

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего профессионального образования  
«Пензенский государственный университет  
архитектуры и строительства»  
(ПГУАС)

## **ХИМИЯ: ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ**

Рекомендовано Редсоветом университета  
в качестве учебного пособия для обучающихся по направлениям  
08.03.01 «Строительство», 08.05.01 «Строительство уникальных зданий  
и сооружений», 20.03.01 «Техносферная безопасность»,  
23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин  
и комплексов», 23.03.01 «Технология транспортных процессов»,  
27.03.01 «Стандартизация и метрология», 09.03.02 «Информационные  
системы и технологии», 35.03.02 «Технология лесозаготовительных  
и деревоперерабатывающих производств»

Пенза 2015

УДК 546.(076.5)

ББК 24.1я.73

X46

Рецензенты: зав. кафедрой химии Пензенского государственного университета, доктор технических наук, профессор Ю.П. Перелыгин;  
доцент кафедры физики и химии Пензенского государственного университета архитектуры и строительства, кандидат сельскохозяйственных наук  
П.А. Полубояринов

Авторы: Н.Г. Вилкова,  
О. Я. Беляева,  
И.А. Шентенкова,  
Н.В. Кошева,  
А.В. Нуштаева,  
А.А. Шумкина

**Химия: основные вопросы общей химии:** учеб. пособие  
X46 / Н.Г. Вилкова [и др.]. – Пенза: ПГУАС, 2015 – 132 с.

Кратко изложена теория основных вопросов общей химии. Даны примеры решения задач, контрольные вопросы и задания для самостоятельной работы.

Учебное пособие подготовлено на кафедре «Физика и химия» и предназначено для обучающихся по направлениям 08.03.01 «Строительство», 08.05.01 «Строительство уникальных зданий и сооружений», 20.03.01 «Техносферная безопасность», 23.03.03 «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов», 23.03.01 «Технология транспортных процессов», 27.03.01 «Стандартизация и метрология», 09.03.02 «Информационные системы и технологии», 35.03.02 «Технология лесозаготовительных и деревоперерабатывающих производств».

© Пензенский государственный университет  
архитектуры и строительства, 2015

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебное пособие подготовлено для программы дисциплины «Химия», составленной в соответствии с требованиями федеральных государственных образовательных стандартов высшего образования нового поколения (ФГОС ВО, ФГОС 3+).

Дисциплина «Химия» изучается студентами технических направлений на первом курсе. Студенты направления «Техносферная безопасность» осваивают данную дисциплину на 1-3 курсах по разделам: общая и неорганическая химия; органическая химия; физическая химия; коллоидная химия; аналитическая химия и физико-химические методы исследования.

Настоящее учебное пособие включает в себя основные вопросы общей химии. Студенты направления «Техносферная безопасность» изучают этот раздел в первом семестре первого курса, так же, как и студенты технических направлений, таких, как «Строительство», «Строительство уникальных зданий и сооружений», «Эксплуатация транспортно-технологических машин и комплексов», «Технология транспортных процессов», «Стандартизация и метрология», «Информационные системы и технологии», «Технология лесозаготовительных и деревоперерабатывающих производств».

Учебное пособие дает представление о классификации и химических свойствах неорганических веществ, основных типах и закономерностях протекания химических реакций, коррозии металлов под воздействием окружающей среды. Знание этих основ химии является необходимым для изучения последующих дисциплин профильной направленности.

### **В результате изучения дисциплины студент должен:**

#### *Знать:*

- основы химии и химических процессов;
- свойства химических элементов и их соединений;
- основные законы преобразования энергии;
- основные принципы проведения научных исследований.

#### *Уметь:*

– самостоятельно формулировать задачу научного исследования, намечать пути ее решения, организовывать проведение научных исследований, делать выводы и обобщения;

– применять полученные знания по химии при изучении других дисциплин.

#### *Владеть:*

– основными знаниями, полученными в лекционном курсе химии, что необходимо для выполнения теоретического и экспериментального исследования, а в дальнейшем поможет решать на современном уровне профессиональные задачи.

Учебное пособие состоит из 12 разделов, которые охватывают основные понятия и законы химии, классы и химические свойства неорганических соединений, типы и закономерности протекания реакций, свойства растворов, свойства металлов и их коррозию. В каждом разделе кроме краткого изложения теории представлены примеры решения задач, а также сформулированы контрольные вопросы и задания для самостоятельной работы студента.

При освоении курса химии студент изучает эту дисциплину по лекциям, учебным пособиям, учебникам, выполняет лабораторные и контрольные работы.

Приступая к занятиям, пользуйтесь следующими рекомендациями:

- при первом чтении какого-либо раздела (темы) не задерживайтесь на математических выводах, составлении уравнений реакций; старайтесь получить общее представление по излагаемым вопросам;

- при повторении темы необходимо сформулировать все теоретические положения, принципы составления уравнений реакций, вникнуть в сущность вопроса, так как это способствует более глубокому усвоению материала;

- при изучении материала заносите в рабочую тетрадь формулировки законов и основных понятий химии, формулы и названия соединений, уравнения реакций и т.п.;

- изучение курса обязательно сопровождайте выполнением упражнений и задач, которые приведены в конце каждой темы. Это один из лучших методов прочного усвоения, проверки и закрепления теоретического материала.

В учебных программах по химии для указанных направлений половина учебного времени отводится на самостоятельную работу студентов. Результаты самостоятельной работы проверяются преподавателем во время аудиторных занятий в виде лабораторных и контрольных работ. Настоящее учебное пособие рекомендуется использовать при выполнении самостоятельной работы, при подготовке к лабораторным работам, контрольным работам, а также к экзамену или зачету по дисциплине «Химия».

# 1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ В ХИМИИ

Как и в любой области знаний, в химии используются свои, специальные понятия. К таким понятиям относятся: химический элемент, атом, молекула, относительная атомная и молекулярная массы, молярная масса, количество вещества, эквивалент и т.д. Рассмотрим перечисленные понятия подробнее.

*Химический элемент* – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Каждый химический элемент имеет латинское название и обозначается соответствующими буквами латинского алфавита:

натрий –	Natrium –	Na
серебро –	Argentum –	Ag
железо –	Ferrum –	Fe
сера –	Sulfur –	S

Все химические элементы сведены в периодическую систему Д.И. Менделеева.

*Атом* – мельчайшая частица химического элемента, сохраняющая все его химические свойства. Атомы данного химического элемента обладают одинаковыми свойствами.

*Молекула* – наименьшая частица вещества, обладающая всеми химическими свойствами данного вещества.

Молекулы могут состоять из атомов одного элемента или атомов различных элементов, они бывают одно-, двух-, трех- и многоатомные, например: S, Cl<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O, (–CH<sub>2</sub>–CH<sub>2</sub>–)<sub>n</sub>, где n – 1, 2, 3, ... ∞. Если молекулы вещества состоят из атомов одного и того же элемента, то вещество называют простым (He, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub> и т.д.), если из разных – сложным (H<sub>2</sub>O, CO<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>, CuSO<sub>4</sub> и т.д.). Молекулы простых и сложных веществ изображают в виде химических формул.

*Молекулярные формулы* – химические формулы, выражающие качественный и количественный состав молекулы. Например, молекулярная формула воды (H<sub>2</sub>O) показывает, что молекула состоит из атомов водорода (H) и кислорода (O) – качественный состав и что на каждый атом кислорода приходится два атома водорода – количественный состав.

*Масса вещества* – физическая величина, мера его инерционных и гравитационных свойств. Символ – m(в), единица измерения – кг (килограмм), допускается внесистемная единица – г (грамм). В условиях действия законов классической механики (закон Ньютона) масса вещества – величина постоянная, скалярная (ненаправленная), не зависит от ускорения свободного падения, определяется отмериванием (взвешиванием) на весах.

*Относительная атомная масса элемента* – A<sub>r</sub>(э). В практической работе, при проведении расчетов, очень неудобно оперировать

абсолютными значениями масс атомов, так как они представляют собой слишком малые величины. Например, масса атома углерода (С) составляет  $1,993 \cdot 10^{-23}$  г. Поэтому для удобства в работе ввели понятие *атомной единицы массы* (а.е.м.), которая равна 1/12 части массы атома изотопа углерода  $^{12}_6\text{C}$ , то есть

$$\text{а.е.м.} = \frac{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Затем дали определение относительной атомной массе элемента –  $A_r(\text{э})$ .

$A_r(\text{э})$  – отношение средней массы атома элемента, взятого в его природном изотопном составе, к 1/12 части массы атома изотопа углерода  $^{12}_6\text{C}$ . Для углерода  $A_r(\text{C}) = \frac{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{\text{а.е.м.}} = \frac{1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 12,011$ , то есть

$A_r(\text{э})$  – величина безразмерная, показывает, во сколько раз атомная масса элемента больше одной а.е.м., для углерода – в 12 раз, для натрия (Na) – в 22,9 раза, для серы (S) – в 32,06 раза.

Относительные атомные массы элементов представлены в периодической таблице Д.И. Менделеева.

Для расчета массы одного атома элемента  $m(\text{э})$  используют следующую формулу:

$$m(\text{э}) = A_r(\text{э}) \cdot \text{а.е.м.} = A_r(\text{э}) \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

*Относительная молекулярная масса вещества* –  $M_r(\text{в})$  – отношение средней массы вещества определенного формульного состава, включающего атомы отдельных элементов в их природном изотопном составе, к 1/12 части массы атома изотопа углерода  $^{12}_6\text{C}$ .

$$\text{Например, для воды } M_r(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m \text{ молекулы H}_2\text{O}}{\text{а.е.м.}} = \frac{2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 18, \text{ ве-}$$

личина безразмерная.

На практике  $M_r(\text{в})$  обычно определяют как сумму относительных атомных масс элементов  $A_r(\text{э})$ , составляющих данную молекулу. Например,

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 + 16 = 18,$$

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{S}) + 4A_r(\text{O}) = 2 + 32 + 4 \cdot 16 = 98,$$

$$M_r(\text{C}_6\text{H}_6) = 6A_r(\text{C}) + 6A_r(\text{H}) = 6 \cdot 12 + 6 \cdot 1 = 78.$$

Массу одной молекулы любого вещества определяют по формуле

$$M(\text{в}) = M_r(\text{в}) \cdot \text{а.е.м.} = M_r(\text{в}) \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

*Количество вещества* –  $n(\text{в})$ , моль. При изучении ядерных реакций было установлено, что масса вещества зависит от скорости движения вещества и от энергетических превращений и не является величиной постоянной, поэтому ее нельзя использовать для расчетов данных процессов.

С учетом вышеизложенного, введено новое понятие – количество вещества, единица измерения – моль.

*Один моль* – такое количество вещества, которое содержит столько формульных единиц (атомов, ионов, молекул), сколько атомов содержится в 12 г изотопа углерода  $^{12}_6\text{C}$ . Число атомов в 12 г изотопа углерода  $^{12}_6\text{C}$  равно постоянной Авогадро  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$ , моль $^{-1} = \frac{12 \text{ г}}{\text{моль} \cdot 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}}$ .

Слово "моль" не склоняется, опускать слово "вещество" или переставлять слова в понятии количество вещества 1 моль не допускается. Понятие "моль" распространяется на любые формульные единицы, можно говорить о количестве вещества атомов, ионов, молекул, электронов, радикалов и т.д. Например:

количество вещества атомов натрия  $n(\text{Na})$  – 4 моль;  
количество вещества молекул воды  $n(\text{H}_2\text{O})$  – 0,1 моль;  
количество вещества ионов калия  $n(\text{K}^+)$  – 0,01 моль.

*Молярная масса вещества* –  $M(\text{в})$ , кг/моль, г/моль. Молярная масса вещества – отношение массы вещества  $m(\text{в})$  к количеству вещества  $n(\text{в})$ :

$M(\text{в}) = \frac{m(\text{в})}{n(\text{в})}$ ; при  $n(\text{в})=1$   $M(\text{в})$  численно равна  $M_r(\text{в})$ , то есть относительной

молекулярной массе этого вещества. Например,  $M(\text{KOH})=56$  г/моль,  $M_r(\text{KOH})=56$ ;  $M(\text{HCl})=36,5$  г/моль,  $M_r(\text{HCl})=36,5$ . Молярная масса – величина постоянная для данного вещества, не зависит от вида реакции, в которой данное вещество принимает участие. Молярную массу определяют для любой формульной единицы вещества: молярная масса атомов кальция  $M(\text{Ca})=40$  г/моль, молярная масса ионов бария  $M(\text{Ba}^{2+})=137,36$  г/моль, молярная масса молекул воды  $M(\text{H}_2\text{O})=18,2$  г/моль.

*Эквивалент вещества* –  $\mathcal{E}(\text{в})$ . Эквивалент – реальная или условная частица, которая соединяется, обменивается, замещается в химических реакциях с одним атомом или ионом водорода или присоединяет (отдает) один электрон в окислительно-восстановительных реакциях. Например, такая формульная единица, как атом азота в аммиаке ( $\text{NH}_3$ ), содержит 3 эквивалента, то есть  $\mathcal{E}(\text{N})$  в  $\text{NH}_3=1/3$  моль N, а формульная единица атом серы в сероводороде ( $\text{H}_2\text{S}$ ) содержит 2 эквивалента, то есть  $\mathcal{E}(\text{S})$  в  $\text{H}_2\text{S}=1/2$  моль S или в общем случае формульная единица вещества В может содержать Z эквивалентов вещества В.

Число Z, показывающее число эквивалентов, содержащихся в одной формульной единице вещества, – эквивалентное число или число эквивалентности, величина безразмерная. Число Z используют при определении молярной массы эквивалента вещества.

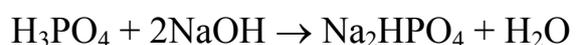
Молярная масса эквивалента вещества –  $M_3(\text{в})$ , кг/моль, г/моль.  
 $M_3(\text{в})$  – молярная масса одного эквивалента вещества, рассчитывается по формуле

$$M_3(\text{в}) = \frac{M(\text{в})}{Z(\text{в})}.$$

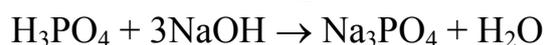
Для различных веществ число  $Z$  определяется по-разному. Например, для кислот оно зависит от числа ионов водорода, замещенных на ион металла; поэтому  $M_3(\text{кислоты})$  определяем по формуле

$$M_3(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{число } \text{H}^+, \text{ замещенных на ион металла}}.$$

Так, для реакций



$$M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{2} = 49 \text{ г/моль};$$



$$M_3(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{3} = 32,6 \text{ г/моль}.$$

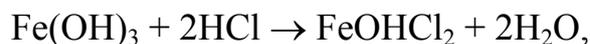
Для гидроксидов число  $Z$  определяется числом групп  $(\text{OH})^-$ , замещенных на кислотный остаток, поэтому  $M_3(\text{гидроксида})$  определяется по формуле

$$M_3(\text{гидроксида}) = \frac{M(\text{гидроксида})}{\text{число } (\text{OH})^-, \text{ замещенных на кислотный остаток}}.$$

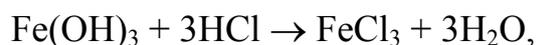
Так, для реакций



$$M_3[\text{Fe}(\text{OH})_3] = \frac{M[\text{Fe}(\text{OH})_3]}{1} = 107 \text{ г/моль};$$



$$M_3[\text{Fe}(\text{OH})_3] = \frac{M[\text{Fe}(\text{OH})_3]}{2} = 53,5 \text{ г/моль};$$



$$M_3[\text{Fe}(\text{OH})_3] = \frac{M[\text{Fe}(\text{OH})_3]}{3} = 35,3 \text{ г/моль}.$$

Для солей число  $Z$  определяется как произведение числа атомов металла на валентность металла, а  $M_3(\text{соли})$  вычисляется по формуле

$$M_3(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{\text{число атомов металла} \times \text{валентность металла}}.$$

$$\text{Так, } M_3[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = \frac{M_{[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]}}{2 \times 3} = \frac{342 \text{ г/моль}}{6} = 57 \text{ г/моль};$$

$$M_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{2 \times 1} = \frac{142 \text{ г/моль}}{2} = 71 \text{ г/моль};$$

$$M_3(\text{FeCl}_3) = \frac{M(\text{FeCl}_3)}{1 \times 3} = \frac{162 \text{ г/моль}}{3} = 54 \text{ г/моль}.$$

Для элементов число  $Z$  определяется валентностью элементов, а  $M_3(\text{э})$  вычисляется по формуле

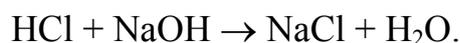
$$M_3(\text{э}) = \frac{M(\text{э})}{\text{валентность элемента}}.$$

$$\text{Например, } M_3(\text{O}) = \frac{16 \text{ г/моль}}{2} = 8 \text{ г/моль};$$

$$M_3(\text{N}) \text{ в } \text{NH}_3 = \frac{14 \text{ г/моль}}{3} = 4,7 \text{ г/моль}.$$

*Химическое уравнение.* Выражение или запись химических реакций с помощью химических формул – химическое уравнение. Оно показывает, какие вещества вступают в реакцию, какие получаются в ходе реакции и в каких количественных соотношениях.

Например, при взаимодействии хлороводородной кислоты (HCl) с гидроксидом натрия (NaOH) образуются хлорид натрия (NaCl) и вода (H<sub>2</sub>O):



Уравнение показывает, что количество вещества HCl 1 моль взаимодействует с количеством вещества NaOH – 1 моль, а в результате реакции образуются количества вещества NaCl и H<sub>2</sub>O, равные 1 моль.



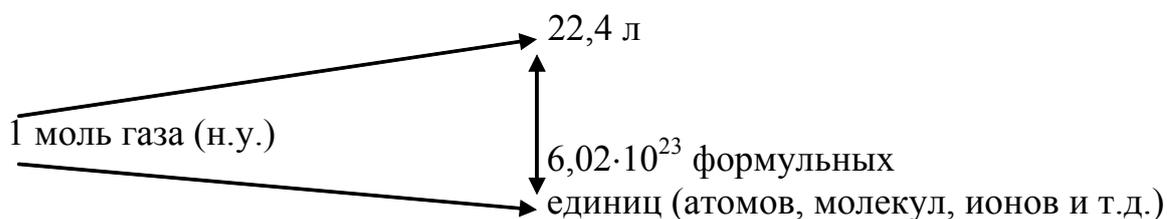
**Закон Авогадро.** В одних и тех же условиях (давление и температура постоянны) равные объемы газов содержат одинаковое число молекул.

Позже было установлено, что количество вещества 1 моль содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  формульных единиц этого вещества. Число  $6,02 \cdot 10^{23}$  называется числом Авогадро, единица измерения – моль<sup>-1</sup>, и закон Авогадро формулируют следующим образом:

количество вещества любого газообразного соединения, равное 1 моль, занимает при нормальных условиях (н.у.) объем, равный 22,4 л.

Нормальные условия: температура (Т) – 0°С или 273 К; давление (Р) – 101,3 кПа (1 атм, 760 мм рт. ст.).

Закон Авогадро можно изобразить схематично:



## Примеры решения задач

**Задача 1.** Определить относительную атомную и молярную массы натрия.

**Решение.** Относительные атомные массы элементов представлены в периодической таблице Д.И. Менделеева. Находим, что  $A_r(\text{Na})$  равна 22,9, величина безразмерная, то есть  $A_r(\text{Na}) - 22,9$ .

Молярная масса натрия  $M(\text{Na})$  численно равна его относительной молекулярной массе, но имеет размерность г/моль, то есть  $M(\text{Na}) - 22,9$  г/моль.

**Задача 2.** Определить относительную молекулярную и молярную массы азотной кислоты ( $\text{HNO}_3$ ).

**Решение.** Относительная молекулярная масса  $\text{HNO}_3$  численно равна сумме относительных атомных масс всех элементов, входящих в ее состав:

$$A_r(\text{HNO}_3) = A_r(\text{H}) + A_r(\text{N}) + 3A_r(\text{O}) = 1 + 14 + 3 + 16 = 63.$$

Молярная масса  $\text{HNO}_3$  численно равна ее относительной молекулярной массе, но имеет размерность г/моль:

$$M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль.}$$

**Задача 3.** Определить массы: а) одного атома натрия; б) одной молекулы азотной кислоты; в) одной молекулы воды.

**Решение. Вариант I.** Зная, что массы атома и молекулы определяются по формулам  $m_{\text{атома}} = A_r(\text{атома}) \cdot \text{а.е.м.}$ ;  $m_{\text{молекулы}} = M_r(\text{молекулы}) \cdot \text{а.е.м.}$ ; находим, что

$$m(\text{Na}) = 22,9 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г} = 3,8 \cdot 10^{-23} \text{ г};$$

$$m(\text{HNO}_3)=63 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}=1,05 \cdot 10^{-22} \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O})=18 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}=2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

Вариант II. Зная, что 1 моль любого вещества содержит в себе  $6,02 \cdot 10^{23}$  формульных единиц, и зная молярную массу вещества, производим следующие вычисления.

1) Находим массы 1 моль:

а) атомов Na:  $m(\text{Na})=M(\text{Na}) \cdot n(\text{Na})=22,9 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль}=22,9 \text{ г};$

б) молекул  $\text{HNO}_3$ :  $m(\text{HNO}_3)=M(\text{HNO}_3) \cdot n(\text{HNO}_3)=63 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль}=63 \text{ г};$

в) молекул  $\text{H}_2\text{O}$ :  $m(\text{H}_2\text{O})=M(\text{H}_2\text{O}) \cdot n(\text{H}_2\text{O})=18 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль}=18 \text{ г}.$

2) Составляем пропорции:

а) для атома натрия:

$22,9 \text{ г}$  натрия содержат  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов

$x \text{ г}$  натрия содержат 1 атом

$$x=m(\text{Na})=\frac{22,9 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}}=3,8 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

б) для молекулы  $\text{HNO}_3$ :  $63 \text{ г}$   $\text{HNO}_3$  содержат  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  
 $x \text{ г}$   $\text{HNO}_3$  содержат 1 молекулу

$$x=m(\text{HNO}_3)=\frac{63 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}}=1,05 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

в) для молекулы  $\text{H}_2\text{O}$ :  $18 \text{ г}$   $\text{H}_2\text{O}$  содержат  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул  
 $x \text{ г}$   $\text{H}_2\text{O}$  содержат 1 молекулу

$$x=m(\text{H}_2\text{O})=\frac{18 \text{ г}}{6,02 \cdot 10^{23}}=2,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}.$$

**Задача 4.** Определить массы: а) 4 моль аммиака; б) 0,2 моль хлора; в) 0,01 моль атомов натрия; г) 2 моль ионов кальция.

**Решение.** Зная, что масса любого вещества определяется по формуле  $m(\text{в})=M(\text{в}) \cdot n(\text{в})$ , находим:

а)  $m(\text{NH}_3)=M(\text{NH}_3) \cdot n(\text{NH}_3)=17 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль}=68 \text{ г};$

б)  $m(\text{Cl}_2)=M(\text{Cl}_2) \cdot n(\text{Cl}_2)=71 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль}=14,2 \text{ г};$

в)  $m(\text{Na})=M(\text{Na}) \cdot n(\text{Na})=22,9 \text{ г/моль} \cdot 0,01 \text{ моль}=0,229 \text{ г};$

г)  $m(\text{Ca}^{2+})=M(\text{Ca}^{2+}) \cdot n(\text{Ca}^{2+})=40 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль}=80 \text{ г}.$

**Задача 5.** Определить количество вещества и массу для: а)  $1,2 \cdot 10^{23}$  ионов натрия; б)  $2,48 \cdot 10^{24}$  молекул оксида углерода(IV); в)  $6,02 \cdot 10^{21}$  атомов железа.

**Решение.** Зная, что 1 моль любого вещества содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  формульных единиц, составляем пропорции и определяем количество вещества для:

а) ионов натрия

1 моль ионов натрия	содержит	$6,02 \cdot 10^{23}$ ионов
$x$ моль ионов натрия	содержит	$1,2 \cdot 10^{23}$ ионов

$$x = n(\text{Na}^+) = \frac{1,2 \cdot 10^{23} \cdot 1 \text{ моль}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,199 = 0,2 \text{ моль}$$

или сокращенно

1 моль	–	$6,02 \cdot 10^{23}$ ионов
x моль	–	$1,2 \cdot 10^{23}$ ионов

$$x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 1,2 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,2 \text{ моль};$$

б) молекул углерода(IV)

1 моль молекул $\text{CO}_2$	содержит	$6,02 \cdot 10^{23}$ ионов
x моль молекул $\text{CO}_2$	содержит	$2,48 \cdot 10^{24}$ ионов

$$x = n(\text{CO}_2) = \frac{2,48 \cdot 10^{24} \cdot 1 \text{ моль}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 4,1 \text{ моль};$$

в) атомов железа

1 моль атомов железа	содержит	$6,02 \cdot 10^{23}$ ионов
x моль атомов железа	содержит	$6,02 \cdot 10^{21}$ ионов

$$x = n(\text{Fe}) = \frac{6,02 \cdot 10^{21} \cdot 1 \text{ моль}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 0,01 \text{ моль}.$$

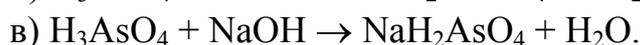
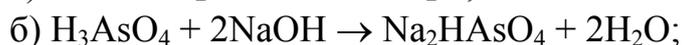
Массу любого вещества определяют по формуле  $m(v) = M(v) \cdot n(v)$ . Для

а) ионов натрия:  $m(\text{Na}^+) = M(\text{Na}^+) \cdot n(\text{Na}^+) = 22,9 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 4,58 \text{ г};$

б) молекул  $\text{CO}_2$ :  $m(\text{CO}_2) = M(\text{CO}_2) \cdot n(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} \cdot 4,1 \text{ моль} = 180,4 \text{ г};$

в) атомов железа:  $m(\text{Fe}) = M(\text{Fe}) \cdot n(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,01 \text{ моль} = 0,56 \text{ г}.$

**Задача 6.** Определить молярные массы эквивалентов кислот в следующих реакциях:



**Решение.** Молярную массу эквивалента кислоты вычисляем по формуле

$$M_3(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{число ионов водорода, замещенных на ион металла}};$$

поэтому для:

а)  $\text{H}_2\text{S}$  один ион водорода в кислоте замещен на один ион калия

$$M_3(\text{H}_2\text{S}) = \frac{M(\text{H}_2\text{S})}{1} = \frac{34 \text{ г/моль}}{1} = 34 \text{ г/моль};$$

б)  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  два иона водорода в кислоте замещены на два иона натрия

$$M_3(\text{H}_3\text{AsO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{AsO}_4)}{2} = \frac{142 \text{ г/моль}}{2} = 71 \text{ г/моль};$$

в)  $\text{H}_3\text{AsO}_4$  один ион водорода в кислоте замещен на один ион натрия

$$M_3(\text{H}_3\text{AsO}_4) = \frac{M(\text{H}_3\text{AsO}_4)}{1} = \frac{142 \text{ г/моль}}{1} = 142 \text{ г/моль.}$$

**Задача 7.** Определить молярные массы эквивалентов следующих солей:

- а) сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$
- б) нитрата кальция  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
- в) сульфата хрома(III)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$
- г) хлорида калия  $\text{KCl}$

**Решение.** Молярную массу эквивалента соли определяем по формуле

$$M_3(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{\text{число ионов металла} \times \text{валентность металла}};$$

поэтому для:

а)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ :  $M_3(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{2 \times 1} = \frac{142 \text{ г/моль}}{2} = 71 \text{ г/моль};$

б)  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ :  $M_3[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = \frac{M[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2]}{1 \times 2} = \frac{164 \text{ г/моль}}{2} = 82 \text{ г/моль};$

в)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ :  $M_3[\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3] = \frac{M[\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3]}{2 \times 3} = \frac{392 \text{ г/моль}}{6} = 65,3 \text{ г/моль};$

г)  $\text{KCl}$ :  $M_3(\text{KCl}) = \frac{M(\text{KCl})}{1 \times 1} = \frac{74,5 \text{ г/моль}}{1} = 74,5 \text{ г/моль.}$

**Задача 8.** Определить молярную массу эквивалента металла, его молярную массу, если известно, что 0,36 г трехвалентного металла образуют 0,68 г его оксида.

**Решение.** Находим массу кислорода в оксиде металла:

$$m(\text{O}) = m(\text{оксида}) - m(\text{металла}) = (0,68 - 0,36) \text{ г} = 0,32 \text{ г.}$$

Определяем молярную массу эквивалента кислорода:

$$M_3(\text{O}) = \frac{16 \text{ г/моль}}{2} = 8 \text{ г/моль.}$$

Используя закон эквивалентов, вычисляем молярную массу эквивалента металла из формулы

$$\frac{m(\text{металла})}{m(\text{O})} = \frac{M_3(\text{металла})}{M_3(\text{O})}$$

$$M_3(\text{металла}) = \frac{0,36 \cdot 8 \text{ г/моль}}{0,32 \text{ г}} = 9 \text{ г/моль.}$$

Молярную массу металла находим по формуле:

$$M_3(\text{металла}) = \frac{M(\text{металла})}{\text{валентность металла}},$$

$$M(\text{металла}) = M_3(\text{металла}) \cdot \text{валентность металла} = 9 \text{ г/моль} \cdot 3 = 27 \text{ г/моль.}$$

З а д а ч а 9 . Определить массу 1 м<sup>3</sup> аммиака (NH<sub>3</sub>) при н.у.

Р е ш е н и е . Используем для решения закон Авогадро и составляем пропорцию:

1 моль NH<sub>3</sub> при н.у. занимает объем 22,4 л  
x моль NH<sub>3</sub> при н.у. занимают объем 1000 л (1 м<sup>3</sup>)

$$x = n(\text{NH}_3) = \frac{1000 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль}}{22,4 \text{ л}} = 44,6 \text{ моль.}$$

Массу NH<sub>3</sub> находим по формуле

$$m(\text{NH}_3) = M(\text{NH}_3) \cdot n(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль} \cdot 44,6 \text{ моль} = 758,9 \text{ г}$$

или составляем пропорцию:

1 моль NH<sub>3</sub> имеет массу 17 г (17 г/моль · 1 моль)  
44,6 моль NH<sub>3</sub> имеют массу x г

$$x = \frac{44,6 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г}}{1 \text{ моль}} = 758,9 \text{ г.}$$

З а д а ч а 10 . Вычислить число молекул в 0,5 м<sup>3</sup> кислорода при н.у.

Р е ш е н и е . Для решения используем закон Авогадро, составляем пропорции:

а) 1 моль O<sub>2</sub> при н.у. занимает объем 22,4 л  
x моль O<sub>2</sub> при н.у. занимают объем 500 л (0,5 м<sup>3</sup>)

$$x = n(\text{O}_2) = \frac{500 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль}}{22,4 \text{ л}} = 22,3 \text{ моль;}$$

б) 1 моль O<sub>2</sub> при н.у. содержит 6,02 · 10<sup>23</sup> молекул  
22,3 моль O<sub>2</sub> при н.у. содержат x молекул

$$x = \frac{22,3 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 1,34 \cdot 10^{25} \text{ молекул.}$$

З а д а ч а 11 . Вычислите число молекул в: а) 1 л H<sub>2</sub> и 1 л O<sub>2</sub>; б) в 1 г H<sub>2</sub> и 1 г O<sub>2</sub>.

Р е ш е н и е . Для решения используем закон Авогадро. Определяем количество вещества H<sub>2</sub> и O<sub>2</sub> в 1 л:

1 моль O<sub>2</sub> при н.у. занимает объем 22,4 л  
x моль O<sub>2</sub> при н.у. занимают объем 1 л

$$x = n(\text{O}_2) = \frac{1 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль}}{22,4 \text{ л}} = 0,05 \text{ моль;}$$

1 моль H<sub>2</sub> при н.у. занимает объем 22,4 л  
x моль H<sub>2</sub> при н.у. занимают объем 1 л

$$x = n(\text{H}_2) = \frac{1 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль}}{22,4 \text{ л}} = 0,05 \text{ моль.}$$

Количество вещества  $H_2$  равно количеству вещества  $O_2$  и составляет 0,05 моль, то есть и число молекул будет одинаковым, так как:

1 моль любого газа при н.у. содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул

0,05 моль  $H_2$  или  $O_2$  при н.у. содержат  $x$  молекул

$$x = \frac{0,05 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 0,3 \cdot 10^{23} = 3 \cdot 10^{22} \text{ молекул.}$$

Далее определяем количество вещества  $H_2$  и  $O_2$  в 1 г, для чего вначале находим молярные массы  $H_2$  и  $O_2$ :

$M(H_2) = 2$  г/моль,  $M(O_2) = 32$  г/моль.

Затем по формуле  $n(v) = \frac{m(v)}{M(v)}$  находим  $n(H_2) = 1 \text{ г} / 2 \text{ г/моль} = 0,5$  моль,

$n(O_2) = 1 \text{ г} / 32 \text{ г/моль} = 0,03$  моль.

Количества вещества  $H_2$  и  $O_2$  разные. Значит, содержат разное число молекул:

1 моль  $H_2$  при н.у. содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул

0,5 моль  $H_2$  при н.у. содержат  $x$  молекул

$$x = \frac{0,5 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 3,01 \cdot 10^{23} \text{ молекул;}$$

1 моль  $O_2$  при н.у. содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул

0,03 моль  $O_2$  при н.у. содержат  $x$  молекул

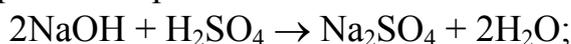
$$x = \frac{0,03 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{1 \text{ моль}} = 1,8 \cdot 10^{22} \text{ молекул,}$$

то есть 1 г  $O_2$  содержит меньшее число молекул, чем 1 г  $H_2$ .

**Задача 12.** Какое количество вещества гидроксида натрия ( $NaOH$ ) прореагирует с 49 г серной кислоты?

**Решение:**

а) записываем уравнение реакции:



б) находим молярную массу  $H_2SO_4$   $M(H_2SO_4) = 98$  г/моль;

в) определяем количество вещества  $H_2SO_4$ , которое вступило в реакцию:

$$n(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{M(H_2SO_4)} = \frac{49 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль};$$

г) составляем пропорцию по уравнению реакции:

2 моль  $NaOH$  реагируют с 1 моль  $H_2SO_4$

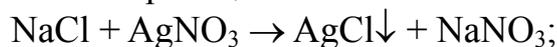
$x$  моль  $NaOH$  реагируют с 0,5 моль  $H_2SO_4$

$$x = n(NaOH) = \left( \frac{0,5 \cdot 2}{1} \right) \text{ моль} = 1 \text{ моль.}$$

З а д а ч а 13. Вычислить массу хлорида натрия (NaCl), из которой образуется 2 моль хлорида серебра (AgCl).

Р е ш е н и е :

а) записываем уравнение реакции



б) находим молярные массы:  $M(\text{NaCl})=58,5$  г/моль,

$$M(\text{AgCl})=143,5$$
 г/моль;

в) вычисляем массу 2 моль AgCl:

$$m(\text{AgCl})=M(\text{AgCl})\cdot n(\text{AgCl})=143,5$$
 г/моль $\cdot$ 2 моль= 287 г;

г) составляем пропорцию по уравнению реакции:

из 58,5 г NaCl образуется 143,5 г AgCl

из  $x$  г NaCl образуется 287 г AgCl

$$x = \frac{58,5 \text{ г} \cdot 287 \text{ г}}{143,5 \text{ г}} = 117,0 \text{ г}.$$

З а д а ч а 14. Какое количество карбоната натрия ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) останется неразложившимся, если в реакцию вступают 252 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и 75,0 г хлороводородной кислоты (HCl)?

Р е ш е н и е :

а) записываем уравнение реакции



б) находим молярные массы исходных веществ:

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3)=106$$
 г/моль,  $M(\text{HCl})=36,5$  г/моль;

в) составляем пропорцию по уравнению реакции:

106 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  реагируют с 73 г HCl

$x$  г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  реагируют с 75 г HCl

$$x = \frac{106 \text{ г} \cdot 75 \text{ г}}{73 \text{ г}} = 108,9 \text{ г};$$

г) вычисляем массу  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , которая не вступила в реакцию:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3)=(252-108,9) \text{ г}=143,1 \text{ г};$$

д) находим количество вещества  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , которое не вступило в реакцию:

$$n(\text{Na}_2\text{CO}_3)=\frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3)}=\frac{143,1 \text{ г}}{106 \text{ г/моль}}=1,35 \text{ моль}.$$

## Вопросы и задачи

1. Дайте определение атомной единицы массы.
2. Определите относительные атомные массы: а) кислорода; б) брома; в) железа; г) кальция.
3. Определите относительные молекулярные массы: а) сульфата калия –  $K_2SO_4$ ; б) дигидрофосфата кальция –  $Ca(H_2PO_4)_2$ ; в) гидроксида железа(III) –  $Fe(OH)_3$ ; г) азотной кислоты –  $HNO_3$ .
4. Определите относительную молекулярную, молярную массы серной кислоты. Какое количество вещества серной кислоты содержится в 294 г этой кислоты?
5. Дайте определение эквиваленту вещества.
6. Вычислите массу: а) 2 моль гидроксида железа(II); б) 0,1 моль ионов алюминия; в) 6 моль атомов углерода.
7. Вычислите число молекул, содержащихся в: а) 240 г гидроксида натрия; б) 54 г воды; в) 126 г азотной кислоты; г) 88 г оксида углерода(IV).
8. Определите молярные массы эквивалентов кислот в следующих реакциях:
  - а)  $NaOH + H_2S \rightarrow NaHS + H_2O$ ;
  - б)  $2KOH + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2O$ ;
  - в)  $H_3AsO_4 + 2NaOH \rightarrow Na_2HAsO_4 + 2H_2O$ ;
  - г)  $H_3PO_4 + 3NaOH \rightarrow Na_3PO_4 + 3H_2O$ .
9. Вычислите объем, который занимают 213 г хлора ( $Cl_2$ ) при н.у.
10. Определите: а) массу одного атома кремния; б) массу одной молекулы воды.
11. Определите массу: а)  $1,2 \cdot 10^{23}$  атомов никеля; б)  $1,8 \cdot 10^{22}$  атомов бора; в)  $2,4 \cdot 10^{20}$  молекул хлорида натрия; г)  $5,4 \cdot 10^{12}$  молекул нитрата кальция.
12. Вычислите массу меди, которая содержится в 6 моль  $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ .
13. Из 140 г оксида натрия получено 120 г гидроксида натрия. Определите выход гидроксида натрия по сравнению с теоретическим (в процентах).
14. Какую массу негашеной извести можно получить из 100 кг карбоната кальция?
15. Какое количество вещества хлорида серебра можно получить из 136 г нитрата серебра?

### 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

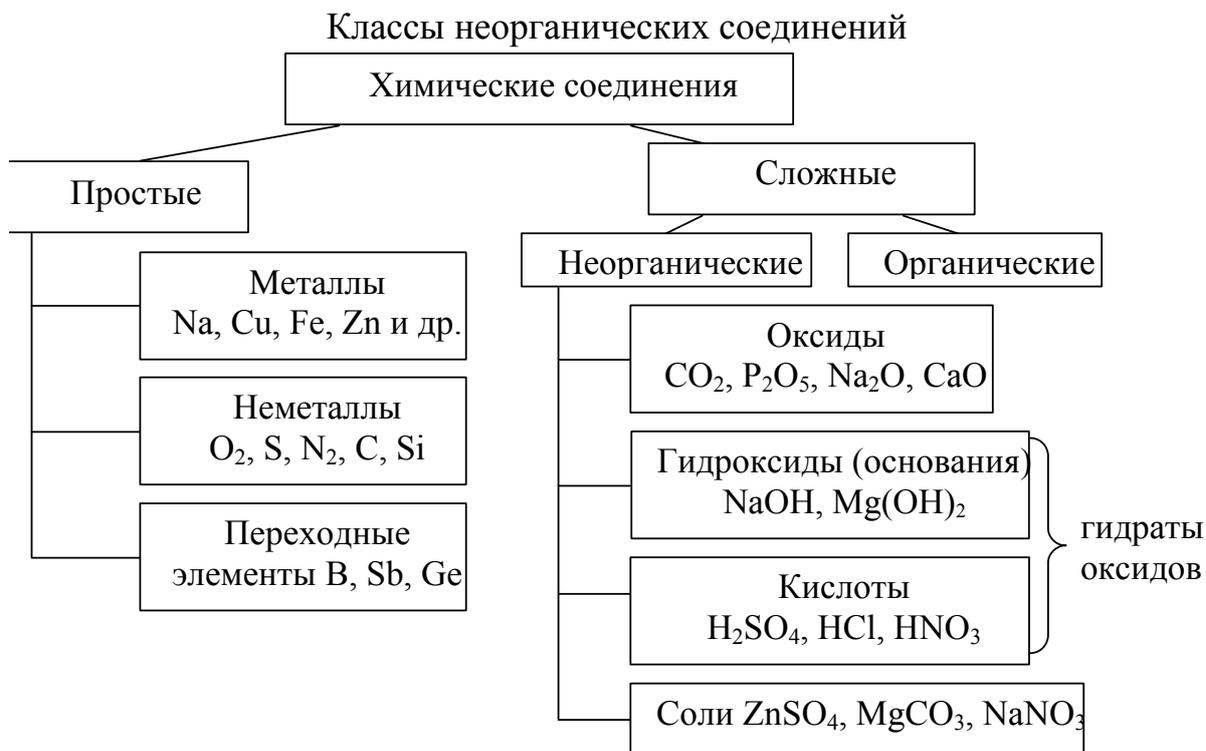
Основой классификации неорганических соединений является периодический закон химических элементов. Классификация элементов производится по их свойствам и формам образуемых соединений.

Вещества подразделяются на простые и сложные. Простые вещества состоят из атомов одного элемента. Например, простое вещество кислород ( $O_2$ ) состоит из атомов кислорода, простое вещество медь – из атомов меди, простое вещество азот ( $N_2$ ) образовано атомами азота.

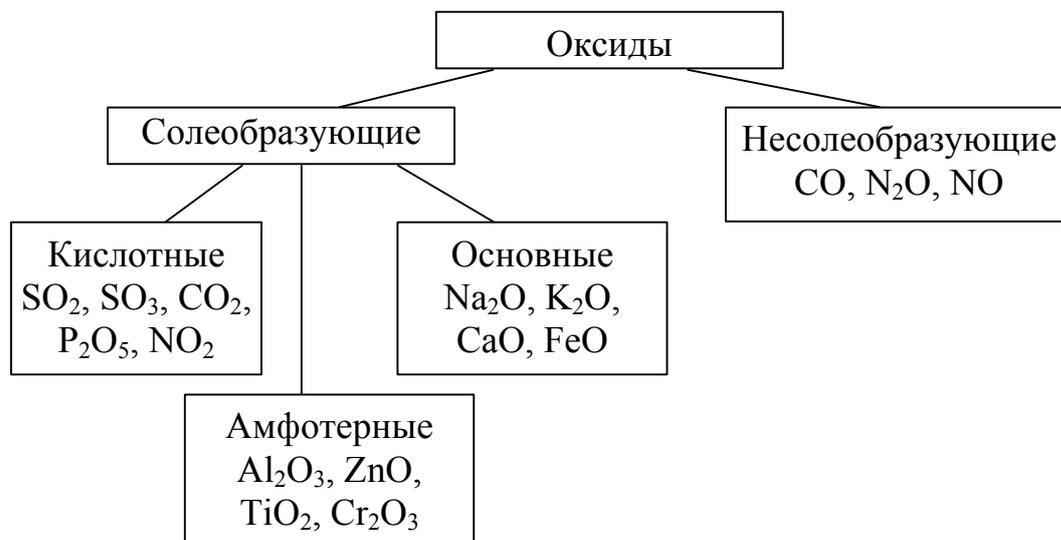
Сложные вещества или химические соединения состоят из атомов различных элементов. Например, сложное вещество вода ( $H_2O$ ) состоит из атомов водорода и кислорода, оксид меди(II) – из атомов кислорода и меди, а фосфорная кислота ( $H_3PO_4$ ) образована из атомов водорода, фосфора и кислорода.

Простые вещества в зависимости от физических и химических свойств делятся на металлы, неметаллы и переходные элементы. Сложные вещества подразделяются на органические и неорганические. К органическим веществам относят соединения углерода, кроме простейших его соединений, таких, как оксиды углерода (II) и (IV), угольная кислота, карбонаты, карбиды и некоторые другие соединения. Неорганические сложные вещества подразделяются на оксиды, гидроксиды и соли (см. схемы 1-3).

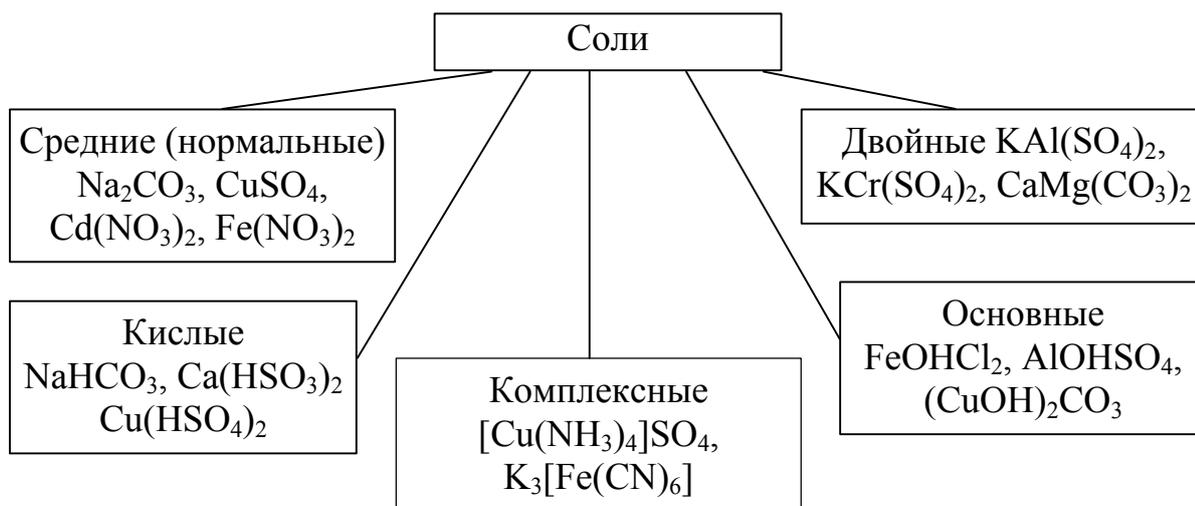
С х е м а 1



## Классификация оксидов



## Классификация солей



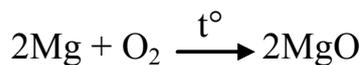
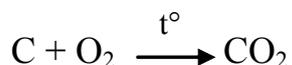
## 3.1. Оксиды

Оксидами называют соединения химических элементов с кислородом, в которых кислород проявляет степень окисления, равную минус 2. Оксиды бывают солеобразующие и несолеобразующие (безразличные). К несолеобразующим оксидам относят оксиды, которые не образуют ни кислот, ни оснований. Например, оксиды азота (I) и (II), оксиды

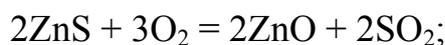
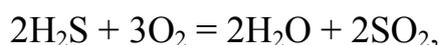
углерода(II). Солеобразующие оксиды разделяют на основные, кислотные и амфотерные (см. схема 2).

Оксиды получают:

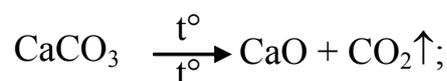
а) взаимодействием простых веществ с кислородом:



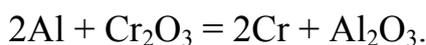
б) термическим окислением сложных веществ:



в) термическим разложением нитратов, карбонатов, гидроксидов:



г) окислением металлов оксидами других элементов:

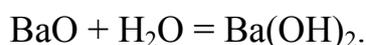


В названиях оксидов вначале указывают слово оксид, а затем в родительном падеже название второго элемента: ВаО – оксид бария, Na<sub>2</sub>O – оксид натрия. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента в скобках указывают его степень окисления. При определении степени окисления элемента исходят из того, что степень окисления кислорода равна минус 2, а сумма степеней окисления элементов в оксидах должна равняться нулю.

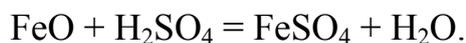
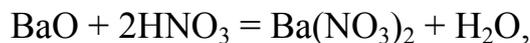
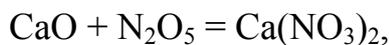
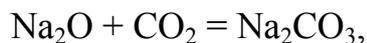
Например, надо найти степень окисления азота в оксиде N<sub>2</sub>O<sub>5</sub>. Обозначаем степень окисления азота через *x*. Составляем уравнение и определяем значение *x*: 2*x*–10=0, *x*=5. Степень окисления азота равна 5. Называем оксиды: N<sub>2</sub>O<sub>5</sub> – оксид азота(V), NO<sub>2</sub> – оксид азота(IV), N<sub>2</sub>O – оксид азота(I).

Оксиды некоторых металлов, соответствующие высшим степеням окисления, являются кислотными оксидами, а соответствующие низшим степеням окисления – основными оксидами. Например, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – кислотный оксид, MnO – основной оксид.

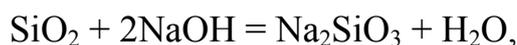
Основные оксиды образуются металлами (кроме некоторых металлов в высшей степени окисления Mn<sup>+7</sup>, Cr<sup>+6</sup>). Например, Li<sub>2</sub>O, Na<sub>2</sub>O, K<sub>2</sub>O, CaO, ВаО, ZnO, Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, FeO и т.д. Оксиды активных металлов легко взаимодействуют с водой с образованием сильных гидроксидов:



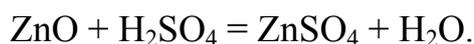
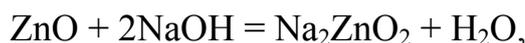
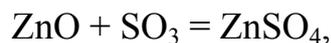
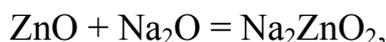
Основные оксиды взаимодействуют с кислотными оксидами и кислотами с образованием солей:



Кислотные оксиды получают при взаимодействии с кислородом неметаллов, а также некоторых металлов в высшей степени окисления. Например,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_3$ ,  $\text{As}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{Br}_2\text{O}$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$  и т.д. Большинство кислотных оксидов взаимодействуют с водой, основными оксидами и основаниями с образованием кислот и солей:



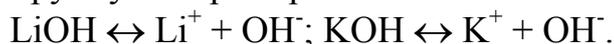
Амфотерные оксиды – это оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные и кислотные свойства. К ним относят оксиды  $\text{BeO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{TiO}_2$ . Они взаимодействуют с основными и кислотными оксидами, гидроксидами и кислотами с образованием солей:



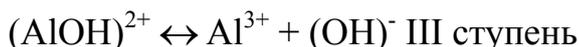
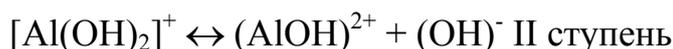
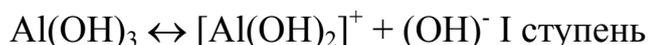
### 3.2. Гидроксиды (основания)

Гидроксиды – это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют с образованием гидроксогрупп. Гидроксиды классифицируются по растворимости в воде и по их силе. Растворимые в воде гидроксиды (щелочи)  $\text{LiOH}$ ,  $\text{NaOH}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{RbOH}$ ,  $\text{CsOH}$  образуют элементы I группы основной подгруппы периодической системы. В зависимости от степени диссоциации гидроксиды делятся на сильные и слабые. К сильным гидроксидам относятся гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов. В водной среде гидроксиды (основания) диссоциируют с образо-

ванием гидроксогрупп. Одновалентные основания диссоциируют на ионы металла и гидроксогруппу. Например:



Гидроксиды многовалентных металлов диссоциируют ступенчато, отщепляя на каждой ступени только одну гидроксогруппу. Например, гидроксид алюминия диссоциирует в три стадии:



При составлении названия на первом месте указывается слово «гидроксид», а затем добавляется название металла в родительном падеже: NaOH – гидроксид натрия, Ca(OH)<sub>2</sub> – гидроксид кальция. Если металл образует несколько гидроксидов, то после его названия в круглых скобках указывается римской цифрой степень окисления: Fe(OH)<sub>2</sub> – гидроксид железа(II), Fe(OH)<sub>3</sub> – гидроксид железа(III). В названии гидроксидов используют и традиционные названия. Например:

NaOH – гидроксид натрия, каустическая сода, "едкий натр";

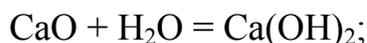
KOH – гидроксид калия, "едкое кали";

Ca(OH)<sub>2</sub> – гидроксид кальция, пушонка, гашеная известь;

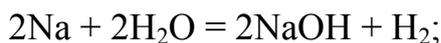
NH<sub>4</sub>OH – гидроксид аммония, нашатырь, аммиачная вода (20-25 %).

Гидроксиды получают при взаимодействии:

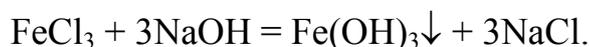
а) некоторых основных оксидов с водой:



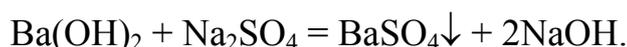
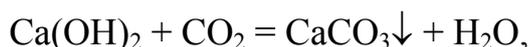
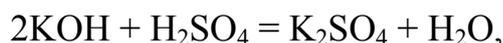
б) щелочных металлов с водой:



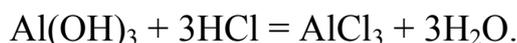
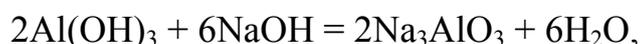
в) солей с гидроксидами щелочных металлов:



Гидроксиды металлов взаимодействуют с солями, кислотами, кислотными оксидами:



Амфотерные гидроксиды вступают во взаимодействие с кислотами и со щелочами. К ним относятся гидроксиды алюминия, цинка, бериллия, свинца, олова, титана:



### 3.3. Кислоты

Кислотами называют электролиты, которые диссоциируют в водных растворах с образованием ионов водорода.

Кислоты бывают бескислородные и кислородосодержащие (табл. 1).  
Например:

HCl, H<sub>2</sub>S, HCN, HI и т.д. – бескислородные кислоты;

HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> и т.д. – кислородосодержащие кислоты.

Т а б л и ц а 1

Названия кислот и их кислотных остатков

Формула кислоты	Название кислоты		Формула аниона кислоты	Название аниона кислоты
	русское	международное		
1	2	3	4	5
HCl	хлороводородная	хлоридная	Cl <sup>-1</sup>	хлорид
HI	йодоводородная	йодидная	I <sup>-1</sup>	йодид
HBr	бромоводородная	бромидная	Br <sup>-1</sup>	бромид
HF	фтороводородная	фторидная	F <sup>-1</sup>	фторид
HClO	хлорноватистая	гипохлоритная	ClO <sup>-1</sup>	гипохлорит
HClO <sub>4</sub>	хлорная	перхлоратная	ClO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>	перхлорат
HMnO <sub>4</sub>	марганцевая	перманганатная	MnO <sub>4</sub> <sup>-1</sup>	перманганат
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	серная	сульфатная	SO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	сульфат
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	сернистая	сульфитная	SO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	сульфит
H <sub>2</sub> S	сероводородная	сульфидная	S <sup>-2</sup>	сульфид
H <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	тиосерная	тиосульфатная	S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	тиосульфат
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	дихромовая	дихроматная	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>-2</sup>	дихромат
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	хромовая	хроматная	CrO <sub>4</sub> <sup>-2</sup>	хромат
HNO <sub>3</sub>	азотная	нитратная	NO <sub>3</sub> <sup>-1</sup>	нитрат
HNO <sub>2</sub>	азотистая	нитритная	NO <sub>2</sub> <sup>-1</sup>	нитрит
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	ортофосфорная	ортофосфатная	PO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	ортофосфат
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	угольная	карбонатная	CO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	карбонат
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	кремневая	силикатная	SiO <sub>3</sub> <sup>-2</sup>	силикат
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	ортоборная	ортоборатная	BO <sub>3</sub> <sup>-3</sup>	ортоборат
HCN	циановодородная	цианидная	CN <sup>-1</sup>	цианид
CH <sub>3</sub> COOH	уксусная	ацетатная	CH <sub>3</sub> COO <sup>-1</sup>	ацетат
H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	мышьяковая	арсенатная	AsO <sub>4</sub> <sup>-3</sup>	арсенат

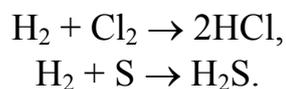
Некоторые кислотообразующие элементы при одной и той же степени окисления образуют несколько кислот, молекулы которых различаются числом атомов кислотообразующего элемента. Такие кислоты называют с прибавлением русского или латинского названия количества атомов части-

цами "ди" ("би"), "тетра" (четыре) и т.д. Например,  $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$  – дисерная,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – дихромовая,  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$  – четырехборная.

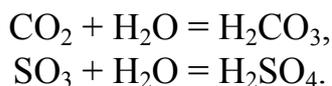
Названия анионов бескислородных кислот получают по латинскому названию кислотообразующего элемента с добавлением окончания "ид". Например,  $\text{S}^{2-}$  – сульфид,  $\text{J}^-$  – йодид,  $\text{CN}^-$  – цианид и т.д. Названия анионов кислородосодержащих кислот получают по латинскому названию кислотообразующего элемента с добавлением окончания "ат" при высшей степени окисления и "ит" – при низшей степени окисления. Например,  $\text{SO}_4^{2-}$  – сульфат и  $\text{SO}_3^{2-}$  – сульфит;  $\text{ClO}_3^-$  – хлорат и  $\text{ClO}_2^-$  – хлорит;  $\text{NO}_3^-$  – нитрат и  $\text{NO}_2^-$  – нитрит.

Названия кислот и их анионов приведены в табл. 1.

При непосредственном взаимодействии водорода с кислотообразующим элементом получают бескислородные кислоты, которые растворяются в воде:



Кислородосодержащие кислоты образуются при взаимодействии кислотных оксидов с водой:



В зависимости от количества атомов водорода, способного замещаться атомами металлов, различают одноосновные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HJ}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ) и многоосновные ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и т.д.) кислоты. Кислоты бывают сильными и слабыми. Сила кислоты зависит от степени ее диссоциации. Если степень диссоциации кислоты более 30 % – это сильная кислота. Например, кислоты  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_4$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HJ}$  и т.д. являются сильными кислотами.

В бескислородных кислотах к названию кислотообразующего элемента добавляется суффикс "о" и слово "водород":  $\text{HCl}$  – хлороводородная,  $\text{HBr}$  – бромоводородная,  $\text{H}_2\text{S}$  – сероводородная кислота и т.д.

Названия кислородосодержащих кислот определяются в зависимости от степени окисления кислотообразующего элемента. Если таких степеней окисления несколько, то название кислоты, элемент которой имеет высшую степень окисления, оканчивается на "ная", "овая", "евая". При понижении степени окисления кислотообразующего элемента название кислоты изменяется: "оват(ая)", "ист(ая)", "оватист(ая)" и т.д.

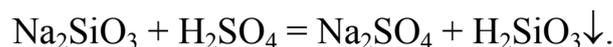
Например:  $\text{HClO}_4$  (степень окисления хлора +7) – хлорная,  $\text{HClO}_3$  (степень окисления хлора +5) – хлорноватая,  $\text{HClO}_2$  (степень окисления хлора +3) – хлористая,  $\text{HClO}$  (степень окисления хлора +1) – хлорноватистая;  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (степень окисления хлора серы +6) – серная,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  (степень

окисления серы +4) – сернистая;  $\text{HNO}_3$  (степень окисления азота +5) – азотная,  $\text{HNO}_2$  (степень окисления азота +3) – азотистая.

Если кислотному оксиду соответствует несколько кислот, то при меньшем количестве атомов водорода в кислоте добавляется приставка "мета", а с большим количеством – приставка "орто".

Например:  $\text{HPO}_3$  – метафосфорная кислота,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  – ортофосфорная кислота,  $\text{H}_3\text{BO}_3$  – ортоборная кислота,  $\text{HBO}_2$  – метаборная кислота.

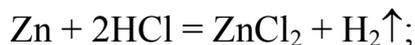
Нерастворимые в воде кислоты получают действием другой кислоты на их соли:



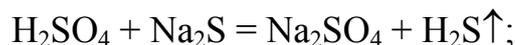
Свойства кислот определяются наличием в их растворах ионов водорода. Они обладают кислым вкусом, способны менять окраску индикаторов, образуют соли и т.д.

Свойства кислот:

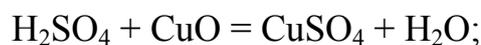
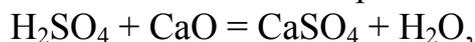
а) реагируют с некоторыми металлами с образованием соли и выделением водорода



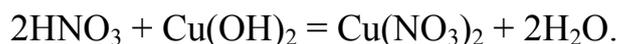
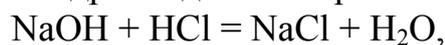
б) взаимодействуют с солями с образованием новой соли



в) реагируют с основными оксидами с образованием соли и воды



г) взаимодействуют с гидроксидами с образованием соли и воды



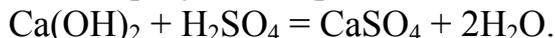
### 3.4. Соли

Соли представляют собой электролиты, которые диссоциируют с образованием катионов, отличных от ионов водорода, и анионов, отличных от гидроксогрупп. Они имеют ионную кристаллическую решетку, в растворах находятся в виде ионов. Соли образуются при замещении водорода в кислоте на металл или гидроксогруппы в основании на кислотный остаток.

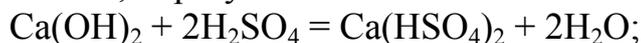
Соли бывают нормальные (средние), кислые, основные, двойные или смешанные, комплексные (см. схему 3).

Если происходят полное замещение водорода в молекуле кислоты на металл и полное замещение гидроксогруппы в гидроксиде на кислотный

остаток, получаются нормальные, или средние, соли. Например, если в реакции участвуют эквивалентные количества кислоты и основания, то в результате такой реакции образуется нормальная соль – сульфат кальция:



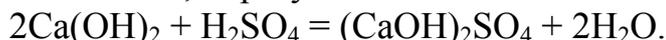
При избытке кислоты происходит неполное замещение атомов водорода в кислоте на металл, образуются кислые соли:



где  $\text{Ca(HSO}_4)_2$  – кислая соль – гидросульфат кальция.

Кислую соль могут образовать только многоосновные кислоты.

При избытке гидроксида происходит неполное замещение гидроксо- групп на кислотный остаток, образуются основные соли:



В результате реакции получилась основная соль  $(\text{CaOH})_2\text{SO}_4$  – сульфат гидроксокальция. Основные соли образуют многовалентные металлы и многоосновные кислоты.

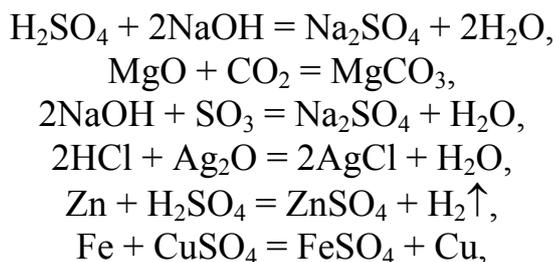
Названия средних солей состоят из названия аниона в именительном падеже и катионов в родительном падеже. Римской цифрой в скобках указывают валентность катиона. Например:  $\text{CuSO}_4$  – сульфат меди,  $\text{AgCl}$  – хлорид серебра,  $\text{Ba(NO}_3)_2$  – нитрат бария,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  – сульфат алюминия,  $\text{Fe(NO}_3)_3$  – нитрат железа(III),  $\text{Fe(NO}_3)_2$  – нитрат железа(II) и т.д.

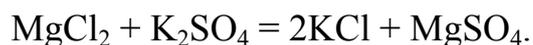
Названия кислых солей складываются из названий средних солей с прибавлением приставки "гидро". Если незамещенных атомов водорода два или более, то их число обозначают греческими числительными (ди, - три и т.д.). Например:  $\text{NaHSO}_3$  – гидросульфит натрия,  $\text{KHCO}_3$  – гидрокарбонат калия,  $\text{K}_2\text{HPO}_4$  – гидроортофосфат калия,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$  – дигидроортофосфат калия,  $\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2$  – дигидроортофосфат кальция.

Названия основных солей образуются из названия средних солей с добавлением приставки "гидроксо". Например:  $\text{ZnOHCl}$  – хлорид гидроксоцинка,  $[\text{Al(OH)}_2]_2\text{SO}_4$  – сульфат дигидроксоалюминия,  $\text{FeOHHSO}_4$  – сульфат гидроксожелеза(III),  $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$  – сульфат гидроксожелеза(II),  $(\text{CaOH})_2\text{CO}_3$  – карбонат гидроксокальция.

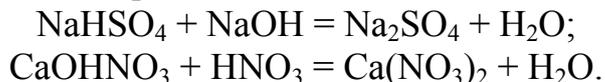
Соли можно получить взаимодействием между кислотой и основанием, между основным с кислотным оксидами, между основанием и кислотным оксидом, между кислотой и основным оксидом, между металлом и кислотой, между солями.

Например:





Существуют и другие методы получения солей. Кислые и основные соли можно перевести в нормальные:



### Примеры решения задач

**Задача 1.** Составьте формулы оксидов элементов третьего периода (Na, Mg, Al, Si, P, S, Cl), если элементы проявляют только высшую степень окисления.

**Решение.** При составлении формулы оксидов необходимо учитывать положение, что кислород в оксидах проявляет степень окисления, равную минус 2. Общий положительный заряд в соединениях должен равняться отрицательному заряду ионов кислорода, а высшая положительная степень окисления элементов в периодической системе – номеру группы.

Формула оксида натрия со степенью окисления  $\text{Na}^+$  и  $\text{O}^{-2}$  имеет вид  $\text{Na}_2\text{O}$ ; оксида магния со степенью окисления  $\text{Mg}^{+2}$  и  $\text{O}^{-2}$  –  $\text{MgO}$ ; оксида алюминия со степенью окисления  $\text{Al}^{+3}$  и  $\text{O}^{-2}$  –  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ; оксида кремния со степенью окисления  $\text{Si}^{+4}$  и  $\text{O}^{-2}$  –  $\text{SiO}_2$ ; оксида фосфора со степенью окисления  $\text{P}^{+5}$  и  $\text{O}^{-2}$  –  $\text{P}_2\text{O}_5$ ; оксида серы со степенью окисления  $\text{S}^{+6}$  и  $\text{O}^{-2}$  –  $\text{SO}_3$ ; оксида хлора со степенью окисления  $\text{Cl}^{+7}$  и  $\text{O}^{-2}$  –  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

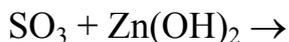
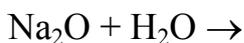
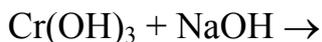
**Задача 2.** Укажите степени окисления элементов в оксидах  $\text{SeO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Te}_2\text{O}_3$ ,  $\text{VO}_3$ ,  $\text{CrO}_2$ .

**Решение.** Так как кислород в оксидах проявляет степень окисления, равную минус 2, элементы в оксидах должны иметь положительную степень окисления, равную суммарному отрицательному заряду иона кислорода. Степени окисления элементов будут иметь вид  $\text{Se}^{+4}$ ,  $\text{N}^{+5}$ ,  $\text{Te}^{+3}$ ,  $\text{V}^{+6}$ ,  $\text{Cr}^{+4}$ .

**Задача 3.** Напишите формулы гидроксидов, которые соответствуют оксиду меди(I), оксиду железа(III), оксиду хрома(II).

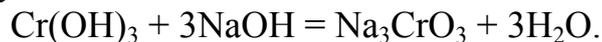
**Решение.** Формулы гидроксидов металлов составляются в соответствии со степенью окисления металла и иона кислорода. Формулы гидроксидов металлов будут иметь вид:  $\text{Cu}(\text{OH})$ ;  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ;  $\text{Cr}(\text{OH})_2$ .

**Задача 4.** Допишите уравнения реакций:



**Решение.** При написании уравнений реакций необходимо учитывать свойства веществ. Гидроксид хрома  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  является амфотерным

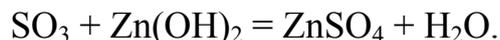
гидроксидом и в щелочной среде проявляет себя как кислота ( $\text{H}_3\text{CrO}_3$ ), образуя соль и воду:



При взаимодействии оксида натрия с водой образуется гидроксид:

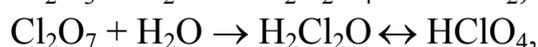
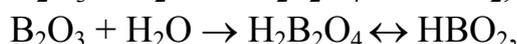
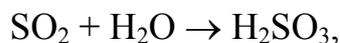


Оксид серы(VI), соединяясь с гидроксидом цинка, образует соль и воду:



**Задача 5.** Напишите, какие кислоты соответствуют следующим оксидам  $\text{TiO}_2$ ,  $\text{MnO}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ .

**Решение.** Для решения надо использовать реакции взаимодействия кислотных оксидов с водой для получения кислот, соответствующих перечисленным оксидам:



**Задача 6.** Определите степень окисления фосфора в ортофосфорной кислоте  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и напишите ступенчатую диссоциацию кислоты.

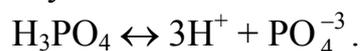
**Решение.** Заряд иона водорода равен +1, атома кислорода – минус 2, тогда заряд четырех атомов кислорода равен  $4 \times (-2) = -8$ . Заряд трех атомов водорода составляет  $1 \times (+3) = +3$ . Алгебраическая сумма должна равняться нулю:  $3 + x + (-8) = 0$ ,  $x = 8 - 3$ ,  $x = 5$ .

Степень окисления фосфора в ортофосфорной кислоте равна +5.

Так как ортофосфорная кислота является многоосновной кислотой и имеет три атома водорода, способного замещаться атомами металлов, то диссоциация ее будет проходить в три этапа с образованием ионов водорода и кислотных остатков:



Суммарно диссоциация будет иметь вид:



**Задача 7.** Назовите кислоты:  $\text{HClO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

**Решение.** При установлении названия кислот необходимо учитывать, что с понижением степени окисления кислотообразующего элемента суффиксы в названиях кислородосодержащих кислот изменяются в следующей последовательности: "оват(ая)", "ист(ая)", "оватист(ая)".

В кислотах:  $\text{HClO}_2$  хлор имеет степень окисления +3;  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  хром имеет высшую степень окисления +6;  $\text{HNO}_2$  азот имеет степень окисления

+3;  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  хром имеет степень окисления +6, причем ион хрома повторяется два раза.

Кислоты будут иметь следующие названия:  $\text{HClO}_2$  – хлористая,  $\text{H}_2\text{CrO}_4$  – хромовая,  $\text{HNO}_2$  – азотистая,  $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  – дихромовая.

**Задача 8.** Дайте названия следующим соединениям:  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ .

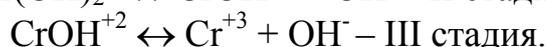
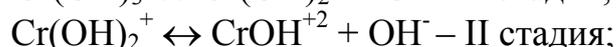
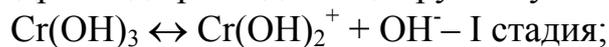
**Решение.** Нам требуется установить названия нормальной, кислой и основной соли. Исходим из правил установления названия солей. Так как название нормальной соли образуется из названия аниона кислоты  $(\text{NO}_3)^-$  и металла  $(\text{Pb})^{+2}$  в родительном падеже, то соль  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  назовем нитрат свинца(II).

Соль  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  – кислая соль. Название кислой соли образуется так же, как и название нормальной соли с добавлением приставки "гидро". Соль  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  будет иметь название гидрокарбонат кальция.

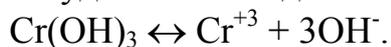
Соль  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$  – основная соль. Ее название образуется от названия нормальной соли с добавлением приставки "гидроксо". Соль  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$  называется сульфат гидроксоцинка.

**Задача 9.** Составьте формулы основных солей хрома(III).

**Решение.** Гидроксид хрома диссоциирует ступенчато:



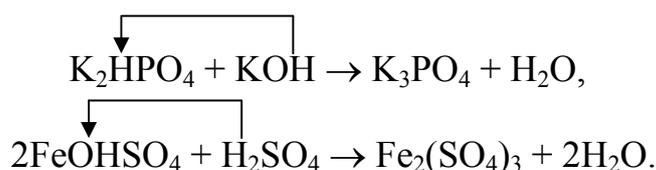
Суммарно диссоциация будет иметь вид:



Продуктами неполной диссоциации являются ионы  $[\text{Cr}(\text{OH})_2]^+$  и  $[\text{CrOH}]^{+2}$ , которые могут образовывать два вида солей хрома:  $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  – нитрат дигидроксохрома и  $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$  – нитрат гидроксохрома.

**Задача 10.** Составьте уравнения реакции, с помощью которых можно превратить кислые и основные соли  $\text{K}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{FeOH}\text{SO}_4$  в нормальные.

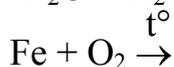
**Решение.** Так как кислые соли – это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл, а основные соли являются продуктами неполного замещения гидроксогрупп основания на кислотные остатки, то для получения нормальной соли надо на кислую соль подействовать избытком основания, а на основную соль – избытком кислоты.



## Вопросы и задачи

1. Напишите формулы оксидов кальция, железа(III), кремния, марганца(IV), серы(VI), алюминия.

2. Допишите уравнения реакций



3. Укажите степени окисления хрома в соединениях: CrO, CrO<sub>2</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, CrO<sub>3</sub>.

4. Напишите формулы оксидов: железа(II), хлора(VII), висмута, бора и уравнения их взаимодействия с серной кислотой.

5. Напишите уравнения реакций образования гидроксидов из оксидов: MnO, CuO, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, PbO, Li<sub>2</sub>O.

6. Укажите степень окисления титана в соединениях Ti(OH)<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>TiO<sub>3</sub>, H<sub>4</sub>TiO<sub>4</sub> и напишите, из каких оксидов они получены.

7. Допишите уравнения реакций:



8. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: FeO, MnO<sub>2</sub>, CuO, MgO.

9. Дайте названия соединениям: Al(OH)<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>.

10. Напишите формулы соединений: гидроксид магния, гидроксид марганца(IV), гидроксид бария, гидроксид ванадия(III).

11. С какими из перечисленных веществ будет взаимодействовать гидроксид калия: MgO, CO<sub>2</sub>, Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>.

12. Какие оксиды соответствуют следующим гидроксидам: Fe(OH)<sub>3</sub>, Ca(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, AgOH, Ti(OH)<sub>4</sub>.

13. Допишите уравнения реакций:



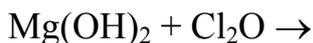
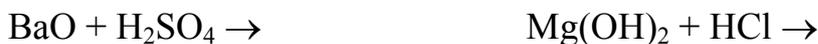
14. Составьте уравнения реакций между кислотами и гидроксидами, приводящие к образованию солей: CuSO<sub>4</sub>, Na<sub>2</sub>S, CaCO<sub>3</sub>, Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>, FeCl<sub>2</sub>, Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.

15. Дайте названия кислотам: HMnO<sub>4</sub>, H<sub>3</sub>BO<sub>3</sub>, HBO<sub>2</sub>, HIO, HIO<sub>3</sub>, HIO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>.

16. Напишите формулы оксидов, которые соответствуют следующим кислотам:  $\text{H}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{H}_6\text{TeO}_6$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{HAsO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$ .

17. Какие кислоты соответствуют оксидам:  $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{SiO}_2$ ? Назовите кислоты.

18. Напишите уравнения взаимодействия следующих веществ и назовите их:

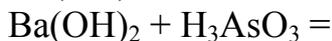


19. Назовите следующие соли:  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Ca(HCO}_3)_2$ ,  $\text{NiOHNO}_3$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{AlOHCl}_2$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{BaOHCl}$ .

20. Напишите формулы кислых и средних солей, образуемых ортофосфорной и хромовой кислотами с металлами натрия и цинка.

21. Напишите формулы следующих солей: хлорид магния, нитрат серебра, сульфат железа(III), нитрат дигидроксохрома(III), гидроортофосфат алюминия.

22. Напишите реакции образования кислых или основных солей из следующих кислот и оснований и назовите полученные соли:

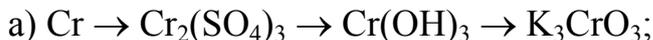


23. Допишите уравнения следующих реакций:



24. Напишите формулы солей: борат калия, хлорид гидроксокальция, карбонат гидроксомеди(II), гидросульфид аммония, дихромат калия, сульфат гидроксоцинка, карбонат гидроксожелеза(III).

25. Осуществите следующие превращения:



## 4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

В 19 веке в связи с быстрым развитием химии и накоплением большого экспериментального материала возникла потребность в систематизации химических элементов и их соединений. Эту задачу в 1819 году решил Д.И. Менделеев, открыв периодический закон и создав периодическую систему химических элементов.

В основу систематики Менделеев Д.И. положил атомную массу элементов, как точно измеренное и объективное свойство каждого элемента. Расположив все химические элементы в порядке возрастания атомных масс, он обнаружил, что сходные по своим свойствам элементы встречаются через строго определенные интервалы (через определенное число элементов). Эта закономерность и легла в основу периодического закона:

"Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов".

Периодическая система Д.И. Менделеева является графическим изображением периодического закона. Она состоит из 7 периодов – трех малых (I, II, III) и четырех больших (IV, V, VI, VII), которые располагаются горизонтально. Каждый период начинается щелочным металлом (за исключением I периода) и заканчивается инертным газом.

Вертикальные ряды в таблице называются группами. Каждая группа состоит из двух подгрупп: главной и побочной. В главные подгруппы входят все элементы малых периодов и стоящие под ними элементы больших периодов. Например, в первой группе главную подгруппу составляют литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций, побочную – медь, серебро, золото. В пятой группе в главную подгруппу входят азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут, побочную – ванадий, ниобий, тантал, нильсборий. В седьмой группе главную подгруппу составляют фтор, хлор, бром, йод, астат, побочную – марганец, технеций, рений.

В 1914 г. английский физик Мозли доказал, что заряд ядра в атоме элемента численно равен порядковому номеру элемента и определяет электронное строение атома. Поэтому в современной трактовке периодический закон формулируется следующим образом:

"Свойства химических элементов и их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома или порядкового номера элемента".

Для того чтобы рассмотреть свойства химических элементов, вначале дадим определение следующим понятиям.

*Радиус атома* – ( $r$ ), нм ( $10^{-9}$  м), – расстояние от центра ядра атома до наиболее удаленного электрона.

*Энергия ионизации* – (I), Дж (джоуль), – энергия, которая необходима для отрыва от атома одного электрона и удаления его от сферы действия ядра.

*Сродство к электрону* – (E), Дж, – энергия, которая выделяется при присоединении к атому одного электрона.

*Электроотрицательность* (Э.О.), Дж, – полусумма энергии ионизации и сродства к электрону.

$$\text{Э.О.} = \frac{I + E}{2}.$$

*Валентность* – способность атома элемента образовывать химическую связь, определяется числом неспаренных электронов.

*Степень окисления* – условный заряд, который приобретает атом элемента при смещении электронной плотности от или к атому элемента.

*Нормальное* (невозмущенное) *состояние* атома – состояние, в котором атом элемента обладает минимальной энергией.

*Возбужденное состояние* (обозначают \*) – состояние, в котором атом элемента приобретает бóльшую энергию, чем в нормальном состоянии.

А теперь рассмотрим периодическую систему Д.И. Менделеева, используя современные знания по электронному строению атома.

### Первый период

Он состоит из двух элементов. Первый – водород, имеет один электрон, который согласно квантовым числам занимает в нормальном состоянии s-подуровень: H:  $\downarrow 1s^1$ ; валентный электрон один, валентность водорода 1. Далее согласно принципу Паули заполняется s-подуровень вторым электроном. Гелий имеет два электрона с антипараллельными спинами, валентных электронов нет, валентность равна 0. He  $\downarrow\uparrow 1s^2$ . Первый период (слой) заполнен, во внешнем слое два электрона, период состоит из двух элементов. Первый слой является "фундаментом", на котором строится второй слой.

### Второй период

Этот период начинается с лития, порядковый номер 3, то есть этот элемент имеет три электрона, причем два находятся на первом электронном слое, как у гелия, а третий заполняет s-подуровень второго слоя: Li  $\downarrow\uparrow\downarrow 1s^2 2s^1$ . На внешнем слое один валентный электрон, валентность равна 1. Далее заполняется вторым электроном s-подуровень второго слоя, и бериллий (Be) с порядковым номером 4 имеет 4 электрона, причем в нормальном состоянии у бериллия Be  $\downarrow\uparrow\downarrow\uparrow 1s^2 2s^2$  нет валентных электронов, валентность равна нулю. Бериллий легко переходит в возбужденное состояние, и один электрон с 2s-подуровня переходит на 2p-подуровень: Be\*  $\downarrow\uparrow\downarrow\downarrow 1s^2 2s^1 2p^1$ . В возбужденном состоянии у Be два валентных электрона, валентность равна 2 и совпадает с номером группы, в которой находится элемент.

Следующий элемент бор (В), порядковый номер 5, то есть у элемента пять электронов, четыре располагаются аналогично электронам бериллия, а пятый начинает заполнять 2р-уровень, и в нормальном состоянии у бора один валентный электрон: В  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\phantom{\downarrow\uparrow}}\boxed{\phantom{\downarrow\uparrow}} 1s^22s^22p^1$ , валентность равна 1, что не характерно для этого элемента. Поэтому атом бора легко переходит в возбужденное состояние, и один электрон с 2s-подуровня переходит на 2р-подуровень, обеспечивая бору валентность, равную трем. Эта валентность совпадает с номером группы, в которой находится этот элемент: В\*  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\phantom{\downarrow\uparrow}} 1s^22s^12p^2$ , валентность равна 3 (три неспаренных электрона).

Далее по принципу Гунда (Хунда) заполняется 2р-подуровень. У углерода порядковый номер 6, элемент имеет 6 электронов, пять электронов располагаются аналогично бору, а шестой заполняет 2р-подуровень: С  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\phantom{\downarrow\uparrow}} 1s^22s^22p^2$ . В нормальном состоянии у углерода два неспаренных электрона, валентность равна 2. При переходе в возбужденное состояние один s-электрон переходит с 2s-подуровня на 2р-подуровень, обеспечивая тем самым углероду валентность, равную четырем: С\*  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow} 1s^22s^12p^3$ , валентность равна 4 (4 неспаренных электрона), валентность совпадает с номером группы.

Азот имеет порядковый номер 7, то есть у элемента 7 электронов, причем 6 электронов располагаются аналогично углероду, а седьмой заполняет 2р-подуровень по принципу Гунда: N  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow} 1s^22s^22p^3$ . В нормальном состоянии у атома азота три неспаренных электрона, валентность равна 3. Валентность, равную пяти, этот элемент проявляет в том случае, когда атом азота отдает свою пару электронов, находящуюся на 2s-подуровне, другому атому со свободной атомной орбиталью. В этом случае валентность азота совпадает с номером группы.

Начиная с кислорода, порядковый номер 8, начинает заполняться 2р-подуровень электронами с антипараллельными спинами:

О  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow} 1s^22s^22p^4$ . У кислорода два валентных электрона, и кислород практически во всех соединениях проявляет валентность, равную двум, она не совпадает с номером группы.

У фтора (F) порядковый номер 9, 9 электронов располагаются следующим образом: F  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow} 1s^22s^22p^5$ . У фтора один валентный электрон, и этот элемент проявляет валентность, равную единице, которая тоже не совпадает с номером группы.

Оба элемента: и кислород, и фтор – не имеют свободных подуровней в пределах второго уровня, и электроны никуда не переходят с 2р-подуровней.

У неона (Ne) полностью заполняется электронами 2р-подуровень, валентных электронов нет, валентность равна 0. Ne  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow\uparrow} 1s^22s^22p^6$ .

Во втором слое 8 электронов, 8 элементов. Период начинается активным металлом (Li), заканчивается инертным газом. С увеличением заряда ядра элементов в периоде металлические свойства элементов снижаются (так как радиус атома уменьшается, а энергия ионизации увеличивается).

Третий слой (период) заполняется аналогично второму, но в этом периоде появляется свободный (вакантный) 3d-подуровень, благодаря которому такие элементы, как сера (S) и хлор (Cl), способны проявлять переменную валентность.

Так сера в нормальном состоянии имеет два валентных электрона: S  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ , валентность равна 2.

Переходя в первое возбужденное состояние, электрон с 3p-подуровня у атома серы переходит на 3d-подуровень, обеспечивая сере валентность четыре:  $S^*_1$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3 3d^1$ .

При переходе атома серы во второе возбужденное состояние электрон с 3s-подуровня переходит на 3d-подуровень, обеспечивая сере валентность 6, совпадающую с номером группы:

$S^*_2$   $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3 3d^2$ . Валентность равна 6 (6 неспаренных электронов).

Атом хлора способен проявлять валентность, равную единице (нормальное состояние атома), 3, 5, 7, соответственно, в первом, втором и третьем возбужденных состояниях.

Свойства элементов в пределах третьего периода изменяются аналогично свойствам элементов второго периода.

Начиная с четвертого периода, заполнение подуровней электронами подчиняется правилам Клечковского, и после заполнения 4s-подуровня начинает заполняться электронами 3d-подуровень вначале электронами с параллельными спинами от скандия (Sc) до хрома (Cr), затем электронами с антипараллельными спинами от железа (Fe) до меди (Cu). Следует отметить, что у хрома и меди наблюдается проскок ("провал") одного 4s-электрона на 3d-подуровень предыдущего слоя, так как в этих случаях атомы этих элементов находятся в энергетически более выгодных состояниях. Для хрома Cr заполнение четвертого уровня происходит по схеме:  $4s^1 3d^5$ , для меди Cu:  $4s^1 3d^{10}$ . После заполнения 3d-подуровня полностью заполняется 4s-подуровень для цинка (Zn), а начиная с галлия и по криптон (Kr) идет заполнение электронами 4p-подуровня.

Следует отметить, что четвертый период начинается с активного металла – калия (K) и свойства элементов от калия до кальция меняются аналогично свойствам натрия и магния в третьем периоде или лития и бериллия во втором периоде. Начиная со скандия и кончая цинком, в четвертом периоде располагаются переходные элементы. Они все являются металлами. От галлия до криптона изменение свойств элементов проходит

аналогично изменениям свойств соответствующих элементов третьего и второго периодов.

Пятый период заполняется аналогично четвертому, в шестом периоде начинает заполняться после 6s-подуровня 4f-подуровень от лантана (La) до лютеция (Lu), затем 5d-подуровень от гафния (Hf) до ртути (Hg), а от таллия (Tl) до радона (Rn) заполняется 6p-подуровень. Свойства элементов этих периодов изменяются аналогично свойствам соответствующих элементов четвертого и пятого периодов.

Таким образом, с увеличением заряда ядра атомов:

1) в периоде слева направо происходят уменьшение радиуса атомов, увеличение их энергий ионизации  $I$  и сродства к электрону  $E$ , то есть ослабление металлических (восстановительных) свойств элементов и усиление неметаллических (окислительных) свойств элементов. Каждый период начинается активным металлом, а заканчивается инертным газом;

2) в главных подгруппах сверху вниз наблюдаются увеличение радиусов атомов, уменьшение  $I$ , увеличение металлических свойств элементов (от лития к францию в первой группе, от азота к висмуту в пятой группе);

3) в побочных подгруппах сверху вниз радиус атомов меняется незначительно, а  $I$  увеличивается, то есть металлические свойства элементов ослабевают (от меди к золоту в – первой группе, от цинка к ртути – во второй группе);

4) аналогично свойствам элементов меняются свойства их соединений – оксидов, гидроксидов, кислот.

Кроме того, следует отметить, что:

5) периодическое повторение свойств элементов обусловлено периодическим повторением электронного строения их внешнего или внешнего и предшествующего внешнему электронных слоев.

Максимальная валентность и степень окисления элементов в большинстве случаев совпадают с номером группы, в которой находится элемент. Минимальная степень окисления для металлов – 0. Для неметаллов она равна разности между номером группы, в которой находится элемент, и цифрой 8; например, для углерода она будет минус 4 (-4), то есть  $4-8=-4$ , соединение метан –  $\text{CH}_4$ , для азота – минус 3, т.е.  $5-8=-3$ , соединение  $\text{NH}_3$ .

## Примеры решения задач

**Задача 1.** Элемент имеет следующую электронную формулу:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ . Исходя из его положения в периодической системе, определите, какой это элемент, охарактеризуйте его химические свойства.

**Решение.** Определяем общее число электронов данного элемента. Оно равно 15, то есть заряд ядра элемента равен 15, и его порядковый номер – 15. Этот элемент – фосфор. Он находится в третьем периоде, 5-й группе, главной подгруппе. Это неметалл, более активный, чем кремний и мышьяк, но менее активный, чем азот и сера. Высшая валентность – 5, высшая степень окисления плюс 5, низшая – минус 3. Высший оксид –  $P_2O_5$ , водородное соединение –  $PH_3$ .

**Задача 2.** Какой металл – кальций или барий – обладает более сильными восстановительными свойствами?

**Решение.** Кальций и барий находятся во второй группе, главной подгруппе, но в разных периодах, то есть радиус атома у бария больше, а энергия ионизации меньше, чем у кальция; поэтому барий более активный металл и у него сильнее выражены металлические свойства.

**Задача 3.** Назовите элементы, у которых в нормальном состоянии два валентных электрона находятся на p-подуровне.

**Решение.** К этим элементам относятся все элементы главной подгруппы четвертой группы периодической системы: углерод ( $2p^2$ ), кремний ( $3p^2$ ), германий ( $4p^2$ ), олово ( $5p^2$ ), свинец ( $6p^2$ ).

**Задача 4.** Какая кислота более сильная: а) ортофосфорная или мышьяковая; б) ортофосфорная или серная?

**Решение.** Свойства соединений элементов изменяются аналогично свойствам самих элементов: в периодах свойства неметаллов усиливаются с увеличением заряда ядра, а в главных подгруппах ослабевают; поэтому ортофосфорная кислота сильнее мышьяковой, но слабее серной.

**Задача 5.** Гидроксид какого металла сильнее: калия или меди?

**Решение.** Калий и медь находятся в одном периоде, одной группе, но в разных подгруппах: калий – в главной, а медь – в побочной. В периоде с увеличением заряда ядра металлические свойства ослабевают; поэтому у калия сильнее выражены металлические свойства, чем у меди; следовательно гидроксид калия сильнее гидроксида меди.

**Задача 6.** Назовите электронные аналоги титана.

**Решение.** Электронные аналоги – элементы, имеющие аналогичное электронное строение внешнего или внешнего и предшествующего внешнему электронных слоев. Для титана электронное строение внешнего и предшествующего внешнему слоев отвечает формуле  $3d^2 4s^2$ ; поэтому электронные аналоги этого элемента: цирконий ( $4d^2 4s^2$ ), гафний ( $5d^2 6s^2$ ), курчатовий ( $6d^2 7s^2$ ).

Задача 7. Какой металл более активен: цинк или ртуть?

Решение. Цинк и ртуть находятся во второй группе, побочной подгруппе, но в разных периодах: цинк – в четвертом, а ртуть – в шестом. У ртути заряд ядра больше, чем у цинка (80 и 30, соответственно), а радиусы приблизительно одинаковы; поэтому оторвать электрон от атома ртути труднее, чем от цинка. Цинк имеет меньшую энергию ионизации, чем ртуть; следовательно, он более активен.

Задача 8. Сколько свободных d-орбиталей у атома ванадия?

Решение. Ванадий имеет 3 валентных электрона на d-подуровне, то есть у этого атома остались 2 свободные d-орбитали.

Задача 9. Какую валентность может проявлять германий?

Решение. Электронное строение внешнего электронного слоя германия в нормальном состоянии отвечает формуле  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\phantom{\downarrow}} 4s^2 4p^2$ , то есть у германия 2 валентных (неспаренных) электрона и валентность германия в нормальном состоянии – 2. При переходе в возбужденное состояние один электрон переходит с 4s-подуровня на 4p-подуровень. Электронное строение внешнего электронного слоя германия в возбужденном состоянии отвечает формуле:  $\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow} 4s^1 4p^3$ , то есть у германия 4 валентных электрона и валентность германия в возбужденном состоянии – 4 (совпадает с номером группы, в которой находится этот элемент).

Задача 10. Какой подуровень – 4d или 5p – заполняется раньше?

Решение. Заполнение подуровней электронами происходит в порядке возрастания сумм главного (n) и орбитального (l) квантовых чисел, в случае равенства сумм – в порядке возрастания главного квантового числа (правило Клечковского).

Для подуровня 4d главное квантовое число равно 4, орбитальное – 2, сумма n+l составляет 6.

Для подуровня 5p главное квантовое число равно 5, орбитальное – 1, сумма n+l составляет 6.

Заполнение подуровней электронами будет проходить в порядке возрастания n, то есть вначале заполняется 4d-подуровень (n=4), затем 5p (n=5).

Задача 11. Назовите элементы, у которых на 4p- и 3d-подуровнях в нормальном состоянии находится по 3 валентных электрона.

Решение. Элемент, у которого на 4p-подуровне находятся 3 валентных электрона, – мышьяк, электронное строение внешнего слоя мышьяка отвечает формуле  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow} 4s^2 4p^3$ .

Элемент, у которого на 3d-подуровне находится 3 валентных электрона, – ванадий, электронное строение внешнего и предшествующего внешнему электронным слоям ванадия отвечает формуле  $\boxed{\downarrow\uparrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\downarrow}\boxed{\phantom{\downarrow}}\boxed{\phantom{\downarrow}} 4s^2 3d^3$ .

**Задача 12.** У атома какого элемента больше радиус: у лития или у кислорода? Почему?

**Решение.** Оба элемента находятся в одном периоде, однако у лития заряд ядра +3, а у кислорода +8 (порядковые номера элементов); поэтому электроны сильнее притягиваются к ядру с бóльшим зарядом (+8), радиус уменьшается; следовательно, у лития радиус атома больше, чем у кислорода.

**Задача 13.** Назовите элементы главной подгруппы четвертой группы периодической системы.

**Решение.** В главные подгруппы входят все элементы малых периодов и стоящие под ними элементы больших периодов. В четвертой группе находятся элементы малых периодов – углерод и кремний. К главной подгруппе относятся стоящие под этими элементами следующие элементы больших периодов: германий, олово, свинец.

**Задача 14.** Определите низшую степень окисления азота.

**Решение.** Азот – неметалл, поэтому низшая степень окисления этого элемента равна разности номера группы, в которой находится этот элемент, минус 8, то есть минус 3. Соединение, в котором азот проявляет такую степень окисления, – аммиак  $\text{NH}_3$ .

**Задача 15.** В чем разница между валентностью и степенью окисления элемента?

**Решение.** Валентность – способность элемента образовывать химическую связь – определяется числом неспаренных (валентных) электронов на внешнем или внешнем и предшествующем внешнему электронных уровнях, то есть валентность имеет вполне определенный физический смысл (число электронов).

Степень окисления – условный заряд, который приобретает атом элемента при смещении электронной плотности от атома или к атому элемента. Таким образом, степень окисления – введенное человеком понятие и физического смысла не имеет.

## Вопросы и задачи

1. Какой из перечисленных элементов: хлор, калий, фосфор, цинк, йод – самый сильный восстановитель, самый сильный окислитель и почему?

2. Расположите следующие элементы в порядке возрастания их металлических свойств: франций, натрий, барий, германий, железо.

3. Почему кислород проявляет постоянную валентность, а сера – переменную?

4. Сколько валентных электронов имеют атомы свинца, галлия, кальция, йода, алюминия в нормальном и возбужденном состоянии?

5. На каких подуровнях расположены валентные электроны у атомов хрома и селена?
6. Какие элементы являются электронными аналогами фосфора?
7. Дайте современную формулировку периодического закона.
8. Напишите электронные формулы элементов, имеющих на подуровнях 4p и 3d по 2 электрона.
9. Как изменяется энергия ионизации атомов элементов в периодах, главных и побочных подгруппах?
10. Напишите электронные формулы ионов  $\text{Na}^+$ ,  $\text{F}^-$ .
11. Какие электроны в атоме являются валентными?
12. У какого элемента – калия или мышьяка – радиус атома больше и почему?
13. Назовите элемент, имеющий заряд ядра +35. Какими свойствами, исходя из его положения в периодической системе, обладает этот элемент?
14. Какой металл более активен – кальций или цинк? Почему?
15. Как меняется сродство к электрону атомов элементов в периодах, главных и побочных подгруппах?

## 5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Скорость химической реакции определяет изменение количества реагирующего вещества за единицу времени в единице реакционного пространства. Химические реакции протекают с различными скоростями. Характер взаимодействия веществ зависит от их агрегатного состояния. При рассмотрении вопросов о скорости реакций различают реакции, протекающие в гомогенной системе, и реакции, протекающие в гетерогенной системе. Гомогенная система состоит из одной фазы, а гетерогенная – из нескольких фаз. Фаза – это часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела.

В гомогенных системах реакции протекают во всем объеме, в гетерогенных системах – на поверхности раздела фаз.

Скорость реакции в гомогенной системе определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени. Если концентрация реагирующих веществ уменьшилась от  $C_1$  до  $C_2$  за промежуток времени от  $t_1$  до  $t_2$ , то за данный промежуток времени скорость

$$v = \frac{C_2 - C_1}{\tau_2 - \tau_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta \tau}.$$

По мере протекания реакции ( $\tau_2 - \tau_1 > 0$ ) концентрация реагентов убывает, поэтому  $C_2 - C_1 < 0$ . Скорость реакции всегда положительна, поэтому перед дробью ставится знак  $\pm$ . Знак "-" отвечает случаю, когда о скорости судят по уменьшению концентрации одного из исходных веществ. Если о скорости судят по возрастанию концентрации продукта, то перед дробью ставят знак "+".

Скорость реакции в гетерогенной системе измеряется количеством вещества, вступившего в реакцию или образующегося при реакции за единицу времени на единице площади поверхности фазы.

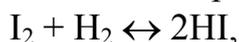
Если площадь поверхности твердого тела трудно измерить, то скорость гетерогенной системы относят к единице массы или объема твердой фазы.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации, температуры, присутствия катализаторов, давления – в случае газовых систем, от степени измельчения – для твердых веществ.

## 5.1. Влияние концентрации реагирующих веществ

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ определяется *законом действия масс*, который был установлен в 1867 г. норвежскими учеными К. Гульбергом и П. Вааге.

*Скорость химических реакций, протекающих в однородной среде, пропорциональна* произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, соответствующих их стехиометрическим коэффициентам.



$$v = k[\text{I}_2] \cdot [\text{H}_2] \text{ или } v = k C_{\text{I}_2} C_{\text{H}_2}$$

где

$v$  – скорость реакции;

$k$  – константа скорости химической реакции;

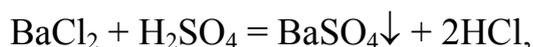
$C_{\text{I}_2}$ ,  $C_{\text{H}_2}$  или  $[\text{I}_2]$ ,  $[\text{H}_2]$  – молярные концентрации.

В химической кинетике используют понятие порядка реакции. Порядок реакции определяется уравнением реакции и равен сумме показателей степеней при концентрациях в уравнении реакции.

Например, термическая диссоциация газообразного йода  $\text{I}_2 \rightarrow 2\text{I}$   $v = k C_{\text{I}_2}$  является реакцией первого порядка. Реакция взаимодействия водорода и йода  $\text{H}_2 + \text{I}_2 = 2\text{HI}$   $v = k C_{\text{H}_2} \cdot C_{\text{I}_2}$  относится к реакции второго порядка.

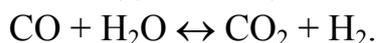
Чаще встречаются реакции первого, второго порядка и иногда третьего порядка. Более чем третьего порядка реакций не бывает.

Реакции, которые протекают в одном направлении и идут до конца, называются *необратимыми*. При этом образуются труднорастворимые или газообразные вещества. Например:



Реакции, протекающие в правую сторону ( $\rightarrow$ ), называются прямыми реакциями, а в левую сторону ( $\leftarrow$ ) – обратными реакциями.

Некоторые химические реакции протекают обратимо. Обратимые реакции могут изменять свое направление в зависимости от внешних условий (температура, давление, концентрация). Такие реакции не идут до конца, и в системе остаются исходные вещества. Например,



Если реакция обратима, то есть возможен обратный процесс превращения продуктов реакции в исходные вещества,

$$v_{\text{пр}} = k_1 C_{\text{CO}} \cdot C_{\text{H}_2\text{O}}, \quad v_{\text{обр}} = k_2 C_{\text{CO}_2} C_{\text{H}_2},$$

где  $k_1$  и  $k_2$  – константы скорости реакции.

Константа скорости химической реакции – постоянная величина для данной химической реакции и зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора, но не зависит от концентрации реагирующих веществ.

Константа скорости химической реакции представляет собой скорость реакции в условиях, если концентрации реагирующих веществ равны 1 моль/л. Если  $C_A=C_B=1$  моль/л, то  $k=v_{пр}$ .

В случае гетерогенных реакций в уравнение закона действия масс входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой фазе или в растворе. Концентрация вещества, находящегося в твердой фазе, обычно представляет собой постоянную величину и поэтому входит в константу скорости.

Например, для реакции горения угля  $C_{(т)} + O_{2(г)} = CO_{2(г)}$  выражение зависимости скорости реакции от концентрации принимает вид  $v=k[O_2]$ .

## 5.2. Влияние температуры

Голландский ученый Якоб Вант-Гофф установил, что при повышении температуры на каждые десять градусов скорость большинства реакций увеличивается в 2-4 раза:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{T_2-T_1}{10}},$$

где  $v_{T_2}$  и  $v_{T_1}$  – скорости реакций при температурах  $T_2$  и  $T_1$ ;

$\gamma$  – температурный коэффициент скорости реакции ( $\gamma=v_{T_2}/v_{T_1}$  при  $T_2-T_1=10^\circ$ ).

Температурный коэффициент показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции при повышении температуры на  $10^\circ\text{C}$ .

При химических реакциях происходят разрывы связей в молекулах реагирующих веществ и возникновение новых связей с образованием новых соединений. Вступить в химическую реакцию могут молекулы, обладающие определенной энергией. Энергия, которую надо затратить, чтобы сделать частицы реагирующих веществ активными, называется энергией активации.

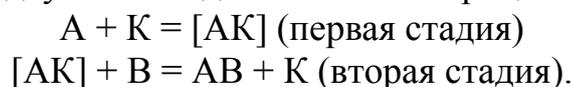
Энергия активации  $E_a$  зависит от природы реагирующих веществ и может изменяться от 5 до 500 кДж/моль. Чем выше энергия активации, тем меньше скорость реакции. В присутствии катализатора энергия активации уменьшается, и скорость реакции увеличивается.

### 5.3. Влияние катализатора

Катализаторы – это вещества, которые изменяют скорость реакции, а сами к концу реакции остаются неизменными как по составу, так и по массе.

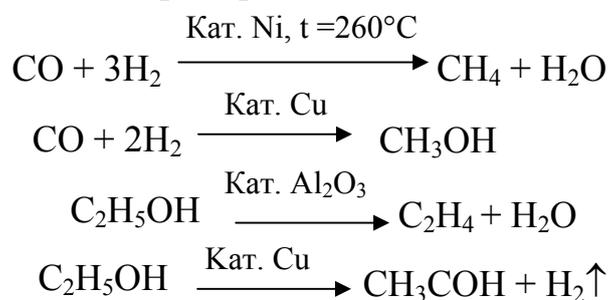
Ингибитор – это вещество, которое замедляет скорость протекания реакции.

Действие катализатора связано с понижением энергии активации за счет участия его в химическом взаимодействии. В гомогенной среде катализатор (К) образует с одним из исходных веществ промежуточное соединение (АК), которое реагирует с другим исходным веществом (В), образуя продукт АВ, с восстановлением катализатора. В результате прямая реакция заменяется двумя последовательными процессами:



Освободившийся катализатор вступает во взаимодействие с новым количеством одного из реагирующих веществ. Катализатор, снижая энергию активации, делает механизм реакции более энергетически доступным.

Например, энергия активации реакции  $SO_2 + 1/2O_2 = SO_3$  равна 240 кДж/моль. В присутствии катализатора (платины) энергия активации снижается до 60 кДж/моль. В зависимости от выбранных условий (катализатор, температура) реакция может протекать с образованием различных продуктов. Например:

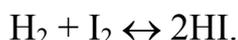


Если реакция обратима, то катализатор увеличивает скорость как прямой, так и обратной реакции, то есть не влияет на равновесие в химической реакции.

### 5.4. Химическое равновесие

Если в системе скорость прямой реакции  $v_{пр}$  равна скорости обратной реакции  $v_{обр}$ , состояние системы называется *химическим равновесием*.

Рассмотрим обратимую реакцию образования йодоводорода при температуре 450°:



Согласно закону действия масс запишем скорости прямой и обратной реакций:

$$\begin{aligned}v_{\text{пр}} &= k_1[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2], \\v_{\text{обр}} &= k_2[\text{HI}]^2.\end{aligned}$$

При достижении равновесия  $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$ , значит,  $k_1[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2] = k_2[\text{HI}]^2$ .

Возьмем отношение  $\frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}$ . Частное от деления двух постоянных величин констант скорости прямой ( $k_1$ ) и обратной ( $k_2$ ) реакций

является величиной постоянной и называется константой химического равновесия ( $K_c$ ):

$$K_c = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2] \cdot [\text{I}_2]}.$$

Константа равновесия ( $K_c$ ) – это отношение произведения концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ, взятых в степенях, соответствующих стехиометрическим коэффициентам.

Константа равновесия ( $K_c$ ) показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной реакции, если концентрации исходных веществ и продуктов реакций равны единице.

Концентрации реагирующих веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются равновесными концентрациями. При  $K \gg 1$  равновесные концентрации продуктов реакции больше концентраций исходных веществ. При  $K \ll 1$  концентрации исходных веществ больше.

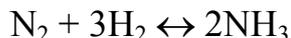
## 5.5. Принцип Ле Шателье

Если изменить одно из условий ( $p$ ,  $t$ ,  $C$ ) при проведении химических реакций, то происходит смещение равновесия. Скорости прямой и обратной реакций становятся неодинаковыми. Изменения, происходящие в равновесной системе в результате внешних воздействий, определяются *правилом Ле Шателье*. Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо внешнее воздействие (изменить температуру, концентрацию, давление), то это воздействие благоприятствует той из двух противоположных реакций, которая ослабляет оказанное воздействие.

Химические реакции, при протекании которых выделяется тепло, называются экзотермическими, а реакции, идущие с поглощением тепла, называются эндотермическими.

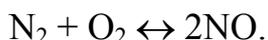
При повышении температуры ускоряются как прямая, так и обратная реакции, но в разной степени. Эндотермический процесс ускоряется в большей степени, чем экзотермический. При понижении температуры быстрее протекает экзотермическая реакция.

Уменьшение давления смещает равновесие в сторону, сопровождающуюся увеличением числа молей реагирующих веществ. Так, при реакции образования аммиака



из 4 моль газа (1 моль  $\text{N}_2$  и 3 моль  $\text{H}_2$ ) исходных веществ образовалось 2 моль аммиака. В этом случае увеличение давления благоприятствует процессу, протекающему с уменьшением числа молей, то есть смещает равновесие вправо.

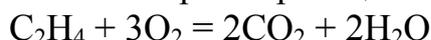
Если в уравнении обратимой реакции число молей реагирующих веществ в левой и правой частях равны, то изменение давления не вызывает смещения химического равновесия:



Если в системе, находящейся в равновесии, увеличить концентрацию одного из веществ, участвующих в реакции, то скорость прямого и обратного процессов изменится, но так, что система снова придет в равновесие. В новом состоянии концентрации всех веществ будут отличаться от первоначальных, так как в равновесной системе нельзя изменить концентрацию только одного из веществ, не вызывая изменения концентраций остальных реагентов. По принципу Ле Шателье при изменении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие смещается в сторону, компенсирующую изменения. Если увеличить концентрацию одного из исходных веществ, равновесие сместится в сторону прямой реакции, а при увеличении концентрации продукта реакции – в сторону обратной реакции.

### Примеры решения задач

**Задача 1.** Как изменится скорость реакции горения этилена



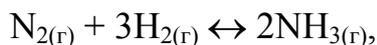
с увеличением концентрации кислорода в 3 раза?

**Решение.** Рассчитаем в соответствии с законом действия масс скорость реакции горения этилена до изменения концентрации кислорода. Обозначим концентрации реагирующих веществ  $[\text{C}_2\text{H}_4]=a$ ,  $[\text{O}_2]=b$ . Тогда скорость реакции можно записать  $v_1=k_1 \cdot a \cdot b^3$ . С увеличением концентрации кислорода в 3 раза скорость реакции  $v_1'=k_1 \cdot a \cdot (3b)^3$ . Чтобы определить, как изменилась скорость, возьмем отношение измененной к первоначальной скорости реакции

$$\frac{v_1'}{v_1} = \frac{k_1 \cdot a \cdot (3b)^3}{k_1 \cdot a \cdot b^3} = 3^3 = 27 \text{ раз.}$$

Скорость реакции горения этилена возрастет в 27 раз.

**Задача 2.** Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакций



если объем газовой смеси уменьшить в 2 раза?

**Решение.** Обозначим концентрации реагирующих веществ:  $[\text{N}_2]=a$ ;  $[\text{H}_2]=b$ ;  $[\text{NH}_3]=c$ . По закону действия масс запишем уравнение скорости прямой и обратной реакций до уменьшения объема:

$$v_{\text{пр}}=k_1[a]\cdot[b]^3; v_{\text{обр}}=k_2[c]^2.$$

Уменьшение объема газовой смеси достигается увеличением давления реагирующих газовых веществ и повышением концентрации их за счет сжатия газовой системы ( $pV=p_1V_1$ ). При этом концентрации  $[\text{N}_2]$ ,  $[\text{H}_2]$  и  $[\text{NH}_3]$  увеличатся в 2 раза:  $[\text{N}_2]=2a$ ;  $[\text{H}_2]=2b$ ;  $[\text{NH}_3]=2c$ . Запишем скорости прямой и обратной реакций при новых концентрациях:

$$v'_{\text{пр}}=K[2a]\cdot[2b]^3; v'_{\text{обр}}=K_1[2c]^2.$$

Чтобы определить, во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакций, надо вычислить отношение измененной скорости к первоначальной:

$$\frac{v'_{\text{пр}}}{v_{\text{пр}}} = 2 \cdot 2^3 = 16 \text{ раз,}$$

$$\frac{v'_{\text{обр}}}{v_{\text{обр}}} = 2^2 = 4 \text{ раза.}$$

Таким образом, после уменьшения объема скорость прямой реакции увеличится в 16 раз, а обратной – в 4 раза.

**Задача 3.** Как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию водяного пара в системе  $\text{C}_{(\text{тв})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$  уменьшить в 2 раза?

**Решение.** Запишем закон действия масс для гетерогенной системы до изменения условия реакции:

$$v_{\text{пр}} = k_1[\text{H}_2\text{O}].$$

После уменьшения в 3 раза концентрации водяного пара ( $\text{H}_2\text{O}$ ) уравнение скорости реакции с измененными условиями примет вид:

$$v'_{\text{пр}} = k_1[1/3\text{H}_2\text{O}].$$

Возьмем соотношение скорости с измененными условиями к скорости с первоначальными условиями:

$$\frac{v'_{\text{пр}}}{v_{\text{пр}}} = \frac{k_1[1/3]}{k_1} = 1/3 \text{ раза.}$$

Следовательно, скорость реакции при понижении концентрации водяного пара изменится в 1/3 раза, то есть уменьшится в 3 раза.

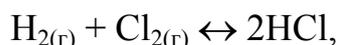
**Задача 4.** Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40 до 80° С, если температурный коэффициент равен 2?

**Решение.** Для решения задачи воспользуемся правилом Вант-Гоффа, которое определяет зависимость скорости реакции от температуры:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{\frac{(t_2 - t_1)}{10}}; \quad v_{T_2} = v_{T_1} 2^{\frac{(80 - 40)}{10}} = v_{T_1} 2^4 = 16v_{T_1}; \quad \frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = 16 \text{ раз.}$$

Скорость реакции увеличится в 16 раз.

**Задача 5.** Вычислите константу равновесия и исходные концентрации водорода и хлора в системе



если равновесные концентрации реагирующих веществ составили:

$$[\text{H}_2]_{\text{р}} = 0,3 \text{ моль/л}; \quad [\text{Cl}_2]_{\text{р}} = 0,6 \text{ моль/л}; \quad [\text{HCl}]_{\text{р}} = 1,8 \text{ моль/л.}$$

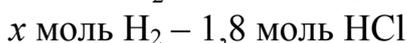
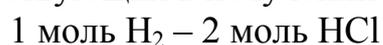
**Решение.** Запишем константу равновесия системы как отношение констант скоростей прямой и обратной реакций:

$$v_{\text{пр}} = k_1 [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]; \quad v_{\text{обр}} = k_2 [\text{HCl}]^2.$$

$$K = \frac{k_1}{k_2} = \frac{[\text{HCl}]_{\text{р}}^2}{[\text{H}_2]_{\text{р}} \cdot [\text{Cl}_2]_{\text{р}}} = \frac{1,8^2}{0,3 \cdot 0,6} = \frac{3,24}{0,18} = 18.$$

Исходные концентрации водорода и хлора будут складываться из концентрации веществ, которые пошли на образование продукта реакции (хлороводорода), и равновесных концентраций этих веществ.

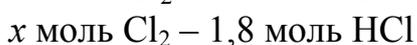
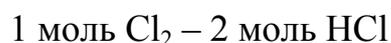
Используя уравнение реакции, находим количество водорода и хлора, участвующих в получении 1,8 моль/л HCl:



$$x = (1 \cdot 1,8) / 2 = 0,9 \text{ моль/л.}$$

Исходная концентрация  $[\text{H}_2]_{\text{исх}} = 0,3 + 0,9 = 1,2 \text{ моль/л.}$

Аналогично определяем количество хлора, пошедшего на образование 1,8 моль HCl:



$$x = (1 \cdot 1,8) / 2 = 0,9 \text{ моль/л.}$$

Исходная концентрация равна  $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}} = 0,6 + 0,9 = 1,5 \text{ моль/л.}$

**Задача 6.** Эндотермическая реакция образования оксида азота(IV) протекает по уравнению



Как нужно изменить температуру, давление, концентрацию, чтобы увеличить выход оксида азота(IV)?

**Решение.** В соответствии с принципом Ле Шателье при охлаждении равновесной системы равновесие смещается в сторону экзотермической

реакции, а при нагревании – в сторону эндотермической реакции. Так как образование  $\text{NO}_2$  идет с поглощением тепла, то для увеличения продукта реакции нужно повысить температуру.

В реакции образования оксида азота(IV) из 3 моль (2 моль  $\text{NO}$  + 1 моль  $\text{O}_2$ ) исходных веществ образуется 2 моль  $\text{NO}_2$ , то есть при образовании продукта реакции уменьшается объем смеси. Значит, для увеличения выхода продукта реакции ( $\text{NO}_2$ ) нужно повысить давление.

Увеличение концентрации исходных веществ ( $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ ) будет способствовать увеличению выхода продукта реакции ( $\text{NO}_2$ ) или уменьшению концентрации  $[\text{NO}_2]$ .

## Вопросы и задачи

1. Какие из нижеперечисленных систем являются гомогенными: лед и вода, азот и оксид углерода(IV), вода и спирт?

2. Рассчитайте, как изменятся скорости прямых реакций в системах:  
 $\text{S}_{(\text{к})} + \text{O}_{2(\text{г})} = \text{SO}_{2(\text{г})}$ ;  $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ , если объем каждой из них уменьшить в 3 раза.

3. Как изменится скорость прямой реакции образования  $\text{NO}_2$  в реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}_2$  при увеличении концентрации  $\text{NO}$  в 4 раза?

4. Объясните, почему скорость химической реакции резко возрастает при нагревании.

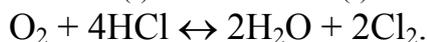
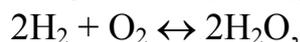
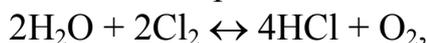
5. Определите, во сколько раз изменится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе при понижении температуры от 100 до 70°C. Температурный коэффициент скорости равен 3.

6. Дайте определение закону действия масс. Перечислите, от каких факторов зависит скорость реакции в гомогенных и гетерогенных системах/

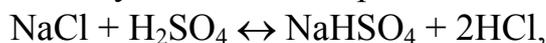
7. От каких факторов зависит константа скорости реакции? Каков ее физический смысл?

8. Какие реакции называют необратимыми и обратимыми? Приведите примеры.

9. Запишите выражения констант равновесия для следующих реакций:



10. Вычислите константу химического равновесия реакции



если равновесные концентрации  $[\text{NaCl}]$  и  $[\text{H}_2\text{SO}_4]$  равны по 1 моль/л, а  $[\text{NaHSO}_4]$  и  $[\text{HCl}]$  по 0,4 моль/л.

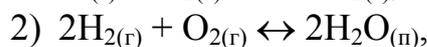
11. Исходная концентрация кислорода в реакции  $3\text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{O}_3$  равна 1,2 моль/л. Определите равновесные концентрации кислорода и озона, если к моменту наступления равновесия 30%  $\text{O}_2$  превратилось в  $\text{O}_3$ . Чему равна константа равновесия?

12. Реакция протекает по уравнению  $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ . Как изменится скорость реакции при уменьшении концентрации исходных веществ в 2 раза?

13. При некоторой температуре в системе  $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$  равновесие наступило при концентрации веществ  $[\text{H}_2]=0,25$  моль/л;  $[\text{I}_2]=0,05$  моль/л;  $[\text{HI}]=0,8$  моль/л. Рассчитайте константу равновесия и определите исходные концентрации  $[\text{H}_2]$  и  $[\text{I}_2]$ .

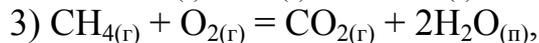
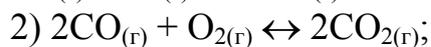
14. Сформулируйте основные положения принципа Ле Шателье.

15. Какими изменениями температуры, давления и температуры можно сместить вправо равновесие в реакциях:



если реакция 1 – эндотермическая, 2 – экзотермическая?

16. Как повлияют на смещение равновесия в реакции: а) повышение температуры; б) увеличение концентрации исходных веществ; в) увеличение давления:



если реакция 1 – эндотермическая, а реакции 2 и 3 – экзотермические?

17. Какими изменениями температуры, давления и концентрации веществ можно сместить вправо равновесие в системе  $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$ , если прямая реакция экзотермическая?

## 6. РАСТВОРЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ, СПОСОБЫ ЕЕ ВЫРАЖЕНИЯ

Растворы, их состав и свойства имеют первостепенное значение в осуществлении самых разнообразных процессов, происходящих в природе, а также при разработке и выполнении тех или иных технологий.

*Растворами* называются однородные (гомогенные) системы переменного состава, состоящие из двух и более веществ (компонентов). Компонентами раствора являются растворенные вещества и растворитель. Растворителем обычно считают вещество, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием раствора. Если агрегатное состояние всех компонентов раствора одинаково, то растворителем считают то вещество, концентрация которого больше. По агрегатному состоянию различают жидкие, твердые и газовые растворы. Широкое применение нашли жидкие растворы, особенно те, в которых растворителем является вода.

Физическая величина, определяющая количественный состав раствора, называется *концентрацией* раствора, обычно ее выражают как отношение количества (моль) или массы (г) вещества, содержащегося в растворе, к объему или массе раствора либо растворителя.

Наиболее распространены следующие способы выражения концентрации.

1) Массовая доля растворенного вещества  $W$  – символ  $W_B$ , величина безразмерная, равна отношению массы растворенного вещества  $m_B$  к массе раствора  $m_p$ :

$$W_B = \frac{m(B)}{m_p}. \quad (1)$$

При умножении отношения (1) на 100% массовую долю растворенного вещества выражают в процентах:

$$W(B) = \frac{m(B)}{m_p} \cdot 100\%. \quad (2)$$

По формуле (2) определяют массу растворенного вещества, содержащегося в 100 единицах массы раствора (г, кг, т). Например, если массовая доля растворенного вещества равна 2 %, это означает, что:

- а) в 100 г раствора содержится 2 г растворенного вещества;
- б) в 100 кг раствора содержится 2 кг растворенного вещества;
- в) в 100 т раствора содержится 2 т растворенного вещества.

Если известны плотность  $\rho$  и объем раствора  $V_p$ , то массовую долю растворенного вещества вычисляют по следующим формулам:

$$W(B) = \frac{m(B)}{\rho V_p} \text{ или } W(B) = \frac{m(B)}{\rho V_p} \cdot 100\%. \quad (3)$$

2) Молярная концентрация вещества (символ  $C(B)$ , единица измерения моль/м<sup>3</sup>, моль/л) представляет собой отношение количества растворенного вещества  $n_B$  к объему раствора:

$$C(B) = \frac{n(B)}{V_p} = \frac{m(B)}{M(B)V_p}, \quad (4)$$

где  $M(B)$  – молярная масса вещества  $B$ , г/моль, кг/моль;  
 $V_p$  – объем раствора, л.

Сокращенная форма записи единицы измерения молярной концентрации –  $M$ . Раствор, в одном литре которого содержится растворенное вещество в количестве 1 моль, называют одномолярным или молярным и обозначают 1  $M$ .

Растворы, в одном литре которых содержатся растворенные вещества в количествах 0,1; 0,01 и 0,001 моль, называются соответственно децимолярными (0,1  $M$ ), сантимольными (0,01  $M$ ), миллимолярными (0,001  $M$ ).

3) Молярная концентрация эквивалентов вещества  $B$  (символ  $C_3(B)$ , единица измерения моль/м<sup>3</sup>, моль/л) равна отношению количества вещества эквивалентов  $n_3(B)$  к объему раствора:

$$C_3(B) = \frac{n_3(B)}{V_p} = \frac{m(B)}{M_3(B)V_p}, \quad (5)$$

где  $M_3(B)$  – молярная масса эквивалентов вещества, г/моль, кг/моль.

Сокращенное обозначение единицы измерения молярной концентрации эквивалентов вещества ( $v$ ) следующее:  $n$ , моль/л. Раствор, один литр которого содержит растворенное вещество в количестве одного эквивалента, называют однонормальным и обозначают 1  $n$ .

Растворы, в одном литре которых содержатся растворенные вещества в количествах 0,1; 0,01 и 0,001 эквивалента, называют соответственно децинормальными (0,1  $n$ ), сантинормальными (0,01  $n$ ), миллинормальными (0,001  $n$ ).

Для реакций, в которых участвуют равные количества эквивалентов веществ  $A$  и  $B$ , используют следующую формулу расчета:

$$C_3(B) \cdot V_p(B) = C_3(A) \cdot V_p(A). \quad (6)$$

Например, какой объем 0,1  $n$  раствора  $\text{NaOH}$  необходим для полной нейтрализации 2 л 0,3  $n$  раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

Используем для расчета формулу (6):

$$0,1 \text{ моль/л} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,3 \text{ моль/л} \cdot 2 \text{ л} (\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$V_{\text{NaOH}} = 6 \text{ л}$$

4) Моляльная концентрация растворенного вещества В (символ  $C_m(\text{в})$ , единица измерения моль/кг) представляет собой количество растворенного вещества, отнесенное к массе растворителя  $m_s$ :

$$C_m(\text{в}) = \frac{n(\text{в})}{m_s} = \frac{m(\text{в})}{M(\text{в})m_s}, \quad (7)$$

где  $m_s$  – масса растворителя, кг.

Если масса растворителя выражена в г, то формула (7) имеет вид:

$$C_m(\text{в}) = \frac{m(\text{в}) \cdot 1000}{M(\text{в})m_s}. \quad (8)$$

Сокращенное обозначение единицы измерения моляльной концентрации  $M_H$ .

Если в 1 кг растворителя содержится растворенное вещество в количестве 1 моль, то такой раствор называют одномоляльным и обозначают 1 М. Если в 1 кг растворителя содержатся растворенные вещества в количествах 0,1; 0,01 и 0,001 моль, то такие растворы называют соответственно децимоляльными (0,1  $M_H$ ), сантимольными (0,01  $M_H$ ) и миллимоляльными (0,001  $M_H$ ).

5) Титр раствора вещества (в) –  $T$  (г/см<sup>3</sup> или г/мл) – масса вещества (в), содержащаяся в 1 см<sup>3</sup> раствора:

$$T_B = \frac{m(\text{в})}{V_p}. \quad (9)$$

6) Молярная доля растворенного вещества (в) –  $X_B$ , величина безразмерная, равна отношению количества вещества определяемого соединения  $n_B$  к сумме количества вещества всех соединений, входящих в состав раствора  $\sum n_i$ , включая растворитель  $n_p$ :

$$X_B = \frac{n(\text{в})}{\sum n(i) + n(p)},$$

где  $\sum n(i) = n(a) + n(b) + n(c) + \dots + n(i)$ .

### Примеры решения задач

**Задача 1.** Вычислите массы карбоната натрия  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и воды, необходимые для приготовления 300 г раствора с массовой долей карбоната натрия 5 %.

**Решение.** Находим массу карбоната натрия, необходимую для приготовления раствора по схеме:

100 г раствора должны содержать 5 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

300 г раствора должны содержать  $x$  г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$

$$x = (300 \cdot 5) / 100 = 15 \text{ г.}$$

Определяем массу воды по схеме: масса раствора составляет 300 г, масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  в растворе – 15 г, масса воды равна  $(300 - 15) = 285$  г.

Таким образом, для приготовления 300 г раствора с массовой долей карбоната натрия 5 % необходимо взять 15 г  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и 285 г воды.

**Задача 2.** Вычислите массу кристаллогидрата сульфата магния  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , необходимую для приготовления 200 г раствора с массовой долей  $\text{MgSO}_4$  1%.

**Решение.** Находим массу безводного сульфата магния  $\text{MgSO}_4$ , необходимую для приготовления 200 г раствора.

**Вариант 1**

100 г раствора содержат 1 г  $\text{MgSO}_4$

200 г раствора содержат  $x$  г  $\text{MgSO}_4$

$$x = (200 \cdot 1) / 100 = 2 \text{ г.}$$

**Вариант 2**

Из формулы  $W(\text{MgSO}_4) = \frac{m(\text{MgSO}_4)}{m(\text{раствора})} \cdot 100$  вычисляем  $m(\text{MgSO}_4) =$   
$$= \frac{W(\text{MgSO}_4) \cdot m(\text{раствора})}{100} = \frac{1 \cdot 200 \text{ г}}{100} = 2 \text{ г.}$$

Определяем массу кристаллогидрата  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ , в которой содержится 2 г безводной соли  $\text{MgSO}_4$ , зная, что молярные массы  $\text{MgSO}_4$  и  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  соответственно равны 120 и 246 г/моль:

246 г  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  содержат 120 г  $\text{MgSO}_4$

$x$  г  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  содержат 2 г  $\text{MgSO}_4$

$$x = (246 \cdot 2) / 120 = 4,1 \text{ г.}$$

Для приготовления 200 г раствора с массовой долей безводного сульфата магния 1 % необходимо взять 4,1 г кристаллогидрата  $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ .

**Задача 3.** Вычислите, какие объемы раствора с массовой долей хлорида натрия  $\text{NaCl}$  20% ( $\rho = 1,15 \text{ г/см}^3$ ) и воды ( $\rho = 1 \text{ г/см}^3$ ) необходимо взять для приготовления 300 г раствора с массовой долей  $\text{NaCl}$  9 %.

**Решение.** Находим массу 100%-го  $\text{NaCl}$ , необходимую для приготовления 300 г раствора с массовой долей 9 % по следующей схеме.

**Вариант 1**

100 г раствора содержат 9 г  $\text{NaCl}$

300 г раствора содержат  $x_1$  г  $\text{NaCl}$

$$x_1 = (300 \cdot 9) / 100 = 27 \text{ г.}$$

**Вариант 2**

Вычисления проводят аналогично варианту 2 задачи 2.

Определяем массу концентрированного раствора  $\text{NaCl}$  (массовая доля  $\text{NaCl}$  20 %), в которой содержится 27 г  $\text{NaCl}$ :

100 г раствора содержат 20 г  $\text{NaCl}$

$x_2$  г раствора содержат 27 г  $\text{NaCl}$

$$x_2 = (100 \cdot 27) / 20 = 135 \text{ г.}$$

Находим массу воды, необходимую для приготовления 300 г раствора с массовой долей NaCl 9%:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(9\% \text{ раствора}) - m(20\% \text{ раствора NaCl}) = (300 - 135) = 165 \text{ г.}$$

Вычисляем объемы исходного раствора NaCl и воды:

$$V(\text{раствора}) = \frac{m(\text{раствора})}{\rho}; \quad V(20\% \text{ раствора HCl}) = \frac{135 \text{ г}}{1,15 \text{ г/см}^3} = 117,4 \text{ см}^3;$$

$$V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{165 \text{ г}}{1 \text{ г/см}^3} = 165 \text{ см}^3$$

Для приготовления 300 г раствора с массовой долей NaCl 9% необходимо взять 117,4 см<sup>3</sup> раствора с массовой долей NaCl 20% и 165 см<sup>3</sup> воды.

**Задача 4.** Из 750 г раствора с массовой долей хлорида калия KCl 5% упарили 500 г воды. Вычислите массовую и молярную доли хлорида калия в полученном растворе.

**Решение.** Определяем массу хлорида калия, содержащегося в 750 г исходного раствора, по схеме:

100 г раствора содержат 5 г KCl

750 г раствора содержат  $x_1$  г KCl

$$x_1 = (750 \cdot 5) / 100 = 37,5 \text{ г.}$$

Вычисляем массу раствора после упаривания воды:

$$m(\text{раствора}) = 750 - 500 = 250 \text{ г.}$$

Определяем массовую долю KCl в полученном растворе:

250 г раствора содержат 37,5 г KCl

100 г раствора содержат  $x_2$  г KCl

$$x_2 = (100 \cdot 37,5) / 250 = 15 \text{ г (15\%).}$$

Возможен второй вариант решения:

$$W(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{раствора})} \cdot 100 = \frac{37,5 \text{ г}}{250 \text{ г}} \cdot 100 = 15.$$

Для определения молярной доли KCl в полученном растворе необходимо рассчитать количество вещества KCl и воды в этом растворе по общей формуле

$$n(\text{вещества}) = \frac{\text{масса вещества}}{\text{молярная масса вещества}}.$$

Вычисляем молярные массы веществ:  $M(\text{KCl})$  составляет 74,5 г/моль,  $M(\text{H}_2\text{O})$  – 18 г/моль.

Определяем количество вещества:

Для KCl  $n(\text{KCl}) = 37,5 \text{ г} / 74,5 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль};$

Для H<sub>2</sub>O  $n(\text{H}_2\text{O}) = (250 \text{ г} - 37,5 \text{ г}) / 18 \text{ г/моль} = 11,8 \text{ моль.}$

Молярная доля KCl:  $x(\text{KCl}) = 0,5 \text{ моль} / (11,8 + 0,5) \text{ моль} = 0,041.$

Массовая доля хлорида калия в упаренном растворе равна 15%, молярная доля – 0,041.

**Задача 5.** Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 96 % ( $\rho=1,84 \text{ г/см}^3$ ) необходимо взять для приготовления 5 л раствора с молярной концентрацией  $\text{H}_2\text{SO}_4$  0,5 М?

**Решение.** Вычисляем молярную массу  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :  $M(\text{H}_2\text{SO}_4)=98 \text{ г/моль}$ .  
Определяем массу 0,5 моль серной кислоты:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)=98 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль}=49 \text{ г.}$$

Находим массу серной кислоты, необходимую для приготовления 5 л 0,5 М раствора? по схеме:

Для приготовления 1 л 0,5 М раствора необходимо 49 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$

Для приготовления 5 л 0,5 М раствора необходимо  $x_1$  г  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$x_1=(5 \cdot 49)/1=245 \text{ г.}$$

Вычисляем массу раствора серной кислоты с массовой долей 96 %, содержащую 245 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

100 г раствора содержат 96 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$x_2$  г раствора содержат 245 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$x_2=(100 \cdot 245)/96=255,2 \text{ г.}$$

Определяем объем серной кислоты:

$$V(\text{H}_2\text{SO}_4)=255,2 \text{ г}/1,84 \text{ г/см}^3=138,7 \text{ см}^3.$$

Возможен второй вариант решения.

Из формулы молярной концентрации

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{раствора})}$$

находим массу 100%-й серной кислоты, необходимую для приготовления 5 л 0,5 М раствора:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)=C(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{H}_2\text{SO}_4)=0,5 \text{ моль/л} \cdot 98 \text{ г/моль} \cdot 5 \text{ л}=245 \text{ г.}$$

Далее повторяем те же действия, что и в первом варианте задачи 5 после определения  $x_1$ .

Для приготовления 5 л 0,5 М раствора серной кислоты необходимо взять  $138,7 \text{ см}^3$  раствора с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  96%.

**Задача 6.** Определите массовую долю гидроксида натрия в растворе с молярной концентрацией  $\text{NaOH}$ , равной 1 М ( $\rho=1,07 \text{ г/см}^3$ ).

**Решение.** Вычисляем молярную массу  $\text{NaOH}$ :  $M(\text{NaOH})=40 \text{ г/моль}$ .  
Находим массу 1 л раствора:  $m_1=1000 \text{ см}^3 \cdot 1,07 \text{ г/см}^3=1070 \text{ г}$ .

**Вариант 1**

Определяем массовую долю  $\text{NaOH}$  по схеме

1070 г раствора содержат 40 г  $\text{NaOH}$

100 г раствора содержат  $x$  г  $\text{NaOH}$

$$x=(100 \cdot 40)/1070=3,7 \text{ г (3,7 \%)}$$

или по формуле:  $W(\text{NaOH})=(40/1070) \cdot 100 \%=3,7 \%$ .

Возможен второй вариант решения.

Из формулы молярной концентрации

$$C_{(\text{NaOH})} = \frac{m_{(\text{NaOH})}}{M_{(\text{NaOH})} \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

находим массу 100%-го гидроксида натрия:

$$m(\text{NaOH}) = C(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \cdot V(\text{раствора}) = 1 \text{ моль/л} \cdot 40 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л} = 40 \text{ г.}$$

Далее повторяем те же действия, что и в первом варианте:

$$W(\text{NaOH}) = (40 \text{ г} / (1000 \text{ см}^3 \cdot 1,07 \text{ г/см}^3)) \cdot 100\% = 3,7 \%$$

Массовая доля 1 М раствора NaOH составляет 3,7 %.

**Задача 7.** Определите молярную концентрацию, титр, молярную концентрацию эквивалентов в растворе с массовой долей серной кислоты 30 % ( $\rho = 1,22 \text{ г/см}^3$ ).

**Решение.** Определяем массу 1 л раствора с плотностью  $1,22 \text{ г/см}^3$ :

$$m(\text{раствора}) = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1,22 \text{ г/см}^3 = 1220 \text{ г.}$$

Находим массу кислоты в 1 л раствора по схеме

в 100 г раствора содержится 30 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$

в 1220 г раствора содержится  $x$  г  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$x = (1220 \cdot 30) / 100 = 366 \text{ г.}$$

Вычисляем молярную массу серной кислоты:  $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$ .

Определяем количество вещества серной кислоты в 1 л раствора, т.е. молярную концентрацию

$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 366 \text{ г} / 98 \text{ г/моль} = 3,73 \text{ моль} (3,73 \text{ М}).$$

Находим молярную массу эквивалентов серной кислоты:

$$M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 / 2 = 49 \text{ г/моль.}$$

Определяем количество вещества эквивалентов серной кислоты в 1 л раствора (молярную концентрацию эквивалентов):

$$n_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 366 \text{ г} / 49 \text{ г/моль} = 7,46 \text{ моль} (7,46 \text{ н})$$

или по формуле

$$C_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M_3(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{раствора})} = \frac{366 \text{ г}}{49 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л}} = 7,46 \text{ моль/л} (7,46 \text{ н}).$$

Вычисляем титр раствора:

$$T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 366 \text{ г} / 1000 \text{ см}^3 = 0,366 \text{ г/см}^3.$$

Для раствора с массовой долей серной кислоты 30% молярная концентрация  $\text{H}_2\text{SO}_4$  составляет 3,73 моль/л (3,73 М), молярная концентрация эквивалентов – 7,46 моль/л (7,46 н), титр раствора – 0,366 г/см<sup>3</sup>.

**Задача 8.** К 3 л раствора с массовой долей гидроксида натрия 8% ( $\rho_1 = 1,09 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 500 см<sup>3</sup> раствора с массовой долей гидроксида натрия 4 % ( $\rho_2 = 1,05 \text{ г/см}^3$ ) и 1 л воды. Вычислите массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе, молярную концентрацию раствора.

**Решение.** Находим массу 3 л раствора с плотностью  $\rho_1 = 1,09 \text{ г/см}^3$ :

$$m_1 \text{ раствора} = 3000 \text{ см}^3 \cdot 1,09 \text{ г/см}^3 = 3270 \text{ г.}$$

Определяем массу  $500 \text{ см}^3$  раствора с плотностью  $\rho_2=1,05 \text{ г/см}^3$ :

$$m_2 \text{ раствора} = 500 \text{ см}^3 \cdot 1,05 \text{ г/см}^3 = 525 \text{ г.}$$

Вычисляем массу 1 л воды:

$$m_3 \text{ раствора} = 1000 \text{ см}^3 \cdot 1 \text{ г/см}^3 = 1000 \text{ г.}$$

Находим массу полученного раствора  $m_4$ :

$$m_4 = m_1 + m_2 + m_3 = (3270 + 525 + 1000) \text{ г} = 4795 \text{ г.}$$

Определяем массу NaOH в 3 л раствора с плотностью  $\rho_1=1,09 \text{ г/см}^3$  по схеме

100 г раствора содержат 8 г NaOH

3270 г раствора содержат  $x_1$  г NaOH

$$x_1(\text{NaOH}) = (3270 \cdot 8) / 100 = 261,6 \text{ г.}$$

Вычисляем массу NaOH в  $500 \text{ см}^3$  раствора с плотностью  $\rho_2=1,05 \text{ г/см}^3$  по схеме

100 г раствора содержат 4 г NaOH

525 г раствора содержат  $x_2$  г NaOH

$$x_2(\text{NaOH}) = (525 \cdot 4) / 100 = 21 \text{ г.}$$

Находим общую массу NaOH:

$$m(\text{NaOH}) = x_1(\text{NaOH}) + x_2(\text{NaOH}) = (261,6 + 21) \text{ г} = 282,6 \text{ г.}$$

Определяем массовую долю NaOH в полученном растворе по схеме

4795 г раствора содержат 282,6 г NaOH

100 г раствора содержат  $x$  г NaOH

$$x = (100 \cdot 282,6) / 4795 = 5,89 \text{ г (т.е. 5,89 \%)}$$

или производим расчет по формуле

$$W(\text{NaOH}) = (282,6 \text{ г} / 4795 \text{ г}) \cdot 100 \% = 5,89 \%.$$

Для вычисления молярной концентрации полученного раствора необходимо определить массу растворителя (воды) по формуле:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{NaOH}) = (4795 - 282,6) \text{ г} = 4512,4 \text{ г.}$$

Находим молярную концентрацию:

$$C_m(\text{NaOH}) = (282,6 \text{ г} \cdot 1000) / (40 \text{ г/моль} \cdot 4512,4 \text{ г}) = 1,57 \text{ моль/кг} = 1,57 \text{ М}_n.$$

Массовая доля NaOH в приготовленном растворе составляет 5,89%, молярная концентрация раствора – 1,57 моль/кг.

## Вопросы и задачи

1. Дайте определение концентрации раствора. Назовите способы выражения концентрации.
2. Дайте определение молярной концентрации раствора, его титра.
3. Дайте определение молярной концентрации, молярной концентрации эквивалентов вещества в растворе.

4. Вычислите массы растворенных веществ в граммах, которые содержатся в:

а) 550 г раствора с массовой долей сульфата магния 4 %;

б) 1200 мл раствора с молярной концентрацией азотной кислоты 0,25 М;

в) 2,7 л раствора с молярной концентрацией эквивалентов карбоната калия 2 н.

5. Из 10 кг раствора с массовой долей сульфата калия 15 % выпариванием удалили 4 кг воды. Вычислите массовую и молярную доли сульфата калия в полученном растворе.

6. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 94 % ( $\rho=1,83 \text{ г/см}^3$ ) необходимо взять для приготовления:

а) 5 л раствора с молярной концентрацией серной кислоты 0,5 М;

б) 2 л раствора с молярной концентрацией эквивалентов серной кислоты 0,3 н?

7. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов гидроксида калия в растворе с массовой долей гидроксида калия 11 % ( $\rho=1,1 \text{ г/см}^3$ ).

8. К 5 л раствора с массовой долей гидроксида натрия 8 % ( $\rho_1=1,09 \text{ г/см}^3$ ) прибавили 3 л раствора с массовой долей гидроксида натрия 4 % ( $\rho_2=1,05 \text{ г/см}^3$ ). Вычислите массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе, молярную концентрацию раствора.

9. 3 кг раствора содержат 117 г хлорида натрия, 16,1 г сульфата цинка и 8,5 г нитрата натрия. Вычислите молярные доли веществ в растворе.

10. Вычислите массовую долю растворенного вещества в растворе, содержащем:

а) 1 моль гидроксида натрия и 5 моль воды;

б) 0,1 моль нитрата кальция и 2 моль воды;

в) 0,3 моль серной кислоты и 10 моль воды.

11. Вычислите массовую долю растворенного вещества в растворе, содержащем:

а) 20 г нитрата калия и 210 г воды;

б) 10 г карбоната натрия и 750 г воды;

в) 30 г хлорида натрия и 370 г воды.

12. Сколько литров раствора с массовой долей гидроксида калия 24 % ( $\rho_1=1,08 \text{ г/см}^3$ ) можно приготовить из 20 л раствора с массовой долей гидроксида калия 48% ( $\rho_2=1,5 \text{ г/см}^3$ )?

13. К 0,05 л раствора с массовой долей хлорида марганца(II) 8 % ( $\rho_1=1,08 \text{ г/см}^3$ ) прибавлено 20 см<sup>3</sup> раствора с массовой долей гидроксида натрия 10 % ( $\rho_2=1,1 \text{ г/см}^3$ ). Какое вещество взято в избытке и сколько его осталось после реакции?

14. Вычислите массовую долю карбоната натрия в 2 н растворе этого соединения ( $\rho=1,15 \text{ г/см}^3$ ).

## 7. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

### 7.1. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции в растворах

Вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии, называются электролитами. В растворе или расплаве электролиты распадаются на заряженные частицы (ионы), которые и обеспечивают электропроводность растворов или расплавов. Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные ионы – анионами. Распад молекул электролита на ионы под действием полярного растворителя – электролитическая диссоциация, количественной характеристикой которой служит степень диссоциации  $\alpha$ . Степень диссоциации – отношение числа молекул, распавшихся на ионы,  $n$  к общему числу молекул растворенного вещества  $N$ :

$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Степень диссоциации электролита выражают либо в %, либо в долях единицы, она зависит от концентрации электролита, температуры раствора. При увеличении концентрации электролита  $\alpha$  уменьшается, а при увеличении температуры раствора возрастает.

По степени электролитической диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые. Сильные электролиты диссоциированы в растворе полностью, то есть  $\alpha=1$ . К сильным электролитам относятся все растворимые в воде соли, гидроксиды металлов главных подгрупп первой (от лития до франция) и второй (от кальция до радия) групп периодической системы Д.И. Менделеева, некоторые кислоты (среди них наиболее распространенные: HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub>).

Слабые электролиты диссоциированы не полностью. К ним относятся некоторые кислоты (H<sub>2</sub>S, CH<sub>3</sub>COOH, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и т.д.), гидроксиды p-, d- и f-элементов (Al(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub>, Ni(OH)<sub>3</sub> и т.д.).

В растворах слабых электролитов устанавливается равновесие между молекулами и ионами электролита, которое характеризуется константой равновесия, которая называется константой диссоциации  $K_d$ . Для электролита общей формулы  $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$   $K_d$  определяют по формуле

$$K_d = \frac{C_{A^+} \cdot C_{B^-}}{C_{AB}},$$

где  $C_{A^+}$  – концентрация катионов  $A^+$ ;

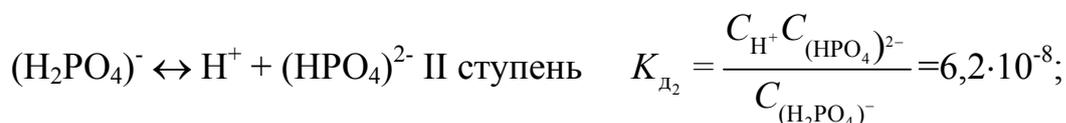
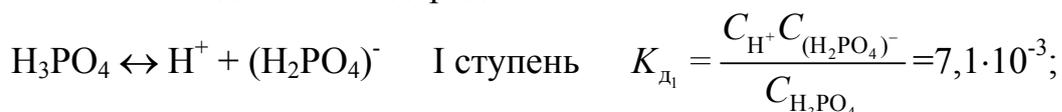
$C_{B^-}$  – концентрация анионов  $B^-$ ;

$C_{AB}$  – концентрация электролита, который не подвергся диссоциации.

Величина  $K_d$  зависит от природы электролита и растворителя, температуры, она характеризует способность электролита распадаться на ионы: чем выше  $K_d$ , тем легче электролит диссоциирует.

С точки зрения электролитической диссоциации даются определения, описывающие свойства кислот, гидроксидов, солей.

Кислоты – электролиты, при диссоциации которых образуются только катионы водорода:  $HNO_3 \rightarrow H^+ + (NO_3)^-$ ;  $HCN \leftrightarrow H^+ + (CN)^-$ . Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, отщепляя на каждой ступени только один ион водорода:



Из вышеприведенных уравнений видно, что диссоциация многоосновных кислот наиболее полно протекает по I ступени:  $K_{d_1}$  больше  $K_{d_2}$  и  $K_{d_3}$ .

Для кислот характерны следующие общие свойства:

1) способность взаимодействовать с гидроксидами с образованием солей:  $H_2SO_4 + Fe(OH)_2 \rightarrow FeSO_4 + 2H_2O$ ;

2) способность взаимодействовать с некоторыми металлами с выделением водорода:  $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$ ;

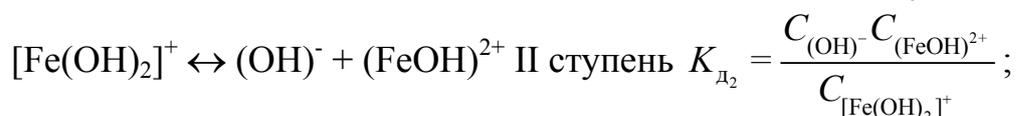
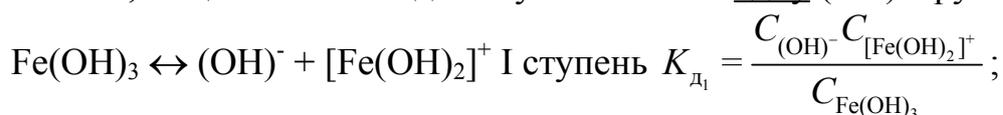
3) способность взаимодействовать с солями:

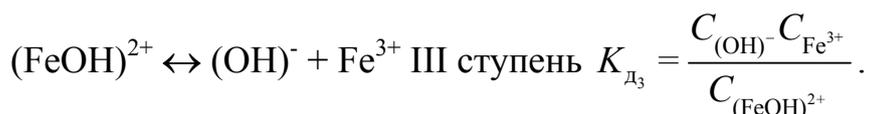


4) способность изменять цвета индикаторов;

5) кислый вкус.

Гидроксиды – электролиты, при диссоциации которых образуются только анионы гидроксогруппы (ионы  $(OH)^-$ ):  $NaOH \rightarrow Na^+ + (OH)^-$ ;  $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + (OH)^-$ . Многокислотные гидроксиды диссоциируют ступенчато, отщепляя на каждой ступени только одну  $(OH)^-$ -группу:





Многокислотные основания наиболее полно диссоциируют по I ступени ( $K_{\text{д}_1}$  больше  $K_{\text{д}_2}$  и  $K_{\text{д}_3}$ ).

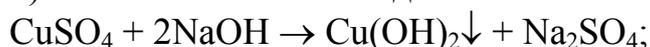
Водные растворы гидроксидов обладают следующими общими свойствами:

1) способностью взаимодействовать с кислотами с образованием солей:  
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ ;

2) способностью изменять цвета индикаторов иначе, чем их изменяют кислоты;

3) своеобразным "мыльным" вкусом;

4) способностью взаимодействовать с солями:

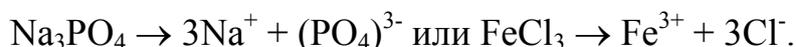


Гидроксиды, способные взаимодействовать не только с кислотами, но и с основаниями, называются амфотерными гидроксидами или амфотерными электролитами. К таким гидроксидам относятся гидроксиды цинка, алюминия, бериллия, олова(II), хрома(III) и некоторые другие. В молекулах амфотерных электролитов прочность связи между металлом и кислородом незначительно отличается от прочности связи между кислородом и водородом, поэтому диссоциация таких молекул возможна по местам обеих связей. Если обозначить амфотерный электролит формулой ROH, то его диссоциацию можно выразить схемой



С о л и – электролиты, при диссоциации которых образуются катионы, отличные от ионов водорода, и анионы, отличные от гидроксогрупп.

При диссоциации средних солей образуются катионы металла и анионы кислотного остатка, диссоциация идет нацело, независимо от числа катионов металла и анионов кислотного остатка:

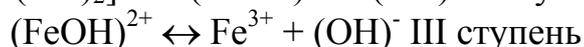
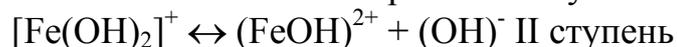


Диссоциация кислых солей протекает ступенчато:



В растворе образуются катионы металла, сложные анионы кислотного остатка  $(\text{HS})^{-}$ , а также ионы, являющиеся продуктами диссоциации этого сложного кислотного остатка  $(\text{H}^{+}, \text{S}^{2-})$ .

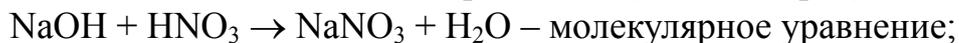
Диссоциация основных солей тоже протекает ступенчато:



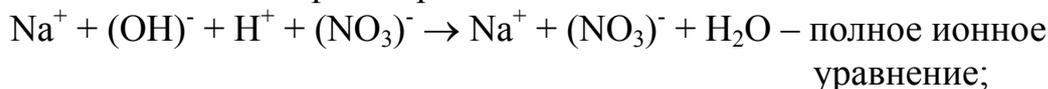
В растворе образуются анионы кислотного остатка и сложные катионы, состоящие из металла и гидроксогрупп. Эти сложные катионы диссоциируют с образованием в конечном счете катионов металла и гидроксогрупп.

В растворах электролитов протекают различные химические реакции, которые записывают в молекулярном, полном ионном и сокращенном ионном виде. Рассмотрим реакции нейтрализации:

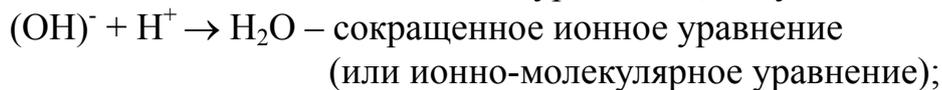
а) сильной кислоты сильным гидроксидом (или наоборот):



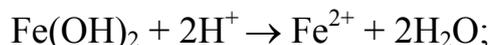
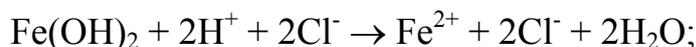
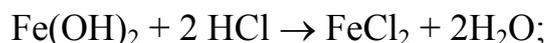
с учетом диссоциации в растворе:



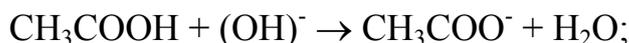
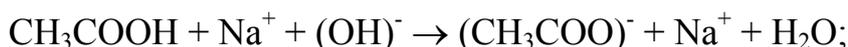
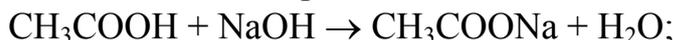
сократив одноименные ионы в обеих частях уравнения, получим:



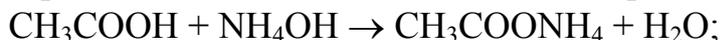
б) слабого гидроксида сильной кислотой:



в) слабой кислоты сильным гидроксидом:

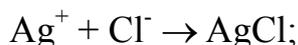
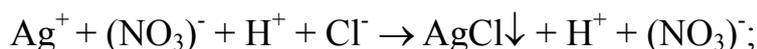
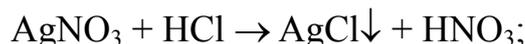


г) слабого гидроксида слабой кислотой (или наоборот):

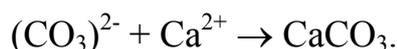
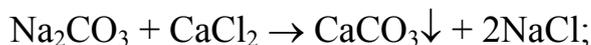


Рассмотрим различные обменные реакции:

а) между солью и кислотой:

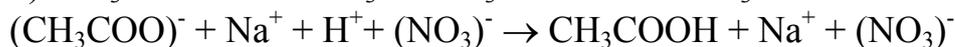
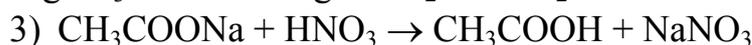
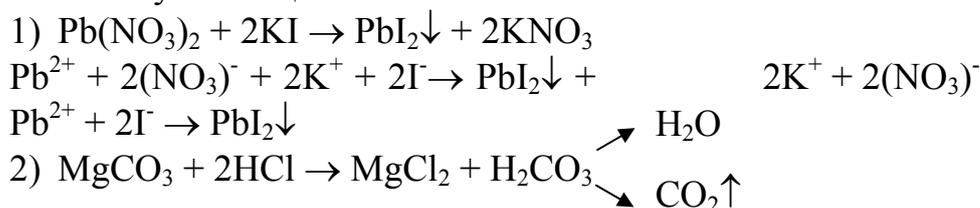


б) между солями:



Из приведенных реакций видно, что при написании ионных уравнений сильные электролиты записываются в виде ионов, а слабые – в виде молекул. При этом, если вещество выпадает в осадок, это обозначается знаком  $\downarrow$ , если выделяется газ, – знаком  $\uparrow$ . При правильно составленном ионно-молекулярном уравнении сумма зарядов в правой части уравнения должна равняться сумме зарядов в левой части.

Ионные реакции в растворе протекают практически до конца, если в результате реакции образуется малорастворимое, слабодиссоциированное или легколетучее вещество:



Из приведенных реакций видно, что суть всех химических реакций, протекающих в растворах электролитов, сводится к связыванию свободных ионов.

## 7.2. Водородный показатель

Максимально очищенная от примесей вода все же проводит электрический ток, то есть вода обладает электропроводностью. Наличие электропроводности в воде можно объяснить тем, что вода хотя и в небольшой степени, но диссоциирует на ион водорода и гидроксогруппу:



Константа диссоциации для воды определяется по формуле

$$K = \frac{C_{(\text{H})^+} \cdot C_{(\text{OH})^-}}{C_{(\text{H}_2\text{O}) \text{ недисс}}} = 1,86 \cdot 10^{-16}.$$

Молярная концентрация воды  $C_{(\text{H}_2\text{O})}$  составляет:

$$\frac{1000 \text{ г}}{18,02 \text{ г/моль}} = 55,55 \text{ моль, диссоциации подвергается лишь } 10^{-7} \text{ моль } \text{H}_2\text{O},$$

следовательно,  $C_{(\text{H}_2\text{O}) \text{ недисс}} = (55,55 - 10^{-7})$  моль и практически равна общей концентрации воды, то есть 55,55 моль. Учитывая этот факт, запишем константу диссоциации воды следующим образом:

$$C_{(\text{H})^+} \cdot C_{(\text{OH})^-} = C_{(\text{H}_2\text{O}) \text{ недисс}} \cdot 1,86 \cdot 10^{-16} = (55,55 \cdot 1,86 \cdot 10^{-16}) \text{ моль/л} = 10^{-14} \text{ моль/л}$$

или

$$K_{\text{В}} = C_{(\text{H})^+} \cdot C_{(\text{OH})^-} = 10^{-14} \text{ моль/л.}$$

Таким образом, константа воды ( $K_{\text{В}}$ ), или ионное произведение воды при 25 °С, составляет  $10^{-14}$  моль/л.

Зная  $K_B$ , можно определить концентрацию водорода:

$$C_{(H)^+} = \frac{K_B}{C_{(OH)^-}} = \frac{10^{-14}}{C_{(OH)^-}}$$

или концентрацию гидроксогрупп:

$$C_{(OH)^-} = \frac{K_B}{C_{(H)^+}} = \frac{10^{-14}}{C_{(H)^+}}$$

Растворы, в которых концентрации ионов водорода и гидроксогрупп одинаковы, называются нейтральными, для них  $C_{(H)^+} = C_{(OH)^-} = 10^{-7}$  моль/л.

$C_{(H)^+} = 10^{-7}$  моль/л – раствор нейтральный;

$C_{(H)^+}$  более  $10^{-7}$  моль/л – раствор кислый;

$C_{(H)^+}$  менее  $10^{-7}$  моль/л – раствор щелочной.

Кислотность или щелочность раствора выражают другим, более удобным способом: вместо концентрации ионов водорода используют водородный показатель среды рН.

Водородный показатель среды – отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$pH = -\lg C_{H^+},$$

где рОН – отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксогрупп,

$$pOH = -\lg C_{(OH)^-}.$$

Прологарифмировав уравнение  $K_B = C_{H^+} \cdot C_{(OH)^-} = 10^{-14}$ , умножив на -1, получим:  $-\lg C_{(OH)^-} - \lg C_{H^+} = 14$

или

$$pH + pOH = 14.$$

Отсюда  $pH = 14 - pOH$ ,  $pOH = 14 - pH$ .

Если рН раствора равен 7, раствор нейтральный.

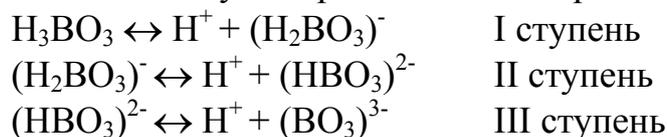
Если рН раствора менее 7, раствор кислый.

Если рН раствора более 7, раствор щелочной.

### Примеры решения задач

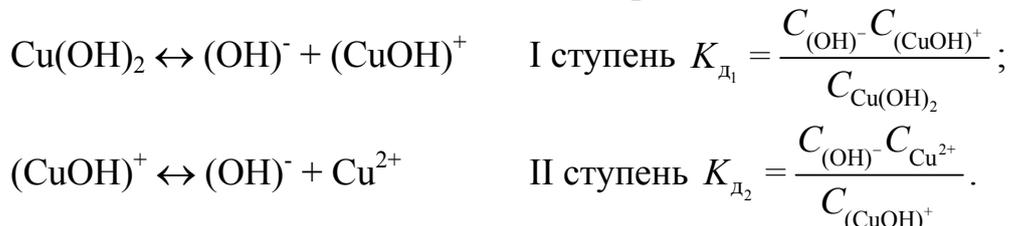
**Задача 1.** Напишите ступенчатую диссоциацию ортоборной кислоты  $H_3BO_3$ .

**Решение.** Ортоборная кислота – трехосновная кислота; следовательно, ее диссоциация будет происходить по трем ступеням:



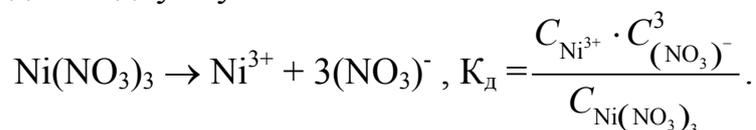
**Задача 2.** Напишите ступенчатую диссоциацию гидроксида меди(II), формулы, по которым определяется константа диссоциации этого соединения.

**Решение.** Гидроксид меди(II) – двухкислотный гидроксид; следовательно, диссоциация этого соединения происходит по двум ступеням:



**Задача 3.** Напишите диссоциацию нитрата никеля(III), формулы, по которым определяется константа диссоциации этого соединения.

**Решение.** Нитрат никеля(III) – средняя соль; следовательно, диссоциация идет в одну ступень:

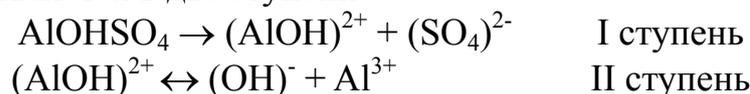


**Задача 4.** Напишите диссоциацию следующих соединений: а) сульфата натрия; б) сульфата гидроксиалюминия; в) дигидрофосфата магния.

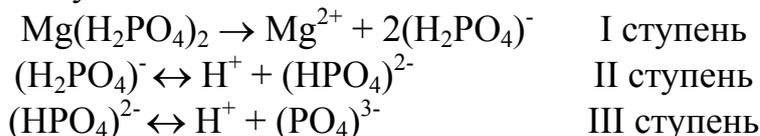
**Решение.** Сульфат натрия – средняя соль, поэтому диссоциация этой соли идет в одну ступень:



Сульфат гидроксиалюминия – основная соль; диссоциация этого соединения осуществляется в две ступени:

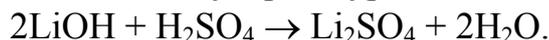


Дигидрофосфат магния – кислая соль, диссоциация этой соли осуществляется ступенчато:

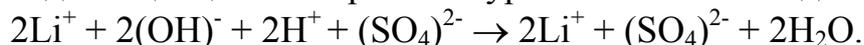


**Задача 5.** Напишите реакцию между гидроксидом лития и серной кислотой в молекулярном и ионном виде.

**Решение.** Напишем молекулярное уравнение данной реакции:



С учетом диссоциации электролитов уравнение имеет вид:

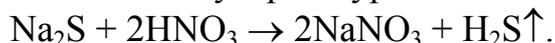


Сократив одноименные ионы, запишем сокращенное ионное уравнение:

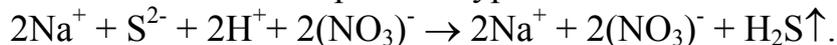


Задача 6. Напишите реакцию между сульфидом натрия и азотной кислотой в молекулярном и ионном виде.

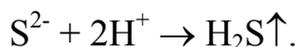
Решение. Напишем молекулярное уравнение данной реакции:



С учетом диссоциации электролитов уравнение имеет вид:

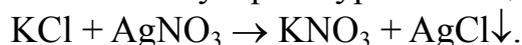


Сократив одноименные ионы, напишем сокращенное ионное уравнение:

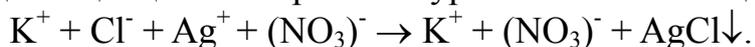


Задача 7. Напишите реакцию между хлоридом калия и нитратом серебра в молекулярном и ионном виде.

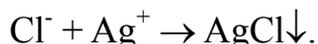
Решение. Напишем молекулярное уравнение данной реакции:



С учетом диссоциации электролитов уравнение имеет вид:

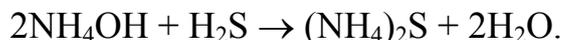


Сократив одноименные ионы, напишем сокращенное ионное уравнение:

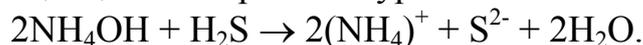


Задача 8. Напишите реакцию между гидроксидом аммония и сероводородной кислотой в молекулярном и ионном виде.

Решение. Напишем реакцию этих соединений в молекулярном виде:



С учетом диссоциации электролитов уравнение имеет вид:



Такой же вид имеет сокращенное ионное уравнение.

Задача 9. Определите сильные электролиты среди следующих соединений: гидроксид алюминия, хлорид железа(III), бромоводородная кислота, угольная кислота, гидроксид никеля(II).

Решение. К сильным электролитам относятся средняя соль – хлорид железа(III) – и бромоводородная кислота.

Задача 10. Определите амфотерные гидроксиды среди следующих соединений: гидроксид аммония, гидроксид натрия, гидроксид цинка, гидроксид магния, гидроксид алюминия, гидроксид железа(III).

Решение. Из всех перечисленных в задании гидроксидов к амфотерным гидроксидам относятся гидроксиды цинка и алюминия.

Задача 11. Допишите следующие химические реакции:



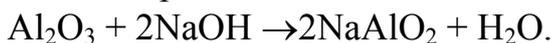
Решение. При взаимодействии кислотного оксида  $\text{SO}_2$  с основным оксидом  $\text{Na}_2\text{O}$  образуется средняя соль:



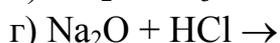
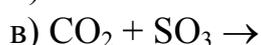
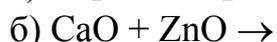
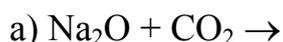
При взаимодействии основного оксида с кислотой образуются средняя соль и вода:



При взаимодействии амфотерного оксида с гидроксидом натрия образуются метаалюминат натрия и вода:

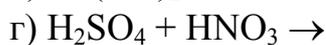
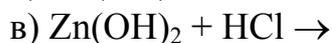
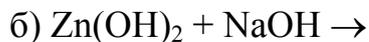
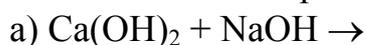


Задача 12. Определите, какие реакции возможны из предложенных:



Решение. Из предложенных реакций возможны "а" и "г". В первом случае взаимодействуют основной и кислотный оксиды. В случае "г" взаимодействуют основной оксид и кислота. В случаях "б" и "в" реакции невозможны, потому что как основные оксиды не взаимодействуют друг с другом (случай "б"), так и кислотные оксиды не взаимодействуют друг с другом.

Задача 13. Определите, какие реакции возможны из предложенных:



Допишите продукты реакций в тех случаях, где реакции возможны.

Решение. Из предложенных реакций возможны реакции "б" и "в", так как амфотерный гидроксид  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  может взаимодействовать как с кислотой  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ , так и с основанием  $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . В случаях "а" и "г" реакции невозможны, так как оба взаимодействующих вещества относятся к одному и тому же классу соединений (в случае "а" оба вещества – основания, в случае "г" – кислоты).

Задача 14. Концентрация ионов  $(\text{OH})^-$  составляет  $10^{-12}$  моль/л. Определите концентрацию ионов  $\text{H}^+$ , pH раствора.

Решение.  $\text{pOH}$  – это отрицательный десятичный логарифм концентрации гидроксогрупп:  $\text{pOH} = -\lg C_{(\text{OH})^-} = 12$ ,  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$ , отсюда

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 12 = 2.$$

Концентрация ионов водорода  $C_{(\text{H})^+} = 10^{-2}$  моль/л.

Второй вариант решения.

$$C_{(\text{OH})^-} = K_{\text{B}} / C_{(\text{H})^+}, \text{ отсюда } C_{(\text{H})^+} = K_{\text{B}} / C_{(\text{OH})^-} = 10^{-14} / 10^{-12} = 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

$$\text{pH} = -\lg C_{(\text{H})^+} = -\lg 10^{-2} = 2.$$

З а д а ч а 15. pH раствора равен 5. Определите концентрацию ионов водорода, гидроксогруппы, pOH раствора.

Р е ш е н и е .  $\text{pH} = -\lg C_{(\text{H})^+}$ ,  $C_{(\text{H})^+} = 10^{-\text{pH}}$ , то есть  $C_{(\text{H})^+} = 10^{-5}$  моль/л.

$\text{pOH} = 14 - \text{pH} = 14 - 5 = 9$ ,  $C_{(\text{OH})^-} = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-9}$  моль/л.

З а д а ч а 16. Определите pH 0,01 М раствора HCl.

Р е ш е н и е . Молярную концентрацию раствора HCl можно записать в следующем виде: 0,01 М =  $10^{-2}$  М.

$$\text{pH} = -\lg C_{\text{HCl}} = -\lg 10^{-2} = 2.$$

З а д а ч а 17. Определите pH 0,1 М NaOH.

Р е ш е н и е . Молярную концентрацию NaOH можно записать в следующем виде: 0,1 М =  $10^{-1}$  М.

$\text{pOH} = -\lg C_{(\text{OH})^-} = -\lg 10^{-1} = 1$ ,  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 14 - 1 = 13$ .

З а д а ч а 18. Какая кислота будет сильнее, если 0,01 М растворы кислот имеют: 1) pH=1,86; 2) pH=2,75?

Р е ш е н и е .  $\text{pH} = -\lg C_{(\text{H})^+}$ ;  $C_{(\text{H})^+} = 10^{-\text{pH}}$ . В первом случае  $C_{(\text{H})^+} = 10^{-1,86}$ , во втором  $C_{(\text{H})^+} = 10^{-2,75}$ , то есть при округлении  $C_{(\text{H})^+} = 10^{-2}$  моль/л и  $C_{(\text{H})^+} = 10^{-3}$  моль/л. Так как  $10^{-2}$  моль/л больше, чем  $10^{-3}$  моль/л, это означает, что в первом случае число ионов водорода будет больше, чем во втором; поэтому первая кислота сильнее, чем вторая.

## Задачи и вопросы

1. Напишите ступенчатую диссоциацию мышьяковой кислоты  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ .
2. Напишите ступенчатую диссоциацию гидроксида никеля(III)  $\text{Ni}(\text{OH})_3$ .
3. Напишите диссоциацию сульфата калия  $\text{K}_2\text{SO}_4$ , сульфида натрия  $\text{Na}_2\text{S}$ , сульфата аммония.
4. Напишите выражение констант диссоциации для сернистой кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , гидроксида меди(II)  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ .
5. Напишите диссоциацию хлорида дигидроксоалюминия, гидросульфида натрия.
6. Напишите выражение констант диссоциации для дигидроарсената натрия, сульфата гидроксожелеза(III).
7. Напишите молекулярное, полное ионное, сокращенное ионное уравнения для реакций между: а) карбонатом кальция и азотной кислотой; б) сульфатом натрия и хлоридом бария.
8. Определите, какие реакции возможны:
  - а)  $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \rightarrow$
  - б)  $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow$

- в)  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
 г)  $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$   
 д)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
9. Дайте определение степени диссоциации электролита.
10. Напишите молекулярное, полное ионное, сокращенное ионное уравнения для реакций между: а) гидроксидом аммония и сероводородом; б) хлоридом железа(III) и нитратом серебра.
11. Определите, какие реакции возможны, допишите продукты реакции:  
 а)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$   
 б)  $\text{Ni}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$   
 в)  $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CaCl}_2 \rightarrow$   
 г)  $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$
12. Перечислите сильные основания.
13. К чему сводятся химические реакции в растворах электролитов?
14. Перечислите сильные кислоты.
15. Концентрация гидроксогрупп составляет  $10^{-10}$  моль/л. Определите концентрацию ионов водорода, рН раствора.
16. Дайте определение водородному показателю среды.
17. Водородный показатель среды рН=5. Определите концентрацию гидроксогрупп, рОН раствора.
18. Дайте определение ионному произведению воды.
19. Определите водородный показатель: а) 0,1 М раствора HCl; б) 0,01 М раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; в) 0,001 М раствора  $\text{H}_3\text{PO}_4$ .
20. Чем обусловлена электропроводность воды?
21. Определите водородный показатель: а) 0,1 М раствора NaOH; б) 0,01 М раствора KOH; в) 0,001 М раствора NaOH.
22. В растворах каких кислот, имеющих одинаковую молярную концентрацию, водородный показатель будет выше: а) HCl или  $\text{H}_2\text{S}$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  или  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  или  $\text{HNO}_3$ ?
23. рОН раствора NaOH равен 10. Определите концентрацию ионов водорода, водородный показатель.
24. В каких растворах, имеющих одинаковую концентрацию веществ, среда будет нейтральной: а)  $\text{HCl} + \text{NH}_4\text{OH}$ ; б)  $\text{HNO}_3 + \text{KOH}$ ; в)  $\text{KOH} + \text{H}_2\text{S}$ ; г)  $\text{NH}_4\text{OH} + \text{CH}_3\text{COOH}$ ?
25. Дайте определение рОН раствора.
26. Какое значение водородного показателя будут иметь: а) нейтральная; б) кислая; в) щелочная среды?
27. В растворах каких гидроксидов концентрация гидроксогрупп будет выше: NaOH,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_3$ ?
28. В растворах каких кислот концентрация ионов водорода будет больше: а)  $\text{HNO}_3$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$ ; в)  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ?

## 8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

*Гидролиз солей* – взаимодействие солей с водой, приводящее к образованию малодиссоциируемых соединений и сопровождающееся в большинстве случаев изменением водородного показателя среды.

Гидролизу не подвергаются соли, образованные сильным гидроксидом и сильной кислотой (NaCl, Ca(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>, K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, LiI, BaCl<sub>2</sub> и т.д.).

К сильным гидроксидам относятся гидроксиды, образованные металлами главных подгрупп первой (от лития до франция) и второй (от кальция до радия) групп периодической системы Д.И.Менделеева (KOH, NaOH, LiOH, Ca(OH)<sub>2</sub>, Ba(OH)<sub>2</sub> и т.д.).

К сильным кислотам относятся: HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HMnO<sub>4</sub>.

При гидролизе:

- 1) любая соль диссоциирует на ионы;
- 2) ион, которому соответствует слабый электролит, взаимодействует с водой;
- 3) образующиеся (см. п.2) ионы взаимодействуют с ионами противоположного знака из соли, которая подвергается гидролизу, до своей полной нейтрализации;
- 4) гидролиз солей, образованных многокислотными основаниями или многоосновными кислотами, проходит ступенчато. На каждой ступени реагирует только 1 моль воды, наиболее полно гидролиз протекает по первой ступени;
- 5) гидролиз в большинстве случаев – процесс обратимый, наиболее полно, в одну ступень, проходит гидролиз солей, образованных слабым гидроксидом и слабой кислотой.

### **Гидролиз солей, образованных сильным гидроксидом и слабой кислотой**

Используя приведенные ранее правила, рассмотрим гидролиз KCN.

1. Соль подвергается диссоциации:  $\text{KCN} \rightarrow \text{K}^+ + (\text{CN})^-$ .
2. Ион, соответствующий слабому электролиту, взаимодействует с водой:  $(\text{CN})^- + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCN} + (\text{OH})^-$ .
3. Образующийся ион (OH)<sup>-</sup> взаимодействует с ионом противоположного знака из соли, которая подвергается гидролизу до своей полной нейтрализации:  $(\text{OH})^- + \text{K}^+ \rightarrow \text{KOH}$ .
4. Записываем молекулярное уравнение гидролиза:  
 $\text{KCN} + \text{HON} \leftrightarrow \text{HCN} + \text{KOH}$ . KOH – сильный гидроксид, среда щелочная, pH более 7.

### Гидролиз соли, образованной сильным гидроксидом и слабой многоосновной кислотой ( $K_3PO_4$ )

Используя те же правила, получаем:

Гидролиз по I ступени:

1.  $K_3PO_4 \rightarrow 3K^+ + (PO_4)^{3-}$
2.  $(PO_4)^{3-} + HON \leftrightarrow (HPO_4)^{2-} + (OH)^-$ , в растворе появились  $(OH)^-$  – среда щелочная
3.  $(HPO_4)^{2-} + 2K^+ \leftrightarrow K_2HPO_4$ ;  $(OH)^- + K^+ = KOH$
4.  $K_3PO_4 + HON \leftrightarrow K_2HPO_4 + KOH$

Среда щелочная ( $KOH$  – сильное основание), pH более 7.

Гидролиз по II ступени:

Образующаяся соль – гидрофосфат калия  $K_2HPO_4$  – гидролизуется по второй ступени:

1.  $K_2HPO_4 \rightarrow 2K^+ + (HPO_4)^{2-}$
2.  $(HPO_4)^{2-} + HON \leftrightarrow (H_2PO_4)^- + (OH)^-$ , в растворе появились  $(OH)^-$  – среда щелочная
3.  $(H_2PO_4)^- + K^+ \leftrightarrow KH_2PO_4$ ;  $(OH)^- + K^+ = KOH$
4.  $K_2HPO_4 + HON \leftrightarrow KH_2PO_4 + KOH$

Среда щелочная, pH более 7.

Гидролиз по III ступени:

Образующаяся при гидролизе по второй ступени соль – дигидрофосфат калия  $KH_2PO_4$  – подвергается гидролизу по третьей ступени:

1.  $KH_2PO_4 \rightarrow 2K^+ + (H_2PO_4)^-$
2.  $(H_2PO_4)^- + HON \leftrightarrow H_3PO_4 + (OH)^-$ , в растворе появились  $(OH)^-$  – среда щелочная
3.  $(OH)^- + K^+ = KOH$
4.  $KH_2PO_4 + HON \leftrightarrow H_3PO_4 + KOH$

Среда щелочная, pH более 7.

В ы в о д . При гидролизе солей, образованных сильным гидроксидом и слабой кислотой, образуется сильный гидроксид, среда становится щелочной, pH более 7.

### Гидролиз соли, образованной слабым гидроксидом и сильной кислотой

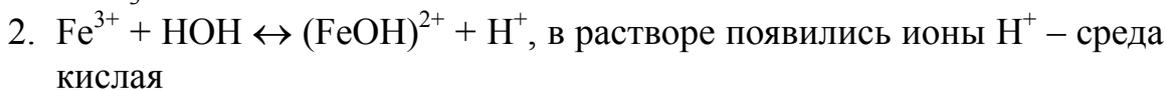
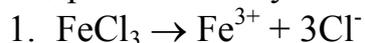
Рассмотрим гидролиз хлорида аммония  $NH_4Cl$ :

1.  $NH_4Cl \rightarrow (NH_4)^+ + Cl^-$
2.  $(NH_4)^+ + HON \leftrightarrow NH_4OH + H^+$ , в растворе появились ионы  $H^+$  – среда кислая
3.  $H^+ + Cl^- = HCl$
4.  $NH_4Cl + HON \leftrightarrow NH_4OH + HCl$

$HCl$  – сильная кислота, среда кислая, pH менее 7.

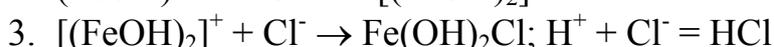
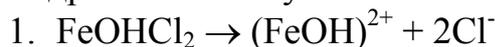
Рассмотрим гидролиз хлорида железа(III) – соли, образованной слабым многокислотным гидроксидом и сильной кислотой.

Гидролиз по I ступени:



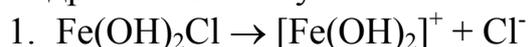
HCl – сильная кислота, среда кислая, pH менее 7.

Гидролиз по II ступени:



HCl – сильная кислота, среда кислая, pH менее 7.

Гидролиз по III ступени:

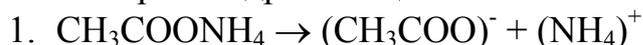


HCl – сильная кислота, среда кислая, pH менее 7.

**Вывод.** При гидролизе солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, образуется сильная кислота, среда становится кислой, pH менее 7.

### **Гидролиз солей, образованных слабым гидроксидом и слабой кислотой**

Рассмотрим гидролиз ацетата аммония  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ :

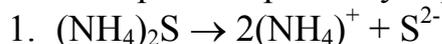


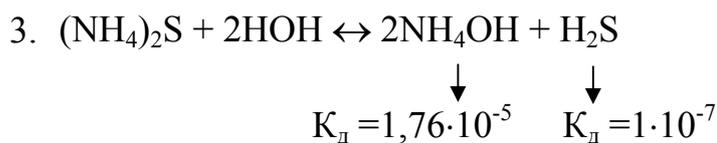
или



Константы диссоциации уксусной кислоты и гидроксида аммония практически равны, поэтому среда нейтральная, pH равен 7.

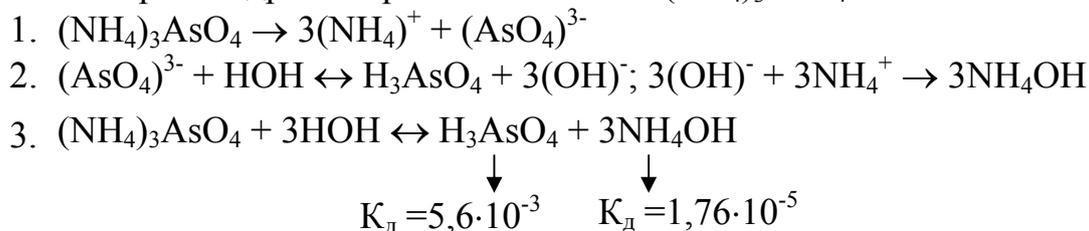
Рассмотрим гидролиз сульфида аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ :





Константа диссоциации гидроксида аммония больше константы диссоциации сероводорода; поэтому среда щелочная, рН более 7.

Рассмотрим гидролиз арсената аммония  $(\text{NH}_4)_3\text{AsO}_4$ :



Константа диссоциации мышьяковой кислоты больше константы диссоциации гидроксида аммония; поэтому среда кислая, рН менее 7.

**В ы в о д ы :**

1) Гидролиз солей, образованных слабым гидроксидом и слабой кислотой, протекает наиболее полно, в одну ступень.

2) В зависимости от силы образующихся в ходе гидролиза основания и кислоты среда может быть нейтральной, кислой или щелочной.

Для ослабления гидролиза необходимо:

- 1) хранить растворы при низких температурах (при охлаждении);
- 2) использовать концентрированные растворы солей;
- 3) подкислять раствор соли (если соль образована сильной кислотой и слабым основанием) или подщелачивать раствор соли (если соль образована сильным основанием и слабой кислотой).

## Примеры решения задач

**З а д а ч а 1.** Определите, какие соли из перечисленных ниже подвергаются гидролизу: нитрат бария, хлорид цинка, сульфат калия, ортофосфат кальция, карбонат железа(II), йодид лития.

**Р е ш е н и е.** Нитрат бария – соль, образованная сильным гидроксидом и сильной кислотой, гидролизу не подвергается, по той же причине гидролизу не подвергаются сульфат калия, йодид лития.

Хлорид цинка – соль, образованная сильной кислотой и слабым гидроксидом, подвергается гидролизу.

Ортофосфат кальция – соль, образованная сильным гидроксидом и слабой кислотой, подвергается гидролизу.

Карбонат железа(II) – соль, образованная слабым гидроксидом и слабой кислотой, также подвергается гидролизу.

**Задача 2.** Определите число ступеней гидролиза для арсената калия.

**Решение.** Арсенат калия – соль, образованная сильным гидроксидом (KOH) и слабой трехосновной кислотой ( $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ); поэтому для этой соли число ступеней гидролиза равно 3.

**Задача 3.** Напишите гидролиз для гидросульфида кальция.

**Решение.** Гидросульфид кальция  $\text{Ca}(\text{HS})_2$  – соль, образованная сильным гидроксидом и слабой кислотой, подвергается гидролизу по схеме:

- 1)  $\text{Ca}(\text{HS})_2 \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2(\text{HS})^-$
- 2)  $(\text{HS})^- + \text{HOH} \leftrightarrow \text{H}_2\text{S} + (\text{OH})^-$
- 3)  $2(\text{OH})^- + \text{Ca}^{2+} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$
- 4)  $\text{Ca}(\text{HS})_2 + 2\text{HOH} \leftrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{S}$

**Задача 4.** Определите величину водородного показателя при гидролизе нитрита натрия.

**Решение.** Нитрит натрия  $\text{NaNO}_2$  – соль, образованная сильным гидроксидом и слабой кислотой, поэтому в результате гидролиза образуются сильный гидроксид ( $\text{NaOH}$ ) и слабая кислота ( $\text{HNO}_2$ ), среда щелочная, pH более 7:

- 1)  $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}^+ + (\text{NO}_2)^-$
- 2)  $(\text{NO}_2)^- + \text{HOH} \leftrightarrow \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$
- 3)  $(\text{OH})^- + \text{Na}^+ = \text{NaOH}$

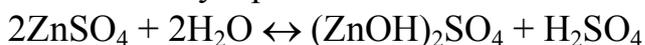
**Задача 5.** Напишите гидролиз для сульфата цинка.

**Решение.** Сульфат цинка  $\text{ZnSO}_4$  – соль, образованная сильной кислотой и слабым гидроксидом, подвергается гидролизу по схеме:

I ступень

1.  $\text{ZnSO}_4 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + (\text{SO}_4)^{2-}$
2.  $\text{Zn}^{2+} + \text{HOH} \leftrightarrow (\text{ZnOH})^+ + \text{H}^+$
3.  $2(\text{ZnOH})^+ + (\text{SO}_4)^{2-} \leftrightarrow (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$
4.  $2\text{H}^+ + (\text{SO}_4)^{2-} = \text{H}_2\text{SO}_4$

или в молекулярном виде:



II ступень

1.  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow 2(\text{ZnOH})^+ + (\text{SO}_4)^{2-}$
2.  $(\text{ZnOH})^+ + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$
3.  $2\text{H}^+ + (\text{SO}_4)^{2-} = \text{H}_2\text{SO}_4$

или в молекулярном виде:



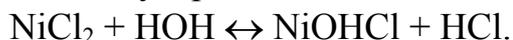
**Задача 6.** Определите величину водородного показателя при гидролизе хлорида никеля(II).

**Решение.** Хлорид никеля(II)  $\text{NiCl}_2$  – соль, образованная сильной кислотой и слабым гидроксидом, подвергается гидролизу по схеме:

1.  $\text{NiCl}_2 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{Cl}^-$

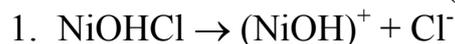


или в молекулярном виде:



В ходе гидролиза образуется сильная кислота, поэтому среда кислая, pH менее 7.

По второй ступени гидролиз протекает также с образованием сильной кислоты:  $\text{NiOHCl} + \text{HOH} \leftrightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{HCl}$ .



**Задача 7.** Определите число ступеней гидролиза для цианида кальция.

**Решение.** Цианид кальция  $\text{Ca}(\text{CN})_2$  – соль, образованная слабой одноосновной кислотой (HCN) и сильным гидроксидом  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; поэтому число ступеней гидролиза равно 1.

**Задача 8.** Определите величину водородного показателя в водных растворах следующих солей: а) сульфата калия; б) сульфита кальция; в) сульфата меди.

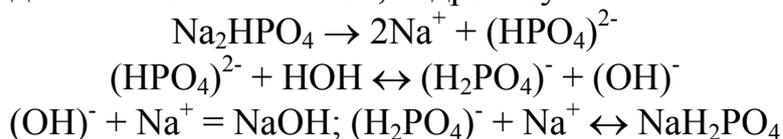
**Решение.** Величина водородного показателя для водного раствора сульфата калия равна 7, то есть среда нейтральная, так как соль образована сильным гидроксидом и сильной кислотой, гидролизу не подвергается.

Величина водородного показателя для водного раствора сульфита кальция  $\text{CaSO}_3$  выше 7, то есть среда щелочная, так как соль образована слабой кислотой и сильным гидроксидом, в результате ее гидролиза образуется сильный гидроксид.

Величина водородного показателя для водного раствора сульфата меди  $\text{CuSO}_4$  менее 7, то есть среда кислая, так как соль образована слабым гидроксидом и сильной кислотой, в результате гидролиза этой соли образуется сильная кислота.

**Задача 9.** Следует ли добавить в раствор гидрофосфата натрия кислоту или гидроксид, чтобы подавить (уменьшить) гидролиз этой соли?

**Решение.** Гидрофосфат натрия  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$  – соль, образованная сильным гидроксидом и слабой кислотой, гидролизуеться по схеме:



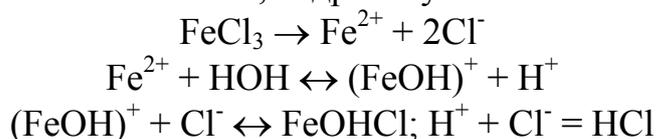
или в молекулярном виде:



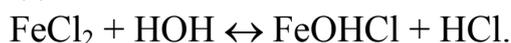
Чтобы подавить гидролиз, то есть сместить равновесие влево, необходимо добавить гидроксид натрия, то есть увеличить концентрацию продуктов реакции (принцип Ле Шателье).

**Задача 10.** Следует ли добавить в раствор хлорида железа(II) кислоту или гидроксид, чтобы подавить гидролиз этой соли?

**Решение.** Хлорид железа(II)  $\text{FeCl}_2$  – соль, образованная слабым гидроксидом и сильной кислотой, гидролизуется по схеме:



или в молекулярном виде:



Чтобы подавить гидролиз, то есть сместить равновесие влево, необходимо увеличить концентрацию продуктов реакции, то есть добавить кислоты.

### Задачи и вопросы

1. Напишите ионные и молекулярные уравнения для гидролиза следующих солей: а) гидрокарбоната калия; б) сульфата хрома(III); в) хлорида гидроксомеди(II).

2. Какие соли не подвергаются гидролизу?

3. Определите величину водородного показателя среды при гидролизе гидросульфида кальция.

4. Определите число ступеней гидролиза для ортофосфата стронция.

5. При гидролизе каких солей величина водородного показателя будет менее 7?

6. Определите, какие из нижеприведенных солей будут подвергаться гидролизу: а) сульфат никеля(II); б) хлорид бария; в) нитрат калия; г) нитрат натрия; д) сульфид лития.

7. Напишите ионные и молекулярные уравнения для гидролиза следующих солей: а) карбоната железа(II); б) нитрата железа(III); в) сульфита цезия.

8. При гидролизе каких солей величина водородного показателя среды равна 7?

9. Дайте определение гидролизу солей.

10. По какой ступени наиболее полно протекает гидролиз солей?

11. Действием какого реагента можно усилить гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым гидроксидом?

12. Действием какого реагента можно усилить гидролиз соли, образованной сильным гидроксидом и слабой кислотой?

13. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза следующих солей: а) нитрата железа(III); б) карбоната аммония.

14. Для каких солей гидролиз протекает наиболее полно?

15. От каких параметров зависит гидролиз солей?

## 9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительные процессы принадлежат к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют большое значение в теории и практике. Дыхание, усвоение углекислого газа растениями с выделением кислорода, обмен веществ и ряд других биологических процессов в основе своей являются окислительно-восстановительными реакциями. Сжигание топлива, электролитическое осаждение металлов, процессы, проходящие в гальванических элементах и аккумуляторах, – это реакции окисления-восстановления.

Получение элементарных веществ – например железа, хрома, марганца, золота, серы и т.д. – и ценных химических продуктов –  $\text{NH}_3$ , щелочей, кислот и др. – основано на окислительно-восстановительных реакциях.

### 9.1. Степень окисления

При изучении химических реакций надо различать понятия "валентность элемента" и его "степень окисления". Валентность элемента является свойством атомов присоединять (или замещать) определенное число атомов другого элемента или способность химического элемента к образованию химических связей.

При одинаковой валентности один и тот же элемент может быть окислителем и восстановителем. Так, в соединениях  $\text{HCl}$  и  $\text{HClO}$  валентность хлора равна единице. Но в хлороводородной кислоте  $\text{HCl}$  хлор проявляет восстановительные свойства, а в хлорноватистой кислоте  $\text{HClO}$  – окислительные свойства. Валентность не учитывает электроотрицательности атомов, электроны которых при образовании химической связи смещены к более электроотрицательному атому и приобретают определенный заряд.

Для характеристики состояния элементов в соединениях введено понятие "степень окисления". Под степенью окисления атома в молекуле понимают условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит из ионов.

*Степень окисления* иначе называют окислительным числом или электрохимической валентностью и обычно обозначают цифрами с соответствующими знаками, которые ставятся над символом элемента или сверху в правом углу с указанием знака плюс или минус перед цифрой. Например:  $\text{Ca}^{+2}\text{O}^{-2}$ ,  $\text{S}^{+4}\text{O}_2^{-2}$ , где степень окисления кальция "+2", серы "+4", а кислорода "-2".

При определении степени окисления химических элементов необходимо помнить следующие правила:

- степени окисления элементов в простых веществах равны нулю, например  $\text{H}_2^0$ ,  $\text{Cu}^0$ ;

- все металлы I и II групп главных подгрупп периодической системы имеют только положительную степень окисления, равную номеру своей группы, например  $\text{Na}^{+1}$ ,  $\text{Mg}^{+2}$ ,  $\text{Ba}^{+2}$ ;

- водород во всех соединениях, кроме соединений с металлами, проявляет степень окисления, равную плюс 1, с металлами – минус 1, например  $\text{Li}^{+1}\text{H}^{-1}$ ,  $\text{CaH}_2^{-1}$ ;

- фтор имеет постоянную степень окисления – минус 1;

- кислород во всех соединениях, кроме соединений с фтором и пероксидами, имеет степень окисления, равную минус 2 (с фтором +2 ( $\text{F}_2\text{O}^{+2}$ ), в пероксидах – минус 1 ( $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ));

- сумма всех степеней окисления с учетом числа атомов в молекуле должна равняться нулю;

- все металлы в соединениях имеют только положительную степень окисления.

В качестве примера определим степень окисления серы в сернистой  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , серной  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и сероводородной  $\text{H}_2\text{S}$  кислотах. Производим расчет степеней окисления серы, используя правила, перечисленные выше.

$\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ : водород  $+1 \cdot 2 = 2$ , кислород  $(-2) \cdot 3 = -6$ , сера –  $x$ . Сумма степеней окисления должна равняться нулю:  $1 \cdot 2 + x + (-2 \cdot 3) = 0$ ;  $2 + x - 6 = 0$ ,  $x = 6 - 2$ ,  $x = 4$ .

$\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ :  $1 \cdot 2 + x + (-2 \cdot 4) = 0$ ;  $2 + x - 8 = 0$ ,  $x = 8 - 2$ ,  $x = 6$ .

$\text{H}_2\text{S}^{-2}$ :  $1 \cdot 2 + x = 0$ ;  $x = -2$ .

В приведенном примере сера имеет три разные степени окисления (+4; +6 и –2). Некоторые элементы имеют и большее количество степеней окисления, например азот.

$\text{NH}_3$ :  $x + 1 \cdot 3 = 0$ ;  $x = -3$ .

$\text{N}_2\text{H}_4$ :  $2x + 1 \cdot 4 = 0$ ;  $2x = -4$ ,  $x = -2$ .

$\text{NH}_2\text{OH}$ :  $x + 1 \cdot 2 + (-2) + 1 = 0$ ;  $x + 2 - 2 + 1 = 0$ ;  $x = -1$ .

$\text{NaNO}_2$ :  $1 + x + (-2 \cdot 2) = 0$ ;  $1 + x - 4 = 0$ ;  $x = 4 - 1$ ;  $x = 3$ .

$\text{KNO}_3$ :  $1 + x + (-2 \cdot 3) = 0$ ;  $1 + x - 6 = 0$ ;  $x = 6 - 1$ ;  $x = 5$ .

$\text{N}^3\text{H}^{+1}_3$  – аммиак,  $\text{N}^2\text{H}^{-1}_4$  – гидразин,  $\text{N}^1\text{H}^{+1}_2\text{O}^{-2}\text{H}^{+1}$  – гидроксилламин,  $\text{N}^0_2$  – азот,  $\text{N}^{+2}\text{O}^{-2}$  – оксид азота(II),  $\text{Na}^{+1}\text{N}^{+3}\text{O}^{-2}_2$  – нитрит натрия,  $\text{K}^{+1}\text{N}^{+5}\text{O}^{-2}_3$  – нитрат калия.

Для солей металлов с переменной валентностью сначала устанавливают заряд аниона, а потом – степень окисления металла.

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ . Сначала определяем степень окисления аниона серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow (\text{SO}_4)^{-2}$ , затем – хрома в соединении. Степень окисления хрома +3.  $2x + (-2 \cdot 3) = 0$ ;  $2x = 6$ ;  $x = 3$ .

Различают высшую и низшую степени окисления. Высшая степень окисления определяется номером группы периодической системы, низшая равна разности между максимальным числом электронов для неметаллов

(8 минус номер группы с обратным знаком) и низшей степенью окисления. Так, у серы S высшая степень окисления равна +6, а низшая степень (-2).

*Окислением* называют процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов.

*Восстановлением* называют процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называют *восстановителями*, а атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называют *окислителями*.

В периодах с повышением порядкового номера элемента восстановительные свойства понижаются, а окислительные возрастают и становятся максимальными у галогенов. Так, во II периоде Na – самый активный восстановитель, а хлор – активный окислитель. Элементы главных подгрупп IV-VII (неметаллы) могут как отдавать, так и принимать электроны и проявлять восстановительные и окислительные свойства. Исключение составляет фтор. Он является только окислителем.

У элементов главных подгрупп с повышением порядкового номера усиливаются восстановительные свойства. Сильные восстановители – щелочные металлы, а наиболее активные из них франций (Fr) и цезий (Cs).

*Важнейшими восстановителями* являются: металлы, водород, уголь, CO, H<sub>2</sub>S, SO<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>, HBr, HCl, SnCl<sub>2</sub>, FeSO<sub>4</sub>, альдегиды, спирты, электрический ток на катоде.

*Важнейшие окислители*: галогены, KMnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>MnO<sub>4</sub>, K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, O<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>(конц.), HNO<sub>3</sub>, PbO<sub>2</sub>, ионы Ag<sup>+</sup>, Au<sup>+3</sup>, гипохлориты, хлораты, электрический ток на аноде.

## 9.2. Составление окислительно-восстановительных уравнений методом электронного баланса

*Окислительно-восстановительными* называются химические реакции, при протекании которых происходит переход электронов от одних атомов или ионов к другим, то есть меняются степени окисления химических элементов.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций (ОВР) пользуются разными методами; более простым является метод электронного баланса, который основан на сравнении степеней окисления атомов в исходных и конечных веществах.

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо соблюдать следующий порядок.

1. Составляют схему реакции, то есть указывают исходные и конечные вещества.

2. Определяют и ставят над каждым химическим элементом его степень окисления.

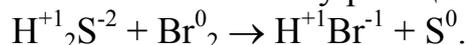
3. Находят элементы, изменившие свои степени окисления, и под схемой реакции пишут уравнения электронного перехода.

4. Находят коэффициенты для окислителя и восстановителя, учитывая, что количество электронов, теряемых восстановителем, должно быть равно количеству электронов, присоединяемых окислителем.

5. Переносят полученные коэффициенты в схему реакции.

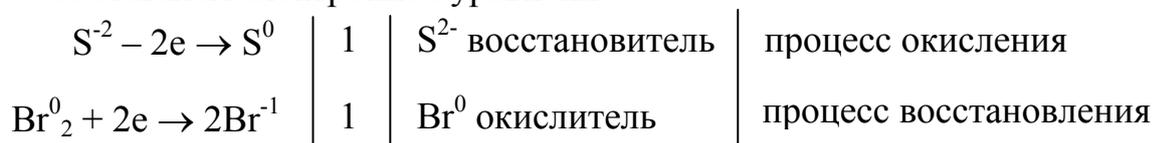
6. Уравнивают остальные вещества по обычной схеме.

**Пример.** Составьте уравнение реакции взаимодействия сероводорода  $\text{H}_2\text{S}$  и брома  $\text{Br}_2$ . Сначала пишем схему реакции:

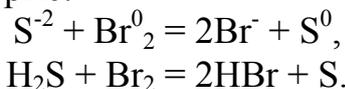


Определяем степени окисления атомов до и после реакции и находим коэффициенты при окислителе и восстановителе.

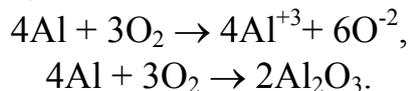
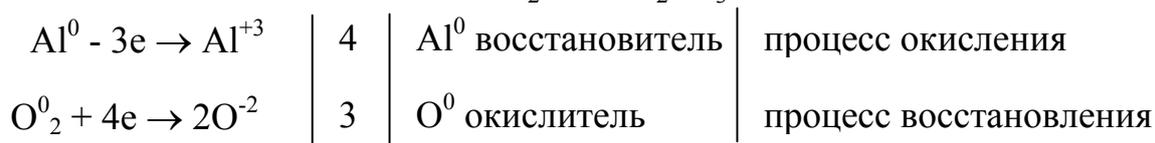
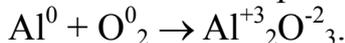
Составляем электронное уравнение:



По найденным коэффициентам переходим от схемы к уравнению в ионной и молекулярной форме:



Еще пример окисления алюминия кислородом, пишем схему реакции:



Реакции окисления-восстановления могут протекать в различных средах: кислой (избыток ионов  $\text{H}^+$ ), нейтральной ( $\text{H}_2\text{O}$ ) и щелочной (избыток гидроксогрупп  $\text{OH}^-$ ).

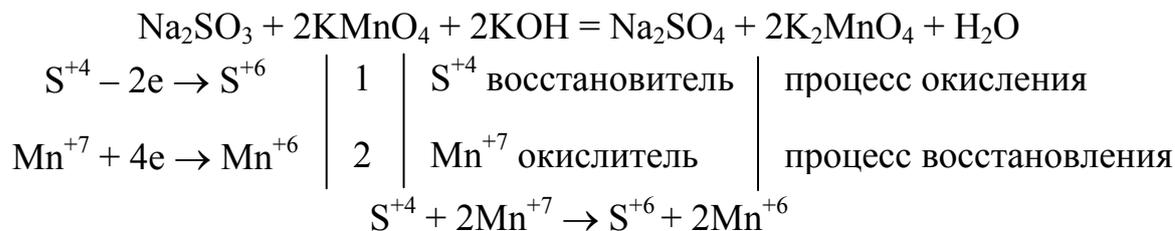
Если образующиеся вещества содержат больше кислорода, чем исходные соединения, то недостающее количество кислорода пополняется в кислых и нейтральных растворах за счет воды, а в щелочных растворах – за счет ионов  $\text{OH}^-$ .

Напротив, если образующие соединения содержат меньше кислорода, чем исходные, то освобождающийся кислород соединяется с ионами водорода  $\text{H}^+$  с образованием слабодиссоциированных молекул воды, а в нейтральной и щелочной средах – с образованием гидроксогрупп.

В зависимости от среды изменяется и характер протекания реакции между одними и теми же веществами. Среда влияет на изменение степени окисления атомов. Так, например, ион  $(\text{Mn}^{+7}\text{O}_4)^-$  в кислой среде восстанавливается до  $\text{Mn}^{2+}$ , в нейтральной – до  $\text{Mn}^{+4}\text{O}_2$ , а в щелочной – до  $(\text{Mn}^{+6}\text{O}_4)^{2-}$ . Схематично это можно представить так



В качестве примера рассмотрим реакцию иона  $(\text{MnO}_4)^-$  с сульфитом натрия ( $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ) в щелочной среде при pH более 7:

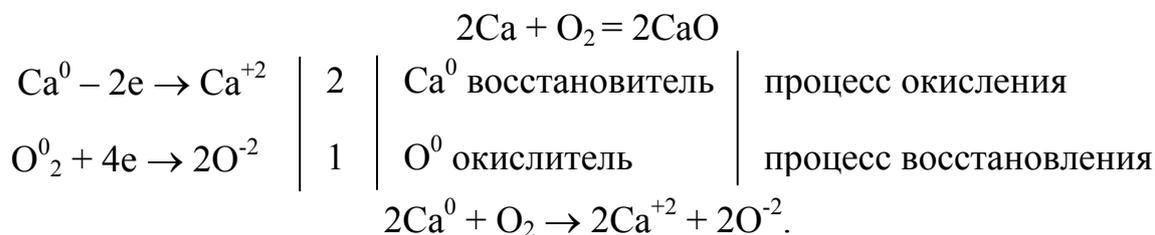


### 9.3. Виды окислительно-восстановительных реакций

Различают 3 типа окислительно-восстановительных реакций:

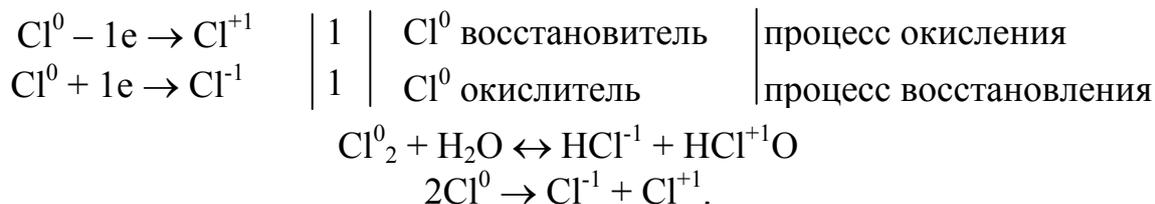
- межмолекулярного окисления-восстановления;
- диспропорционирования;
- внутримолекулярного окисления-восстановления.

При межмолекулярных окислительно-восстановительных реакциях окислитель и восстановитель находятся в различных веществах. Например:

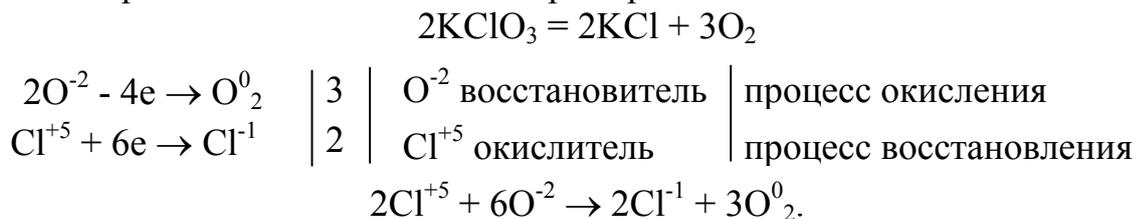


При реакции диспропорционирования восстановитель и окислитель являются атомами одного элемента и содержатся в одном веществе.

Пример взаимодействия хлора с водой, в которой изменяется степень окисления только хлора.



При реакции внутримолекулярного окисления-восстановления окислитель и восстановитель содержатся в одном веществе, но являются атомами различных элементов. Например:



### Примеры решения задач

**Задача 1.** Определите степени окисления азота, серы в соединениях:  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Какие из указанных веществ проявляют окислительные, какие – восстановительные свойства? Могут ли они проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства?

**Решение.** Определяем степени окисления элементов: азота – -3 (низшая), +3 (промежуточная), +5 (высшая); серы – -2 (низшая), +4 (промежуточная), +6 (высшая).

Окисление сопровождается повышением степени окисления восстановителя, а восстановление – понижением степени окисления окислителя. Поэтому атом элемента в высшей степени окисления не может ее повысить (отдать электроны) и проявляет только окислительные свойства, в низшей степени окисления – не может ее понизить (принять электроны) и проявляет только восстановительные свойства.

Атом элемента, имеющего промежуточную степень окисления, может проявить как окислительные, так и восстановительные свойства. Поэтому соединения  $\text{NH}_3$  и  $\text{H}_2\text{S}$  – только восстановители;  $\text{HNO}_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – только окислители;  $\text{HNO}_2$  и  $\text{H}_2\text{SO}_3$  могут быть и окислителями, и восстановителями.

**Задача 2.** Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{HI}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HClO}_4$ ?

**Решение.** Определяем степени окисления серы и йода в соединениях  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{HI}$ : (S)=-2 (низшая), (I)=-1 (низшая). Так как сера и йод находятся в низшей степени окисления, то оба вещества являются восстановителями и не могут взаимодействовать друг с другом.

В соединениях  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и  $\text{HClO}_4$  сера и хлор проявляют степени окисления: (S)=+4 (промежуточная), (Cl)=+7 (высшая). Значит, между веществами может быть взаимодействие;  $\text{H}_2\text{SO}_3$  проявляет восстановительные, а  $\text{HClO}_4$  – окислительные свойства.

**Задача 3.** Определите степени окисления веществ в молекулах:  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{HCl}$ .

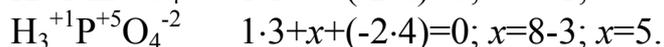
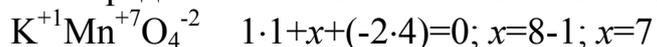
**Решение.** Определяем степени окисления элементов: в молекулах  $\text{H}_2$  и  $\text{Cl}_2$  степени окисления равны нулю, так как это простые вещества, находящиеся в устойчивой форме. В соединении  $\text{HCl}$  степени окисления водорода и хлора составляют: (H)=+1, (Cl)=-1.

**Задача 4.** На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель в следующей реакции:



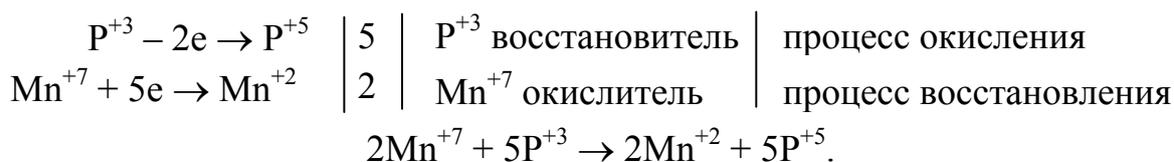
**Решение.** Коэффициенты в реакции определяем методом электронного баланса с помощью электронных уравнений.

1. Определяем степени окисления элементов Mn и P:



Сера в анионе кислоты не меняет свою степень окисления.

2. Составляем электронные уравнения, определяем количество отданных и принятых электронов. Количество отданных электронов восстановителем должно равняться количеству электронов, принятых окислителем. Наименьшее общее, кратное для отданных и принятых электронов, получилось 10. Разделив 10 на 5, находим коэффициент 2 для окислителя. Разделив 10 на 2, получаем коэффициент 5 для восстановителя.



Переносим полученные коэффициенты в уравнение реакции и методом подбора определяем коэффициенты веществ, атомы которых не меняют свою степень окисления.

Считаем число анионов  $(\text{SO}_4)^{2-}$  в левой и правой частях уравнения. В левой части имеем один анион  $(\text{SO}_4)^{2-}$ , а в правой – три аниона  $(\text{SO}_4)^{2-}$ ; поэтому ставим коэффициент 3 перед серной кислотой.

Теперь уравниваем число атомов водорода в правой и левой частях уравнения. В левой части имеем 21 атом водорода, а в правой части – только 17 (15+2). Значит, нужно поставить перед молекулой воды коэффициент 3 (15+6=21).



**Задача 5.** Определите степени окисления кислорода в соединениях и охарактеризуйте его окислительно-восстановительные свойства:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{O}_2\text{F}_2$ ,  $\text{OF}_2$ .

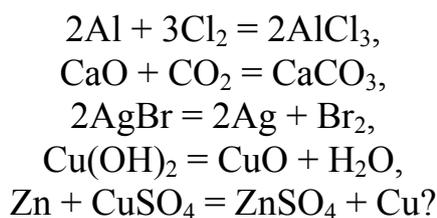
**Решение.** Сумма степеней окисления атомов в молекуле любого вещества должна равняться нулю. Следовательно, в приведенных молекулах кислород имеет степень окисления (-2), (-1), (0), (+1), (+2)  $\text{H}_2\text{O}^{-2}$ ,  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ,  $\text{O}_2^0$ ,  $\text{O}_2^{+1}\text{F}_2$ ,  $\text{O}^{+2}\text{F}_2$ . Устойчивыми соединениями будут молекулы кислорода. Молекулы оксидов фтора  $\text{O}_2\text{F}_2$ ,  $\text{OF}_2$  являются сильными окислителями. Пероксид водорода  $\text{H}_2\text{O}_2$  может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

### Вопросы и задачи

1. Чем отличается реакция окисления-восстановления от других химических реакций? Приведите примеры.

2. Какие вещества называются окислителями, какие – восстановителями?

3. Какие из приведенных реакций относятся к окислительно-восстановительным:



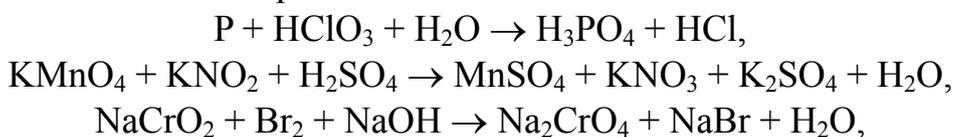
4. Определите степень окисления элементов в соединениях:  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ,  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{HMnO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

5. Окислительные или восстановительные свойства проявляют следующие частицы:  $\text{Cl}_2^0$ ,  $\text{Cl}^{-1}$ ,  $\text{Fe}^{+2}$ ,  $\text{Fe}^{+3}$ ,  $\text{Sn}^0$ ,  $\text{Sn}^{+2}$ ,  $\text{Sn}^{+4}$ ,  $\text{Hg}^{+2}$ .

6. Какой процесс (окисление или восстановление) протекает при превращениях, изображенных схемами:  $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{+2}$ ;  $\text{Sn}^{+2} \rightarrow \text{Sn}^{+4}$ ;  $2\text{Cl}^{-1} \rightarrow \text{Cl}_2^0$ ;  $\text{S}^{-2} \rightarrow \text{S}^0$ ;  $\text{As}^{-3} \rightarrow \text{As}^{+5}$ ;  $\text{N}^{+3} \rightarrow \text{N}^{-3}$ ? Составьте электронные уравнения.

7. Исходя из степени окисления хрома, йода, серы и марганца в соединениях  $\text{NaCrO}_2$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{KMnO}_4$  определите, какие из них являются только окислителями, только восстановителями, а какие могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Почему?

8. Составьте электронные уравнения. Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите, какое вещество является окислителем, а какое – восстановителем. Какое вещество окисляется, а какое – восстанавливается? Реакции выражаются схемами:



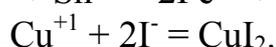
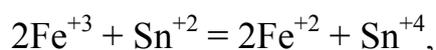


9. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами:  $\text{PH}_3$  и  $\text{HBr}$ ;  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{HNO}_2$  и  $\text{HJ}$ ?

10. Составьте электронные уравнения и укажите, какой процесс – окисления или восстановления – происходит при следующих превращениях:  $\text{Mn}^{+6} \rightarrow \text{Mn}^{+2}$ ;  $\text{Cl}^{+5} \rightarrow \text{Cl}^{-1}$ ;  $\text{N}^{-3} \rightarrow \text{N}^{+5}$ .

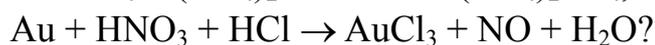
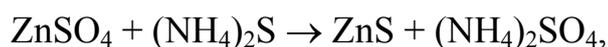
11. Определите валентность и степень окисления элементов в молекулах:  $\text{H}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{CH}_4$ .

12. Окислительно-восстановительные реакции выражаются ионными уравнениями:



Составьте электронные уравнения. Для каждой реакции укажите, какой ион является окислителем, какой – восстановителем.

13. Какие из приведенных реакций являются окислительно-восстановительными?



Составьте электронные уравнения, расставьте коэффициенты. Для каждой реакции определите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем.

## 10. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ

Процессы взаимного превращения химической и электрической форм энергии называются электрохимическими процессами.

В соответствии с определением все электрохимические процессы можно разделить на две группы:

1) процессы превращения химической энергии в электрическую (то есть процессы генерирования электроэнергии, происходящие в результате протекания в системе химических реакций). Эти процессы реализуются в гальванических элементах или химических источниках тока (ХИТ);

2) процессы превращения электрической энергии в химическую, то есть процессы, происходящие в системе под влиянием внешнего источника тока (электролиз).

Все электрохимические процессы протекают на *электродах*. На одном из них – *аноде* – происходит реакция *окисления*; на другом – *катоде* – реакция *восстановления*.

Отличительной чертой электрохимических процессов является пространственное разделение анодных (окисление) и катодных (восстановление) процессов. Все электрохимические процессы протекают в *электрохимических системах* (цепях). Электрохимическая система состоит из ионопроводящей среды, двух электродов и металлического проводника между ними (рис.2).

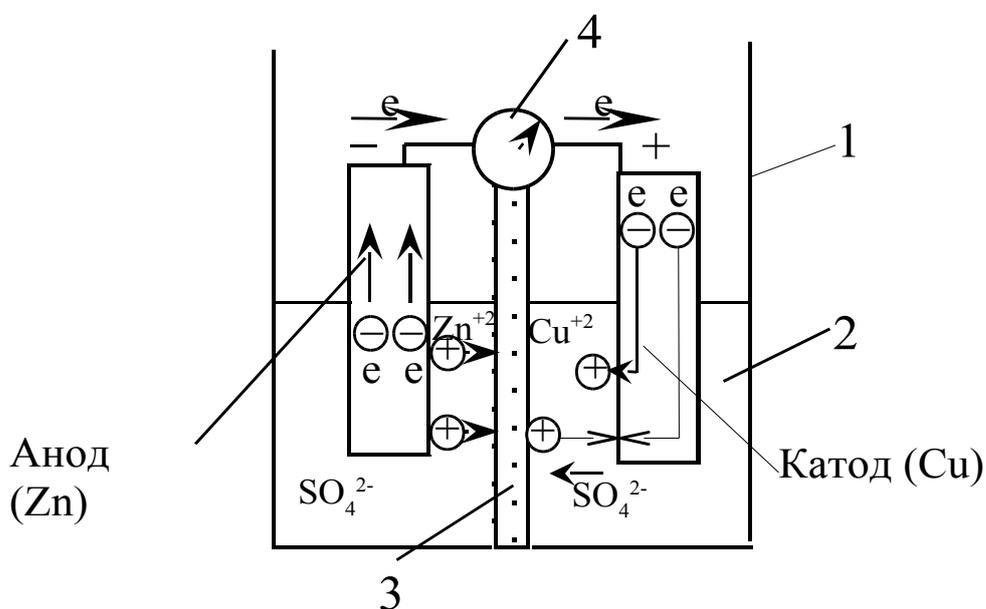


Рис. 2. Электрохимическая система гальванического элемента Якоби – Даниэля:  
 "+" – анод внешней цепи; "-" – катод внешней цепи; 1 – батарейный стакан;  
 2 – раствор электролита; 3 – пористая перегородка; 4 – гальванометр

Электроды ( $M_1$  и  $M_2$ ) – это проводники, имеющие электронную проводимость – проводники I рода – и находящиеся в контакте с электролитом (L). Ионопроводящая среда (L) – электролит – является проводником II рода. Среда (L) представляет собой раствор или расплав одного или нескольких веществ, способных диссоциировать в том или ином растворителе.

Для обеспечения работы электрохимической системы электроды соединяются друг с другом металлическим проводником ( $M_2$ ), называемым внешней цепью.

Таким образом, простейшая электрохимическая система представляет собой цепь последовательно соединенных проводников I и II рода.

Специфической особенностью электрохимических систем является то, что электрический ток через среду (L) переносится ионами, наделенными индивидуальными химическими свойствами, а в электродах – электронами, не имеющими отличительных химических свойств. Поэтому направленное перемещение одних только электронов, наблюдаемое в электрических цепях, не может обусловить каких-либо химических превращений веществ. Только последовательное участие ионов (имеющих индивидуальные свойства) и электронов в переносе тока может обеспечить протекание *электрохимического процесса*. В этом случае на границе раздела проводников с электронной и ионной проводимостью прохождение тока сопровождается химическим превращением веществ.

Реакция, протекающая на границе раздела электрод – электролит, называется *электродной реакцией*.

## 10.1. Электродный потенциал

Кристаллическая решетка металла построена из атомов и катионов металла, занимающих определенные места в узлах решетки, а свободные валентные электроны движутся между узлами решетки в виде так называемого электронного газа. В незаряженном куске металла число положительных зарядов катионов равно числу электронов электронного газа (рис.3).

При погружении пластинки металла в воду или раствор его соли полярные молекулы воды, соответственно ориентируясь около катионов металла на поверхности пластинки, вытягивают их в раствор. При этом нарушается электрическая нейтральность металла и раствора.

Если в раствор перешли катионы металла ( $Me^{n+}$ ), то заряд металла станет отрицательным, так как число катионов уменьшилось, в то время как число электронов осталось неизменным. Вместе с тем слой раствора у поверхности металла приобрел избыточный положительный заряд за счет перешедших в него катионов.

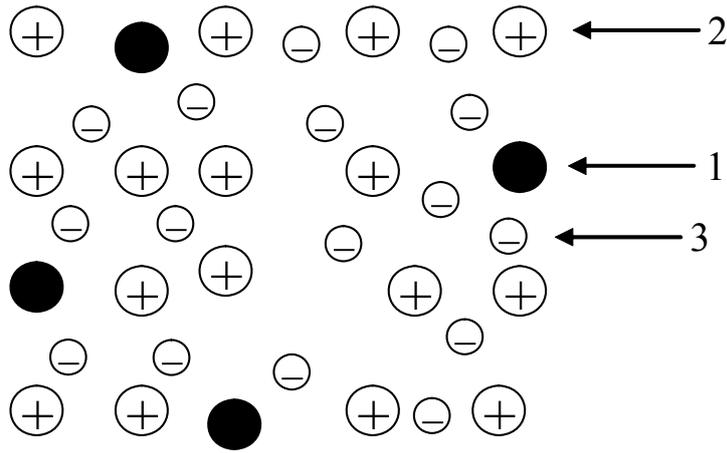
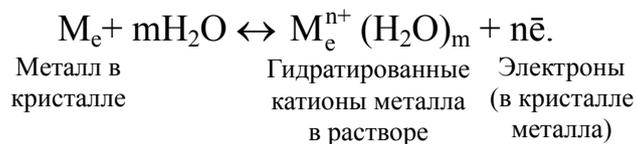


Рис. 3. Схематическое изображение кристаллической решетки металла:  
1 – атомы металла; 2 – катионы металла; 3 – электроны

Кроме возможности перехода катионов металла в раствор существует еще возможность обратного их осаждения на поверхность металла; при этом гидратированный катион теряет гидратную оболочку и входит в кристаллическую решетку металла. По мере увеличения концентрации катионов в растворе, то есть с ростом положительного заряда раствора и отрицательного заряда металла, скорость растворения металла ( $v_{\text{раств}}$ ) понижается, а скорость осаждения катионов металла ( $v_{\text{осажд}}$ ) возрастает до тех пор, пока не наступит равновесие.

Когда  $v_{\text{раств}} = v_{\text{осажд}}$  ( $v_{\text{окисл}} = v_{\text{восст}}$ ),\* наступает динамическое равновесие. При этом состояние металла можно выразить следующей схемой:



Или в упрощенном виде:



Катионы, скопившиеся у поверхности металла в концентрации, отвечающей равновесию, не могут удалиться от нее в глубь раствора. Этому препятствует электростатическое притяжение между гидратированными катионами и избыточными электронами на поверхности металла. Вследствие притяжения образуется двойной электрический слой, схематически показанный на рис. 4, а\*\*.

\* Переход ионов металла в раствор сопровождается потерей электронов атомами металлов, то есть является процессом *окисления*, обратный процесс – превращение гидратированных ионов металла в атомы – процессом *восстановления*.

\*\* Фактически строение двойного электрического слоя является более сложным, чем указано на схеме.

Двойной электрический слой подобен плоскому конденсатору, одна из обкладок которого представляет собой заряженную поверхность металла, а другая – заряженный слой ионов в растворе у поверхности металла. Между разноименно заряженными обкладками и возникает разность, или скачок, потенциала  $\Delta\varphi$ . Образование такого двойного электрического слоя, как указано на рис.4,а, обусловлено легкой окисляемостью металла; это характерно для активных металлов (Mg, Zn, Fe и т.д.).

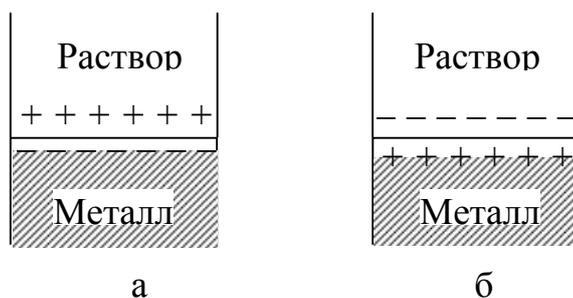


Рис. 4. Двойной электрический слой:  
 а – раствор заряжен положительно, металл – отрицательно;  
 б – раствор заряжен отрицательно, металл – положительно

У малоактивных металлов, таких, как Cu, Ag, Au, когда металл окисляется с трудом, часть гидратированных катионов металла, потеряв гидратную оболочку, способна войти в кристаллическую решетку металла, и заряд металла станет положительным за счет катионов, осажденных на пластинке. Оставшийся в растворе избыток анионов сообщит ему отрицательный заряд (рис. 4, б).

*Любой металл, погруженный в раствор электролита, называют электродом.*

Разность потенциалов между электродом и окружающей его водной средой обычно называют *электродным потенциалом металла* ( $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}$ ).

Измерить абсолютную величину потенциала, возникшего на электроде, практически невозможно; поэтому вместо абсолютных потенциалов измеряют относительные, пользуясь для этого так называемыми электродами сравнения.

## 10.2. Стандартный водородный электрод

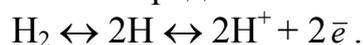
В качестве электрода сравнения для определения электродных потенциалов используется водородный электрод, потенциал которого условно принят равным нулю.

Водородный электрод относится к газовым, то есть к электродам, в которых один из реагентов находится в газообразном состоянии. Такой

электрод состоит из платиновой пластины, контактирующей с газообразным  $H_2$ , находящимся под давлением 101 кПа, и раствором кислоты, в котором активность ионов водорода ( $a_{H^+}$ ) равна 1 моль/л. Так как для протекания электродной реакции необходимы подвод и отвод электронов ( $e^-$ ), то газовые электроды содержат проводники I рода, которые непосредственно в реакции не участвуют и в ходе реакции не меняются. Обычно в качестве проводников I рода используются металлы инертные (Pt, Au) или неметаллы с электронной проводимостью, например графит.

При контакте платины с молекулярным водородом происходит адсорбция его на поверхность платины. Адсорбированный водород взаимодействует с молекулами воды и переходит в раствор в виде ионов  $H^+$ , оставляя в платине электроны ( $e^-$ ). При этом платина заряжается отрицательно (-), а раствор – положительно (+). Возникают двойной электрический слой (ДЭС) и скачок потенциала в нем. Наряду с переходом ионов в раствор идет обратный процесс – образование молекул водорода ( $H_2$ ).

Равновесие на платине можно представить в виде:



Абсолютное значение потенциала водородного электрода не известно. Условно, по международному соглашению электрохимиков, потенциал водородного электрода принят равным нулю, то есть при стандартных условиях:

$$P_{H_2} = 101 \text{ кПа}, T = 298 \text{ К}, a_{H^+} = 1 \text{ моль/л}, \varphi_{2H^+/H_2}^0 = 0.$$

Условное обозначение водородного электрода:



Для определения потенциалов электродов составляют электрохимическую систему, одним из электродов которой является измеряемый, вторым – стандартный водородный электрод. Схему такого элемента записывают следующим образом: слева –  $H_2$ -электрод, справа – измеряемый электрод. Например, схема для измерения потенциала цинкового электрода имеет вид:



Схема элемента для измерения потенциала медного электрода:



ЭДС элемента равна разности потенциалов правого и левого электродов:

$$E = \varphi_{пр} - \varphi_{л}.$$

А так как потенциал левого электрода  $\varphi_{л} = 0$ , то ЭДС измеряемого элемента будет равна потенциалу правого электрода.

Таким образом, электродный потенциал – это ЭДС электрохимической системы, в которой справа расположен данный электрод, а слева – стандартный водородный электрод.

ЭДС водородно-цинкового элемента:

$$E = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 - \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0.$$

ЭДС водородно-медного элемента:

$$E = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0.$$

Знак электродного потенциала (в соответствии с Международной конвенцией) будет отрицательным ( $E < 0$ ), если в паре со стандартным водородным электродом на нем будет происходить окисление, и положительным ( $E > 0$ ), если в паре со стандартным водородным электродом на нем будет происходить восстановление.

В табл. 3 в порядке возрастания алгебраических величин приведены значения стандартных потенциалов для ряда металлов:  $\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$ . Стандартный потенциал – это потенциал, измеренный при стандартных условиях:  $T=298 \text{ K}$ ,  $P=101 \text{ кПа}$  и концентрации (активности) ионов металла, равной единице ( $C_{\text{Me}^{n+}} = 1 \text{ моль/л}$ ).

Т а б л и ц а 3

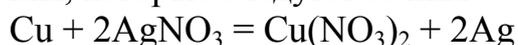
Стандартные электродные потенциалы некоторых металлов  
(ряд напряжений металлов)

Электрод	Электродный процесс (реакция)	Нормальный электродный потенциал ( $\varphi^0$ ), В	Электрод	Электродный процесс (реакция)	Нормальный электродный потенциал ( $\varphi^0$ ), В
1	2	3	4	5	6
$\text{Li}^+ \text{Li}$	$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Li}$	-3,01	$\text{Cd}^{2+} \text{Cd}$	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}$	-0,40
$\text{K}^+ \text{K}$	$\text{K}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{K}$	-2,92	$\text{Co}^{2+} \text{Co}$	$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}$	-0,28
$\text{Ba}^{2+} \text{Ba}$	$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ba}$	-2,90	$\text{Ni}^{2+} \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}$	-0,25
$\text{Ca}^{2+} \text{Ca}$	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}$	-2,87	$\text{Sn}^{2+} \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}$	-0,14
$\text{Na}^+ \text{Na}$	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}$	-2,71	$\text{Pb}^{2+} \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}$	-0,13
$\text{Mg}^{2+} \text{Mg}$	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}$	-2,36	$\text{H}^+ \text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,00
$\text{Al}^{3+} \text{Al}$	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}$	-1,66	$\text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Mn}^{2+} \text{Mn}$	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}$	-1,18	$\text{O}_2 \text{OH}^-$	$2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$	+0,41
$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}$	-0,76	$\text{Ag}^{2+} \text{Ag}$	$\text{Ag}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ag}$	+0,80
$\text{Cr}^{3+} \text{Cr}$	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}$	-0,74	$\text{Hg}^{2+} \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}$	+0,79
$\text{Fe}^{2+} \text{Fe}$	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$	-0,44	$\text{Pt}^{2+} \text{Pt}$	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt}$	+1,19
			$\text{O}_2 \text{H}_2\text{O}$	$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
			$\text{Au}^{3+} \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}$	+1,50

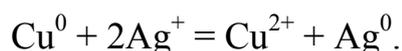
## Следствия, вытекающие из ряда напряжений\*

Электродные потенциалы металлов могут служить сравнительной количественной характеристикой их восстановительной и окислительной способности.

1. Каждый из находящихся в этом ряду металлов вытесняет из растворов их солей все металлы, которые следуют за ним:

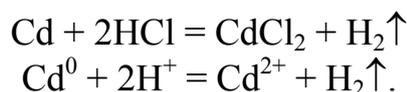


или



При этом вытесняемый металл осаждается на поверхность вытесняющего.

2. Все металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода (то есть имеющие отрицательный электродный потенциал), вытесняют газообразный водород из растворов кислот ( $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб}}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ,  $\text{HI}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_3\text{PO}_4$  и др., кроме  $\text{HNO}_3$  и концентрированной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , то есть кислот, в которых ионы водорода выполняют функцию окислителя) при  $C_{\text{H}^+} = 1\text{M}$ .



3. Восстановительная способность атомов металлов (способность отдавать  $\bar{e}$ ) уменьшается от начала к концу ряда.

4. Окислительная способность ионов металлов (способность присоединять  $\bar{e}$ ) уменьшается от конца к началу ряда.

5. Ряд стандартных электродных потенциалов позволяет решить вопрос о направлении самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций.

Если из двух электродов составить электрохимическую цепь, то при работе электроны будут самопроизвольно переходить от отрицательного электрода к положительному, то есть от электрода с более низким значением потенциала к электроду с более высоким значением потенциала.

## 10.3. Уравнение Нернста

Величина равновесного потенциала зависит от следующих факторов:

- 1) природы металла, то есть его химической активности;
- 2) температуры среды;
- 3) активности ионов металла в растворе;
- 4) числа электронов, принимающих участие в электродной реакции.

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = f\left(\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0, T, a_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}, n_{\bar{e}}\right).$$

---

\* Необходимо иметь в виду, что эти выводы справедливы лишь для стандартных условий.

В целом эта зависимость выражается уравнением Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{Me}^{n+}}}{a_{\text{Me}}}. \quad (10)$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К);  
 $n_e$  – число электронов, принимающих участие в электродной реакции (или заряд иона металла);

$T$  – температура, К;

$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0$  – стандартный электродный потенциал, характеризующий природу металла (то есть при  $a_{\text{Me}^{n+}} = 1$  моль/л);

$F$  – постоянная Фарадея, равная 96500 Кл/моль (экв);

$\text{Me}^{n+}/\text{Me}$  – условная запись электрод-электролит, причем  $\text{Me}^{n+}$  – окисленная форма металла;  $\text{Me}$  – восстановленная форма.

Подставим в формулу Нернста числовые значения  $F$ ,  $R$  и заменим натуральный логарифм на десятичный, а активность – на концентрацию\* ( $C_{\text{Me}^{n+}}$ ,  $C_{\text{Me}}$ ), принимаем при этом концентрацию металла равной 1, в результате получим при  $T = 298$  К:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}. \quad (11)$$

Например, для системы  $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}$  электродный потенциал выразится уравнением

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Zn}^{2+}},$$

где  $n = 2$  ( $\text{Zn} - 2e \leftrightarrow \text{Zn}^{2+}$ ).

Если концентрация ионов цинка равна единице ( $C_{\text{Zn}^{2+}} = 1$  моль/л), то ( $\lg 1 = 0$ ) потенциал цинка становится равным его стандартному потенциалу:

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg 1 = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0.$$

Таким образом, стандартный электродный потенциал представляет собой частный случай равновесного потенциала.

---

\* Для более точных расчетов необходимо использовать активность, связь которой с концентрацией выражается уравнением  $a = fC$ , где  $f$  – коэффициент активности.

## 10.4. Электроды

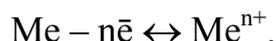
В электрохимической практике различают электроды I, II рода, газовые и некоторые специальные.

**Электроды I рода** – это полуэлементы, состоящие из металла, погруженного в раствор собственных ионов.

Схема электрода:



Электродная реакция:



Уравнение Нернста для электродов I рода:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \cdot \lg C_{\text{Me}^{n+}}. \quad (12)$$

*Потенциал электрода I рода определяется концентрацией ионов металла.*

**П р и м е р .** Для системы  $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$  (цинкового электрода, помещенного в раствор собственных ионов) электродный потенциал выражается уравнением

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 + \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Zn}^{2+}}.$$

Если  $C_{\text{Zn}^{2+}} = 1$  моль/л, то  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76$  В (потенциал цинкового электрода равен его стандартному потенциалу, так как при  $\lg 1 = 0$  второй член уравнения равен нулю).

Если  $C_{\text{Zn}^{2+}} = 0,001$  моль/л, то

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,001 = -0,847 \text{ В}.$$

*Зависимость величины электродного потенциала от природы металла характеризуется величиной стандартного электродного потенциала ( $E^0$ ).*

**Газовые электроды** состоят из металлического проводника, контактирующего одновременно с газом и раствором, содержащим ионы этого газа. Металлический проводник служит для подвода и отвода электронов и является катализатором электродной реакции. Металлический проводник не должен посылать в раствор собственные ионы. Лучше всего удовлетворяют этому условию платина и другие инертные металлы.

Так как в равновесных электродных реакциях газовых электродов участвуют газовые компоненты, то электродные потенциалы этих электродов зависят от парциальных давлений газов.

**Водородный электрод** состоит из платиновой пластины, контактирующей с газообразным водородом ( $\text{H}_2$ ) и раствором кислоты ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

Схема электрода:



Электродная реакция:



Уравнение Нернста для расчета потенциала:

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = \varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 + \frac{0,059}{2} \cdot \lg \frac{a_{\text{H}^+}^2}{P_{\text{H}_2}}. \quad (13)$$

Учитывая, что  $\lg a_{\text{H}^+} = -\text{pH}$ , а  $\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0$ , получим:

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,0295 \cdot \lg P_{\text{H}_2} - 0,059 \text{ pH}, \quad (14)$$

где  $P_{\text{H}_2}$  – парциальное давление  $\text{H}_2$ ;  $a_{\text{H}^+}$  – активность ионов  $\text{H}^+$ .

Потенциал водородного электрода становится меньше с увеличением давления водорода и pH.

Если  $P_{\text{H}_2} = 1$  атм, то

$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{ pH}.$$

**Пример.** Определить потенциал водородного электрода в 0,001 М растворе серной кислоты.

Потенциал электрода определим по формуле

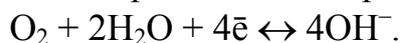
$$\varphi_{\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,059 \text{ pH} = -0,059 \cdot 3 = -0,177 \text{ В}; \text{ pH} = -\lg 0,001 = 3.$$

Аналогичен водородному **кислородный электрод**, в котором металлический электрод (например платина) находится в равновесии с газообразным растворенным кислородом, а также продуктами его восстановления. На границе раздела платина – раствор создается двойной электрический слой; сам электрод при этом заряжается положительно.

Схема кислородного электрода:



В нейтральных и щелочных средах на электроде реализуется уравнение



Выражение равновесного потенциала кислородного электрода\* имеет вид:

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 1,23 + 0,0147 \lg P_{\text{O}_2} - 0,059 \text{ pH}. \quad (15)$$

*Потенциал кислородного электрода становится больше с увеличением давления кислорода и уменьшением pH.*

Если  $P_{\text{O}_2} = 1$  атм, то

$$\varphi_{\text{O}_2/\text{OH}^-} = 1,23 - 0,059 \text{ pH}.$$

---

\* Выводится аналогично уравнению (14) с учетом электродной реакции для кислородного электрода и с заменой  $a_{\text{OH}^-}$  посредством ионного произведения воды на pH.

## 10.5. Гальванические элементы

*Гальванический элемент* – это преобразователь химической энергии (окислительно-восстановительной реакции) в электрическую энергию.

*Электрическим током* называют направленное перемещение электрических зарядов (электронов) по проводнику.

Чтобы получить электрический ток в проводнике, необходимо создать разность потенциалов на концах проводника. Так, например, если медную и цинковую пластинки погрузить в растворы их солей, разделенные пористой перегородкой, и затем внешние концы пластинок соединить проводником первого рода (внешняя цепь), то в проводнике получим направленный поток электронов от Zn (более активного металла) к Cu (менее активному металлу) и одновременное перемещение анионов в электролите от медного электрода к цинковому (внутренняя цепь) (рис. 5).

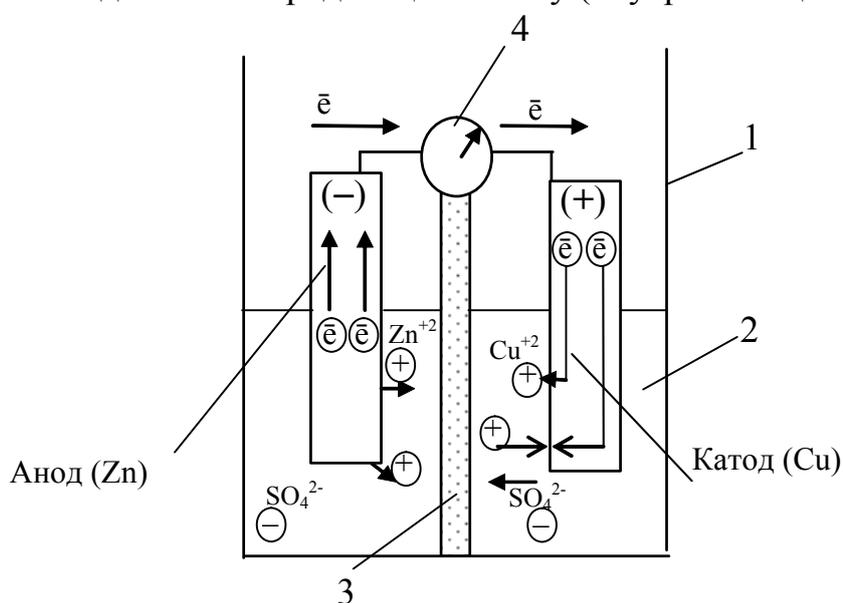


Рис. 5. Схема гальванического элемента Якоби – Даниэля.  
 "+" – анод внешней цепи; "-" – катод внешней цепи; А – анод внутренней цепи;  
 К – катод внутренней цепи; 1 – батарейный стакан; 2 – раствор электролита;  
 3 – пористая перегородка; 4 – гальванометр

Уход электронов с цинковой пластинки (анода) вызывает дальнейший переход его ионов в раствор – процесс окисления. На медной пластинке (катоде) одновременно происходит процесс восстановления ионов металла, находящихся в растворе. Следовательно, при работе гальванического элемента на электродах происходят следующие процессы:

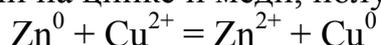
на цинке (-), аноде, – окисление  
 $Zn^0 - 2\bar{e} \rightarrow Zn^{2+}$ .

Цинк растворяется (концентрация ионов цинка повышается).

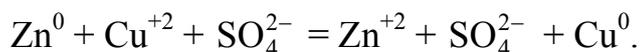
на меди (+), катоде, – восстановление  
 $Cu^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow Cu^0$ .

Выделяется металлическая медь (концентрация ионов меди понижается).

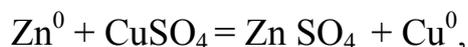
Сложив уравнения реакций на цинке и меди, получим:



или



Это уравнение равноценно суммарному уравнению реакции



при которой гальванический элемент дает электрическую энергию (*токообразующая реакция*).

Замыкание внутренней цепи происходит следующим образом. Так как вследствие работы гальванического элемента около цинкового электрода (в анолите\*) создается избыток ионов  $\text{Zn}^{2+}$  и раствор заряжается положительно, а около медного (в католите\*) – избыток  $\text{SO}_4^{2-}$  и раствор заряжается отрицательно, то возникает усиленная диффузия ионов  $\text{SO}_4^{2-}$  через пористую перегородку справа налево. Концентрация  $\text{ZnSO}_4$  при этом повышается, а концентрация  $\text{CuSO}_4$  – понижается.

Электроны всегда будут перемещаться по проводнику от электрода с меньшим значением потенциала (Zn) к электроду с бóльшим значением потенциала (Cu). Поэтому *отрицательным* полюсом гальванического элемента будет цинковый электрод, а *положительным* – медный.

**Таким образом, действие всякого гальванического элемента основано на окислительно-восстановительных процессах, которые происходят на электродах и в результате которых создается разность потенциалов, возникают поток электронов от анода к катоду по внешней цепи и движение ионов в электролите: анионов – к аноду, катионов – к катоду.**

Для того чтобы работал гальванический элемент, не обязательно погружать металлические пластинки в растворы своих солей. Важно лишь наличие (в растворе электролита или на электроде) окислителя, который мог бы принять электроны, приходящие от отрицательного электрода на положительный.

Так, например, при погружении цинковой и медной пластин в раствор серной кислоты мы получим гальванический элемент (элемент Вольта), который можно использовать в качестве химического источника электрической энергии.

Для условного изображения гальванических элементов принята специальная форма записи, при которой все составляющие их вещества записываются подряд в одну строчку. Начинается запись с отрицательного электрода (анода), одна вертикальная черточка на схеме означает границу

---

\* Часть электролита, примыкающая к аноду, называется анолитом, а часть, примыкающая к катоду, – католитом.

между металлом и раствором, а две линии – границу между растворами. Например, электрохимическая схема медно-цинкового гальванического элемента записывается следующим образом:



## 10.6. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента

Максимальная разность потенциалов электродов гальванического элемента называется *электродвижущей силой* (ЭДС) или напряжением.

Для расчета ЭДС гальванического элемента необходимо из потенциала электрода с бóльшим значением (катод) вычесть потенциал электрода с меньшим значением (анод):

$$E = \varphi_{\text{к}} - \varphi_{\text{а}}, \quad (16)$$

где  $E$  – ЭДС;

$\varphi_{\text{к}}$  – потенциал катода;

$\varphi_{\text{а}}$  – потенциал анода.

Например, для вычисления ЭДС медно-цинкового гальванического элемента, когда металлы погружены в растворы их солей с концентрацией ионов 1 моль/л, надо из нормального электродного потенциала меди +0,34 В (см. табл. 3) вычесть нормальный электродный потенциал цинка – 0,76 В:

$$E^0 = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = 0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В},$$

где  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$  и  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0$  – стандартные электродные потенциалы меди и цинка.

Чем дальше друг от друга расположены два металла в ряду напряжений, тем больше ЭДС построенного из них гальванического элемента. Так, если вместо цинкового электрода взять магниевый, то стандартная ЭДС ( $E^0$ ) этого элемента будет

$$E^0 = \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = 0,34 - (-2,34) = 2,68 \text{ В}.$$

**Пр и м е р .** Вычислить ЭДС гальванического элемента, состоящего из цинкового электрода, погруженного в раствор нитрата цинка, с молярной концентрацией ионов цинка, равной  $10^{-4}$  моль/л и серебряного электрода, погруженного в раствор нитрата серебра ( $10^{-2}$  моль/л). Составьте схему этого элемента. Напишите уравнения электронных процессов.

**Р е ш е н и е .** ЭДС ( $E$ ) гальванического элемента определяется разностью потенциалов электродов, составляющих данный элемент:

$$E = \varphi_{\text{К}} - \varphi_{\text{А}}.$$

Электродные потенциалы серебра и цинка вычисляем по формуле Нернста:

$$\varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = \varphi_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg a_{\text{Me}^{n+}},$$

где  $\varphi^0$  — стандартный потенциал металла (см. табл.3).

$$\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,8 \text{ В}; \quad \varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76 \text{ В}.$$

Таким образом,

$$\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,8 \text{ В} + 0,59 \lg 0,01 = 0,8 + (-0,118) = 0,682 \text{ В};$$

$$\varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = -0,76 \text{ В} + \frac{0,059}{2} \lg 0,0001 = -0,76 + (-0,118) = -0,878 \text{ В}.$$

Исходя из значений потенциалов, цинк является анодом, серебро — катодом гальванического элемента.

ЭДС элемента:

$$E = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 - \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = 0,682 - (-0,878) = 1,5 \text{ В}.$$

Работу гальванического элемента определяют электродные реакции:



Схема элемента следующая: (-)  $\text{Zn}|\text{Zn}(\text{NO}_3)_2||\text{AgNO}_3|\text{Ag}(+)$ .

## 10.7. Концентрационный гальванический элемент

Значения электродных потенциалов металлов, приведенные в ряду напряжений (см. табл. 3), сохраняются только для стандартных условий. При изменении условий (в особенности концентрации электролита, содержащего одноименные с электродом ионы) величина электродного потенциала данного электрода меняется.

**Пример.** Вычислить электродный потенциал цинка, погруженного в 0,001 М раствор сульфата цинка при 25 °С.

Решение:  $\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,76$  (по табл. 3);

$$[\text{Zn}^{2+}] = 10^{-3} \text{ моль/л (по условию задачи);}$$

$$\varphi_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^C = 0,76 + \frac{0,0592}{2} \lg 10^{-3} \approx -0,85 \text{ В}.$$

Из примера видно, что при концентрации ионов в растворе, меньшей, чем 1 моль/л, потенциал цинка становится меньше. Очевидно, что при увеличении концентрации ионов металла в растворе потенциал данного металла будет больше его стандартного значения.

Изучение влияния концентрации раствора соли на величину электродного потенциала металла приводит к заключению, что возможно построение гальванического элемента, оба электрода которого сделаны из

одного и того же металла с одинаковыми физическими и химическими свойствами, если они погружены в растворы, имеющие неодинаковые концентрации ионов металла ( $C_1 \neq C_2$ ).

В гальванических элементах такого типа ЭДС возникает вследствие разницы концентраций, и поэтому они называются *концентрационными*. На рис. 6 дана схема концентрационного элемента, в котором оба электрода изготовлены из одного и того же металла, но благодаря разности концентраций соли величины их электродных потенциалов неодинаковы, что и требуется для возникновения ЭДС.

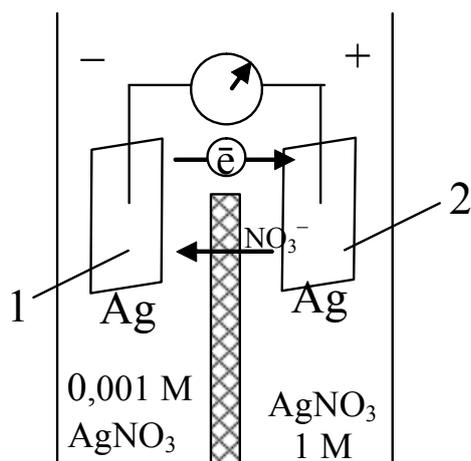


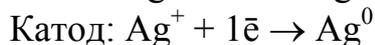
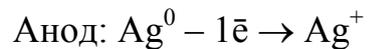
Рис. 6. Схема концентрационного элемента:  
1 – анод; 2 – катод

Электрод, погруженный в раствор с большей концентрацией соли, будет катодом по отношению к электроду, помещенному в раствор с меньшей концентрацией. Следовательно, при замыкании внешней цепи поток электронов устремится слева направо. В результате на правом электроде (катоде) будет выделяться серебро (процесс восстановления), а левый электрод – анод – станет постепенно растворяться (процесс окисления). При этом в правой части элемента будут накапливаться анионы  $\text{NO}_3^-$ , а в левой – катионы  $\text{Ag}^+$ , которые диффундируют навстречу друг другу через пористую перегородку, причем в основном перемещаются более подвижные ионы  $\text{NO}_3^-$ :

Схема элемента:



Электродные реакции:



ЭДС элемента:

$$E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}}$$

$$\varphi_{\text{катода}} = \varphi_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,8 \text{ В } (C_{\text{Ag}}=1 \text{ моль/л})$$

$$\varphi_{\text{анода}} = \varphi_{\text{Ag}}^0 + \frac{0,059}{1} \lg C_1 = +0,8 + 0,059 \lg 10^{-3} = 0,8 + 0,059 (-3) = 0,623 \text{ В.}$$

$$E = \varphi_{\text{катода}} - \varphi_{\text{анода}} = +0,8 - 0,623 = 0,177 \text{ В.}$$

## Вопросы и задачи

1. Что такое электрод? Что такое электродный потенциал? При каких условиях электродный потенциал металла называется стандартным?

2. Что собой представляет двойной электрический слой? Как он образуется? Как образуется скачок (разность) потенциалов между электродом и окружающей водной средой?

3. Какой электрод принят в качестве эталона для определения электродных потенциалов металлов? Какова условная величина его электродного потенциала?

4. Какие металлы не могут вытеснять водород из кислот? Почему?

5. Можно ли с помощью металлического железа удалить из раствора ионы натрия, магния, ртути, серебра?

6. Между какими из указанных металлов и водных растворов солей произойдут реакции? Напишите уравнения в ионной форме.



7. Какие металлы и в какой последовательности будут выделяться, если:

а) железная пластинка погружена в раствор, содержащий одновременно  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{SnSO}_4$ ;

б) цинковая пластинка погружена в раствор, содержащий одновременно  $\text{LiNO}_3$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ;

в) кадмиевая пластинка погружена в раствор, содержащий одновременно  $\text{MnSO}_4$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NiSO}_4$ ,  $\text{AgNO}_3$ ?

8. Какие устройства называют гальваническими элементами?

9. Какие процессы обеспечивают работу гальванического элемента? Какие химические процессы протекают у отрицательного и положительного электродов? Приведите пример.

10. Как построить гальванический элемент, в котором электрический ток будет получаться в результате реакции  $\text{Zn} + \text{NiSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Ni}$ ?

11. Выразите процессы, протекающие на электродах, и суммарную токообразующую реакцию в элементе, составленном по электрохимической схеме: (-)  $\text{Mg}|\text{MgSO}_4||\text{AgNO}_3|\text{Ag}(+)$ . В каком направлении перемещаются электроны во внешней цепи?

12. Дать схему гальванического элемента, составленного из магниевой и свинцовой пластинок, опущенных в растворы их азотнокислых солей. Указать направление движения электронов в цепи и ионов в растворе. Написать уравнения электродных процессов и вычислить ЭДС элемента при использовании 1 М растворов солей  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ .

13. Как зависит электродный потенциал от концентрации ионов в растворе? Приведите формулу Нернста.

14. Какие гальванические элементы называют концентрационными? Приведите пример. На чем основано действие концентрационных элементов?

15. Написать электрохимическую схему гальванического элемента, составленного из двух никелевых электродов, один из которых погружен в 0,001 М раствор, а другой – в 2 М раствор сульфата никеля. Вычислите ЭДС этого элемента.

16. На чем основан принцип действия газовых электродов? Как возникает электродный потенциал у газовых электродов? Приведите пример газового электрода.

17. В чем сходство водородного электрода с металлическим, в чем различие?

18. Составьте электрохимические схемы гальванических элементов из следующих электродов:

а) нормального (стандартного) водородного электрода и никелевой пластинки, погруженной в 0,1 М раствор  $\text{NiSO}_4$ ;

б) нормального водородного электрода и цинковой пластинки, погруженной в 0,001 М раствор  $\text{ZnSO}_4$ .

Написать электрохимические уравнения процессов, протекающих на электродах. Определить ЭДС каждого гальванического элемента.

19. При какой концентрации ионов  $\text{Cu}^{2+}$  значение  $\varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$  станет равно значению  $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0$  ?

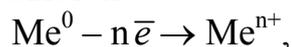
20. Потенциал кадмиевого электрода при 298 К составил -0,52 В. Какова концентрация ионов кадмия в растворе?

## 11. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Коррозия – это самопроизвольный процесс разрушения металла под воздействием окружающей среды. В общем виде выражается схемой

металл + агрессивный компонент → продукт коррозии.

По своей сути коррозия — окислительно-восстановительный процесс, в котором металл всегда окисляется:



а агрессивный компонент (окислитель) восстанавливается:

окислитель +  $\bar{e}$  → продукт восстановления.

Основная причина коррозии металлов и сплавов – их термодинамическая неустойчивость. Как правило, в природе встречаются в чистом виде только благородные металлы (Pt, Au, Ag и т.п.), остальные – в виде соединений с неметаллами (минералы, руды). Причина этого – большая химическая активность металлов по отношению к кислороду и другим неметаллическим элементам – сере, хлору, фосфору и т.п.

Для получения большинства металлов из их природных соединений необходимы затраты энергии. Энергия накапливается в металле как свободная энергия. Это и определяет термодинамическую неустойчивость металлов, то есть способность переходить в окисленное состояние, характеризующееся меньшей энергией. Коррозия сопровождается выделением энергии, причем переход этой энергии в тепло носит случайный характер (в пространстве и времени). Тепло рассеивается в пространстве, и практическое использование его невозможно. Продукты коррозии обычно тоже рассеиваются в пространстве.

Коррозионные процессы протекают, как правило, на границе раздела фаз при взаимодействии твердого вещества с газом или жидкостью, то есть взаимодействие происходит по гетерогенному типу.

Простейшую схему гетерогенного процесса можно представить в виде следующих основных стадий:

- а) перенос реагирующего вещества к поверхности раздела фаз (то есть перенос окислителя к поверхности металла);
- б) собственно гетерогенная реакция (окисление металла);
- в) отвод продуктов реакции из реакционной зоны.

Скорость коррозии определяется скоростью процессов самой медленной стадии.

В зависимости от условий взаимодействия металла со средой различают химическую и электрохимическую коррозию. Оба эти процесса представляют окисление металла.

## 11.1. Химическая коррозия металлов

При химической коррозии атом металла, окисляясь, отдает свои электроны непосредственно молекулам, атомам или ионам окислителя. Переход металла в окисленное состояние происходит одновременно с восстановлением окислителя (рис. 7). Примером химической коррозии может служить разрушение металлов при взаимодействии с сухими газами ( $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $SO_2$  и др.), жидкими неэлектролитами – нефтью, бензином и т.д.

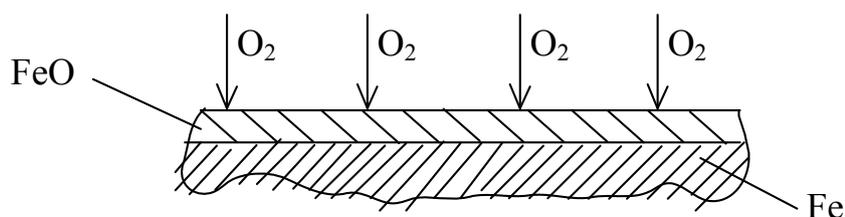
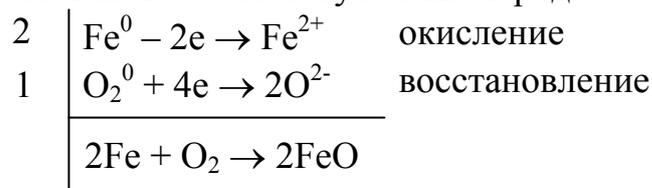


Рис.7. Схема химической коррозии

На поверхности металла протекает процесс одновременного окисления железа и восстановления кислорода с непосредственным переходом электронов от атомов железа к молекулам кислорода.



*Скорость химической коррозии определяется в основном свойствами металла, характером образующейся на его поверхности пленки продуктов (в нашем примере — оксида железа). Чем плотнее структура такой пленки, тем медленнее молекулы окислителя проникают через нее к поверхности металла и тем меньше, соответственно, скорость коррозии. Например, оксиды железа обладают рыхлой структурой, не препятствующей диффузии молекул O<sub>2</sub> к поверхности металла. Поэтому железо (сталь, чугун) в атмосфере кислорода корродирует весьма интенсивно.*

В то же время такие металлы, как Al, Mg, Zn, Cr, Ti, Be, Ni, Cu и некоторые другие, при взаимодействии с кислородом образуют плотные оксидные пленки, которые препятствуют диффузии молекул O<sub>2</sub> к поверхности металла. Поэтому такие металлы устойчивы в атмосфере кислорода .

Наряду со свойствами продуктов коррозии сильное влияние на скорость процесса оказывают температура и давление; с их повышением скорость коррозии обычно возрастает.

## 11.2. Электрохимическая коррозия

*Электрохимическая коррозия – это процесс разрушения металлов под действием электропроводной окружающей среды (электролита).*

Поверхность любого реального металла или сплава\* электрохимически гетерогенна (неоднородна), то есть имеет участки, различающиеся по величине электродного потенциала. Поэтому в большинстве практических случаев протекание коррозии характеризуется локализацией анодного (окисление) и катодного (восстановление) процессов на различных участках поверхности металла. Таких участков на поверхности металла может быть много (до сотни на 1 м<sup>2</sup> поверхности металла – это микроэлектроды). Такие электроды – микропары (анод – катод) – начинают функционировать при контакте металла с влажной средой, что со временем приводит к разрушению металла. Причины образования таких микропар самые разнообразные: неоднородность металлической фазы, жидкой фазы и физических условий. Среди причин, вызывающих неоднородность поверхности металла, следует отметить неоднородность самого металла: химическую или физическую.

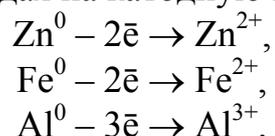
*Химическая неоднородность* обусловлена в основном составом сплава или примесями в металле. Например, наиболее распространенные в технике сплавы на основе железа – **стали** – могут содержать такие компоненты, как хром, никель, углерод и т.д., потенциалы которых выше потенциала железа. Данные компоненты сплава в процессе коррозии обычно являются катодами. Причем разность потенциалов ( $\Delta E$ ) на поверхности металла в этом случае может достигать 1 В.

*Физическая неоднородность* поверхности металла определяется многими факторами, в том числе шероховатостью поверхности ( $\Delta E$  в этом случае составляет 0,01-0,1 В) и внутренними напряжениями в металле.

Физические условия протекания процесса коррозии, такие, как скорость движения электролита, его состав, давление, температура и т.д., также могут изменить потенциалы на различных участках поверхности металла. (Вклад  $\Delta E$  в этом случае составляет примерно от 0,01 до 0,5 В.)

В процессе работы микропар анод – катод протекают одновременно два электродных процесса.

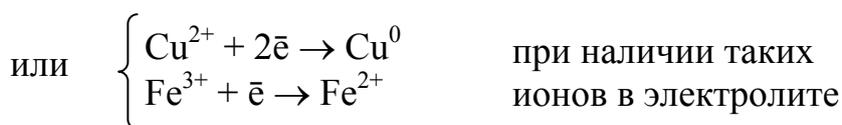
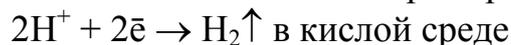
**Анодный** – процесс перехода ионов металла в раствор, электроны ( $\bar{e}$ ) при этом остаются на поверхности металла и могут свободно перемещаться внутри металла, попадая на катодную поверхность. Например:



---

\* Сплав – это система, содержащая основной металл и различные добавки для улучшения физико-химических свойств металла, а также примеси, сопутствующие получению сплава.

**Катодный** – потребление избыточных электронов атомами или молекулами окислителя:  $Ox + n e^- \rightarrow Red^*$ . Например:



Оба указанных процесса протекают сопряженно, и замедление одного из них приводит к торможению другого.

Материальный эффект процесса коррозии – разрушение металла – обычно проявляется на аноде.

Схема процесса коррозии в кислой среде, где окислителем являются ионы водорода, показана на рис. 8.

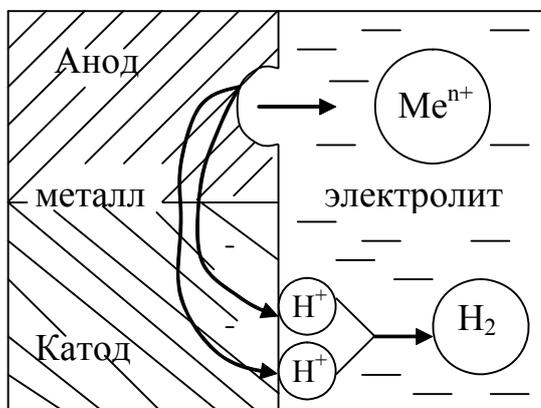


Рис. 8. Схема коррозионного процесса в кислой среде

Условное обозначение (–) **Me** | электролит,  $H^+$ ,  $pH < 7$  | **Me** (+).

Электродные реакции:



Таким образом, суммарный процесс коррозии складывается из трех стадий, включающих:

- 1) анодный процесс;
- 2) перемещение зарядов в проводниках (в металле и электролите);
- 3) катодный процесс.

Возможность протекания электрохимического коррозионного процесса определяется условиями, аналогичными для работы гальванического элемента, то есть ЭДС должна быть больше нуля ( $E > 0$ ). В этом случае  $\varphi_{\text{анода}} < \varphi_{\text{катода}}$ . Следовательно, процесс коррозии возможен, если потенциал металла меньше потенциала окислителя:  $\varphi_{Me} < \varphi_{Ox}$ .

\*  $Ox$  – окислитель в окружающей среде,  $Red$  – восстановленная форма окислителя.

Таким образом, процесс коррозии подобен процессу, протекающему в гальваническом элементе, с той лишь разницей, что возникающий в процессе коррозии ток идет на разрушение самого металла без совершения полезной электрической работы, и этот процесс необратим. Поэтому скорость электрохимической коррозии определяется величиной коррозионного тока.

Рассмотрим механизм электрохимической коррозии на примере разрушения железа, содержащего примеси меди, в среде электролита (рис. 9).

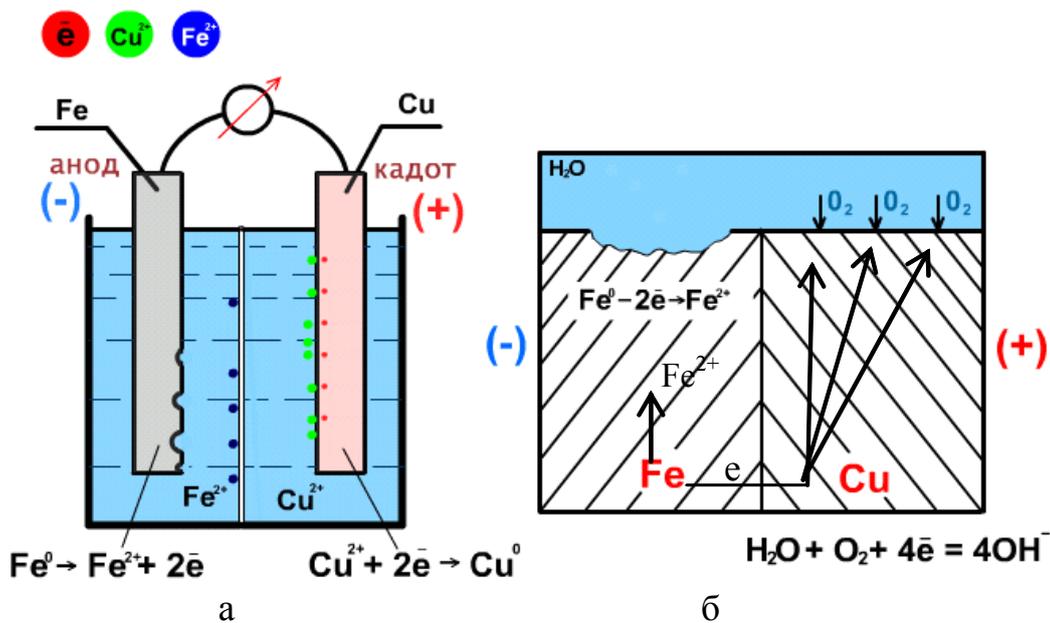
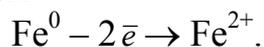


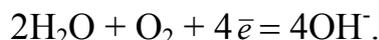
Рис.9. Схема электрохимической коррозии:  
 а – обычный железо-медный гальванический элемент;  
 б – короткозамкнутый коррозионный гальванический элемент

Как известно, на любом металлическом электроде, погруженном в раствор электролита, возникает избыточный отрицательный заряд, вызванный растворением металла и переходом его ионов ( $Me^{n+}$ ) в раствор. Если два таких электрода соединить металлическим проводником, то образуется гальванический элемент, в котором электроны движутся от электрода с меньшим потенциалом (анода) к электроду с большим потенциалом – катоду. Коррозионный гальванический элемент отличается от обычного только тем, что в нем электроды соединены не проводником, а находятся в непосредственном контакте. При этом, как правило, металл с меньшим значением стандартного электродного потенциала окисляется (является анодом), а металл с большим стандартным потенциалом является катодом. В нашем примере анодом служит железо  $\varphi_{Fe^{2+}/Fe}^0 = -0,44$  В, а катодом – медь  $\varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0 = 0,34$  В.

Независимо от характера электролита, *анодный процесс* в данном случае выражается уравнением



Катодный процесс при электрохимической коррозии определяется характером электролита. Например, при атмосферной коррозии в нейтральной среде электролитом служит вода, а окислителем — растворенный в ней кислород:



Суммарное уравнение процесса атмосферной коррозии железа в нейтральной среде выглядит следующим образом:



Под действием кислорода  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  окисляется в гидроксид железа(III), который модифицируется затем в ржавчину:

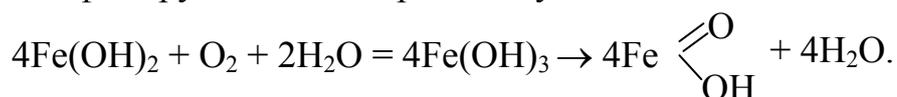


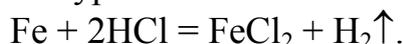
Схема короткозамкнутого коррозионного элемента в данном случае выглядит так:



В кислой среде (например в растворе  $\text{HCl}$ ) образуется коррозионный гальванический элемент



где окислителем являются ионы  $\text{H}^+$ . Суммарный процесс коррозии железа в соляной кислоте выразится уравнением



Электродные реакции:   анод (Fe):  $\text{Fe} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$ ,  
   катод (Cu):  $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\uparrow$ .

Роль меди в рассматриваемом примере сводится к переносу электронов от атомов железа к окислителю. При этом необходимо подчеркнуть, что в результате такого участия меди в процессе коррозия железа протекает значительно интенсивнее, чем разрушение чистого металла в той же среде.

Роль катода в коррозионном элементе могут играть не только примеси более пассивного металла. В техническом железе катодом могут служить, например, зёрна цементита ( $\text{Fe}_3\text{C}$ ) или углерода.

К возникновению коррозионных гальванических пар электродов может привести неодинаковый доступ кислорода к разным участкам поверхности металла (**эффект дифференциальной аэрации**). При этом у активных металлов (Fe, Zn и др.) анодом является участок, к которому доступ кислорода затруднён, а катодом — участок, лучше снабжаемый кислородом. Для менее активных металлов (Pb, Cu) наблюдается обратная картина: анод — это участок, лучше снабжаемый кислородом, а катод — участок с пониженным содержанием кислорода.

Эффект дифференциальной аэрации наблюдается в почве с разной проницаемостью кислорода (например, глина, песок) и приводит к разрушению трубопроводов, деталей строительных сооружений. Этот

эффект в морской и речной воде приводит к коррозии металлической обшивки судов (коррозия по ватерлинии).

Скорость электрохимической коррозии зависит от большого числа факторов. Один из основных – это химические свойства металла и продуктов его коррозии. Металлы, образующие нерастворимые в электролите продукты окисления с плотной структурой, корродируют медленно, так как при этом происходит изоляция металла от агрессивной среды. Например, металлы, образующие амфотерные оксиды и гидроксиды, интенсивно корродируют в кислых и щелочных средах: в этих электролитах оксидная или гидроксидная плёнка легко растворяется. Эти металлы устойчивы только в нейтральных растворах.

Металлы, образующие основные оксиды, устойчивы в щелочных средах и легко разрушаются в кислых.

Обычно более устойчивы к коррозии металлы с однородной структурой, содержащие мало примесей, не имеющие внутренних напряжений. И, наоборот, металлические конструкции, работающие под нагрузкой, изготовленные из металла, содержащего значительное количество примесей, более подвержены коррозии. Увеличивает скорость электрохимической коррозии и присутствие в электролитах веществ, повышающих их электропроводность, а также соединений, которые препятствуют образованию на поверхности металла защитной плёнки из продуктов реакции. К последним относятся вещества, содержащие ионы хлора: NaCl, KCl и т.п. Активирующее действие ионов хлора на коррозию металлов объясняется тем, что они, адсорбируясь на поверхности металла, препятствуют образованию сплошной защитной плёнки оксида или гидроксида. По этой причине многие металлы быстро разрушаются в морской воде.

*Важнейшие особенности электрохимической коррозии следующие.*

1. Протекают одновременно и в значительной степени независимо два электродных процесса.

2. Процессы окисления и восстановления локализуются на различных участках поверхности, где их протекание облегчено, то есть энергетически выгодно.

3. Материальный эффект коррозии (растворение металла) проявляется преимущественно на анодных участках металла.

4. Скорость коррозии может быть выражена через плотность коррозионного тока:

$$i = I/S \text{ (A/м}^2, \text{ A/дм}^2\text{)},$$

где  $I$  – коррозионный ток;  $S$  – площадь поверхности анода.

### 11.3. Пассиваторы и активаторы коррозии металлов

Пассивность – это состояние относительно высокой коррозионной стойкости металлов, вызванное замедлением анодной реакции растворения металла. Металл, находящийся в пассивном состоянии, практически не корродирует, например: скорость коррозии хрома (Cr) в пассивном состоянии уменьшается на 5-6 порядков (почти в миллион раз).

Пассивность металлов обычно вызывается окисными плёнками. Например, такой активный металл, как алюминий, на воздухе покрывается плотной эластичной оксидной пленкой  $Al_2O_3$ , которая защищает его от дальнейшей коррозии.

Вещества, вызывающие пассивность металлов, называют *пассиваторами*.

Пассивное состояние обычно наступает при контакте металлов с сильными окислителями. Так, например, холодная концентрированная азотная кислота ( $HNO_3$ ) пассивирует, вызывая образование оксидной защитной пленки, такие металлы, как Al, Fe, Cr. В качестве окислителей в технике часто используют ионы  $CrO_4^{2-}$ ,  $Cr_2O_7^{2-}$ ,  $MnO_4^-$ ,  $NO_2^-$  в виде натриевых или калиевых солей. Для некоторых металлов окислителем может быть и вода, например для титана.

Если образовавшаяся на поверхности металла плёнка рыхлая и легко отделяется от металла, то она не проявляет защитных свойств, напротив, значительно усиливает коррозию. Такая плёнка образуется, например, на поверхности железа при окислении его во влажном воздухе.

Состояние повышенной реакционной способности поверхности металла – *активное состояние*. Оно обусловлено разрушением защитных плёнок и усилением анодного процесса коррозии. Вещества, усиливающие коррозию металлов, называют *активаторами*. Активаторы обычно способствуют разрушению или разрыхлению защитной плёнки, усиливая этим коррозию металла. Например, при наличии в растворе ионов хлора, последние адсорбируются на поверхности металла, разрушая защитную пленку. Действием ионов  $Cl^-$  объясняется быстрое разрушение большинства металлов в морской воде.

Активаторами коррозии алюминия являются соли ртути, металлическая ртуть. Так, если смочить очищенную пластинку алюминия раствором ртути, то образуется ртутная амальгама – сплав алюминия со ртутью. От амальгамированной поверхности плёнка  $Al_2O_3$  ( $AlOOH$ ) отслаивается и перестаёт выполнять свои защитные свойства. Поэтому оставленная на воздухе пластинка быстро покрывается рыхлыми хлопьями  $Al(OH)_3$  – продуктом коррозии алюминия. Кроме того, коррозия усиливается за счёт контакта Al с малоактивным металлом – Hg.

## 11.4. Методы защиты металлов от коррозии

Для защиты металлов от коррозии применяют разнообразные способы, учитывающие особенности металла и условия его эксплуатации.

Все виды защиты можно классифицировать так:

- повышение устойчивости металла к коррозии;
- изоляция поверхности металла от окружающей среды;
- обработка коррозионной среды;
- электрохимическая защита металлов.

### Повышение устойчивости металла

К числу мер, повышающих устойчивость металлов, можно отнести коррозионно-стойкое легирование и термообработку.

*Легирование* – это введение в состав сплава добавок металлов или неметаллов для улучшения определенных технологических свойств, таких, как механическая прочность, пластичность, жаростойкость, коррозионная стойкость и др. Например, для повышения коррозионной стойкости сталей\* используют добавки хрома, никеля, молибдена, кремния и др.

Стали систем Fe – Cr; Fe – Cr – Ni; Fe – Cr – Mo называют "нержавеющими" сталями. Однако этот термин условный и не означает абсолютной стойкости сплавов в агрессивных средах.

Так, пассивируемость сталей, а следовательно, и коррозионная стойкость хромистых сталей (системы Fe – Cr) возрастает с ростом окислительных свойств среды.

В неокислительных средах, например в растворах HCl или разбавленной H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, эти сплавы неустойчивы, так как защитная пассивная пленка на металле не образуется в этих средах.

### Изоляция поверхности металла от окружающей среды

Изоляцию поверхности металла от окружающей среды осуществляют с помощью тонкослойных покрытий. К таким покрытиям относятся:

- 1) металлические покрытия;
- 2) неметаллические неорганические покрытия;
- 3) неметаллические органические (лакокрасочные) покрытия.

Выбор того или иного вида покрытия определяется сроками эксплуатации изделий и скоростью коррозии.

### Металлические покрытия

Нанесение защитных металлических покрытий – один из самых распространенных методов защиты металлов. Эти покрытия не только защищают от коррозии, но и придают металлу некоторые функциональные

---

\* Стали – это сплавы на основе железа.

свойства: твердость, износоустойчивость, электропроводность, паяемость, отражательную способность и т.п.

По способу защитного действия металлические покрытия делятся на *анодные* и *катодные*.

### Анодные покрытия

К анодным относят покрытия металлами, потенциал которых меньше потенциала основного (защищаемого) металла, то есть в паре с защищаемым металлом покрытие является анодом. Например, в качестве анодного покрытия для железа (стали) используют цинк, кадмий.

Такие покрытия защищают металл механически и электрохимически, так как при наличии дефектов в покрытии (поры, царапины, сколы и т.д.) происходит разрушение металла покрытия (рис. 10, а).

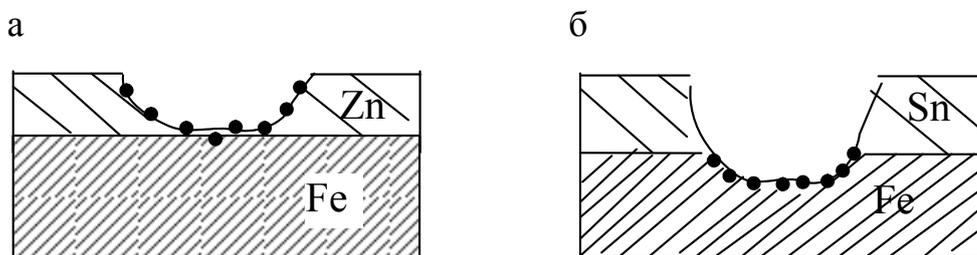


Рис. 10. Схема процесса коррозии при нарушении целостности металлических покрытий на железе:  
а – цинкового (анодное покрытие); б – луженого (катодное покрытие)

### Катодные покрытия

К катодным относят покрытия металлами, потенциал которых больше потенциала основного металла, то есть в паре с защищаемым металлом покрытие является катодом. Например, для железа (стали) используют покрытия оловом, никелем, серебром, медью и т.д. На практике из числа указанных покрытий широко применяется Sn (белая жечь). Для защитно-декоративных целей используют Cu, Ag, Ni, Au и др.

Такие покрытия защищают металл только механически. Малейшее повреждение катодного покрытия и обнажение основного металла ведут к усиленной коррозии защищаемого металла (см. рис. 11, б).

Следует отметить, что пока слой, покрывающий металл, полностью изолирует его от окружающей среды, принципиального различия между катодными и анодными покрытиями нет, так как они чисто механически мешают среде взаимодействовать с металлом. Только при нарушении целостности покрытия создаются условия для возникновения и работы коррозионных гальванических пар.

## Неметаллические неорганические покрытия

Большинство металлов окисляется кислородом воздуха с образованием поверхностных оксидных пленок. Однако эти пленки не всегда обеспечивают защиту от коррозии.

Методами химической или электрохимической обработки можно создать на поверхности металла искусственные пленки, которые обладают значительно более высокой коррозионной стойкостью, чем основной металл.

Существуют различные методы получения таких неметаллических пленок, различающихся химическим составом.

Наиболее распространены *оксидные* и *фосфатные* пленки. По защитным свойствам такие пленки уступают металлическим покрытиям, но при дополнительной обработке их пассивирующими составами или лакокрасочными материалами они значительно повышают коррозионную стойкость металлов и сплавов.

Оксидная пленка хорошо защищает алюминий и его сплавы от атмосферной коррозии; служит хорошим грунтом под лакокрасочное покрытие; хорошо окрашивается в различные цвета, что позволяет использовать ее для декоративных целей; легко пропитывается лаками, маслами, что увеличивает ее защитные свойства.

Пленка отличается достаточной твердостью, хорошо сопротивляется механическому износу и обладает высокими электроизоляционными свойствами.

Оксидная пленка образуется на поверхности алюминия в результате анодного окисления



Оксидное покрытие на стали состоит из магнитного оксида железа, получающегося в результате последовательных превращений:



Толщина такой пленки невелика и составляет 1,0-1,5 мкм.

Защитные свойства оксидной пленки на сталях невысоки, поэтому область применения таких покрытий ограничена.

## Лакокрасочные покрытия

Защита металлов с помощью лакокрасочных покрытий – один из самых распространенных способов борьбы с коррозией. Лакокрасочные покрытия (ЛКП) дешевы и доступны, имеют простую технологию нанесения на поверхность, легко восстанавливаются в случае повреждения, отличаются разнообразием внешнего вида и цвета. Однако такие покрытия имеют невысокую прочность и недостаточную стойкость в водной среде.

Защитное действие лаков и красок заключается в создании на поверхности металла сплошной пленки, которая препятствует его взаимодействию с окружающей средой.

## Обработка коррозионной среды

### Удаление агрессивных компонентов из коррозионной среды

Во многих случаях для защиты оборудования и металлических конструкций от коррозии можно ограничиться изменением коррозионной среды, в частности удалением из нее наиболее агрессивных компонентов, ускоряющих процессы коррозии.

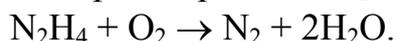
Изменения коррозионной среды можно достигнуть следующими способами:

- удалением кислорода и окислителей с помощью деаэрации раствора, насыщения его азотом или добавления в него поглотителей кислорода;
- удалением кислот и растворенного углекислого газа путем нейтрализации раствора гашеной известью (гидроксидом кальция) или гидроксидом натрия;
- удалением из воды, воздуха, твердых частиц и агрессивных компонентов с помощью фильтрации или адсорбции.

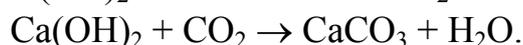
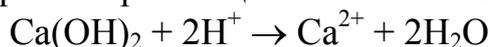
Для снижения концентрации растворенного кислорода используется гидразин или сульфит натрия.



Взаимодействие гидразина с растворенным  $\text{O}_2$  идет по схеме



Избыток водородных ионов и растворенный в воде углекислый газ удаляют из раствора при нейтрализации гашеной известью  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ :



### Ингибиторы коррозии

*Ингибиторы коррозии* – это вещества, которые заметно уменьшают скорость коррозии металла при введении их в коррозионную среду в небольших количествах.

Защиту ингибиторами применяют в системах с постоянным или малоизменяемым объемом коррозионной среды, например в резервуарах, цистернах, паровых котлах, системах охлаждения, при кислотном травлении металлов, а также при хранении и транспортировке металлических изделий.

Механизм действия большинства ингибиторов заключается в изменении состояния поверхности металла вследствие адсорбции ингибитора на его поверхности или образования с катионами металла труднорастворимых

соединений. При этом происходят экранирование анодных или катодных (или тех и других одновременно) участков поверхности и исключение их из коррозионного процесса. Соответственно этому ингибиторы по их действию делят на *катодные, анодные и смешанные*.

**Неорганические ингибиторы.** В качестве неорганических ингибиторов используют соединения, содержащие катионы:  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$ ,  $\text{Ni}^{2+}$ ,  $\text{As}^{3+}$ ,  $\text{Bi}^{3+}$ ,  $\text{Sb}^{3+}$  (катодные ингибиторы) или анионы:  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{SiO}_3^{2-}$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$  (анодные ингибиторы). Эти ингибиторы наиболее эффективны в нейтральных и щелочных средах.

**Органические ингибиторы** – это соединения в основном смешанного действия, то есть они воздействуют на скорость как катодной, так и анодной реакции. Эти ингибиторы чаще применяют при кислотном травлении металлов для очистки последних от ржавчины, окалина, накипи и для защиты от коррозии металлических емкостей, предназначенных для перевозки и хранения кислот. К органическим ингибиторам относятся тиомочевина, уротропин, производные аминов.

**Электрохимические методы защиты.** В промышленности часто применяют так называемую *протекторную защиту*, пригодную в тех случаях, когда защищаемая конструкция (например, корпус судна, подземный трубопровод) находится в среде электролита (морская, почвенная вода). Для осуществления протекторной защиты используют специальный анод-протектор (например, цинковая пластина, магниевые сплавы и т. д.) с более отрицательным потенциалом, чем потенциал металла защищаемой конструкции. Если соединить проводником тока В (рис. 11, а) защищаемую конструкцию А и протектор Б, то последний будет разрушаться и тем самым предохранять от коррозии конструкцию А. Часто метод протекторной защиты применяют, используя серию анодов.

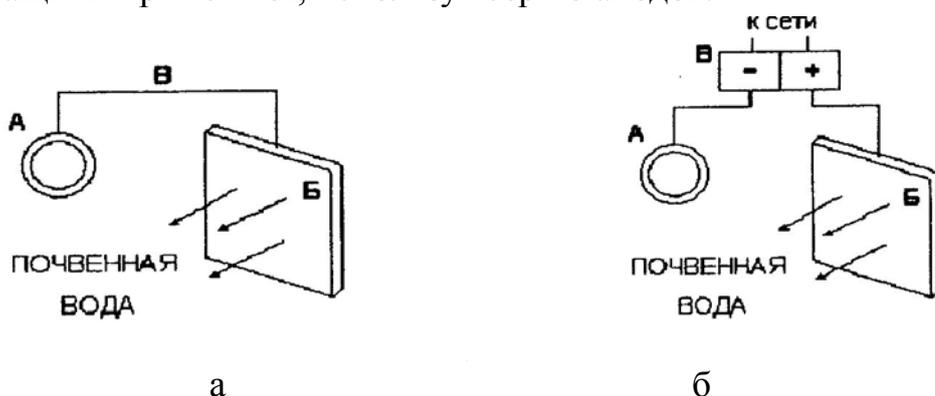


Рис. 11. Способы защиты от коррозии:  
а – схема протекторной защиты; б – схема электрической защиты

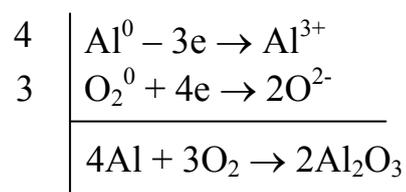
**Электрозащита** отличается от протекторной тем, что защищаемая конструкция А (рис. 11, б), находящаяся в среде электролита (почвенная вода), присоединяется к катоду внешнего источника электричества В. В ту

же среду помещают кусок старого металла Б (металлолом), присоединяемый к аноду внешнего источника постоянного тока В. Поддерживая постоянное оптимальное напряжение, специально подбираемое для каждого случая, предохраняют конструкцию от коррозии.

### Примеры решения задач

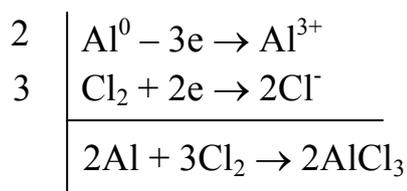
**Задача 1.** Почему алюминий и его сплавы устойчивы в среде кислорода, но быстро разрушаются в атмосфере хлора?

**Решение.** При соприкосновении алюминия с кислородом в зависимости от температуры и давления образуется оксид (металл тускнеет).



Образующийся слой оксида равномерно и плотно прилегает к металлу, изолируя его от дальнейшего проникновения окислителя. Надежность образующейся защитной пленки обусловлена ее эластичностью, хорошим сцеплением с металлом, близким с ним коэффициентом термического расширения и т.д.

В среде хлора также идет самопроизвольное окисление металла, однако рыхлый, растворимый продукт коррозии не защищает металл от дальнейшего разрушения.



**Задача 2.** Подземный трубопровод переходит из глинистых почв в песчаные. Где будет разрушаться стальная труба?

**Решение.** Разрушение трубы будет происходить на анодном участке, то есть где концентрация окислителя меньше. Почва содержит растворенный кислород и другие окислители. Из-за неравномерной аэрации анодными участками будут те, что находятся в глине, катодными – в песке, где облегчен доступ окислителя к металлу.

**Задача 3.** Стальная конструкция находится в речной воде. Какой металл целесообразнее выбрать в качестве протектора: Al, Mg, K или Pb?

**Решение.** Все технические металлы неоднородны, то есть на поверхности имеются анодные и катодные участки. Назначение протектора в том, чтобы анодные участки на поверхности превратились в катодные;

таким образом, вся защищаемая конструкция станет катодом, а анод (протектор) будет разрушаться. Следовательно, эффективность процесса обусловлена: а) максимальной разностью потенциалов металлоконструкции и металлопротектора; б) электропроводностью среды (образующийся гальванический элемент не будет «работать» в дистиллированной воде); в) экономичностью процесса.

Расположим металлы по величине их стандартного электродного потенциала.

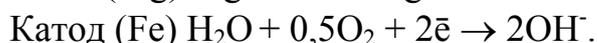
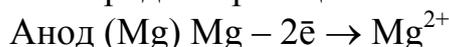
	K	Mg	Al	Fe	Pb
$E^0$ (В)	-2,92	-1,55	-1,30	-0,44	-0,13

Свинец не может быть протектором, так как он имеет больший потенциал, чем железо. Е (ЭДС) максимальна для калия и железа, но калий чрезвычайно химически активен и мягок, поэтому не годится для защиты стали в воде. Остаются алюминий и магний, близкие по своим потенциалам и более отрицательные, чем железо. Предпочтение следует отдать магнию, так как алюминий быстро пассивируется в нейтральной среде (что будет тормозить его анодное растворение при «работе» в качестве протектора).

Схема коррозионного гальванического элемента:

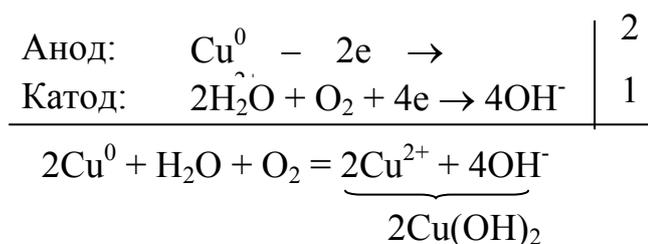
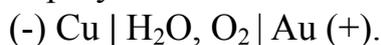


Электродные реакции:

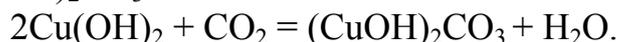


**Задача 4.** От длительной эксплуатации изделий позолота на медном контакте поцарапалась, а покрытие на лужёной (покрытой оловом) меди окислилось. В каком случае быстрее разрушается медь, находящаяся на воздухе?

**Решение.** Электрохимическая природа покрытий на меди различна. Золото является катодным покрытием, так как  $\varphi_{Au^{3+}/Au}^0 > \varphi_{Cu^{2+}/Cu}^0$ , и при нарушении его целостности в контакте с токопроводящей средой образуется гальванический элемент, в котором медь является анодом:



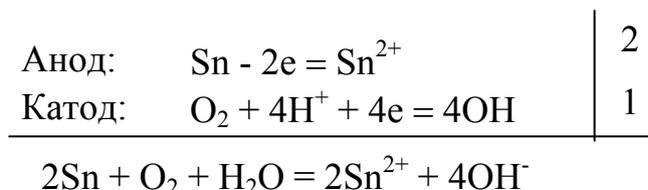
На воздухе в результате взаимодействия меди с  $\text{CO}_2$  образуется зеленый налет  $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ :



Покрытие олова на меди является анодным, так как  $\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 > \varphi_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0$ . Если в покрытии образуются дефекты (сколы, поры), то медь становится катодом и не разрушается.

Схема элемента: **(-) Sn |  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{O}_2$  | Cu (+).**

Электродные процессы:



В этом случае олово выполняет роль протектора по защите меди.

### Вопросы и задачи

1. Химическая и электрохимическая коррозия: в чём принципиальное различие между ними? Приведите примеры коррозии железа по химическому и электрохимическому механизму коррозии.

2. Перечислите основные факторы, определяющие скорость химической и электрохимической коррозии.

3. Напишите уравнения анодных и катодных процессов, протекающих при коррозии: а) оцинкованного и лужёного железа в атмосферных условиях при нарушении покрытия; б) магния, находящегося в контакте с медью в соляной кислоте.

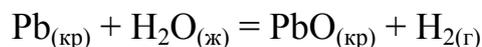
4. В чём заключается сущность протекторной защиты металлов от коррозии? Какие металлы могут служить в качестве протектора при защите от коррозии алюминия, железа, цинка?

5. Железный гвоздь вбит во влажную древесину. Какая его часть будет быстрее ржаветь: наружная или та, что находится в древесине?

6. На чем основано действие ингибиторов коррозии? Приведите примеры ингибиторов.

7. Какие металлы: Fe, Ag, Ni – будут разрушаться в атмосфере влажного воздуха, насыщенного  $\text{CO}_2$ ? Ответ дайте на основании расчета  $\Delta G_{298}^0$  процессов.

8. Пользуясь таблицами термодинамических величин, предскажите, возможна ли коррозия свинца в дистиллированной воде в отсутствие  $\text{O}_2$  по реакции



Условия стандартные.

9. Почему полирование металлической поверхности и очистка её от загрязнений снижает скорость коррозии?

10. Объясните, почему в алюминиевой посуде не рекомендуется готовить соленья и маринады, а также не следует мыть ее горячим содовым раствором. Почему оцинкованные ёмкости не используют для приготовления пищи? Напишите уравнения химических реакций.

11. Если сравнить стандартные потенциалы титана и железа, то  $\varphi_{\text{Ti}^{2+}/\text{Ti}}^0 < \varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0$ , однако железо менее устойчиво к атмосферной коррозии. Почему? Приведите уравнения процессов коррозии.

12. Выберите протектор для защиты свинцовой оболочки кабеля, проложенного в известковых почвах: Zn, Fe, Cu, Ca. Напишите уравнения электродных реакций.

13. Составьте уравнения процессов коррозии металлов в атмосфере промышленного городского района, если целостность покрытия на них нарушена. Составьте схему гальванических элементов (ГЭ) и уравнения электродных процессов. Определите тип покрытия: а) лужёное железо; б) освинцованное железо; в) кадмированная медь; г) посеребренная медь; д) палладированное железо; е) позолоченный никель.

14. Объясните, почему вопреки положению в ряду напряжений железный гвоздь со временем растворяется в растворе  $\text{ZnCl}_2$ , а свинцовые покрытия устойчивы в растворе  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

15. При длительной эксплуатации металлических емкостей (например вёдер), как правило, обнаруживается течь в днище. Почему? Составьте уравнения электродных процессов на примере железа.

## 12. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

Жесткость природных вод обусловлена содержанием в них ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . Формирование состава природных вод происходит в результате взаимодействия воды с окружающей средой – горными породами, почвой, атмосферой. Содержащиеся в горных породах и почве известняк, мел, мрамор ( $\text{CaCO}_3$ ), гипс ( $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ), магнезит ( $\text{MgCO}_3$ ), доломит ( $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$ ) и другие минералы могут растворяться в воде. Растворению некоторых минералов в значительной мере способствует содержащаяся в воде углекислота. При достаточном содержании ее в воде природные минералы могут растворяться, при этом малорастворимые карбонаты кальция и магния превращаются в хорошо растворимые гидрокарбонаты:



Различают общую, временную, постоянную, карбонатную и некарбонатную жесткость.

Общая жесткость природных вод характеризуется суммой концентраций ионов кальция и магния, выраженной в эквивалентной форме в миллимоль на 1 л воды (ммоль/л). Один миллимоль жесткости соответствует содержанию в воде 20,04 мг/л ионов  $\text{Ca}^{2+}$  или 12,15 мг/л ионов  $\text{Mg}^{2+}$ .

По величине общей жесткости природные воды делятся на следующие группы:

- 1) вода очень мягкая (жесткость  $< 1,5$  ммоль/л);
- 2) вода мягкая (жесткость 1,5-3 ммоль/л);
- 3) вода средней жесткости (жесткость 3-5,4 ммоль/л);
- 4) вода жесткая (жесткость 5,4-10,7 ммоль/л);
- 5) вода очень жесткая (жесткость  $> 10,7$  ммоль/л).

Жесткость воды, обусловленную гидрокарбонатами и карбонатами, называют карбонатной жесткостью. Сульфаты, хлориды, а также кальциевые и магниевые соли других кислот, гидроксиды кальция и магния характеризуют некарбонатную жесткость.

Постоянной жесткостью называется часть общей жесткости, остающаяся после кипячения воды при атмосферном давлении в течение определенного времени\*.

Временной жесткостью называется часть общей жесткости, удаляющаяся кипячением воды при атмосферном давлении в течение определенного времени. Она равна разности между общей и постоянной жесткостью (рис. 12).

Присутствие в воде значительных количеств солей кальция или магния делает воду непригодной для многих технических целей. Так, при исполь-

---

\* Необходимо подчеркнуть, что постоянная жесткость характеризует жесткость, сохраняющуюся в воде после ее кипячения. Добавление в воду соды, извести и других реагентов приводит к снижению величины постоянной жесткости (см. подразд. 12.1).

зовании жесткой воды в котлах и других теплообменных аппаратах на поверхности последних отлагается накипь. Накипь обладает малой теплопроводностью, что приводит к перерасходу топлива и перегреву металла. Процесс образования накипи связан с термическим разложением гидрокарбонатов, гидролизом карбонатов, а также с уменьшением растворимости в горячей воде сульфата кальция, гидроксида магния и силикатов магния и кальция.



Рис.12. Схема жесткости воды

Использование жесткой воды для стирки тканей в текстильной промышленности, в прачечных и в быту обыкновенным мылом ведет к перерасходу мыла и к ухудшению качества отмыывания тканей. Это объясняется тем, что ионы кальция и магния с мылами, представляющими собой соли жирных кислот ( $C_{17}H_{35}COONa$  и др.), образуют нерастворимые в воде соединения, осаждающиеся на поверхности тканей.

Приведенные примеры указывают на необходимость удаления из воды, применяемой для различных технических целей, солей кальция и магния.

## 12.1. Методы умягчения воды

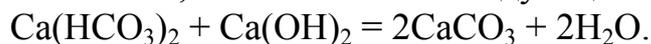
Процесс, приводящий к снижению жесткости воды, называется умягчением. Умягчение сводится к уменьшению концентрации кальциевых и магниевых солей в воде. Существующие методы умягчения воды можно разделить на три группы: реагентные, термические и ионообменные.

### Реагентные методы умягчения воды

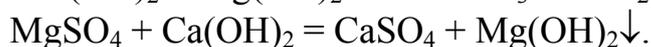
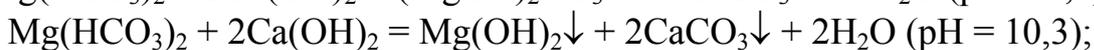
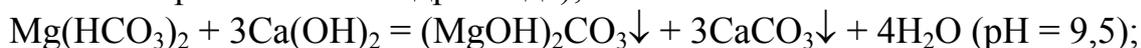
К реагентным методам умягчения воды относятся следующие: известковый, известково-содовый, фосфатный и другие методы.

*Известковый метод умягчения воды.* Сущность данного метода заключается в переводе заметно растворимых гидрокарбонатов кальция и магния в труднорастворимые соединения в результате их взаимодействия с из-

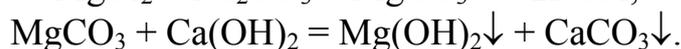
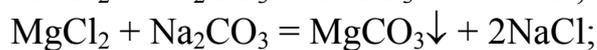
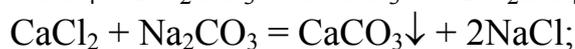
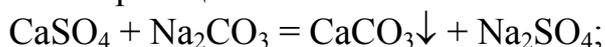
вестью. Химические реакции, происходящие при известковании воды, содержащей соли жесткости, можно описать следующими уравнениями:



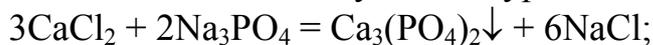
(ионы  $\text{Mg}^{2+}$  в зависимости от pH могут выделяться из воды в форме основного карбоната или гидроксида);



*Известково-содовый метод умягчения воды.* Сущность метода заключается в обработке воды двумя реагентами: известью  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и содой  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Уравнения химических реакций, вызывающие снижение карбонатной жесткости, приведены при описании известкования воды. Наряду с этим протекают реакции:



*Фосфатный метод умягчения воды.* В этом методе в качестве реагентов используются обычно ортофосфат натрия  $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$  и гидрофосфат натрия  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Происходящие при фосфатном умягчении воды химические реакции описываются следующими уравнениями:



Для более полного умягчения воды используют следующие приемы: а) повышают температуру; б) создают небольшой избыток реагента (извести); в) перемешивают; г) вводят в обрабатываемую воду вещества, способные увеличивать количество центров кристаллизации (свежего осадка карбоната кальция) и др.

### Термический метод умягчения воды

Термический метод основан на том, что при нагревании воды до кипения хорошо растворимый гидрокарбонат кальция переходит в труднорастворимый карбонат:



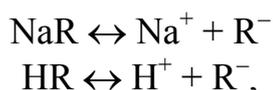
Гидрокарбонат магния при кипячении также переходит в карбонат, который затем гидролизуеться с образованием малорастворимых соединений  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ .

### Ионообменные методы умягчения воды

Реагентные методы умягчения воды часто не дают достаточной глубины умягчения, требуют значительного расхода реактивов, сложны по технологическому осуществлению. Поэтому в практике водоподготовки получил широкое распространение ионообменный метод умягчения воды,

использующий иониты. Иониты – вещества, способные к обмену входящих в их состав ионов на ионы контактирующего с ними раствора. Иониты, способные к обмену катионов, называются катионитами, а иониты, обменивающие анионы, – анионитами. Для умягчения воды используют катиониты, которые могут быть в водородной форме (HR) или в натриевой форме (NaR).

Катиониты диссоциируют на катионы, способные к ионному обмену (например  $\text{Na}^+$  и  $\text{H}^+$ ):



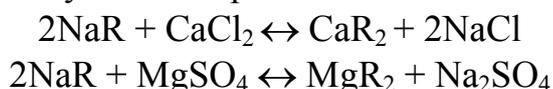
где  $\text{R}^-$  – анион активной группы, фиксированный на полимере.

Диссоциацию анионита можно представить схемой

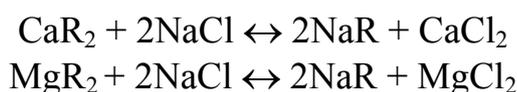


где  $\text{R}^+$  – катион активной группы, фиксированный на матрице.

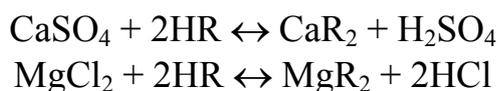
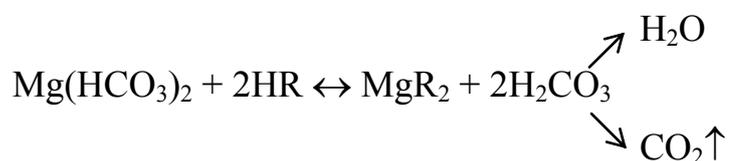
*Na-катионирование.* Умягчение воды в этом процессе происходит в результате замены в эквивалентном количестве ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ , содержащихся в обрабатываемой воде, на ионы Na-катионита. При этом соли карбонатной жесткости, содержащиеся в воде, заменяются соответствующими солями натрия. Метод применим для вод с небольшой карбонатной жесткостью. Схемы уравнений реакций обмена при Na-катионировании можно представить следующим образом:



Регенерацию ионитов в этом случае производят раствором хлорида натрия:



*H-катионирование.* Сущность этого метода заключается в том, что ионы водорода H-катионита обмениваются на содержащиеся в воде ионы  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$ . При этом в обработанной воде появляется эквивалентное количество свободных кислот:



Вследствие образования свободных кислот вода после обработки H-катионированием имеет кислую реакцию среды и может вызывать коррозию металлических конструкций. Для снижения избыточной кислотности воду нейтрализуют гидроксидом натрия.

Способность ионитов к обмену ионами с контактирующим раствором характеризуется обменной емкостью. Различают статическую и динамическую (рабочую) обменные емкости. Статическая обменная емкость ионита определяется количеством вещества эквивалентов ионов, обменивающихся с 1 г сухого ионита (ммоль/г). Определение статической емкости ионита заключается в контактировании заданной массы ионита с раствором известной концентрации: гидроксида натрия (или калия) для катионитов или кислоты – для анионитов.

Динамическая, или рабочая, обменная емкость ионита определяется количеством вещества эквивалентов ионов, обменивающихся с 1 дм<sup>3</sup> ионита (ммоль/дм<sup>3</sup>). Определение рабочей обменной емкости проводят в динамических условиях, то есть пропускают через ионит с определенной скоростью тот или иной раствор точно известной концентрации. Если известна жесткость воды, то рабочую обменную емкость ионита вычисляют по формуле

$$E_p = \frac{C_{\text{ж}} \cdot V_{\text{воды}}}{V_{\text{ионита}}},$$

где  $E_p$  – рабочая обменная емкость ионита, ммоль/дм<sup>3</sup>;

$C_{\text{ж}}$  – жесткость воды, ммоль/дм<sup>3</sup>;

$V_{\text{воды}}$  – объем воды, дм<sup>3</sup>;

$V_{\text{ионита}}$  – объем ионита, дм<sup>3</sup>.

### Примеры решения задач

**Задача 1.** Какой объем воды можно умягчить 20 м<sup>3</sup> катионита с рабочей обменной емкостью, равной 200 ммоль/дм<sup>3</sup>, если жесткость воды составляет 5 ммоль/дм<sup>3</sup>?

**Решение.** Подставляем все известные значения в формулу рабочей обменной емкости ионита:

$$E_p = \frac{C_{\text{ж}} \cdot V_{\text{воды}}}{V_{\text{ионита}}},$$

$$200 \text{ ммоль/дм}^3 = \frac{5 \text{ ммоль/дм}^3 \cdot V_{\text{воды}}}{20 \cdot 1000 \text{ дм}^3}.$$

Находим объем воды:

$$V_{\text{воды}} = \frac{200 \text{ ммоль} \cdot 20 \cdot 1000 \text{ дм}^3 \cdot \text{дм}^3}{\text{дм}^3 \cdot 5 \text{ ммоль}} = 800000 \text{ дм}^3 = 800 \text{ м}^3.$$

**Задача 2.** Вычислить жесткость воды, обусловленную сульфатом магния, если в 200 л ее содержится 36 г данной соли.

Р е ш е н и е . Жесткость воды определяем по формуле

$$C_{\text{ж}} = \frac{m}{M_{\text{эк}} \cdot V},$$

где  $C_{\text{ж}}$  – жесткость воды, ммоль/л;

$m$  – масса соли, мг;

$M_{\text{эк}}$  – молярная масса эквивалента соли, мг/ммоль;

$V$  – объем воды, л.

Молярная масса эквивалента сульфата магния (в мг/ммоль) составляет:

$$M_{\text{эк}}(\text{MgSO}_4) = \frac{120}{2} = 60 \text{ мг/ммоль}.$$

Находим жесткость воды:

$$C_{\text{ж}} = \frac{36000 \text{ мг}}{60 \text{ мг/ммоль} \cdot 200 \text{ л}} = 3 \text{ ммоль/л}.$$

З а д а ч а 3 . Какую массу гидроксида кальция необходимо добавить для умягчения 100 л воды, временная жесткость которой равна 4 ммоль/л?

Р е ш е н и е . По закону эквивалентов на устранение временной жесткости, равной 4 ммоль/л, расходуется такое же число молей эквивалента гидроксида кальция

$$M_{\text{эк}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{74}{2} = 37 \text{ мг/ммоль}.$$

Находим массу гидроксида кальция, необходимую для умягчения 100 л воды:

$$m = C_{\text{ж}} \cdot M_{\text{эк}} \cdot V = 4 \cdot 37 \cdot 100 = 14800 \text{ мг} = 14,8 \text{ г}.$$

З а д а ч а 4 . Вычислить карбонатную жесткость воды, если на титрование 0,1 л этой воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, израсходовано 6,25 см<sup>3</sup> раствора хлороводородной кислоты HCl с молярной концентрацией эквивалента  $C_{\text{н}} = 0,08$  ммоль/л.

Р е ш е н и е . Жесткость воды (или количество вещества эквивалента  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ , содержащегося в 1 дм<sup>3</sup> воды) находим по формуле

$$C_{\text{ж карб}} = \frac{C_{\text{н}} V_2 10^3}{V_1},$$

$$C_{\text{ж карб}} = \frac{0,08 \cdot 6,25 \cdot 10^{-3} 10^3}{0,1} = 5 \text{ ммоль/л}.$$

## Вопросы и задачи

1. Что называют жесткостью воды?
2. Что называют общей, временной и постоянной жесткостью воды?
3. На какие группы делят природные воды по величине жесткости?
4. Какие проблемы (в быту и технике) вызывает жесткость воды?
5. Назовите методы умягчения воды.
6. Напишите реакции, которые протекают при обработке воды известью.
7. Напишите реакции, которые протекают при обработке воды содой.
8. Какие вещества выпадают в осадок при фосфатном методе снижения жесткости?
9. Какие вещества образуются при термическом разложении гидрокарбонатов кальция и магния?
10. Какие реакции протекают в процессе умягчения воды методом ионного обмена?
11. Вычислите жесткость воды, зная, что в  $500 \text{ дм}^3$  ее содержится  $65,7 \text{ г}$  гидрокарбоната магния и  $61,2 \text{ г}$  сульфата кальция.
12. В  $500 \text{ дм}^3$  воды содержится  $75 \text{ г}$  сульфата магния. Чему равна жесткость этой воды?
13. Чему равна жесткость воды, в  $3 \text{ л}$  которой содержится  $0,3 \text{ г}$  гидрокарбоната магния?
14. В  $1 \text{ дм}^3$  воды содержится  $60,2 \text{ мг}$  ионов  $\text{Ca}^{+2}$  и  $36,47 \text{ мг}$  ионов  $\text{Mg}^{+2}$ . Чему равна общая жесткость такой воды?
15. Вода, содержащая только гидрокарбонат магния, имеет жесткость, равную  $5 \text{ ммоль/дм}^3$ . Какая масса гидрокарбоната магния содержится в  $100 \text{ дм}^3$  этой воды?

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Коровин, Н.В. Курс общей химии [Текст] / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 1990.
2. Глинка, Н.Л. Общая химия [Текст] / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2009.
3. Общая и неорганическая химия. Лабораторный практикум [Текст]: учебное пособие / под ред. П.М. Круглякова. – ПГУАС, 2010.
4. Общая химия. Практикум [Текст]: учеб. пособие / Н.Г. Вилкова [и др.]. – Пенза: ПГУАС, 2014.
5. Вопросы общей химии [Текст]: учеб. пособие / О.Я. Беляева [и др.]. – Пенза: ПГУАС, 2010.
6. Количественный анализ [Текст]: учебн. пособие / О.Я. Беляева. – Пенза: ПГУАС, 2009.
7. Физико-химические основы коррозии и меры защиты от нее [Текст]: учеб. пособие / Н.В. Кошева, Н.Г. Вилкова, Т.Н. Хаскова, А.А. Шумкина. – Пенза: ПГУАС, 2011.
8. Химия воды [Текст]: учеб. пособие / Н.Г. Вилкова, О.Я. Беляева. – Пенза: ПГУАС, 2011.
9. Семенова, И.В. Коррозия и защита от коррозии [Текст] / И.В. Семенова, Г.М. Флорианович, А.В. Хорошилова. – М.: Физматлит, 2002.
10. Юхневич, Р. Техника борьбы с коррозией [Текст] / Р. Юхневич [и др.]; пер. с польского, под ред. А.М. Сухотина/ – Л.: Химия, 1980.
11. Таубе, П.Р. Химия и микробиология воды [Текст] / П.Р. Таубе, А.Г. Баранова. – М.: Высшая школа, 1983.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ .....	3
1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ В ХИМИИ .....	5
2. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ, ИСПОЛЬЗУЕМЫЕ В ХИМИИ.....	10
Примеры решения задач .....	11
Вопросы и задачи .....	18
3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ .....	19
3.1. Оксиды.....	20
3.2. Гидроксиды (основания) .....	22
3.3. Кислоты .....	24
3.4. Соли .....	26
Примеры решения задач .....	28
Вопросы и задачи .....	31
4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И СИСТЕМА Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА.....	33
Примеры решения задач .....	38
Вопросы и задачи .....	40
5. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ .....	42
5.1. Влияние концентрации реагирующих веществ .....	43
5.2. Влияние температуры .....	44
5.3. Влияние катализатора .....	45
5.4. Химическое равновесие.....	45
5.5. Принцип Ле Шателье.....	46
Примеры решения задач .....	47
Вопросы и задачи .....	50
6. РАСТВОРЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ, СПОСОБЫ ЕЕ ВЫРАЖЕНИЯ .....	52
Примеры решения задач .....	54
Вопросы и задачи .....	59
7. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ .....	61
7.1. Электролитическая диссоциация. Ионные реакции в растворах .....	61
7.2. Водородный показатель.....	65
Примеры решения задач .....	66
Задачи и вопросы.....	70
8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ .....	72
Примеры решения задач .....	75
Задачи и вопросы.....	78

9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	79
9.1. Степень окисления .....	79
9.2. Составление окислительно-восстановительных уравнений методом электронного баланса .....	81
9.3. Виды окислительно-восстановительных реакций .....	83
Примеры решения задач .....	84
Вопросы и задачи .....	86
10. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ. ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ .....	88
10.1. Электродный потенциал .....	89
10.2. Стандартный водородный электрод.....	91
10.3. Уравнение Нернста .....	94
10.4. Электроды .....	96
10.5. Гальванические элементы .....	98
10.6. Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента.....	100
10.7. Концентрационный гальванический элемент .....	101
Вопросы и задачи .....	103
11. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.....	105
11.1. Химическая коррозия металлов .....	106
11.2. Электрохимическая коррозия .....	107
11.3. Пассиваторы и активаторы коррозии металлов .....	112
11.4. Методы защиты металлов от коррозии.....	113
Примеры решения задач .....	118
Вопросы и задачи .....	120
12. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ.....	122
12.1. Методы умягчения воды.....	123
Вопросы и задачи .....	128
БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК .....	129

Учебное издание

Вилкова Наталья Георгиевна  
Беляева Ольга Яковлевна  
Шентенкова Инна Алексеевна  
Кошева Наиля Вафаевна  
Нуштаева Алла Владимировна  
Шумкина Анна Александровна

**ХИМИЯ: ОСНОВНЫЕ ВОПРОСЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ**  
Учебное пособие

Редактор М.А. Сухова  
Верстка Н.В. Кучина

---

Подписано в печать 07.02.2014. Формат 60x84/16.  
Бумага офисная «Снегурочка». Печать на ризографе.  
Усл.печ.л. 7,67. Уч.-изд.л. 8,25. Тираж 80 экз.  
Заказ № 49.

---

Издательство ШУАС.  
440028, г. Пенза, ул. Германа Титова, 28

