязняется в меньшей степени при сжигании: а) метана; б) водорода; в) бензина; г) угля.
3. Какие факторы рельефа и климата помогают уменьшить (увеличить) загрязнение воздуха в вашей местности?

§ 33

ОХРАНА ГИДРОСФЕРЫ И ПОЧВЫ

ЗНАЧЕНИЕ ГИДРОСФЕРЫ

Гидросфера — это водная оболочка Земли, расположенная между атмосферой и твердой земной корой.

Вода встречается на Земле практически повсеместно. Она покрывает $\frac{3}{4}$ земной поверхности океанами, морями, реками и озерами. В газообразном состоянии вода содержится в атмосфере, в виде огромных масс снега и льда лежит круглый год на вершинах высоких гор и полюсах Земли. В недрах Земли также находится вода, пропитывающая почву и горные породы. Общие запасы воды на Земле составляют 138,6 млн км³. Однако 97% приходится на соленую или в значительной мере минерализованную воду. Объем пресной воды ограничен и составляет 3% общих запасов воды на Земле. Из этого количества пресной воды человечество может использовать лишь 0,003%.

В природных условиях осуществляется постоянный круговорот воды, приводящий к ее самоочищению. Без этих процессов Земля имела бы совсем другой вид. Современное строение земной поверхности возникло под влиянием механического и химического воздействия воды. Без воды не было бы жизни на Земле. Вода — важнейшая составная часть растений и животных. Наш организм на 65–70% состоит из воды, а у некоторых медуз до 99% массы тела составляет вода. Вода необходима сельскому хозяйству (для выращивания 1 т риса требуется более 7 тыс. т

воды) и промышленности (для получения 1 т стали необходимо 150 т воды).

ИСТОЧНИКИ И ВИДЫ ЗАГРЯЗНЕНИЯ ВОДЫ

С развитием промышленности, сельского хозяйства, ростом городов увеличивается расход воды. Одновременно усиливается и ее загрязнение промышленными и бытовыми отходами (рис. 34).

Перечислим наиболее распространенные загрязнители воды.

Твердые, нерастворяющиеся в воде частицы почвы, глины, шлаков и других неорганических и органических веществ попадают в воду в результате эрозии пахотных земель, пастбищ, а также работы предприятий добывающей, металлургической, строительной и химической промышленности. Находящиеся во взвешенном состоянии вещества замутняют воду, тормозят процесс фотосинтеза у водорослей, засоряют жабры рыб и фильтры моллюсков. Донные осадки разрушают места кормежки и нереста рыб, засоряют озера, реки, каналы и гавани осадочными породами.

Высокое содержание *растворимых в воде неорганических веществ* — кислот, солей, соединений токсичных металлов (свинец, ртуть и др.) — наносит ущерб популяциям рыб, снижает урожайность сельскохозяйственных культур, ускоряет коррозию оборудования, для работы которого необходима вода. Превышение ПДК соединений токсичных металлов ведет к поражению слуха, нервной системы, зрения у человека.

Минеральные удобрения при попадании в водоемы вызывают чрезмерный рост водной растительности, которая затем отмира-



Рис. 34. Источники загрязнения воды

ет и разлагается, лишая воду растворенного в ней кислорода. Вода приобретает гнилостный запах, гибнет рыба и другие обитатели водоемов.

Органические вещества промышленного происхождения (нефть, бензин, растворители, моющие средства, пестициды и др.) входят в состав стоков химической, нефтехимической, целлюлозно-бумажной и других отраслей промышленности. Наибольшую угрозу чистоте водоемов создают нефть и нефтепродукты. В Мировой океан ежегодно поступает в среднем 13–14 млн т нефтепродуктов. Нефтяное загрязнение опасно по двум причинам. Во-первых, на поверхности воды образуется пленка, которая препятствует доступу кислорода к морской флоре и фауне (1 т нефти, растекаясь по водной поверхности, образует пятно площадью 12 км²). Эта пленка опасна для птиц и морских животных. Во-вторых, нефть токсична, при ее содержании в воде 10–15 мг/кг гибнут планктон и мальки рыб.

Органические вещества биологического происхождения (содержат бактерии, вирусы) попадают в воду из канализационных (бытовых) систем и животноводческих хозяйств. Они вызывают различные заболевания: дизентерию, тиф, инфекционный гепатит, холеру и др., а также гибель рыб.

Радиоактивные вещества наносят большой вред жизни обитателей водоемов и здоровью людей. Они могут вызвать мутации ДНК, которые приводят к врожденным дефектам, являются причиной раковых заболеваний и обуславливают повреждение генетического кода. Их источники — заводы по очистке урановой руды и по переработке ядерного горючего для реакторов, места захоронения радиоактивных отходов.

ОХРАНА ВОДНЫХ РЕСУРСОВ ОТ ЗАГРЯЗНЕНИЯ

Для России проблема охраны и использования водных ресурсов весьма актуальна. Практически все поверхностные воды загрязнены выше установленных норм, по отдельным загрязнителям ПДК превышены в 5–40 раз. Около половины населения России потребляет загрязненную недоброкачественную воду, которая может быть причиной различных изменений в организме и способствовать возникновению инфекционных и других заболеваний.

Первостепенное значение имеет охрана водных источников от истощения, а также от загрязнения сточными водами.

Основные направления рационального использования водных ресурсов:

- ♦ разработка технологий с минимальным потреблением воды;

- ♦ создание технологических процессов, в которых отработанная вода не сбрасывается в водоемы, а после очистки снова используется (системы оборотного и повторного использования воды);

- ♦ применение новых технологий очистки сточных вод.

Сточной называют воду, использованную на производственные или бытовые нужды, изменившую свойства в результате загрязнения и подлежащую очистке.

Выбор метода очистки сточной воды определяется характером и свойствами примесей. Так, взвешенные примеси удаляют фильтрованием. Ионные примеси, которые могут образовывать малорастворимые соединения, переводят в осадок. Примеси-окислители удаляют восстановлением, а примеси-восстановители — окислением. Бытовые сточные воды, которые в основном содержат органические вещества, подвергают биологической очистке. С этой целью в специальных бассейнах, которые продувают воздухом, микроорганизмы превращают органические соединения в ил, способный осесть. Выпавший осадок собирают, высушивают и компостируют или в жидком виде отправляют на поля в качестве удобрений. Таким образом, знание состава и свойств примесей позволяет выбрать тот или иной способ их удаления.

ОХРАНА ПОЧВЫ

Почва — это тонкий (не более 2 м) поверхностный слой земной коры, который образуется и развивается в результате взаимодействия растительности, животных, микроорганизмов, горных пород и является самостоятельным природным образованием. Важнейшее свойство почвы — плодородие. Жизнь человека и других организмов зависит от почвы. Пищу, которую мы употребляем в том или ином виде, дает почва. Кроме этого почва обеспечивает нас древесиной, бумагой, хлопком и другими важными материалами. Почва очищает воду, которую мы пьем.

Подобно воздуху и воде, почва подвержена загрязнению. Рассмотрим основные загрязнители почвы.

Пестициды (ядохимикаты) — химические препараты, которые применяют для борьбы с вредителями сельскохозяйственных культур. При рассеивании пестициды распространяются ветром на большие пространства, удаленные от мест их применения. Многие из них могут сохраняться в почвах достаточно долго. Следы пестицидов прослеживаются во многих продуктах, выращенных на обработанных этими химикатами почвах, в грунтовой воде, которую пьют многие люди, и в воздухе, которым мы дышим. Они поражают различные компоненты природных экосистем, снижают численность полезных насекомых и птиц, а в итоге представляют опасность и для самого человека. Пестициды, содержащие хлор (ДДТ, гексахлоран и др.), отличаются не только высокой токсичностью, но и чрезвычайной биологической активностью и способностью накапливаться в различных звеньях пищевой цепи. Даже в ничтожных концентрациях пестициды подавляют иммунную систему организма, повышая таким образом его чувствительность к инфекционным заболеваниям. В более высоких концентрациях эти вещества оказывают мутагенное и канцерогенное действие на организм человека.

В настоящее время получены пестициды (фосфорорганические препараты), которые разлагаются во внешней среде, что обеспечивает безопасность их применения. Но наиболее перспективным является применение биологических методов защиты растений, что позволит уменьшить степень загрязнения среды пестицидами.

К загрязнителям почвы относятся также *удобрения*. В настоящее время почвы восстанавливают и сохраняют путем внесения минеральных удобрений. За период с 1950 по 2000 г. их мировое потребление увеличилось примерно в 10 раз. К 2000 г. каждый третий человек в мире питался зерном и другой сельскохозяйственной продукцией, которые были получены благодаря применению минеральных удобрений.

Минеральные удобрения оказывают прямое и косвенное воздействие на почву. Они способствуют активизации микробиологических процессов в почве, но это приводит к ухудшению ее физико-химических свойств (изменяются состав и структура плодородного слоя почвы — гумуса, происходит подкисление почв).

В ряде стран среди минеральных удобрений доминируют азотные (42–72%). При несоблюдении норм и условий их применения в почвах и растениях накапливаются нитраты, которые в

конечном счете поступают в организм человека и в желудочно-кишечном тракте восстанавливаются микрофлорой до высокотоксичных нитритов.

Для получения сельскохозяйственной продукции с пониженным содержанием нитратов и предотвращения смыва удобрений в водоемы удобрения капсулируют — покрывают плохо растворимой в воде оболочкой. Выделение удобрения в почву происходит за счет диффузии сквозь оболочку капсулы. Это значительно увеличивает коэффициент использования удобрений растениями.

Вывоз *промышленных и бытовых отходов* на свалки ведет к загрязнению и нерациональному использованию земельных угодий, загрязнению поверхностных и грунтовых вод, росту транспортных расходов и безвозвратной потере ценных материалов и веществ. Особую проблему в городской среде составляет ликвидация бытовых отходов, количество которых возрастает с повышением уровня жизни в городе, а эффективных способов их переработки и уничтожения на сегодня ничтожно мало.

ВОПРОСЫ И ЗАДАНИЯ

1. Составьте схему круговорота воды в природе. Какое значение в природе имеет вода?
2. Какие имеются источники загрязнения воды в вашей местности? Откуда вы получаете питьевую воду? Как очищается источник питьевой воды?
3. В виде каких нерастворимых солей можно удалить из сточных вод ионы:
а) Pb^{2+} ; б) Cu^{2+} ; в) Zn^{2+} ; г) PO_4^{3-} ; д) SO_4^{2-} ?
Составьте уравнения этих реакций.
4. Следует ли запретить размещение опасных отходов в глубоких подземных скважинах? Объясните.
5. Укажите примеры нерационального использования земли в вашем регионе.
6. Назовите преимущества и недостатки применения минеральных удобрений. Почему почве помимо минеральных необходимы и органические удобрения?

Практические работы

Призывая к теоретическим химическим знаниям, я убежден, что зову людей к полезному труду... А для этого необходимо усвоить прежде всего химическую практику, т. е. мастерство предмета, искусство спрашивать природу и слышать ее ответы в лабораториях и книгах.

Д. И. Менделеев



Перед выполнением практических работ повторите правила работы в химической лаборатории.

Работа 1

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ГОМОГЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Опыт 1. Влияние природы реагирующих веществ

В две пробирки налейте по 2 см^3 соляной кислоты и опустите в одну пробирку стружку магния или алюминия, в другую — железа. Что наблюдаете? Объясните результаты опыта.

Опыт 2. Влияние концентрации реагирующих веществ

В одну пробирку налейте 2 см^3 соляной кислоты, в другую — 1 см^3 соляной кислоты и 1 см^3 воды. Опустите в каждую пробирку по одной грануле цинка. Сравните интенсивность выделения водорода. Первую пробирку оставьте в качестве контрольной для опытов 3 и 5.

Опыт 3. Влияние температуры

В пробирку опустите гранулу цинка и налейте 2 см^3 соляной кислоты. Содержимое пробирки подогрейте (опустите в стакан с горячей водой). Сравните интенсивность выделения водорода с контрольной пробиркой.

Опыт 4. Влияние катализатора

В три пробирки налейте по 2 см^3 3%-ного раствора пероксида водорода. В первую пробирку добавьте несколько крупинок ок-

сида марганца(IV), во вторую — 5–6 капель раствора хлорида железа(III).

Сравните интенсивность выделения газа в этих двух пробирках со скоростью его выделения в третьей пробирке.

Убедитесь с помощью тлеющей лучины, что выделяющийся газ — кислород.

Для опытов 1–3 напишите уравнения реакций в молекулярном и кратком ионно-молекулярном виде.

ГЕТЕРОГЕННЫЕ РЕАКЦИИ

Опыт 5. Влияние площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ

В пробирку внесите порошок цинка примерно такой же массы, как гранула, и налейте 2 см³ соляной кислоты. Сравните интенсивность выделения водорода с контрольной пробиркой.

Укажите, какие факторы влияют на скорость реакции.

Работа 2

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Опыт 1. Реакция среды в растворах различных солей

В четыре пробирки налейте по 1 см³ дистиллированной воды и по 1–2 капли раствора лакмуса. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в остальные добавьте по 1–2 кристаллика солей: в первую — хлорида калия, во вторую — хлорида алюминия, в третью — карбоната калия. Растворы встряхните для ускорения растворения солей.

По изменению окраски лакмуса сделайте вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Полученные результаты занесите в табл. 22.

Таблица 22

Формула соли	Окраска лакмуса	Реакция среды	pH раствора (pH < 7, pH = 7 или pH > 7)

Какие из испытуемых солей подверглись гидролизу? Напишите краткие ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза.

Опыт 2. Влияние температуры на гидролиз

К 2–3 см³ раствора ацетата натрия прилейте 1–2 капли фенолфталеина. Заметьте интенсивность окраски.

Напишите молекулярное и краткое ионно-молекулярное уравнение гидролиза этой соли.

Нагрейте пробирку с раствором до кипения. Как меняется интенсивность окраски? Какой вывод об изменении концентрации ионов OH^- в растворе можно сделать на основании изменения окраски фенолфталеина при нагревании? В каком направлении смещается равновесие гидролиза?

Охладите нагретую пробирку в холодной воде. Происходит ли снова смещение равновесия гидролиза?

Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза соли.

Работа 3

ПОЛУЧЕНИЕ, СОБИРАНИЕ И РАСПОЗНАВАНИЕ ГАЗОВ



При выполнении опытов соблюдайте правила безопасности: вспомните правила обращения со спиртовкой и нагревания веществ, правила обращения с кислотами и ознакомления с запахом веществ.

Вам известно, что конструкция прибора для получения и собирания газов зависит от свойств получаемого газа и исходных веществ. Решите, какой конструкции прибор вы будете собирать для выполнения одного из заданий (рис. 35).

Задание 1. Получите, соберите и распознайте водород.

Задание 2. Получите, соберите и распознайте оксид углерода(IV).

Задание 3. Получите, соберите и распознайте кислород.

Составьте уравнения соответствующих реакций.

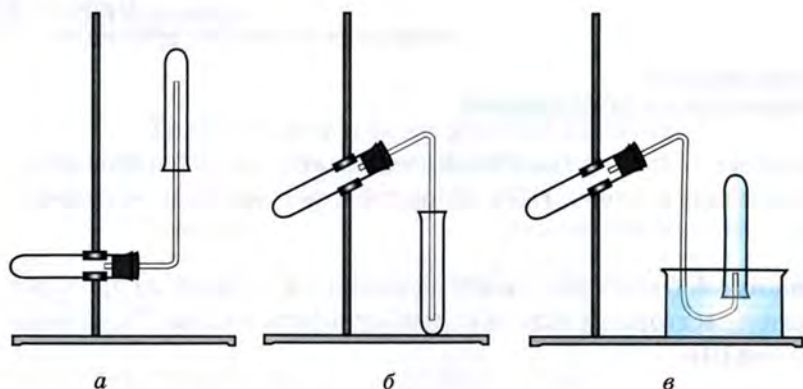


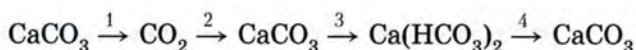
Рис. 35. Приемы собирания газов: *а* — газ легче воздуха; *б* — газ тяжелее воздуха; *в* — газ нерастворим в воде

Работа 4

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ЗАДАЧИ ПО ТЕМЕ «ВЕЩЕСТВА И ИХ СВОЙСТВА»

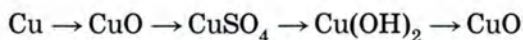
Задание 1. Экспериментально докажите, что выданное вам вещество — серная кислота.

Задание 2. Осуществите практически следующие превращения:



Задание 3. Экспериментально определите, какой из металлов — цинк или медь — находится в электрохимическом ряду напряжений до водорода.

Задание 4. Осуществите практически следующие превращения:



Напишите уравнения всех реакций, для окислительно-восстановительных составьте схемы электронного баланса, для реакций ионного обмена — краткие ионно-молекулярные уравнения.

**ИДЕНТИФИКАЦИЯ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ**

Задание 1. Экспериментально докажите, что выданное вещество: а) хлорид железа(III); б) ортофосфат натрия; в) сульфат цинка.

Задание 2. Одним реактивом распознайте, в какой из пробирок находятся растворы сульфата калия, сульфата железа(II), сульфата железа(III).

Задание 3. Одним реактивом распознайте, в какой из пробирок находятся растворы силиката натрия, хлорида натрия, карбоната натрия.

Задание 4. Используя только раствор лакмуса, распознайте, в какой из пробирок находятся растворы карбоната натрия, нитрата алюминия, нитрата натрия.

Задание 5. Распознайте следующие вещества: дистиллированную воду, растворы хлороводорода, гидроксида натрия, фенолфталеина, пользуясь только этими растворами.

Напишите уравнения всех реакций.

Приложение

Тривиальные и исторические названия некоторых веществ

Название	Химическая формула
Алебастр (жженный гипс)	$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$
Аммиачная вода	18–25%-ный раствор NH_3 в воде
Английская (горькая) соль	$\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Асбест	$3\text{MgO} \cdot \text{CaO} \cdot 4\text{SiO}_2$
Бертолетова соль	KClO_3
Боксит	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$
Болотный (рудничный) газ	CH_4
Веселящий газ	N_2O
Водяной газ	Смесь CO и H_2
Гашеная известь (пушонка)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
Гипс	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Глауберова соль (мирабилит)	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Глинозем (корунд)	Al_2O_3
Гремучий газ (гремучая смесь)	Смесь двух объемов H_2 и одного объема O_2
Доломит	$\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$
Едкий натр	NaOH
Едкое кали	KOH
Железный (серный) колчедан, пирит	FeS_2
Жженая магнезия	MgO
Жидкое стекло	Водный раствор Na_2SiO_3 (K_2SiO_3)
Известковая вода (известковое молоко)	Насыщенный водный раствор гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Название	Химическая формула
Известь:	
белильная (хлорная)	$\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$
гашеная (едкая)	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
жженая (негашеная)	CaO
натронная	$2\text{CaO} + \text{NaOH}$
Известняк (мел, мрамор, кальцит)	CaCO_3
Каменная (поваренная) соль	NaCl
Каолинит (белая глина, каолин)	$\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
Карбамид (мочевина)	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$
Кварц (кремнезем, песок)	SiO_2
Квасцы:	
алюмокалиевые	$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
железоаммонийные	$\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
хромокалиевые	$\text{KCr}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$
Криолит	$\text{AlF}_3 \cdot 3\text{NaF}$ или $\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$
Купорос:	
железный	$\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
медный	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
цинковый	$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
Купоросное масло	H_2SO_4 (91–92%-ная)
Ляпис (адский камень)	AgNO_3 (обычно сплав одной части AgNO_3 и двух частей KNO_3)
Малахит	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ или $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
Наждак	Al_2O_3
Нашатырь	NH_4Cl
Нашатырный спирт	3–10%-ный раствор NH_3 в воде
Олеум	Раствор SO_3 в безводной H_2SO_4

Название	Химическая формула
Пергидроль	H_2O_2 (30%-ный раствор в воде)
Плавиковая кислота	Раствор HF в воде
Поташ	K_2CO_3
Сажа белая	Аморфный SiO_2
Свинцовый сахар	$\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
Селитра:	
аммиачная (аммонийная)	NH_4NO_3
калийная (индийская)	KNO_3
кальциевая (норвежская)	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
натриевая (чилийская)	NaNO_3
Силан	SiH_4
Сильвинит	$\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$
Синильная кислота	HCN
Сода:	
кальцинированная	Na_2CO_3
каустическая (каустик)	NaOH
кристаллическая	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
питьевая	NaHCO_3
Соль Мора	$(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
«Сухой лед»	CO_2 в твердом состоянии
Тальк	$3\text{MgO} \cdot 4\text{SiO}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Угарный газ	CO
Углекислота	CO_2
Фосген	COCl_2
Фосфин	PH_3
Хлорная вода	Водный раствор Cl_2
Цинковая обманка (сфалерит)	ZnS

Названия, формулы кислот и их кислотных остатков

Кислота	Формула кислоты	Формула кислотного остатка	Название кислотного остатка
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	Нитрат
Азотная	HNO_3	NO_3^-	Нитрат
Бромоводородная	HBr	Br^-	Бромид
Иодоводородная	HI	I^-	Иодид
Кремниевая	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Силикат
Марганцовая	HMnO_4	MnO_4^-	Перманганат
Муравьиная	HCOOH	HCOO^-	Формиат
Олеиновая	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COO}^-$	Олеат
Ортофосфорная	H_3PO_4	PO_4^{3-}	Ортофосфат
Серная	H_2SO_4	SO_4^{2-}	Сульфат
Сернистая	H_2SO_3	SO_3^{2-}	Сульфит
Сероводородная	H_2S	S^{2-}	Сульфид
Соляная	HCl	Cl^-	Хлорид
Стеариновая	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO}^-$	Стеарат
Угольная	H_2CO_3	CO_3^{2-}	Карбонат
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	Ацетат
Фтороводородная	HF	F^-	Фторид
Хлорноватистая	HClO	ClO^-	Гипохлорит
Хлористая	HClO_2	ClO_2^-	Хлорит
Хлорноватая	HClO_3	ClO_3^-	Хлорат
Хлорная	HClO_4	ClO_4^-	Перхлорат
Хромовая	H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	Хромат
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Оксалат

Наиболее распространенные сплавы

Сплав	Приблизительный состав, %	Применение
На основе железа		
Чугун	Углерод 2–4,5, железо около 93, кремний, марганец, фосфор и др.	Машиностроение
Сталь: жаропрочная	Хром 15–20, никель 8–15, вольфрам 5–7, железо 60–70	Лопатки газовых турбин, детали реактивных двигателей и ракетных установок
нержавеющая	Никель 8–20, хром 10–20, железо 60–80	Аппараты для химической, пищевой, машиностроительной промышленности
На основе меди		
Латунь	Цинк 4–50, остальное медь	Машиностроение, судостроение, декоративные изделия
Бронзы: оловянные	Олово до 19, остальное медь	Машиностроение, декоративные изделия
алюминиевые	Алюминий 5–10, добавки железа, марганца, никеля, остальное медь	Машиностроение, декоративные изделия, изготовление монет, медалей
Мельхиор	Никель 20–30, медь 68–78, железо, марганец и др. до 2	Судостроение, посуда, ювелирные изделия
На основе других металлов		
Нихром	Хром 20, никель 80	Нагревательные элементы, проволока для электротехнической промышленности
Дуралюмин	Магний 0,5, марганец 0,5, медь 5, алюминий 94	Авиационное
Свинец аккумуляторный	Сурьма 6, свинец 94	Аккумуляторные пластины
Серебро монетное	Медь 10, серебро 90	Монеты
Припой	Олово 50, свинец 50	Пайка железных предметов

Ответы к расчетным задачам

§ 12

1. $2\text{Ca (тв.)} + \text{O}_2 \text{ (г.)} = 2\text{CaO (тв.)} + 1270 \text{ кДж.}$
2. 76,5 кДж.
3. 0,001 моль/(л · с);
- 0,98 моль/л.

§ 13

3. а) увеличится в 256 раз;
- б) уменьшится в 16 раз.
4. За 37,5 с.

§ 16

2. 51,2%.

§ 17

1. 430 г.
2. 8,38%.
3. 0,332 М.

§ 19

2. 0,6 моль.

§ 20

2. 4 моль.
3. в.

§ 22

3. 2,63%.

§ 23

3. 24,5 г.
4. 1 504 742 кДж.
5. 80,5 г.

§ 24

2. 0,2 моль.
3. 37,5%.

§ 26

3. 593,75 см³.
4. 2 моль.
5. 16,8 л.

§ 27

4. 10,4 кДж.
6. 11,5 г.

§ 28

3. 34,8% Cu; 30,4% Fe.
4. 5,6 л.
5. 4,2 л.

§ 29

2. 16,5 г.
5. 54% Al и 46% Fe.

§ 31

1. 80%.
2. 64,37 л.

Предметно-именной указатель

- А**
Активная частица 55
Акцептор 26
Атмосфера 148
Атом 5
Атомная орбиталь 8
Атомный (порядковый) номер элемента 6
Аэрозоль 66
- Б**
Безотходная технология 144
- В**
Валентное возбуждение атома 28
Валентность 28
Вант-Гофф Я. 54
Взвесь 66
Восстановитель 81
Выход продукта реакции 145
- Г**
Гель 67
Гибридизация 35
Гидратация 70
Гидраты 70
Гидрозоль 66
Гидролиз солей 113
Гидроксид 102
— амфотерный 106
Гидросфера 154
- Д**
Дисперсионная среда 66
Дисперсная система 66
Дисперсная фаза 66
Длина связи 32
Донор 26
Донорно-акцепторный механизм образования связи 26
Дэви Г. 86
- З**
Закон периодический 16
Золь 66
- И**
Изотопы 6
Ингибитор 59
- К**
Катализ
— гетерогенный 58
— гомогенный 57
Катализатор 56
Кислота 104
Кислота-окислитель 135
Коагуляция 67
Комплексное использование сырья 144
Концентрация молярная 74
Коррозия
— металлов 92
— химическая 92
— электрохимическая 93
Кристаллическая решетка
— атомная 44
— ионная 44
— металлическая 45
— молекулярная 44
Кристаллогидраты 70
- Л**
Легирование 95
Ле Шателье А. 61

М

Массовая доля растворенного вещества 74
Массовое число 5
Металлургия 129
Металлы 128
Метод электронного баланса 82
Молярная концентрация 74

Н

Направленность связи 33
Насыщаемость связи 33
Нейтрон 5
Неметаллы 121
Неэлектролит 76

О

Обменный механизм образования связи 24
Окислитель 81
Окислительно-восстановительные реакции 81
Оксид 98
— амфотерный 100
— кислотный 99
— несолеобразующий 99
— основной 99
— солеобразующий 99
Орбиталь атомная 8
Основание 103

П

ПДК 149
Пестициды 158
Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева 16
Периодический закон 16
Покрытие
— анодное 96
— катодное 95
Полинг Л. 34
Почва 157

Правило Вант-Гоффа 53
Принцип Ле Шателье 61
Протекторная защита 96
Протон 5

Р

Равновесие химическое 61
Раствор 69
— истинный 68
— коллоидный 66
— насыщенный 71
Растворимость 71
Реакции
— гетерогенные 51
— гомогенные 51
— ионного обмена 77
— каталитические 56
— необратимые 60
— обратимые 60
— окислительно-восстановительные 81
— экзотермические 48
— эндотермические 48
Решетка кристаллическая
— — атомная 44
— — ионная 44
— — металлическая 45
— — молекулярная 44

С

Связь
— водородная 41
— ионная 37
— ковалентная 24
— — неполярная 26
— — полярная 26
— кратная 33
— металлическая 45
— пи (π) 33
— сигма (σ) 33
— химическая 24
Скорость реакции 49
Смещение равновесия 61

Соль

- кислая 110
- основная 111
- средняя 108

Степень

- гидролиза 118
- ионности связи 39
- окисления 30

Суспензия 67

Т

Температурный коэффициент скорости реакции 54

Тепловой эффект реакции 48

Термохимическое уравнение 48

Ф

Формульная единица вещества 40

Х

Химическая связь 24

Химическая технология 144

Химический элемент 6

- — *s*-, *p*- 11
- — *d*- 12

Химическое равновесие 61

Э

Электролиз 86

Электролит 76

- сильный 76
- слабый 77

Электролитическая

диссоциация 76

Электронная формула атома 10

Электронно-графическая формула атома 13

Электронное облако 7

Электроны

- неспаренные 8
- спаренные 8
- *s*-, *p*-, *d*- 8

Электрохимический ряд напряжений металлов 131

Эмульсия 67

Энергия

- активации 55
- связи 32

Энергетический

- уровень 9
- подуровень 9

Эффект Тиндала 67

Я

Ядро атома 5

ОГЛАВЛЕНИЕ

Как работать с учебником	3
--------------------------------	---

Глава I. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

§ 1. Состав атома. Изотопы	5
§ 2. Состояние электронов в атоме	7
§ 3. Электронные конфигурации атомов	10
§ 4. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	16

Глава II. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

§ 5. Ковалентная связь	24
§ 6. Валентность и валентные возможности атома. Степень окисления	28
§ 7. Основные характеристики ковалентной связи	32
§ 8. Гибридизация атомных орбиталей.	34
§ 9. Ионная связь	37
§ 10. Водородная связь	40
§ 11. Типы кристаллических решеток	43

Глава III. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ И ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИХ ПРОТЕКАНИЯ

§ 12. Энергетика и скорость химических реакций	47
§ 13. Факторы, влияющие на скорость химических реакций ..	52
§ 14. Химическое равновесие	59

Глава IV. РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

§ 15. Дисперсные системы и их классификация	66
§ 16. Растворы	69
§ 17. Концентрация растворов.	74
§ 18. Электролитическая диссоциация.	76

Глава V. РЕАКЦИИ С ИЗМЕНЕНИЕМ СТЕПЕНЕЙ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

§ 19. Окислительно-восстановительные реакции	81
§ 20. Электролиз	86
§ 21. Коррозия металлов	92

Глава VI. СЛОЖНЫЕ

НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

§ 22. Оксиды	98
§ 23. Гидроксиды	102
§ 24. Соли	107
§ 25. Гидролиз солей	112

Глава VII. ПРОСТЫЕ ВЕЩЕСТВА

§ 26. Общая характеристика и способы получения неметаллов	121
§ 27. Свойства неметаллов	124
§ 28. Общая характеристика и способы получения металлов ..	128
§ 29. Свойства металлов	131

Глава VIII. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕХНОЛОГИЯ.

ОХРАНА ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ

§ 30. Производство серной кислоты контактным способом ...	139
§ 31. Выход продукта реакции	145
§ 32. Охрана атмосферы	147
§ 33. Охрана гидросферы и почвы	154

ПРАКТИЧЕСКИЕ РАБОТЫ	160
Приложение	165
Ответы к расчетным задачам	170
Предметно-именной указатель	171

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ, СОЛЕЙ В ВОДЕ И ЦВЕТ ОСАДКОВ

Гидролиз солей по катиону

Ионы			Н ⁺	Катионы гидроксидов																				
				сильных оснований					слабых оснований							амфотерных					слабо амф.			
				K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	NH ₄ ⁺	Mg ²⁺	Fe ²⁺	Ni ²⁺	Mn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Be ²⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺	
ОН ⁻	Гидроксид		Р	Р	Р	Р	М	Р↑	Бл	Бл	З	Бл	—	—	Бл	Сз	Бл	Бл	Бл	Бл	Бл	Бр	С	
Анионы кислот	сильных	NO ₃ ⁻	Нитрат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Гд	Р	Р	
		SO ₄ ²⁻	Сульфат	Р	Р	Р	Р	Бл	М	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н ^г	Р	Р	Р	Р	Бл	Р	Р	Р
		I ⁻	Иодид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Ж	К	Р	М	Р	Р	Ж	Ок	—	—
		Br ⁻	Бромид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Бж	М	Р	Р	Р	Р	Бж	Гд	Р	Р
		Cl ⁻	Хлорид	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Бл	Р	Р	Р	Р	Р	Бл	Р	Р	Р
	слабых	SO ₃ ²⁻	Сульфит	Р↑	Р	Р	Р	Бл	Бл	Р	М	Сз	З	Бл	Бл	—	Гд	Гд	Гд	Бл	Бл	—	—	Н ^г
		PO ₄ ³⁻	Ортофосфат	Р	Р	Р	Бл	Бл	Бл	—	Бл	Бл	З	Бл	Ж	Бл	Бл	З	Бл	Бл	Бл	Бл	Бж	Гл
		CH ₃ COO ⁻	Ацетат	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Н ^г	Р	Р	Гд	—	Р
		CO ₃ ²⁻	Карбонат	Р↑	Р	Р	М	Бл	Бл	Р	Бл	Бл	Н ^г	Бл	Бж	Н ^г	Гд	Гд	Н ^г	Н ^г	Н ^г	Гд	Гд	Н ^г
		S ²⁻	Сульфид	Р↑	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Ч	Ч	Т	Ч	Ч	Гд	Гд	Гд	Бл	Ч	Бр	—	Ч
SiO ₃ ²⁻	Метасиликат	Бл	Р	Р	Бл	Бл	Бл	—	Бл	Ср	Гд	Т	—	—	Гд	Гд	Гд	Рз	Бл	Гд	Гд	Н ^г		

ОКРАСКА ИНДИКАТОРОВ В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ

Индикатор	Среда		
	кислотная	нейтральная	щелочная
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Желтый

Р – растворимые; Р↑ – летучие или распадаются с выделением газа; М – малорастворимые; Нг – осадок основной соли вследствие гидролиза; Гд – соль полностью гидролизруется водой; черточка (—) – вещество не существует.

Цвета осадков: Бл – белый, Бж – бледно-желтый, Бр – бурый, Гл – голубой, Ж – желтый, З – зеленый, К – красный, Ок – оранжево-красный, Рз – розовый, С – синий, Сз – серовато-зеленый, Ср – серый, Т – телесный, Ч – черный.

H ₂ SO ₃	H ₃ PO ₄	HF	HNO ₂	CH ₃ COOH	H ₂ CO ₃	H ₂ S	H ₃ BO ₃	HCN	H ₂ SiO ₃
--------------------------------	--------------------------------	----	------------------	----------------------	--------------------------------	------------------	--------------------------------	-----	---------------------------------

Сила кислот уменьшается, гидролиз средних солей по аниону усиливается

Mn ²⁺	NH ₄ ⁺	Co ²⁺	Zn ²⁺	Cd ²⁺	Cu ²⁺	Fe ²⁺	Pb ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ³⁺
------------------	------------------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------	------------------

Гидролиз солей по катиону усиливается

Учебник создан на основе базового уровня стандарта среднего (полного) общего образования по химии.

В учебнике изложены теоретические основы общей химии: современные представления о строении атома и природе химической связи; основные закономерности протекания химических процессов, в том числе электролиза, коррозии; общие свойства неметаллов и металлов; научные принципы химического производства и некоторые аспекты охраны окружающей среды.

Учебник содержит материал для непрофильных классов профилированных школ (один час в неделю) и для общеобразовательных школ (два часа в неделю).

Входит в Федеральный перечень учебников, рекомендованных Министерством образования и науки Российской Федерации.



«Русское слово»