

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ  
Белгородский государственный технологический университет  
им. В. Г. Шухова

Л. В. Денисова, Н. В. Ключникова

**Теоретические основы общей химии  
для студентов заочной формы обучения**

*Утверждено ученым советом университета  
в качестве учебного пособия для студентов всех направлений подготовки  
бакалавриата и специалитета*

Белгород  
2021

УДК 546(07)  
ББК 24.1я7  
Д33

### Рецензенты:

Доктор технических наук, профессор Белгородского государственного технологического университета им. В.Г. Шухова *С.В. Свергузова*

Кандидат технических наук, доцент Белгородского государственного национального исследовательского университета (НИУ «БелГУ») *С.Н. Дудина*

Д33                    **Денисова, Л. В.**  
Химия: Теоретические основы общей химии для студентов заочной формы обучения: учеб. пособие / Л. В. Денисова, Н. В. Ключникова. – Белгород: Изд-во БГТУ, 2021. – 195 с.  
ISBN 978-5-361-00855-1

Пособие состоит из 15 разделов, охватывающих основной материал общей химии, а именно: строение атома и химическая связь, периодический закон и свойства классов неорганических соединений, атомно-молекулярная теория и стехиометрические законы, простейшие расчеты кинетических и термодинамических характеристик реакций, общие свойства растворов, обменные и окислительно-восстановительные реакции в растворах, основы электрохимии.

Каждый раздел пособия начинается с теории, знание которой необходимо для понимания рассматриваемой темы. На основе теории и пояснений, сделанной авторами, в каждом разделе даются примеры решений типичных задач разной степени сложности, приведены вопросы для самоподготовки.

Учебное пособие предназначено для студентов всех направлений подготовки.

УДК 546(07)  
ББК 24.1я7

ISBN 978-5-361-00855-1

© Белгородский государственный  
технологический университет  
(БГТУ) им. В.Г. Шухова, 2021

## ВВЕДЕНИЕ

Учебное пособие предназначено для студентов всех направлений подготовки бакалавриата и специалитета заочной формы обучения в соответствии с учебной программой по общей и неорганической химии.

Учебное пособие выполнено с учетом многолетнего опыта преподавания сотрудниками кафедры теоретической и прикладной химии дисциплин «Химия», «Общая химия», «Общая и неорганическая химия» в БГТУ им. В.Г. Шухова.

Пособие состоит из 15 разделов, охватывающих весь основной материал общей химии: строение атома и химическая связь, периодический закон и свойства классов неорганических соединений, атомно-молекулярная теория и стехиометрические законы, простейшие расчеты кинетических и термодинамических характеристик реакций, общие свойства растворов, обменные и окислительно-восстановительные реакции в растворах, основы электрохимии.

Каждый раздел пособия начинается с краткой теории, знание которой необходимо для понимания рассматриваемой темы. На основе теории и сделанных пояснений в каждом разделе даются примеры решений типичных задач разной степени сложности, приведены вопросы для самоподготовки.

В пособие включен раздел лабораторного практикума. Все справочные данные, необходимые для решения задач, собраны в таблицы, которые приведены в приложениях. При таком расположении материала студенты учатся пользоваться справочными таблицами.

Авторы ставили своей целью создать учебное пособие, которое может быть использовано совместно с большинством вузовских учебников, поэтому формулировки задач не связаны с конкретным учебником. Задачи, представленные в пособии, ориентированы в основном на среднего студента.

Завершается пособие таблицей с указанием заданий для различных вариантов со сквозной нумерацией. Номер варианта контрольных работ определяется по двум последним цифрам номера зачетной книжки (табл. 12).

Работы должны быть выполнены студентом и зачтены преподавателем кафедры до начала сессии.

Авторы приносят глубокую и искреннюю благодарность рецензентам, замечания которых позволили избежать ряда неточностей.

## ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Химия является одной из фундаментальных естественных наук, так как она участвует в формировании мировоззрения человека, определяет его подход к окружающему миру.

В основе современной химии лежит учение о строении веществ, без знания которого невозможно объяснить их свойства и понять причины протекания химических процессов.

Химия – это наука об элементах и образуемых ими соединениях, наука о строении, свойствах и химических превращениях этих соединений.

### 1. СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

#### 1.1. Основные положения квантовой механики

Наименьшей частицей вещества, обладающей его химическими свойствами, является *молекула*, которая состоит из *атомов*.

Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении. При химических реакциях молекулы одних веществ превращаются в молекулы других веществ. Атомы при химических реакциях не изменяются.

Атомы – наименьшая частица элемента в химических соединениях. Разным элементам соответствуют разные атомы. Атом состоит из положительно заряженного ядра, в котором сосредоточена преобладающая часть массы атома, и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов, образующих электронную оболочку атома. Тип атома определяется составом его ядра.

Число электронов в атоме (равное заряду ядра), а также их расположение в пространстве определяют все химические свойства элемента. Элемент – совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра. Поэтому изучение химии как науки, объясняющей процессы превращения одних веществ в другие, начинается с ознакомления со строением электронных оболочек атомов и молекул. Электроны располагаются определенным образом в мощном электромагнитном поле, создаваемом ядром атома.

Квантовая механика основана на том, что все существующее и происходящее в окружающем нас мире – вещества, излучения, процессы – имеют прерывистую (дискретную) природу, т.е. основывается на представлении о том, что энергия распространяется и передается, поглощается и испускается не непрерывно, а *дискретно*, отдельными порциями – *квантами*.

В основе современной теории строения атома лежат следующие основные положения:

1. *Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу.* Он может вести себя и как частица, и как волна: подобно частице, электрон обладает определенной массой и зарядом; в то же время, движущийся электрон проявляет волновые свойства, например, характеризуется способностью к дифракции.

Уравнение, описывающее одновременно волновые и корпускулярные свойства фотонов, можно вывести, сопоставив уравнение Планка

$E = h \cdot \nu$  с уравнением Эйнштейна  $E = m \cdot c^2$ . Отсюда,

$$h \cdot \nu = m \cdot c^2, \quad \lambda = \frac{c}{\nu}, \text{ окончательно имеем } \lambda = \frac{h}{m \cdot c}.$$

Согласно этому уравнению, фотону, имеющему массу  $m$  и движущемуся со скоростью  $c$ , соответствует волна длиной  $\lambda$ . Длина волны электрона  $\lambda$  и его скорость  $\nu$  связаны соотношением де Бройля:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot \nu},$$

где  $m$  – масса электрона;  $\nu$  – частота излучения;  $h$  – универсальная постоянная, называемая постоянной Планка, равной  $6,63 \cdot 10^{-34}$  Дж · с.

*Для электрона невозможно одновременно точно измерить координату и скорость.* Чем точнее измеряется скорость, тем больше неопределенность в координате, и наоборот. Математическим выражением принципа неопределенности служит соотношение

$$\Delta \nu \cdot \Delta x > \frac{\hbar}{m_e},$$

где  $\Delta x$  – неопределенность положения координаты,  $\Delta \nu$  – погрешность измерения скорости,  $\hbar = \frac{h}{2\pi}$  – квант момента количества дви-

жения.

Электрон может находиться в любой точке вблизи ядра атома, но вероятность его пребывания в различных атомах неодинакова. Вероятное нахождение электрона в определенном положении в любой момент времени соответствует *принципу неопределенности* Гейзенберга.

Поскольку движение электрона в атоме имеет волновой характер, квантовая механика описывает это движение при помощи волновой функции ( $\psi$ ). Физический смысл волновой функции  $\psi(x, y, z)$ , таков, что квадрат абсолютного значения волновой функции  $|\psi(x, y, z)|^2$

пропорционален вероятности нахождения электрона в какой-либо точке пространства с координатами  $x, y, z$ .

Движение электрона в атоме описывается **волновым уравнением Э. Шредингера** – уравнение стоячей электромагнитной волны:

$$\frac{d^2\psi}{dx^2} + \frac{d^2\psi}{dy^2} + \frac{d^2\psi}{dz^2} + \frac{8\pi^2 m_e}{h^2} (E - U) = 0,$$

где  $E$  – полная;  $U$  – потенциальная энергия электрона;  $m_e$  – масса электрона;  $h$  – постоянная Планка;  $\psi$  – волновая функция (пси-функция), количественно характеризующая амплитуду движения электрона с координатами  $x, y$ , и  $z$  как трехмерной электромагнитной волны.

2. *Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части околоядерного пространства*, но вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова. Пространство вокруг ядра, в котором вероятность нахождения электрона достаточна велика, называется **орбиталью**.

Область пространства, для которой вероятность найти электрон составляет 95%, называется **атомной орбиталью** (АО) и обозначают



или



. Заполненные одним или двумя электронами АО

обозначают соответственно:



3. *Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов* (общее название нуклонов). Число протонов ( $Z$ ) в ядре равно порядковому номеру элемента в Периодической системе, а сумма чисел протонов и нейтронов ( $N$ ) соответствует его **массовому числу** ( $A$ ):

$$Z = A - N, \quad N = A - Z, \quad A = Z + N$$

В ядрах атомов одного и того же элемента может содержаться при одинаковом числе протонов разное число нейтронов. Такие атомы имеют различную массу, но одинаковый заряд ядра и, следовательно, одинаковое число электронов.

Атомы с одинаковыми значениями  $Z$ , но разными:  $A$  и  $N$  ( $^{16}_8\text{O}$ ,  $^{17}_8\text{O}$ ,  $^{18}_8\text{O}$ ) называются **изотопами**, с одинаковыми  $N$ , но разными  $A$  и  $Z$  – **изотонами**, с одинаковыми  $A$ , но разными  $Z$  и  $N$  – **изобарами**. Химические свойства всех изотопов одного элемента одинаковы.

Устойчивому состоянию ядер атомов соответствуют определенные соотношения чисел протонов и нейтронов. При нарушении устойчивого протонно-нейтронного соотношения ядро становится радиоактивным. Радиоактивностью называется самопроизвольное превращение неустойчивых атомных ядер в другие ядра.

В химических реакциях ядра атомов неизменны, меняются лишь электронные оболочки атомов. Эти изменения определяются запасом энергии и числом электронов атома.

Основные характеристики электрона в атоме – энергия, форма и ориентация электронного облака относительно внешнего магнитного поля атома, которые определяются **квантовыми числами**.

**Главное квантовое число ( $n$ )** определяет общую энергию электрона на данной орбитали или его энергетический уровень, определяет наиболее вероятное расстояние электрона от ядра атома. Оно определяет размеры атомной орбитали и может принимать любые целые значения от 1 до  $\infty$ : ( $n = 1, 2, 3, \dots, \infty$ ).

Под главным квантовым числом, равным  $\infty$ , подразумевается, что электрону сообщена энергия, достаточная для его полного отделения от ядра. Квантовое состояние атома с наименьшей энергией  $E_1$  (т.е. для  $n = 1$ ) называется *нормальным*; остальные квантовые состояния с более высокими уровнями энергии  $E_2, E_3, E_4 \dots$  называются *возбужденными*. Электроны с одинаковым значением  $n$  образуют один энергетический уровень (или электронный слой, или электронную оболочку).

Чем больше  $n$ , тем дальше от ядра атома располагается область наиболее вероятного нахождения электрона, т.е.  $n$  определяет средний радиус  $r$  нахождения электрона в атоме.

**Побочное (орбитальное) квантовое число ( $l$ )** характеризует различное энергетическое состояние электронов на данном уровне, определяет форму электронного облака. При данном главном квантовом числе  $n$  орбитальное квантовое число  $l$  может принимать любые целые значения от 0 до  $n - 1$  ( $l = 0, 1, 2, \dots, n - 1$ ). В пределах определенных уровней энергии электроны могут отличаться своими энергетическими подуровнями.

Электроны с одинаковыми значениями  $n$  и  $l$  образуют электронный подуровень (или подслой, или подоболочку). Электроны с различными орбитальными квантовыми числами отличаются друг от друга: их энергия тем выше, чем больше число  $l$ . Каждому значению  $l$  соответствует определенный энергетический подуровень.

*Форма электронного облака зависит от значения побочного квантового числа.* Для слоя  $n = 1$  существует только одно значение  $l = n - 1 = 0$ . Это  $s$ -орбиталь, расположенные на ней электроны называют

$s$ -электронами: электронное облако имеет шаровидную форму (сферическую симметрию) и не обладает направленностью в пространстве (рис. 1).

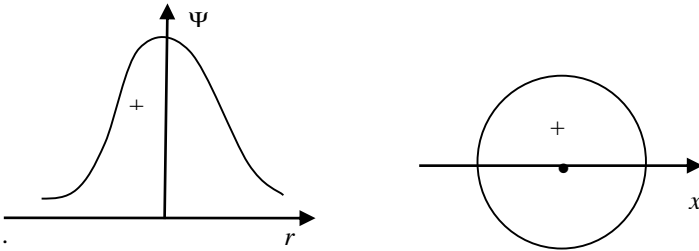


Рис. 1. Волновая функция  $s$ -электрона. Форма  $s$ -орбитали

Для слоя с  $n = 2$  значения  $l$  могут быть  $l = 0$  ( $s$ -),  $l = 1$  ( $p$ -); электронное облако имеет форму гантели, т.е. форму тела вращения, полученного из «восьмерки»; электроны называют  $p$ -электронами (рис. 2).

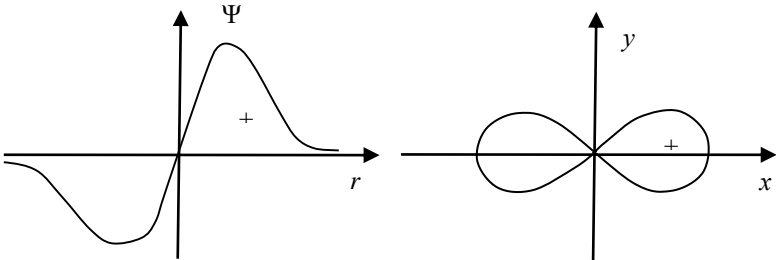
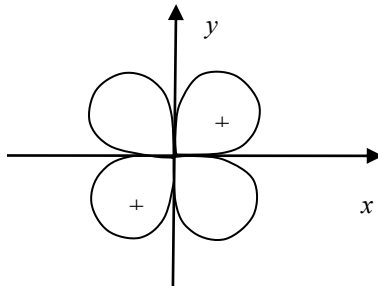


Рис. 2. Волновая функция  $p$ -электрона. Форма  $p$ -орбитали

Для слоя с  $n = 3$  значения  $l$  могут быть  $l = 0$  ( $s$ -),  $l = 1$  ( $p$ -),  $l = 2$  ( $d$ -); электронное облако представляет собой "четырёхлепестковую" фигуру; расположенные на ней электроны называют  $d$ -электронами (рис. 3).

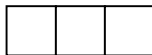
Рис. 3. Форма  $d$ -орбитали

Ориентацию орбиталей в пространстве определяет третье квантовое число, называемое **магнитным (ориентационным)**  $m_l$ . При данном орбитальном квантовом числе  $l$  магнитное квантовое число  $m_l$  может принимать любые значения от  $-l$  до  $+l$ , т.е. всего  $(2l + 1)$  значений.

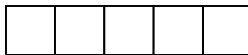
Для  $l = 0$  ( $s$ -подуровень) возможно значение  $m_l = 0$ , т.е. только одна проекция орбитального момента электрона на магнитную ось атома:



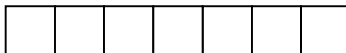
Для  $l = 1$  возможны значения  $m_l = -1, 0$  и  $+1$ , т.е. возможны три проекции орбитального момента электрона на магнитную ось атома:



Для  $l = 2$  возможны значения  $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ , т.е. на  $d$ -подуровне возможны пять различных ориентаций электронного облака:



Для  $f$ -подуровня значения магнитного квантового числа могут быть:  $m_l = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ , итого семь АО:



**Спиновое квантовое число  $m_s$**  (спин электрона) отражает наличие у электрона собственного момента движения. Спин – это собственный момент импульса электрона, не связанный с движением в пространстве. Для всех электронов абсолютное значение спина всегда равно  $s = 1/2$ .

Проекция спина на ось  $z$  (магнитное спиновое число  $m_s$ ) может принимать два численных значения:  $m_s = +1/2$ ;  $-1/2$ .

Спин электрона  $m_s$  является величиной постоянной.

## 1.2. Расположение электронов в многоэлектронных атомах

Распределение электронов в многоэлектронных атомах основано на трех положениях:

- принцип наименьшего запаса энергии;
- принцип Паули;
- правило Хунда.

При заполнении электронных уровней атома в невозбужденном состоянии выполняется **принцип наименьшего запаса энергии (энергетической выгоды): в атоме каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной (что отвечает наибольшей связи его с ядром)**. Поэтому, заполнение электронных уровней начинается с уровней, характеризующихся самой низкой энергией.

**Порядок заполнения АО:**

$$1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow (5d^1) \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow (6d^{l-2}) \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p.$$

Исключения из этого правила наблюдается тогда, когда энергии близких подуровней мало отличаются друг от друга. Так, например, подуровень  $5d$  заполняется одним электроном  $5d^1$  раньше, чем подуровень  $4f$ .

При заполнении электронных уровней кроме принципа наименьшего запаса энергии выполняется **принцип (запрет) Паули: в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями четырех квантовых чисел**.

Максимальное число электронов с одинаковым квантовым числом  $n$  на уровне  $Nn = 2n^2$ . Максимальное число электронов на подуровне:

$$N_l = 2(2l + 1).$$

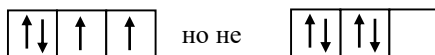
В атоме гелия  ${}_2\text{He}$  квантовые числа  $n = 1$ ,  $l = 0$ ,  $m_l = 0$  одинаковы для обоих его электронов, а квантовое число  $m_s$  отличается. Проекция спина электронов могут быть  $m_s = +1/2$  или  $m_s = -1/2$ .



*В одной квантовой ячейке согласно принципу Паули не может быть двух электронов с параллельными спинами.*

**Правило Хунда:** при данном значении  $l$  (т.е. в пределах определенного подуровня) электроны располагаются по атомным орбиталям таким образом, чтобы суммарный спин по модулю был максимальным.

Другими словами, электроны занимают орбитали с одинаковой энергией вначале по одному. Электроны не спариваются, пока в каждой квантовой ячейке не окажется по одному электрону:



**М. В. Клеchkовский** сформулировал общее положение: электрон занимает в основном состоянии уровень не с минимальным возможным значением  $n$ , а с наименьшим значением суммы  $n + l$ .

### 1.3. Периодический закон и электронные конфигурации атомов

В основе конструкции Периодической системы элементов лежит электронная структура атомов. Поэтому, периодический закон Д.И. Менделеева формулируется так: **свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома (порядкового номера).**

Электронная формула показывает распределение электронов по орбиталям атома. Характеристическая электронная формула:  $nl^x$ , где  $n$  – главное квантовое число внешнего электронного слоя;  $l$  – обозначение орбитали, характеризующее побочное квантовое число;  $x$  – число электронов на подуровне.



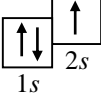
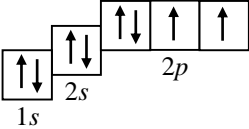
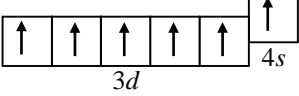
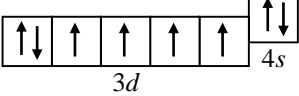
Элементы в Периодической системе располагаются строго в порядке возрастания зарядов ядер их атомов. Так как заряд ядра определяет число электронов, то атомы каждого последующего элемента имеют на один электрон больше, чем атомы предыдущего.

Период представляет собой последовательный ряд элементов, в атомах которых происходит заполнение одинакового числа электронных слоев одного и того же энергетического уровня, но различаются числом электронов в наружном слое.

Электронные и электронно-графические формулы (полные и характеристические) атомов некоторых элементов представлены в табл. 1.

Таблица 1

**Электронные конфигурации атомов**

Элемент	Электронная формула		Электронно-графическая формула
	полная	характеристическая	
${}^1\text{H}$	$1s^1$	$1s^1$	
${}^2\text{He}$	$1s^2$	$1s^2$	
${}^3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	$\dots 2s^1$	
${}^8\text{O}$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\dots 2s^2 2p^4$	
${}^{24}\text{Cr}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$	$\dots 3d^5 4s^1$	
${}^{26}\text{Fe}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$	$\dots 3d^6 4s^2$	

В Периодической системе каждый период начинается элементами, атомы которых на внешнем уровне имеют один электрон, – атомами щелочных металлов – и заканчиваются элементами, атомы которых на внешнем уровне имеют 2 (в первом периоде) или 8 электронов (во всех последующих) – атомами благородных газов.

У всех элементов 2 периода заполняется один и тот же энергетический уровень, состоящий из 2 подуровней ( $s$ - и  $p$ -). Различие в последовательности заполнения электронных слоев объясняет причину различной длины периодов.

У  $s$ -элементов заполняется внешний слой, у  $p$ -элементов тоже внешний слой, у  $d$ -элементов – предвнешний и у  $f$ -элементов третий снаружи. В связи с этим периоды содержат разное количество элементов.

**Номер периода** соответствует главному квантовому числу внешнего электронного уровня атома. **Номер группы** соответствует числу электронов на внешнем (главные подгруппы) или внешнем и предвнешнем (для побочных подгрупп) электронных уровнях атомов.

В ряде случаев последовательное заполнение предвнешнего ( $n-1$ )  $d$ -подуровня нарушается: например, у  $\text{Cr}$  вместо ожидаемого  $3d^4 4s^2$  строение предвнешнего и внешнего слоев –  $...3d^5 4s^1$ . То же происходит с атомами  $\text{Cu}$ ,  $\text{Ag}$ ,  $\text{Nb}$ ,  $\text{Pt}$ ,  $\text{Pd}$ .

Наиболее устойчивы симметрично заполненные подуровни – полностью ( $p^6$ ,  $d^{10}$ ,  $f^{14}$ ) или наполовину ( $p^3$ ,  $d^5$ ,  $f^7$ ). Поэтому для получения более устойчивой и энергетически более выгодной конфигурации происходит "провал" или "проскок" электрона на предыдущий подуровень. Для  $\text{Pd}$  происходит даже "двойной провал".

**Сходство элементов:** вертикальное (по структуре внешнего электронного слоя), горизонтальное (по числу энергетических уровней) диагональное (по близости ионных потенциалов  $z/r$  и поляризующих свойств атомов или ионов).

#### 1.4. Периодичность в изменении свойств элементов

Свойства элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер их атомов. Среди важнейших свойств атомов можно выделить следующие:

– *радиусы атомов*: с ростом заряда ядер в периодах уменьшаются; с ростом заряда ядер в группах увеличиваются в особенности в главных подгруппах;

– *электроотрицательность* ( $\chi$ ) – способность атомов притягивать пару электронов, обобществляемых при образовании химической связи.  $\chi$  элементов возрастает по диагонали периодической системы: минимальная  $\chi$  – у атомов  $\text{Cs}$  (0,79 по шкале Полинга), у атомов  $\text{F}$  – максимальная  $\chi$  (4,0). Количественно  $\chi$  характеризуется потенциалом ионизации  $I$  и его сродством к электрону  $E_{\text{ср}}$ ;

– *энергия ионизации* ( $I$ ) – энергия, которая необходима для удаления

электрон из атома, иона или молекулы в газовой фазе без передачи освобожденному электрону кинетической энергии:  $M_{(r)} = M_{(r)}^+ + \bar{e}$ . Отрыву каждого электрона в атоме соответствует определенный потенциал ионизации. Последующий потенциал ионизации всегда больше, чем предыдущий, так как труднее оторвать отрицательный электрон от более положительно заряженного иона. Рост потенциала в периодах объясняется увеличением заряда ядер атомов и усилением притяжения к ним электронов (рост неметалличности); а уменьшение потенциалов в группах – увеличением размеров атомов и ослаблением притяжения ядрами внешних электронов (рост металличности);

– *сродство к электрону* ( $E$ ) – энергия, которая выделяется или поглощается в результате присоединения электрона к нейтральному атому или к отрицательно заряженному иону:  $M_{(r)} + \bar{e} = M_{(r)}^-$ . *Сродство к электрону* с ростом заряда ядер и уменьшением размеров атомов (ионов) в периодах увеличивается, а с ростом заряда ядер и размера атомов (ионов) в группах уменьшается.

В периодах осуществляется переход от основных свойств элементов через амфотерные к кислотным, с увеличением порядкового номера усиливаются окислительные свойства и ослабевают восстановительные. Типичные металлы легко отдают внешние электроны, а неметаллы наоборот трудно отдают внешние электроны и легко их присоединяют. В периодах электроотрицательность элементов возрастает.

В главных подгруппах осуществляется переход от кислотных свойств элементов через амфотерные к основному, усиливаются восстановительные свойства и ослабевают окислительные..

Периодичность изменения электронных структур приводит к периодическому изменению ряда химических и физических свойств элементов, в частности, атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону.

### 1.5. Условия возникновения химических связей

Лишь немногие химические элементы (благородные газы) в обычных условиях находятся в состоянии одноатомного газа. Атомы остальных элементов, наоборот, в индивидуальном виде не существуют, так как могут взаимодействовать между собой или с атомами других элементов, образуя при этом сложные частицы. Следовательно, существует причина, по которой атомы "связываются" друг с другом.

Все вещества образуются в результате возникновения между атомами, входящими в их состав, прочных связей, называемых химиче-

скими. Все химические процессы происходят в результате перегруппировок атомов, сопровождающихся разрывом старых связей между ними и образованием новых. Не существует химических реакций, в ходе которых связи между атомами не изменились бы.

**Химическая связь** – это взаимодействие атомов, приводящее к образованию ионов и молекул. Химическая связь осуществляется перекрыванием атомных взаимодействующих атомов и сопровождающееся повышением энергии

*Необходимым условием возникновения между ними химической связи является частичное перекрывание электронных оболочек атомов, вступивших в контакт друг с другом.* Наибольшей устойчивостью обладают внешние оболочки из двух или восьми электронов (электронные группировки благородных газов). Это и служит причиной того, что благородные газы при обычных условиях не вступают в химические реакции с другими элементами. Атомы же, имеющие на внешней оболочке менее восьми (или иногда двух) электронов, стремятся приобрести структуру благородных газов.

Основные положения теории А.М. Бутлерова.

1) Атомы в молекуле соединены друг с другом в определенной последовательности. Изменение этой последовательности приводит к новому веществу с новыми свойствами.

2) Соединение атомов происходит в соответствии с их валентностью.

3) Свойства веществ зависят не только от их состава, но и от порядка соединения атомов в молекулах и характера их взаимного влияния. Наиболее сильно влияют друг на друга атомы, непосредственно связанные между собой.

Отсюда следует, что **при образовании молекулы атомы стремятся приобрести устойчивую восьмиэлектронную или двухэлектронную оболочки.** Образование устойчивой конфигурации может происходить несколькими способами и приводить к молекулам различного строения, поэтому различают несколько типов химической связи.

## 1.6. Параметры химической связи

1. **Длина связи  $l$  (нм)** – равновесное межатомное расстояние между центрами химически связанных атомов, по длине химической связи можно косвенно судить о прочности. Чем ближе располагаются взаимодействующие атомы, и чем меньше длина связи, тем она прочнее.

2. **Энергия связи  $E$**  (Кдж/моль) равна работе, которую необходимо затратить на образование или разрыв одного моля связи (количественная характеристика прочности связи), чем больше энергия, тем прочнее вещество.

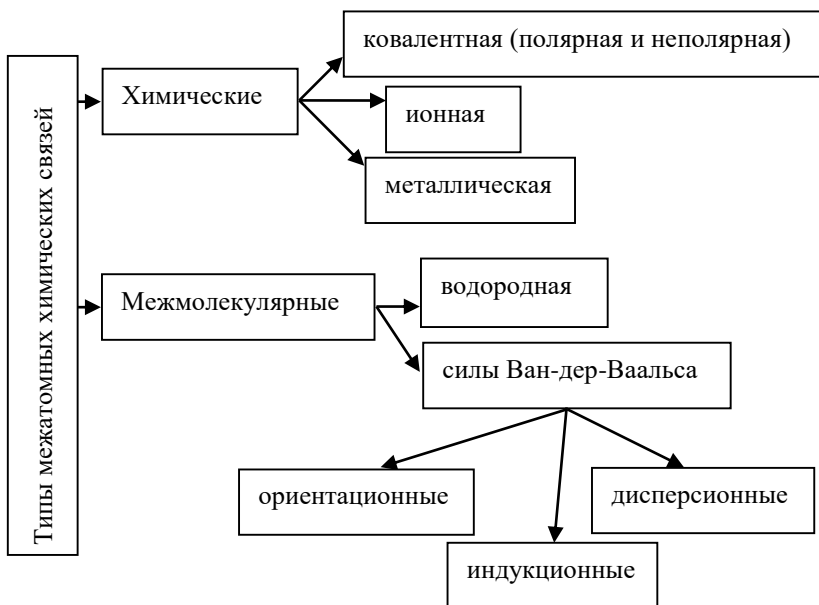
3. **Валентный угол** – угол между воображаемыми линиями, проведенными через центры химически связанными атомами, определяет форму частицы.

4. **Кратность связи** – количество электронных пар, которые участвуют в образовании химической связи. Чем выше кратность связи, тем прочнее связь, меньше межядерное расстояние между атомами.

5. **Полярность связи** – это способность связи приобретать определенный дипольный момент или смещение электронной плотности в молекуле в сторону более электроотрицательного иона.

### 1.7. Типы межатомных химических связей

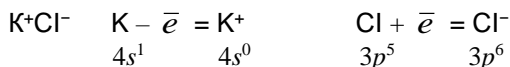
Типы межатомных химических связей представлены на схеме.



**Ковалентная** – связь, осуществляемая за счет образования электронных пар, в одинаковой мере принадлежащих обоим атомам. Ковалентная связь может возникать не только между одинаковыми ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{N}_2$ ), но и между разными атомами ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ).

Ковалентные соединения – жидкие, газообразные, имеют низкие температуры кипения и плавления.

**Ионная** – связь, возникающая между ионами. Происходит полная передача электрона от одного атома к другому:



Атомы более электроотрицательных элементов (неметаллы) дополняют свой внешний энергетический уровень за счет электронов атомов менее электроотрицательных элементов (металлов), у которых предвнешний уровень становится внешним уровнем:

$$\Delta \text{ЭО} = 2,8 - 0,9 = 1,9.$$

Она направлена и насыщаема. Ионные соединения имеют высокие температуры кипения и плавления, твердые вещества.

**Металлическая** связь возникает между атомами в металлах. Характерной особенностью является небольшое число электронов на внешнем уровне, слабо удерживаемых ядром, и большое число свободных атомных орбиталей с близкой энергией.

Образована массовым перекрыванием электронных облаков атомов в кристалле, свободное перемещение электронов по кристаллической решетке металла, делокализация электронов. Такой тип связи обеспечивает пластичность, электро- и теплопроводность, высокие температуры плавления и кипения металлов.

**Водородная** – характерна для соединений, молекулы которых имеют сильно полярные ковалентные связи, образованные атомами водорода и электроотрицательных элементов II периода ( $\text{H-F}$ ,  $-\text{O-H}$ ,  $=\text{N-H}$ ). Наиболее характерна для соединений фтора и кислорода, в меньшей степени для азота, серы и галогенов.

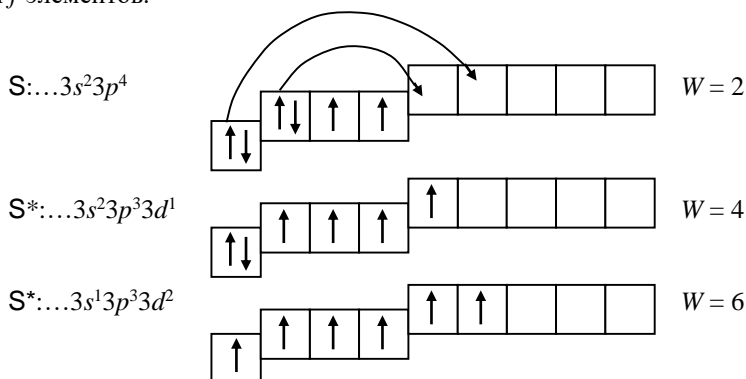
**Межмолекулярные взаимодействия** (силы Ван-дер-Ваальса) – это химическая связь, которая осуществляется без передачи электронов атомами. Эти силы определяются физическими свойствами вещества и имеют электростатическую природу и складываются из трех составляющих:

– **ориентационное взаимодействие** – взаимодействие между диполями, т.е. полярными молекулами;

— **индукционное взаимодействие** — взаимодействие между полярной и неполярной молекулами;

— **дисперсионное взаимодействие** — взаимодействие между неполярными молекулами в момент образования из них мгновенных диполей.

**Валентность** элемента — мера его способности образовывать химические связи. В образовании связей принимают участие электроны внешних уровней для *s*- и *p*-элементов; внешних и предвнешних для *d*- и *f*-элементов.



Валентность атома определяется числом образуемых ковалентных связей. Число образуемых связей зависит от числа неспаренных электронов и атомных орбиталей, которые могут участвовать в образовании ковалентных связей по обменному или донорно-акцепторному механизмам.

Число неспаренных электронов может увеличиться при переходе атома из нормального в возбужденное состояние за счет "распаривания" электрона. Распаривание электронов возможно лишь в пределах **одного** электронного уровня.

### 1.8. Классификация связей по природе взаимодействия

1. **Спин-спиновое** взаимодействие — ковалентная связь (донорно-акцепторное взаимодействие) и металлическая связь.

2. **Электростатическое** взаимодействие — ионная связь и межмолекулярные связи.

Валентность элемента — мера его способности образовывать химические связи. В образовании связей принимают участие электроны

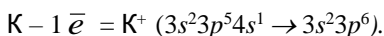
внешних уровней для  $s$ - и  $p$ -элементов; внешних и предвнешних – для  $d$ - и  $f$ -элементов.

В рамках теории Льюиса, атомы в реакциях стремятся к образованию устойчивой восьмиэлектронной оболочки инертного благородного газа  $ns^2np^6$ , расположенного в том же периоде (правило октета).

Элементы VIIA группы для завершения октета могут приобрести только один электрон или отдать семь электронов внешнего слоя:



Элементы VIA группы могут для приобретения устойчивой восьмиэлектронной оболочки либо отдать шесть электронов ( $\text{S}^0 - 6 \bar{e} = \text{S}^{+6}$ ), либо присоединить два электрона ( $\text{S}^0 + 2 \bar{e} = \text{S}^{-2}$ ). Элементы IA и IIA групп могут только отдавать свои валентные электроны:



Согласно представлениям Льюиса, валентность соответствует числу электронных пар, обобществляемых атомом для завершения октета электронов внешнего электронного слоя. Для элементов VIIA группы образуется одна ковалентная связь, VIA – две, VA – три, IVA – четыре ковалентные связи.

### 1.9. Механизмы образования ковалентной связи

Ковалентная связь, в зависимости от того как возникает общая электронная пара, может образовываться по обменному или донорно-акцепторному механизму.

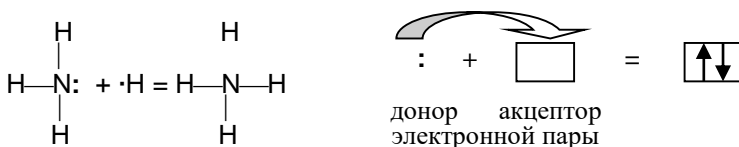
При **обменном** механизме в образовании общей электронной пары от каждого атома участвуют и атомная орбиталь, и неспаренный электрон, находящийся на этой орбитали. Основан на том, что общая электронная пара образована за счет электронов каждого из атомов. Например, в молекуле водорода содержащиеся на атомных  $s$ -орбиталях одиночные электроны с противоположными спинами, образуют общую электронную пару:



**Донорно-акцепторный** – возникает тогда, когда один компонент – **донор** – имеет на атомной орбитали внешнего уровня электронную

пару, а другой – **акцептор** – свободную орбиталь. В молекуле аммиака у атома азота во внешнем слое имеется свободная электронная пара, что позволяет этой молекуле выступать в роли донора. У катиона водорода имеется свободная  $1s$ -орбиталь: донор неподеленной пары электронов подает эту пару на вакантную атомную орбиталь другого атома.

Аммиак + протон = ион аммония



Этот вид связи характерен для комплексных соединений: роль акцептора выполняет катион металла, предоставляющий свободную орбиталь, а донором электронных пар могут быть анионы ( $\text{CN}^-$ ,  $\text{OH}^-$ ), молекулы ( $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ).

### 1.10. Метод валентных связей

Одним из методов расчета волновой функции, а также распределения электронной плотности в молекуле является **метод валентных связей** (ВС) (локализованных электронных пар). Основа метода ВС заключается в том, что связи между атомами в молекуле осуществляются за счет электронных пар. В основе метода ВС лежат следующие положения:

- 1). ковалентная химическая связь образуется двумя электронами с противоположно направленными (антипараллельными) спинами, эта электронная пара принадлежит двум атомам;
- 2). при образовании ковалентной связи атомные орбитали, на которых располагаются электроны, перекрываются;
- 3). ковалентная связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие орбитали.

Метод ВС позволяет понять способность атомов к образованию определенного числа ковалентных связей, объясняет направленность ковалентной связи.

Число обобщенных электронных пар определяет *ковалентность* элемента. Ковалентные связи являются разновидностью *атомных связей*.

Ковалентная связь характеризуется *насыщаемостью*, *направленностью* и *поляризуемостью*.

### 1.10.1. Насыщаемость ковалентной связи

**Насыщаемость** – характеризуется числом неспаренных электронов и свободных АО, способных участвовать в образовании химической связи. Насыщаемость характеризует валентные возможности атомов, их координационное число и число образующихся связей.

В образовании ковалентных связей принимают участие все имеющиеся одноэлектронные облака.

Способность атома образовывать ковалентные связи обуславливается не только числом одноэлектронных облаков, но и числом свободных орбиталей или числом двухэлектронных облаков. Ковалентность элемента характеризуется общим числом валентных орбиталей, принимающих участие в образовании ковалентной связи.

В зависимости от строения электронных оболочек атомов элементы проявляют свое максимальное значение ковалентности. Так, элементы II периода имеют четыре валентных орбитали (одну  $2s$ - и три  $2p$ -) и образуют четыре ковалентные связи. Максимальное число ковалентных связей у элементов III периода равно шести (одна  $3s$ -, три  $3p$ - и две  $3d$ -орбитали).

### 1.10.2. Направленность ковалентной связи

К образованию ионных связей приводит электростатическое притяжение между противоположно заряженными ионами. Электростатическое поле, создаваемое ионами, сферически симметрично, поэтому ионные связи – ненаправленные.

Когда атомы сближаются, их атомные орбитали перекрываются и образуются молекулярные орбитали. Если связывающая пара электронов занимает молекулярную орбиталь с низкой энергией, то возникает ковалентная связь. Согласно принципу Паули спины этих двух электронов должны быть направлены в противоположные стороны. Чем больше перекрывание атомных орбиталей, тем выше связывающий характер молекулярной орбитали. Самые прочные связи образуются при максимальном перекрывании атомных орбиталей.

Так как электронные облака имеют различную форму, максимальное перекрывание связующих облаков может осуществляться по соответствующим направлениям.

**Направленность** – связь образуется в направлении перекрывания электронных облаков реагирующих атомов. Направленность характеризует форму образующихся частиц и прочность химических связей.

Форма ковалентных молекул определяется углами между связями, соединяющими атомы.

Для  $s$ -орбиталей характерна сферическая симметрия, и они могут образовывать связи одинаковой прочности в любом направлении. Связи, образованные  $p$ -орбиталями, обладают направленностью, так как ориентированы в пространстве по осям координат. Например, при образовании связи между  $s$ -орбиталью одного атома и  $p$ -орбиталью другого атома максимальное перекрывание электронных облаков обеспечивается вдоль линии, соединяющей центры атомов (рис. 4). Такие связи называются  $\sigma$ -связями (рис. 4.). *Одинарная связь между атомами всегда  $\sigma$ -связь.*

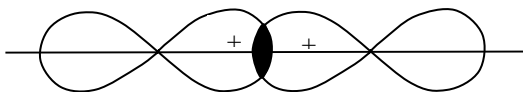


Рис. 4. Образование  $\sigma$ -связи

При образовании связей  $p$ -электронами возможно боковое перекрывание  $p$ -орбиталей, когда перекрывание электронных облаков происходит по обе стороны от линии, соединяющей центры атомов. Такие связи называются  $\pi$ -связями (рис. 5). Они могут возникать и при перекрывании  $d$ - и  $p$ -электронных облаков или  $d$ -облаков.

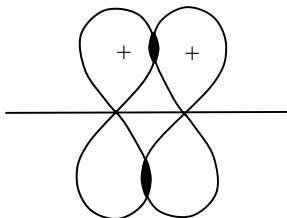


Рис. 5. Образование  $\pi$ -связи

Образование  $\pi$ -связи между двумя атомами происходит только в том случае, если эти атомы уже соединены  $\sigma$ -связью (двойная связь: одна из них  $\pi$ -другая  $\sigma$ -связь).  *$\pi$ -Связей может быть две или одна.*

*$\sigma$ -Связи являются более прочными, чем  $\pi$ -связи.*

При перекрывании  $d$ -облаков в четырех областях пространства образуются  $\delta$ -связи.  $\delta$ -Связи имеют ту же симметрию, что и  $d$ -орбитали, т.е. две узловые плоскости, и возникают при перекрывании  $d$ -орбиталей соседних атомов в четырех областях пространства.

Число  $\sigma$ -связей, образуемых атомами, характеризует **координационное число** (к.ч.) центрального атома ковалентной молекулы. Например, атом четырехвалентного углерода в  $\text{CF}_4$  образует четыре, а в  $\text{CO}_2$

– две  $\sigma$ -связи. Координационное число углерода в этих соединениях равно соответственно четырем и двум.

### 1.10.3. Полярность и поляризуемость ковалентной связи

Мерой **полярности** связи является ее электрический момент диполя ( $\mu$ ) и равен произведению эффективного заряда ( $q$ ) на длину связи ( $l$ ):

$$\mu = q \cdot l.$$

Электрический момент диполя характеризует способность связи ориентироваться в магнитном поле, это векторная величина. Направление его условно принимают от положительного заряда к отрицательному – в сторону смещения связывающего электронного облака.

В двухатомных молекулах простых веществ электронные пары, образующие ковалентные связи, в равной степени принадлежат обоим атомам, следовательно, симметричное распределение электронной плотности и связь является **неполярной**.

Если связь образована атомами разных элементов, то один из них (с большим значением электроотрицательности) притягивает общую электронную плотность сильнее, симметрия распределения зарядов нарушается и связь становится **полярной**.

Химическая связь тем полярнее, чем больше разность ЭО участвующих в ней атомов.

Полярность связей и всей молекулы может изменяться под действием внешнего электрического поля или под действием другой молекулы или иона. Способность к такому изменению характеризуется **поляризуемостью**. В результате поляризации неполярные молекулы могут стать полярными, а полярные превратиться в еще более полярные вплоть до полного разрыва отдельных связей с образованием положительных и отрицательных ионов.

Химическая связь, осуществляемая парой электронов, обслуживающих два атомных центра, называется **локализованной**. Химическая связь, которая объединяет более двух атомов называется **делокализованной**.

### 1.10.4. Гибридизация АО и форма многоатомных частиц

Гибридизация атомных орбиталей – это процесс, при котором смешиваются различные орбитали центрального атома, в результате чего образуются одинаковые по своим характеристикам орбитали. Гибридизация происходит в процессе образования ковалентной связи.

Гибридная орбиталь имеет форму знака бесконечности или несимметричной перевернутой восьмерки, вытянутой в сторону от атомного ядра. Такая форма обуславливает более сильное, чем в случае чистых атомных орбиталей, перекрывание гибридных орбиталей с орбиталями (чистых или гибридных) других атомов и приводит к образованию более прочных ковалентных связей.

Впервые идею о гибридизации атомных орбиталей выдвинул американский ученый Л. Полинг. Он считал, что у вступающего в химическую связь атома имеются разные атомные орбитали ( $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -орбитали), то в результате происходит гибридизация этих орбиталей. Суть процесса заключается в том, что из разных орбиталей образуются эквивалентные друг другу атомные орбитали.

Чем полнее в пространстве перекрываются друг с другом электронные облака, участвующие в химической связи, тем меньшим запасом энергии обладают электроны, находящиеся в области перекрывания и осуществляющие связь, и тем прочнее химическая связь между этими атомами.

$AO$  может изменить свою форму при комбинации с другими атомными орбиталями другой симметрии этого же атома. В результате комбинаций различных орбиталей ( $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и т.д.) возникают новые  $AO$  промежуточной формы, которые называются **гибридными**. Перестройка различных  $AO$  в новые орбитали, усредненные по форме, называются **гибридизацией** (число атомных орбиталей, несмотря на их видоизменение, сохраняется).

Гибридизация осуществляется при возбуждении атома, т.е. требует затрат энергии. Поэтому, гибридные  $AO$  образуются только тогда, когда их перекрывание с  $AO$  другого атома будет более полным.

**Первое условие** устойчивости гибридизации: по сравнению с исходными атомными орбиталями гибридная  $AO$  должна более полно перекрываться орбиталью соседнего атома при образовании связи.

**Второе условие:** в гибридизации могут участвовать  $AO$ , которым соответствуют близкие энергетические уровни. Следовательно, в гибридизации могут участвовать  $s$ - и  $p$ -орбитали только одного – внешнего уровня и  $d$ -орбитали внешнего или предвнешнего уровня.

**Третье условие** устойчивой гибридизации: в гибридизации могут участвовать  $AO$  с достаточно высокой электронной плотностью. При удалении атомных орбиталей от ядра с ростом главного квантового числа  $n$  они становятся более диффузными (расплывчатыми). Поэтому более устойчивая гибридизация осуществляется в атомах элементов, расположенных в начальных периодах.

**Электроны, участвующие в образовании  $\pi$ -связей, гибридизации не подвергаются. Гибридизации подвергаются только центральные атомы орбитали. Неподделенные электронные пары подвергаются гибридизации.**

Основные типы гибридизации:

–  $sp$ -гибридизация – из двух  $AO$  образуются две равноценные гибридные орбитали, возникает за счет электронов, находящихся в  $s$ - и  $p$ -орбиталях и обладающих близкой энергией. Молекула имеет линейное строение, получающиеся гибридные  $sp$ -орбитали расположены на одной прямой линии под углом  $180^\circ$  ( $\text{BeF}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ). Например, при образовании молекулы  $\text{BeH}_2$ :  ${}^4\text{Be}^* 1s^2 2s^1 2p^1$ . Атомы бериллия в нормальном состоянии имеют во внешнем слое два спаренных  $s$ -электрона. В результате возбуждения один из  $s$ -электронов переходит в  $p$ -состояние – появляется два неспаренных электрона, один из которых  $s$ -, а другой  $p$ -электрон.

–  $sp^2$ -гибридизация – из трех  $AO$  образуются три одинаковые гибридные орбитали, при комбинировании одной  $s$ -орбитали и двух  $p$ -орбиталей друг с другом. Молекула имеет форму плоского треугольника, получающиеся гибридные  $sp^2$ -орбитали расположены под углом  $120^\circ$  ( $\text{BF}_3$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ). Например, при образовании молекулы  $\text{BH}_3$ :  ${}^5\text{B}^* 1s^2 2s^1 2p^2$ . Возбужденный атом бора обладает тремя неспаренными электронами – одним  $s$ -электроном и двумя  $p$ -электронами.

–  $sp^3$ -гибридизация – из четырех гибридных орбиталей одного атома образуются четыре эквивалентные  $sp^3$ -орбитали, при комбинировании одной  $s$ -орбитали и трех  $p$ -орбиталей друг с другом. Молекула имеет форму тетраэдра, получающиеся гибридные  $sp^3$ -орбитали расположены под углом  $109^\circ$  к вершинам тетраэдра ( $\text{CH}_4$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{ClO}_4^-$ ). Например, при образовании молекулы  $\text{CH}_4$ :  ${}^6\text{C}^* 1s^2 2s^2 2p^3$ .

–  $sp^3d$ -гибридизация – образование тетраэдрических частиц ( $\text{TiCl}_4$ ,  $\text{MnO}_4^-$ ,  $\text{CrO}_4^{2-}$ ) с углами между связями  $109^\circ$ , образованных с участием либо одного  $s$ - и трех  $d$ -электронов, либо одного  $s$ -, одного  $p$ - и двух  $d$ -электронов.

–  $sp^2d$ -гибридизация – участие в гибридизации  $p$ - и  $d$ -орбиталей, расположенных в одной плоскости приводит к образованию четырех гибридных  $AO$ , направленных под прямым углом друг к другу. Четыре эквивалентные связи, направленные в одной плоскости к вершинам квадрата, образуют, например, никель в  $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ .

–  $sp^3d^2$ -гибридизация – образование восьмигранника (октаэдра) ( $\text{SF}_6$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ ), образованных с участием одной  $s$ -, трех  $p$ - и двух  $d$ -орбиталей одного уровня или у  $d$ -элементов четвертого периода ( $\text{Cr}$ ,

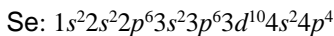
Mn, Fe) в  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$  октаэдрические орбитали образуются из  $3d$ -,  $4s$ -,  $4p$ -орбиталей под углом  $90^\circ$  относительно друг друга.

Геометрическая конфигурация молекул определяется в основном пространственной направленностью  $\sigma$ -связей.

### Примеры решения задач

*Пример 1.* По данным о квантовых числах и числе электронов ( $N_e$ ) на валентных орбиталях составьте электронную формулу атома, укажите название этого элемента, период и группу, к которой он принадлежит:  $n = 4$ ,  $l = 1$ ,  $N_e = 6$ .

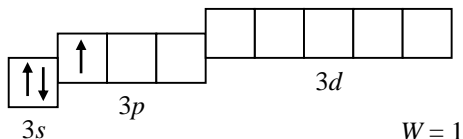
*Решение.* Значения главного ( $n$ ) и орбитального ( $l$ ) квантовых чисел говорят о том, что элемент находится в четвертом периоде и относится к семейству  $p$ -элементов. Внешний энергетический уровень атома элемента содержит шесть электронов: ...  $4s^2 4p^4$ . Такую конфигурацию внешнего энергетического уровня имеет атом селена, полная электронная формула следующая:



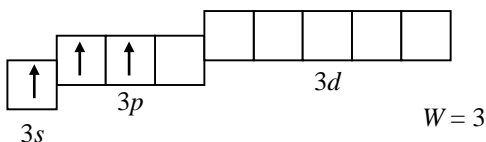
Селен находится в 4 периоде, в VIA группе.

*Пример 2.* Опишите методом валентных связей электронное строение молекулы  $\text{AlCl}_3$  и ионов  $\text{AlO}_2^-$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ ,  $[\text{AlCl}_6]^{3-}$ , тип гибридизации  $AO$  атома алюминия, число и тип химических связей, геометрическую форму частиц и угол между связями.

*Решение.* В нормальном состоянии структура внешнего энергетического уровня атома алюминия следующая:



внешнего энергетического уровня атома алюминия в возбужденном состоянии.



В образовании химических связей в атоме алюминия могут принимать участие один электрон  $3s$ -орбитали и два электрона  $3p$ -орбитали (по обменному механизму), а также вакантные  $3p$ - и  $3d$ -орбитали по донорно-акцепторному механизму.

При образовании молекулы  $AlCl_3$  возникают три гибридных электронных облака ( $sp^2$ -гибридизация). Молекула  $AlCl_3$  имеет форму плоского треугольника, валентный угол между связями  $120^\circ$ .

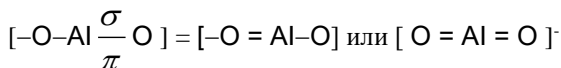
При образовании ионов  $AlO_2^-$ ,  $[Al(OH)_4]^-$  и  $[AlCl_6]^{3-}$  возникают следующие гибридные электронные облака соответственно:  $sp^-$ ,  $sp^3^-$ ,  $sp^3d^2$ -гибридизации. Пространственная конфигурация и угол связи:

$AlO_2^-$  – линейная форма,  $180^\circ$ ;

$[Al(OH)_4]^-$  – тетраэдр,  $109,5^\circ$ ;

$[AlCl_6]^{3-}$  – тетрагональная бипирамида,  $90^\circ$ .

В ионе  $AlO_2^-$  – две  $\sigma$ -связи и одна делокализованная  $\pi$ -связь:



В остальных частицах существуют только  $\sigma$ -связи:

$AlCl_3$  – 3  $\sigma$ -связи;  $[Al(OH)_4]^-$  – 4  $\sigma$ -связи (одна из них образована по донорно-акцепторному механизму);  $[AlCl_6]^{3-}$  – 6  $\sigma$ -связей (три – по донорно-акцепторному механизму, три иона  $Cl^-$  передают три пары электронов на три вакантные орбитали атома Al).

*Пример 3.* Какая из связей,  $Ca-F$  или  $Ca-Cl$ , наиболее полярна? Какое из соединений,  $CaF_2$  или  $CaCl_2$ , плавится при более высокой температуре?

*Решение.* Чем выше ионность связи, тем больше температура плавления соли. Для определения полярности связи необходимо найти разность электроотрицательностей ( $\Delta \chi_O$ ) в приведенных парах атомов:

$$\Delta \chi_O_{Ca-F} = 4,0 - 1,0 = 3,0; \quad \Delta \chi_O_{Ca-Cl} = 2,8 - 1,0 = 1,8.$$

Чем больше разность электроотрицательностей соединяющихся атомов, тем более полярна связь, тем ближе она к ионной. Наиболее полярной является связь  $Ca-F$ . Общее электронное облако смещается в сторону атома с большей электроотрицательностью, т.е. в сторону атома фтора в первом примере, хлора во втором примере.

Ионные соединения в твердом состоянии – это совокупность ионов, удерживаемых вместе сильным электростатическим взаимодействием.

Следовательно,  $\text{CaF}_2$  как более ионное соединение плавится при более высокой температуре ( $t_{\text{пл}} \text{CaF}_2 = 1423^\circ\text{C}$ ,  $t_{\text{пл}} \text{CaCl}_2 = 728^\circ\text{C}$ ).

*Пример 4.* Напишите электронную формулу атома элемента и назовите его, если значения квантовых чисел ( $n, l, m_l, m_s$ ) электронов внешнего электронного слоя следующие: 4,0,0,+1/2; 4,0,0,-1/2; 4,1,-1,+1/2; 4,1,0,+1/2; 4,1,1,+1/2; 4,1,-1,-1/2.

*Решение.* Состояние каждого электрона внешнего энергетического уровня определяется следующим набором квантовых чисел:

1-й электрон	$n = 4$	$l = 0$	$m_l = 0$	$m_s = +1/2$
2-й электрон	$n = 4$	$l = 0$	$m_l = 0$	$m_s = -1/2$
3-й электрон	$n = 4$	$l = 1$	$m_l = -1$	$m_s = +1/2$
4-й электрон	$n = 4$	$l = 1$	$m_l = 0$	$m_s = +1/2$
5-й электрон	$n = 4$	$l = 1$	$m_l = +1$	$m_s = +1/2$
6-й электрон	$n = 4$	$l = 1$	$m_l = +1$	$m_s = -1/2$

Главное квантовое число ( $n$ ) равно четырем, следовательно, электроны находятся на 4-м энергетическом уровне.

Орбитальное квантовое число ( $l$ ), определяющее форму орбитали, равно 0 и 1, следовательно, электроны находятся на  $s$ - и  $p$ -подуровне.

Магнитное квантовое число ( $m_l$ ) определяет ориентацию орбитали в пространстве и число орбиталей на подуровне. В данном примере четыре орбитали.

На  $s$ -орбитали находится два электрона ( $m_s = \pm 1/2$ ). На трех  $p$ -орбиталях ( $p_x, p_y, p_z$ ) находится четыре электрона.

Внешний энергетический уровень атома этого элемента содержит шесть электронов:  $.....4s^24p^4$ .

Такую электронную конфигурацию внешнего энергетического уровня имеет атом селена  $\text{Se}$ , полная электронная формула которого следующая:  $1s^22s^22p^63s^23p^64s^24p^4$ .

### Вопросы для самоподготовки

1. Что такое атомная орбиталь?
2. Может ли магнитное квантовое число по своему значению превышать значение главного квантового числа того же электронного слоя?
3. Может ли химическая связь между атомами осуществляться

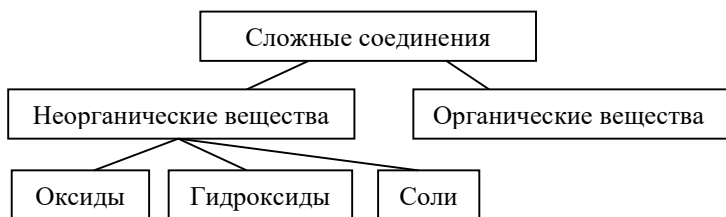
одним электроном?

4. Какими показателями характеризуют прочность химической связи?
5. Чем должны обладать химические частицы для установления между собой химической связи по ковалентному механизму?
6. Чем определяется валентность элемента в конкретном соединении?
7. В чем состоит главная причина гибридизации атомных орбиталей, участвующих в образовании химических связей?
8. Какие атомные орбитали могут гибридизоваться?
9. Какой тип гибридизации атомных орбиталей наиболее часто осуществляется в неорганических соединениях?
10. Что такое координационное число атома в его соединении?
11. Что является мерой полярности химической связи?

## 2. КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Химические вещества принято делить на две группы: простые и сложные. Простые вещества подразделяются на металлы и неметаллы.

К сложным веществам относятся неорганические и органические вещества.



Соединение состоит из катиона и аниона. Вначале записываем катион, потом – анион. Соединение электронейтрально (не имеет заряда).

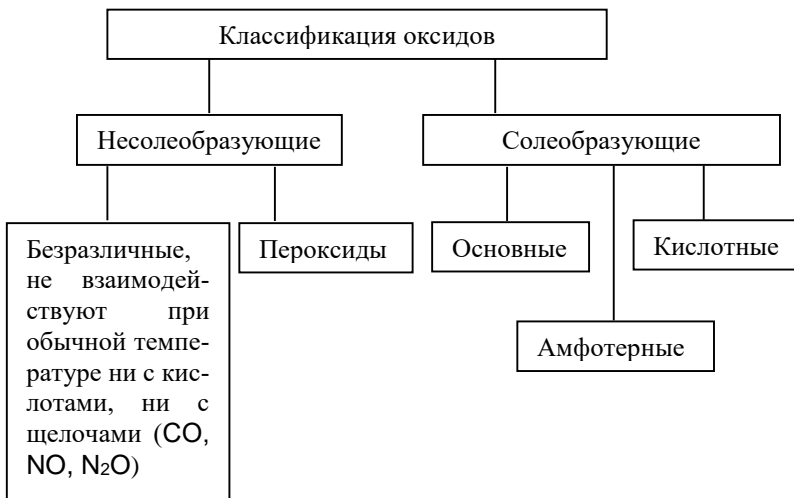
*Анион* ( $An^{n-}$ ) – отрицательно заряженный ион. Характеризуется величиной отрицательного заряда; например,  $Cl^-$  – однозарядный анион, а  $SO_4^{2-}$  – двухзарядный анион.

*Катион* ( $Kt^{m+}$ ) – положительно заряженный ион. Характеризуется величиной положительного электрического заряда; например,  $NH_4^+$  – однозарядный катион,  $Ca^{2+}$  – двухзарядный катион.

$Kt_n^{m+} An_m^{n-}$  (метод креста:  $n$  – вниз к катиону,  $m$  – вниз к аниону;  $n$  относится к  $m$ , как простые целые числа, т. е. сокращаем),  $Kt_n^{m+} An_m^{n-}$ .

**Оксиды**  $Э_nO_m$  – соединения химического элемента с кислородом, содержащие атом кислорода в степени окисления  $-2$ . Например:  $K_2O$ ,  $FeO$ ,  $Cr_2O_3$ ,  $SiO_2$ ,  $P_2O_5$ .

Оксиды делят на две группы: солеобразующие и несолеобразующие, а каждую из групп подразделяют на несколько подгрупп:



Если элемент образует с кислородом одно соединение, то его называют оксидом соответствующего элемента:  $K_2O$  – оксид калия. Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента указывается степень его окисления (римской цифрой в скобках):  $Cr_2O_3$  – оксид хрома (III);  $SO_3$  – оксид серы (VI). Например, оксид хрома (VI) (заряд хрома или, иначе, степень окисления с.о. «+6»). Сначала пишем хром (катион), потом кислород (анион)  $Cr^{+6}O^{-2}$ . Уравниваем методом креста:  $Cr_2O_6$  и сокращаем до простых целых чисел  $Cr_2O_3$ .

Характер оксида определяется положением соответствующего элемента в таблице Д.И. Менделеева. В периоде слева направо металлические (основные) свойства ослабевают и усиливаются неметаллические (кислотные), а в главных подгруппах сверху вниз металлические (основные) свойства усиливаются, а неметаллические (кислотные) ослабевают.

В главных подгруппах границей между элементами, образующими основные и кислотные оксиды, являются элементы, оксиды которых амфотерны и расположены на диагонали-вертикали: Be-Al-Ge-Sn-Pb.

Правее и выше линии (Be-Al-Ge-Sn-Pb) расположены элементы, образующие кислотные оксиды. Исключение составляют элементы V группы – As и Sb в степени окисления +3, оксиды которых амфотерны, и Bi (+3) и Po (+4), оксиды которых основные. As и Sb в степени окисления +5 образуют кислотные оксиды.

Элементы главных (A) подгрупп  
рост металлических свойств



Периоды	Группы элементов						
	1	2	3	4	5	6	7
2	Li	Be	B	C	N	O	F
3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
4	K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br
5	Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I
6	Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At

Левее и ниже линии (Re-Al-Ge-Sn-Pb) находятся элементы, образующие основные оксиды. Исключением являются элементы III группы – Ga и In, оксиды которых амфотерны.

Оксиды некоторых элементов побочных подгрупп имеют свойства:

Ag<sub>2</sub>O, CdO, CoO, NiO, Cu<sub>2</sub>O, FeO, HgO – основные;  
ZnO, Sc<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Au<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – амфотерные.

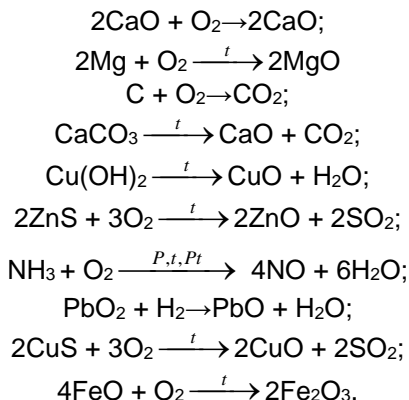
Если элемент образует оксиды в нескольких степенях окисления, то оксиды, соответствующие высшим степеням окисления элемента, проявляют кислотные свойства, а низшим – основные свойства. Оксиды с промежуточными степенями окисления проявляют амфотерные свойства.

Например:

MnO – основной,  
MnO<sub>2</sub> – амфотерный,  
MnO<sub>3</sub> – кислотный,  
Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub> – кислотный.

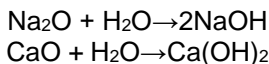
CrO – основной,  
Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub> – амфотерный,  
CrO<sub>3</sub> – кислотный.

**Получение.** Оксиды могут быть получены при непосредственном окислении элемента кислородом, при термическом разложении солей и гидроксидов, окислении сложных веществ, восстановлении или окислении других оксидов данного элемента:



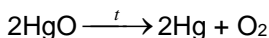
**Основные оксиды** образуют только металлы, образующие соли при взаимодействии с кислотами или кислотными оксидами. Например,  $\text{K}_2\text{O}$ ,  $\text{FeO}$ ,  $\text{CaO}$ ; им соответствуют основания  $\text{KOH}$ ,  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .

**Химические свойства.** Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов (металлы IА группы и  $\text{Ca}$ ,  $\text{Sr}$ ,  $\text{Ba}$ ) растворяются в воде с образованием щелочей:

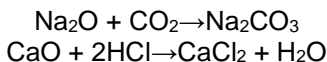


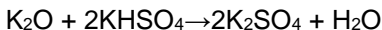
Оксиды остальных металлов нерастворимы в воде и не взаимодействуют с ней.

Большинство основных оксидов *не распадаются* при нагревании, исключение составляют оксиды ртути и благородных металлов:



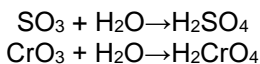
Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, кислотными оксидами и кислыми солями с образованием солей:





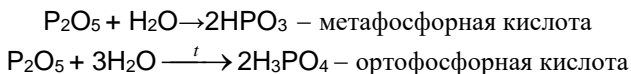
**Кислотные оксиды** образуют неметаллы ( $\text{Cl}_2\text{O}_7$ ,  $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{Cl}_2\text{O}$  и др.), а также металлы *d*-типа IV-VII групп Периодической системы в высшей степени окисления ( $\text{V}_2\text{O}_5$ ,  $\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ,  $\text{WO}_3$  и др.). Это оксиды, образующие соли при взаимодействии с основаниями или основными оксидами.

**Химические свойства.** Кислотные оксиды – ангидриды (т.е. обезвоженные формы) соответствующих кислот. Большинство кислотных оксидов растворимы в воде и взаимодействуют с ней, образуя кислоты:



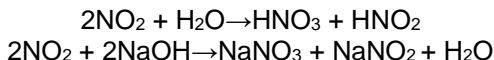
Некоторые кислотные оксиды, которые в воде не растворяются и с ней не взаимодействуют ( $\text{SiO}_2$ ,  $\text{V}_2\text{O}_5$ ,  $\text{Sb}_2\text{O}_5$  и др.).

Некоторые оксиды в зависимости от условий могут присоединять разное число молекул воды, образуя *мета*- и *орто*-кислоты:

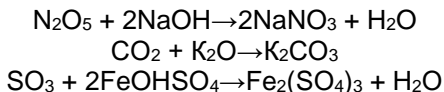


Способность образовывать орто- и метакислоты зависит от атомного радиуса элемента: чем меньше радиус, тем устойчивее метаформа. Так, радиус атома азота меньше, чем радиус атома фосфора, поэтому при гидратации  $\text{N}_2\text{O}_5$ , в отличие от  $\text{P}_2\text{O}_5$ , образуется только одна кислота  $\text{HNO}_3$  (метаформа).

Существуют кислотные оксиды, содержащие атом элемента в промежуточной степени окисления, которые при взаимодействии с водой образуют смесь двух кислот, при взаимодействии с основаниями или основными оксидами образуют смесь солей соответствующих кислот:

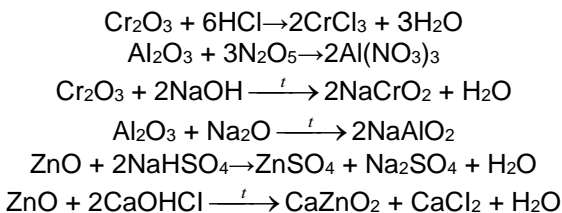


Кислотные оксиды взаимодействуют с основными оксидами, основаниями и с основными солями, образуя соли:



**Амфотерные оксиды** в зависимости от условий проявляют двойственную природу: они способны к реакциям, в которые вступают как основные, так и кислотные оксиды ( $\text{BeO}$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ,  $\text{PbO}$ ,  $\text{PbO}_2$ ,  $\text{SnO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ). Оксиду  $\text{ZnO}$  соответствует гидроксид цинка  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и цинковая кислота  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ ; оксиду  $\text{Al}_2\text{O}_3$  соответствует гидроксид  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и ортоалюминиевая  $\text{H}_3\text{AlO}_3$  или метаалюминиевая кислота  $\text{HAlO}_2$  и т.д.

**Химические свойства.** Амфотерные оксиды реагируют с кислотами (кислотными оксидами), основаниями (основными оксидами), кислыми и основными солями, образуя соли:



Амфотерные оксиды не растворяются в воде и с ней не реагируют.

**Гидроксиды**  $\text{Э}(\text{OH})_m$  (гидраты оксидов) подразделяются на три группы: 1) кислоты – гидраты кислотных оксидов; 2) основания – гидраты основных оксидов; 3) амфотерные гидроксиды – гидраты амфотерных оксидов.

**Кислоты** – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются катионы водорода  $\text{H}^+$  (точнее ионы гидроксония  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) и анионы кислотного остатка ( $\text{An}^{n-}$ ).

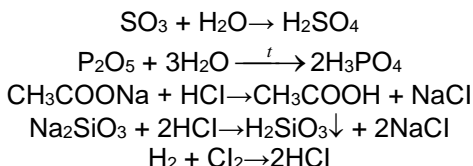


Заряд кислотного остатка равен количеству атомов водорода в кислоте со знаком минус («-»).

Кислоты классифицируют:

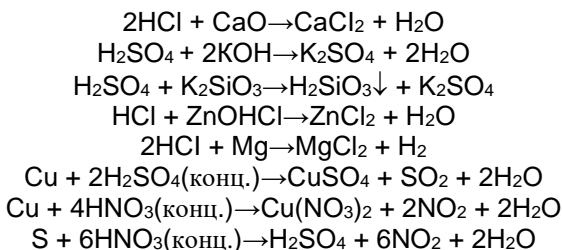
- по растворимости;
- по количеству ионов водорода: одноосновные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HCN}$ ); двухосновные ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ), трехосновные ( $\text{H}_3\text{PO}_4$ ) и т.д. кислоты;
- по наличию атомов кислорода: бескислородные ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{H}_2\text{Te}$ ,  $\text{H}_2\text{Se}$ ) и кислородсодержащие ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_2$ ,  $\text{HClO}$ ,  $\text{HClO}_4$ );
- по способности образовывать ионы: на сильные ( $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и др.) и слабые ( $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{HCN}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$  и др.). В растворах слабые кислоты присутствуют в основном в виде молекул.

**Получение.** Кислородсодержащие кислоты получают взаимодействием кислотных оксидов с водой; вытеснением слабых, летучих или малорастворимых кислот из их солей более сильными кислотами; бескислородные кислоты получают взаимодействием водорода из их солей более сильными кислотами.



**Химические свойства.** С разбавленными кислотами взаимодействуют металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода (окислительные свойства кислот за счет катионов  $\text{H}^+$ ).

Кислоты взаимодействуют с основными оксидами, основаниями, солями, металлами и неметаллами с образованием солей:



**Основания** – электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов образуют атомы металла, а анионов образуют гидроксид-ионы  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Me}^{m+}(\text{OH})_m$ .

Основания классифицируются:

- по числу гидроксильных групп: одно-, двух, трех и т.д.- кислотные ( $\text{NaOH}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ );

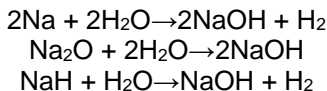
- по отношению к воде на нерастворимые и растворимые, называемые щелочами (образованные металлами IA и IIA групп, кроме Mg, Be);

- по отношению к нагреванию: нерастворимые основания разлагаются на два оксида ( $2\text{Cr}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t} \text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ ); растворимые (щелочи) не разлагаются, могут кипеть и перегоняться;

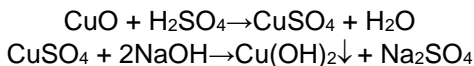
- по способности к диссоциации в водных растворах на сильные

(NaOH, Ca(OH)<sub>2</sub>) и слабые (Cu(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>).

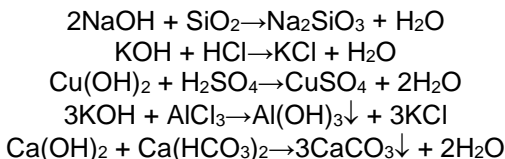
**Получение.** Щелочи могут быть получены при взаимодействии соответствующего металла, его оксида или гидроксида с водой:



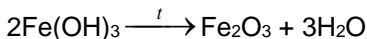
Нерастворимые основания получают косвенным путем:



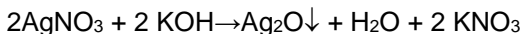
**Химические свойства.** Основания взаимодействуют с кислотными оксидами, кислотами, солями:



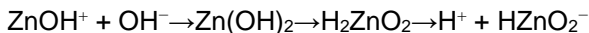
Все нерастворимые в воде основания при нагревании разлагаются с образованием оксидов:



Гидроксиды серебра, ртути очень легко распадаются, при их получении обменной реакцией вместо гидроксидов выпадают оксиды:



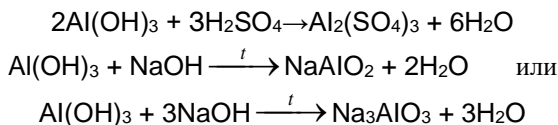
**Амфотерными** называются гидроксиды, способные диссоциировать и по типу оснований (с образованием OH<sup>-</sup>-ионов) и по типу кислот (с образованием H<sup>+</sup>-ионов), например,



К амфотерным гидроксидам относятся: Zn(OH)<sub>2</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub>, Pb(OH)<sub>2</sub>, Pb(OH)<sub>4</sub>, Sn(OH)<sub>2</sub>, Sn(OH)<sub>4</sub>, и др.

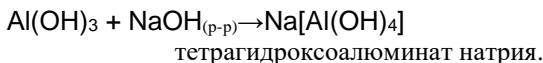
Все амфотерные гидроксиды *не растворяются* в воде. Амфотерные

гидроксиды способны взаимодействовать как с кислотами, так и с основаниями, образуя соли:



Растворение амфотерных гидроксидов в щелочных растворах рассматривается как процесс образования гидроксосолей (гидроксокомплексов):  $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ ,  $[\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}$ .

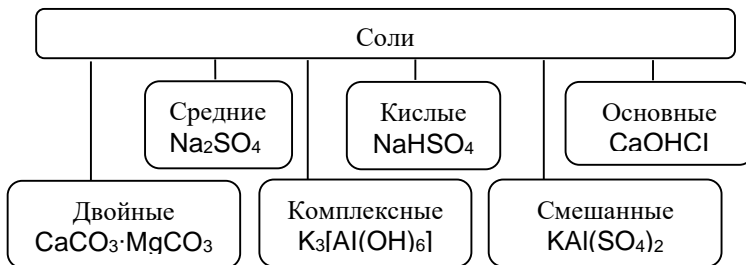
Например:



Таким образом, ввиду двойственного характера амфотерные гидроксиды имеют два названия, например:  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  (или  $\text{H}_2\text{ZnO}_2$ ) гидроксид цинка или цинковая кислота.

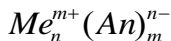
**Соли** – электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов и анионы кислотных остатков:

В зависимости от состава различают следующие типы солей:



*Формула соли всегда начинается с катиона, а название – с аниона.*

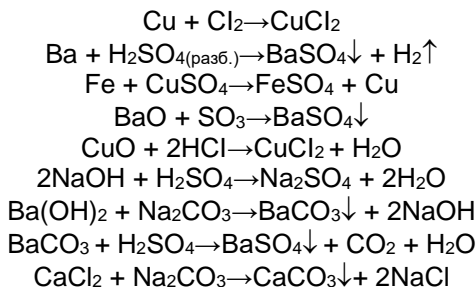
**Средние соли** – соединения, состоящие из катиона металла и аниона кислотного остатка (*An*), продукты полного замещения атомов водорода на металл:  $\text{MgSO}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ . В молекулах средних солей нет незамещенных ионов  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ . Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания и кислоты, т.е. реакции нейтрализации.



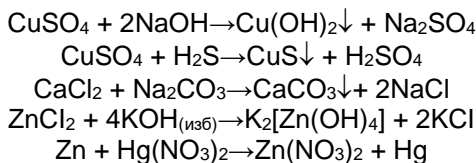
Уравнительные коэффициенты (*n* и *m*) сокращаем до простых целых чисел.

Названия средних солей по международной номенклатуре составляют из латинского названия аниона в именительном падеже, а катиона – в родительном. Если один и тот же металл проявляет различную степень окисления, то ее указывают в скобках римской цифрой. Например,  $\text{KNO}_3$  – нитрат калия,  $\text{NaCl}$  – хлорид натрия,  $\text{FeSO}_4$  – сульфат железа (II),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  – сульфат железа (III).

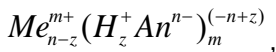
**Получение.**



**Химические свойства.** Средние соли взаимодействуют:



**Кислые соли** – соединения, состоящие из катиона металла и аниона, в который, кроме кислотного остатка входят один или более ионов  $\text{H}^+$ , продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл. В молекулах кислых солей всегда есть незамещенные ионы водорода.



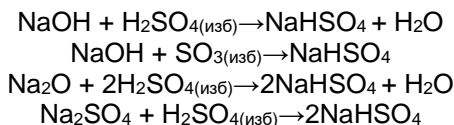
где  $(n-z)$  – нижний коэффициент у катиона металла;  $m$  – нижний коэффициент у аниона.  $z$  – количество ионов водорода в анионе кислой соли). Коэффициенты (нижние символы) зарядов не имеют и относятся друг к другу как простые целые числа.

Названия кислых солей производят добавлением к аниону приставки **гидро-**, а если необходимо, то с соответствующим числительным, затем называется катион металла в родительном падеже:  $\text{NaHSO}_4$

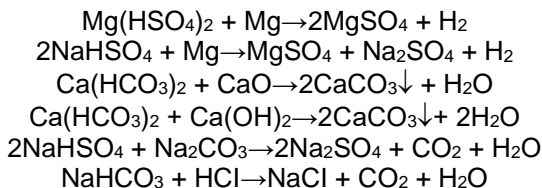
– гидросульфат натрия,  $K_2HPO_4$  – гидроортофосфат калия,  $KH_2PO_4$  – дигидроортофосфат калия.

Одноосновные кислоты ( $HCl$ ,  $HNO_3$ ,  $HCN$ ) кислых солей не образуют.

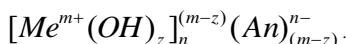
### Получение.



**Химические свойства.** Кислые соли проявляют свойства кислот и солей. Взаимодействуют с металлами, оксидами, основаниями и солями:



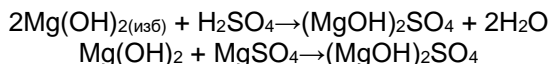
**Основные соли** – соединения, состоящие из катиона, в который кроме металла входит одна или более гидроксигрупп ( $OH$ )<sup>-</sup>, и аниона кислотного остатка, продукты неполного замещения гидроксигрупп оснований на кислотные остатки. В молекулах основных солей есть незамещенные гидроксид-ионы основания.



Название основных солей – вначале называем анион кислотного остатка в именительном падеже, а потом называем катион добавляя приставку **гидроксо-** (с указанием числа гидроксигрупп – гидроксо  $z=1$ , дигидроксо  $z=2$ , тригидроксо  $z=3$ ) к названию металла в родительном падеже):  $AlOHSO_4$  – сульфат гидроксиалюминия;  $Al(OH)_2Cl$  – хлорид дигидроксиалюминия.

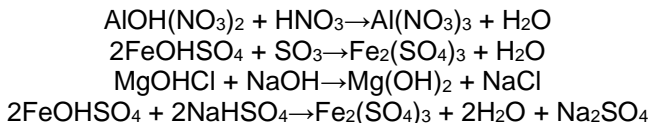
Однокислотные основания ( $NaOH$ ,  $CsOH$ ,  $CuOH$ ) основных солей не образуют.

### Получение.





**Химические свойства.** Основные соли проявляют свойства оснований и солей. Они реагируют с кислотами, кислыми солями, ангидридами кислот и щелочами:



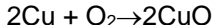
### Классификация химических реакций

Химические соединения образуются и принимают участие в различных химических реакциях.

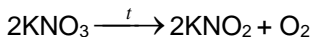
Химические реакции классифицируют по различным признакам.

❖ По признаку изменения числа исходных и конечных веществ реакции подразделяют на следующие типы:

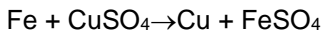
1. *Реакции соединения* – реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:



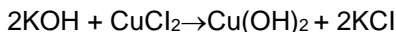
2. *Реакции разложения* – реакции, в результате которых из одного вещества образуется несколько новых веществ:



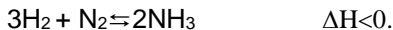
3. *Реакции замещения* – реакции в результате которых атомы простого вещества замещают атомы в молекулах сложных веществ:



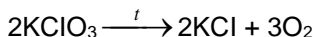
4. *Реакции обмена* – реакции, в результате которых два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества:



❖ По признаку обратимости реакции делятся на обратимые и необратимые. Реакции, протекающие в двух взаимно противоположных направлениях, прямой и обратной, называются *обратимыми*:



Реакции, протекающие в одном направлении и завершающиеся полным превращением исходных веществ в конечные, называются *необратимыми*:



Признаки необратимости: газ, осадок, слабодиссоциирующее или комплексные соединения и реакции, сопровождающиеся большим выделением энергии.

❖ По энергетическому признаку: а) реакции, протекающие с выделением теплоты называются *экзотермическими* ( $\Delta H < 0$ ); б) реакции, протекающие с выделением теплоты – *эндотермическими* ( $\Delta H > 0$ ). Количество выделенной или поглощенной теплоты при химической реакции называют тепловым эффектом процесса. Раздел химии, изучающий тепловые эффекты различных процессов, называется **термохимией**.

❖ По признаку изменения степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, различают реакции, протекающие без изменения степеней окисления атомов и с изменением степеней окисления (окислительно-восстановительные реакции).

❖ По признаку фазовой однородности реакционной системы: а) *гетерогенные* – это реакции между реагентами, находящимися в разных фазах, вследствие чего между ними имеется поверхность раздела, на которой и происходит их взаимодействие; б) *гомогенные* характеризуются отсутствием поверхности раздела между реагентами, реакции идут во всем объеме системы.

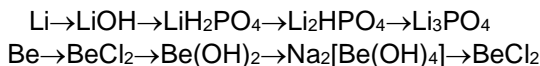
### Вопросы для самоподготовки

1. По каким признакам классифицируют химические соединения?
2. Какие соединения называются оксидами, кислотами, основаниями, солями?
3. Составьте химические и графические формулы соединений: ортокремниевая кислота, сульфат алюминия, гидросульфит магния, гидросульфид калия, гидрокарбонат бария, иодид гидроксостронция, нитрат гидроксохрома (III), сульфат дигидроксожелеза (III).
4. Напишите формулы оксидов, соответствующие указанным гидроксидам ( $\text{KOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ). Укажите кислотно-основные свойства оксидов и подтвердите химическими реакциями в молекулярном виде. Назовите полученные соединения.

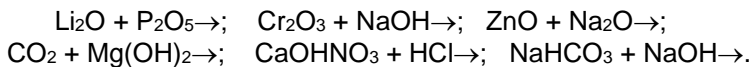
5. Приведите молекулярные уравнения реакций получения солей (кислых, основных, средних) при взаимодействии гидроксидов  $\text{H}_4\text{SiO}_4$ ,  $\text{Mn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2$  с а)  $\text{HCl}$ ; б)  $\text{NaOH}$ . Назовите полученные соли. Если взаимодействие не происходит, объясните причину.

6. Назовите соединения, приведите их графические формулы:  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $(\text{ZnOH})_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{SO}_3$ .

7. Составьте молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения:



8. Закончите уравнения реакций и назовите полученные соединения.



9. Составьте в молекулярном виде реакции получения всех возможных солей при взаимодействии *гидроксида цинка и сернистой кислоты*.

10. С какими из перечисленных ниже веществ будут реагировать серная кислота, гидроксид калия:  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{ZnO}$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{Mg}$ ,  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ ,  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{Al}$ ,  $\text{FeOHCl}_2$ ,  $\text{Be}(\text{OH})_2$ ? Напишите уравнения соответствующих реакций.

### 3. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

#### 3.1. Основные понятия

Наряду с массой и объемом в химических расчетах часто используется количество вещества, пропорциональное числу содержащихся в веществе структурных единиц. При этом в каждом случае должно быть указано, какие именно структурные единицы (молекулы, атомы, ионы т.д.) имеются в виду. Единицей количества вещества является моль.

В качестве стандартной единицы атомной массы выбрана  $1/12$  часть массы атома углерода  $^{12}\text{C}$ .

$$1 \text{ а.е.м.} = 1/12 m(^{12}\text{C}) = 1,66057 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66057 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

**Относительная атомная масса** элемента ( $A_r$ ) – это безразмерная величина, равная отношению средней массы атома элемента к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ .

**Относительная молекулярная масса** вещества ( $M_r$ ) – это безразмерная величина, равная отношению массы молекулы вещества к  $1/12$  массы атома  $^{12}\text{C}$ . Относительная молекулярная масса равна сумме относительных масс атомов, входящих в состав молекул.

**Абсолютная масса** молекулы равна относительной молекулярной массе, умноженной на а.е.м.

Число атомов и молекул в обычных образцах веществ очень невелико, поэтому при характеристике количества вещества используют специальную единицу измерения – моль.

**Моль** – это количество вещества, которое содержит столько же частиц (молекул, атомов, ионов, электронов), сколько атомов углерода содержится в 12 г изотопа  $^{12}\text{C}$ .

Число моль ( $\nu$ ), содержащееся в веществе массой  $m$  г, определяют по формуле:

$$\nu = \frac{m}{M},$$

где  $m$  – масса вещества, г;  $M$  – молекулярная масса вещества, г/моль.

### 3.2. Газовые законы

**Закон кратных отношений:** Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массы одного элемента, соединяющиеся с одной и той же массой другого элемента, относятся между собой как небольшие целые числа.

**Закон простых объемных отношений:** При неизменных температуре и давлении объемы реагирующих газов относятся друг к другу и к объемам газообразных продуктов реакции как небольшие целые числа.

Состояние идеального газа (молекулы которых не взаимодействуют друг с другом) заданной массы характеризуется тремя параметрами: давлением  $P$ , объемом  $V$  и температурой  $T$ . Между этими величинами экспериментально установлены следующие соотношения:

- 1) при постоянной температуре (закон Бойля–Мариотта):

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad \text{или} \quad P \cdot V = \text{const};$$

- 2) при постоянном давлении (закон Гей–Люссака):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{или} \quad \frac{V}{T} = \text{const};$$

3) при постоянном объеме (закон Шарля):

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{или} \quad \frac{P}{T} = \text{const}$$

Из этих трех законов можно вывести один, объединенный газовый закон:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \quad \text{или} \quad \frac{P \cdot V}{T} = \text{const}$$

Уравнение для одного моль газа было выведено Д.И. Менделеевым:

$$P \cdot V = R \cdot T,$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная,  $R = 8,314$  Дж/(моль · К).

Для произвольного количества газа:

$$P \cdot V = \nu \cdot R \cdot T \quad \text{или} \quad P \cdot V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M},$$

которое называется уравнением **Клапейрона–Менделеева**.

Универсальная газовая постоянная представляет собой работу расширения одного моль газа при увеличении температуры его на один градус.

**Закон Авогадро:** в равных объемах любых газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

Следствия из закона Авогадро:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает один и тот же объем. Объем, занимаемый одним моль газообразного вещества, называется **молярным объемом** ( $V_0$ ). При нормальных условиях (температура 0°C, давление 101,325 кПа)  $V_0 = 22,4$  л.

2. Один моль любого вещества содержит число Авогадро  $N_A$  структурных единиц (молекул, атомов, ионов и др.):  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>.

Число атомов  $N_A$  в 0,012 кг углерода (т.е. в 1 моль) легко определить, зная массу атомов углерода ( $1,993 \cdot 10^{-26}$  кг):

$$N_A = \frac{A}{m_A}.$$

3. Относительная плотность газа по другому газу (отношение масс равных объемов различных газов равно отношению их молекулярных масс):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2} = D$$

4. **Парциальным давлением** газа в газовой смеси называют давление, которое производил бы этот газ, занимая при тех же физических условиях объем всей газовой смеси.

**Закон парциальных давлений:** Общее давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений ее составных частей.

### 3.3. Эквивалент. Стехиометрические законы

**Эквивалент вещества** – это такое его количество, которое соединяется с одним моль атомов водорода или замещает то же количество в обменных реакциях или один моль электронов в окислительно-восстановительных реакциях.

**Эквивалентной массой** называется масса одного эквивалента вещества. Например, в соединениях эквиваленты хлора, кислорода, азота, углерода равны:

	Э, моль	$m$ , г/моль
HCl	1	35,5
H <sub>2</sub> O	1/2	16/2 = 8
NH <sub>3</sub>	1/3	14/3 = 4,67

Эквивалент элемента вычисляют по формуле

$$\mathcal{E} = \frac{A}{W},$$

где  $A$  – атомная масса элемента,  $W$  – валентность элемента.

Эквивалент элемента зависит от валентности данного элемента в том или ином соединении, т.е. является переменной величиной.

**Стехиометрические законы** – это законы о количественном составе веществ и о количественных соотношениях между реагирующими веществами.

**Закон сохранения массы:** масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

**Закон постоянства состава:** всякое чистое вещество, независимо от способа его получения, имеет постоянный качественный и количественный состав.

**Закон эквивалентов:** массы реагирующих друг с другом веществ прямо пропорциональны их эквивалентным массам:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{\text{э}1}}{m_{\text{э}2}} \quad \text{или} \quad \frac{m_1}{V_2} = \frac{m_{\text{э}1}}{V_{\text{э}2}},$$

где  $m_1, m_2$  – массы веществ, вступающих в реакцию;  $m_{\text{э}1}, m_{\text{э}2}$  – эквивалентные массы этих веществ;  $V_2$  – объем второго вещества, приведенный к нормальным условиям;  $V_{\text{э}2}$  – эквивалентный объем второго вещества.

*Эквивалентный объем* – объем, занимаемый одним молем эквивалентов газообразного вещества при данных условиях. При нормальных условиях (н.у.)  $V_{\text{э}H_2} = 11,2$  л;  $V_{\text{э}O_2} = 5,6$  л.

Закон эквивалентов применим и к сложным соединениям:

$$m_{\text{э} \text{кислоты}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{n_{H^+}}; \quad m_{\text{э} \text{основания}} = \frac{M_{\text{основания}}}{n_{OH^-}};$$

$$m_{\text{э} \text{оксида}} = \frac{M_{\text{оксида}}}{n_{\text{элемента}} \cdot W_{\text{элемента}}}; \quad m_{\text{э} \text{соли}} = \frac{M_{\text{соли}}}{n_{\text{металла}} \cdot W_{\text{металла}}}.$$

В окислительно-восстановительных реакциях:

$$m_{\text{э}} = \frac{M_{\text{соединения}}}{n_e},$$

где  $n_e$  – число электронов, отданных или принятых в реакции одной частицей.

### Примеры решения задач

*Пример 1.* Выразите в граммах массу одной молекулы  $\text{CO}_2$ .

*Решение.* Молекулярная масса  $\text{CO}_2$  равна 44,0 а.е.м. Следовательно, молярная масса  $\text{CO}_2$  равна 44,0 г/моль. 1 моль  $\text{CO}_2$  содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул. Отсюда находим массу одной молекулы:

$$m = \frac{44,0}{6,02 \cdot 10^{23}} = 7,31 \cdot 10^{-23}.$$

*Пример 2.* Определите объем, занимаемый 5,25 г азота при  $26^\circ\text{C}$  и давлении 98,9 кПа (742 мм рт.ст.).

*Решение.* Зная молярный объем и молярную массу (28,0 г/моль) азота, находим объем, который будут занимать 5,25 г азота при н.у.:

$$\begin{array}{ccc} 28,0 \text{ г азота} & \text{занимают} & \text{объем } 22,4 \text{ л,} \\ 5,25 \text{ г} & - & V_0, \\ \text{откуда } V_0 = \frac{5,25 \cdot 22,4}{28,0} & = & 4,20 \text{ л.} \end{array}$$

Затем приводим полученный объем к указанным в задаче условиям:

$$V = \frac{P_0 V_0 T}{P T_0} = \frac{101,3 \cdot 4,20 \cdot 299}{98,9 \cdot 273} = 4,71 \text{ л.}$$

*Пример 3.* Плотность газа по воздуху равна 1,17. Определите молекулярную массу газа.

*Решение.* Из закона Авогадро следует, что в одинаковых условиях массы ( $m$ ) равных объемов газов относятся как их молярные массы ( $M$ ):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

где  $m_1/m_2$  – относительная плотность первого газа по второму, обозначаемая  $D$ . Следовательно, по условию задачи:

$$D = \frac{M_1}{M_2} = 1,17.$$

Средняя молярная масса воздуха  $M_2$  равна 29,0 г/моль. Тогда

$$M_l = 1,17 \cdot 29,0 = 33,9 \text{ г/моль},$$

что соответствует молекулярной массе, равной 33,9 а.е.м.

*Пример 4.* Определите молекулярную массу газа, если при нормальных условиях 0,824 г его занимают объем 0,260 л.

*Решение.* При нормальных условиях 1 моль любого газа занимает 22,4 л. Вычислив массу 22,4 л данного газа, мы узнаем его молярную массу.

$$\begin{array}{cc} 0,824 \text{ г газа занимают объем } 0,260 \text{ л,} \\ x \text{ г} & 22,4 \text{ л,} \end{array}$$

$$x = \frac{22,4 \cdot 0,824}{0,26} = 71,0 \text{ г.}$$

Следовательно, молярная масса газа равна 71,0 г/моль, а его молекулярная масса – 71 а.е.м.

*Пример 5.* Вычислите молекулярную массу бензола, зная, что масса 600 мл ее паров при 87°C и давлении 83,2 кПа равна 1,30 г.

*Решение.* Выразив данные задачи в единицах СИ ( $P = 8,32 \cdot 10^4$  Па,  $T = 360$  К,  $V = 6 \cdot 10^{-4}$  м<sup>3</sup>,  $m = 1,30 \cdot 10^{-3}$  кг,) и подставив их в уравнение Клапейрона–Менделеева, находим:

$$M = \frac{1,30 \cdot 10^{-3} \cdot 8,31 \cdot 360}{8,32 \cdot 10^4 \cdot 6 \cdot 10^{-4}} = 78,0 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 78 \text{ г/моль}.$$

Молекулярная масса бензола равна 78,0 а.е.м.

*Пример 6.* Найдите простейшую формулу оксида хрома, содержащего 68,4 мас.%, хрома.

*Решение.* Обозначим числа атомов хрома и кислорода в простейшей формуле оксида соответственно через  $x$  и  $y$ . Атомные массы этих элементов равны 52 и 16. Поэтому массы хрома и кислорода в составе оксида относятся как  $52x : 16y$ . Следовательно,

$$52x : 16y = 68,4 : 31,6,$$

откуда

$$x : y = 1,32 : 1,98.$$

Чтобы выразить полученное отношение целыми числами, разделим оба его члена на меньший из них:

$$\frac{x}{y} = \frac{1,32}{1,32} = \frac{1,98}{1,32} = 1:1,5,$$

а затем умножим оба члена последнего отношения на два:

$$x : y = 2 : 3$$

Таким образом, простейшая формула оксида хрома  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ .

*Пример 7.* При полном сжигании 2,66 г некоторого вещества получилось 1,54 г  $\text{CO}_2$  и 4,48 г  $\text{SO}_2$ . Найдите простейшую формулу вещества.

*Решение.* Состав продуктов горения показывает, что вещество содержало углерод и серу. Кроме этих двух элементов, в состав вещества мог входить и кислород. Массу углерода, входившего в состав вещества, находим по массе образовавшегося  $\text{CO}_2$ . Молярная масса  $\text{CO}_2$  равна 44 г/моль, при этом в 1 моль  $\text{CO}_2$  содержится 12 г углерода. Находим массу углерода  $m$ , содержащуюся в 1,54 г  $\text{CO}_2$ :

$$44 : 12 = 1,54 : m ;$$

$$m = \frac{12 \cdot 1,54}{44} = 0,42 \text{ г.}$$

Вычисляя аналогичным способом массу серы, содержащуюся в 4,48 г  $\text{SO}_2$ , получаем 2,24 г.

Таким образом, в сгоревшем веществе на 0,42 г углерода приходится 2,24 серы. Так как сумма этих двух масс равна общей массе сгоревшего вещества (2,66 г), то кислорода в нем не содержится.

Вычисляем отношение числа атомов углерода ( $x$ ) и серы ( $y$ ) в молекуле сгоревшего вещества:

$$\frac{x}{y} = \frac{0,42}{12} = \frac{2,24}{32} = 0,035 : 0,070 = 1 : 2.$$

Следовательно, простейшая формула вещества  $\text{CS}_2$ .

*Пример 8.* Газообразное соединение азота с водородом содержит 12,5 мас. % водорода. Плотность соединения по водороду равна 16. Найдите молекулярную формулу соединения.

*Решение.* Находим отношение числа атомов азота ( $x$ ) к числу атомов водорода ( $y$ ) в молекуле соединения:

$$\frac{x}{y} = \frac{87,5}{14} = \frac{12,5}{1} = 6,25 : 2,5 = 1 : 2.$$

Простейшая формула соединения  $\text{NH}_2$ . Этой формуле отвечает молекулярная масса, равная 16.

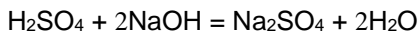
Истинную молекулярную массу вещества находим, исходя из его плотности по водороду:

$$M = 2 \cdot 16 = 32 \text{ а.е.м.}$$

Таким образом, истинная молекулярная масса вещества вдвое больше вычисленной по его простейшей формуле. Следовательно, молекулярная формула соединения  $\text{N}_2\text{H}_4$ .

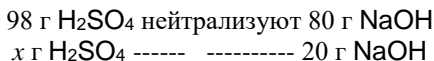
*Пример 9.* Найдите массу серной кислоты, необходимую для полной нейтрализации 20 г гидроксида натрия.

*Решение.* Уравнение протекающей реакции



Молекулярные массы  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{NaOH}$  соответственно равны 98 и 40, следовательно, их молярные массы составляют 98 и 40 г/моль.

Согласно уравнению реакции, 1 моль  $\text{H}_2\text{SO}_4$  реагирует с 2 моль  $\text{NaOH}$ , т.е.



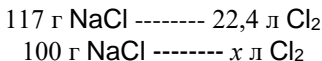
$$\text{отсюда} \quad x = \frac{98 \cdot 20}{80} = 24,5 \text{ г.}$$

*Пример 10.* Хлор может быть получен действием серной кислоты на смесь  $\text{MnO}_2$  с  $\text{NaCl}$ . Реакция протекает по уравнению



Какой объем хлора (условия нормальные) можно получить из 100 г хлорида натрия?

*Решение.* Согласно уравнению реакции, из 2 моль  $\text{NaCl}$  получается 1 моль  $\text{Cl}_2$ . Рассчитав массу 2 моль  $\text{NaCl}$  (117 г), составляем пропорцию:



Следовательно,

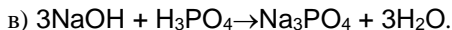
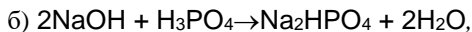
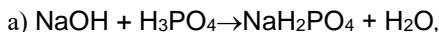
$$x = \frac{22,4 \cdot 100}{117} = 19,5 \text{ л.}$$

*Пример 11.* Определите эквивалент и эквивалентные массы серы и хлора в соединениях  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{HCl}$ .

*Решение.* Эквиваленты равны соответственно  $1/2$  моль, 1 моль. Исходя из молярных масс атомов этих элементов, определяем массы эквивалентов:

$$\begin{aligned} m_{\text{эS}} &= \frac{32}{2} = 16 \text{ г/моль,} \\ m_{\text{эCl}} &= \frac{35,5}{1} = 35,5 \text{ г/моль.} \end{aligned}$$

*Пример 12.* Определите эквивалент и эквивалентную массу ортофосфорной кислоты в следующих уравнениях реакций:



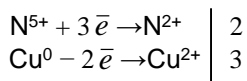
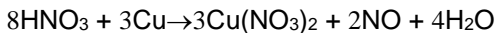
*Решение.* Для определения массы эквивалента сложного вещества по уравнению реакции нужно разделить его молярную массу ( $M$ ) на сумму валентностей замещенных радикалов ( $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $\text{Kt}^{n+}$ ,  $\text{An}^{n-}$ ). В реакциях а, б, в эквиваленты  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , равны соответственно 1 моль,  $1/2$  моль,  $1/3$  моль; массы эквивалентов:

а)  $m_{\text{э}} \text{H}_3\text{PO}_4 = M/1 = M = 98 \text{ г/моль,}$

б)  $m_{\text{э}} \text{H}_3\text{PO}_4 = M/2 = 98/2 = 49 \text{ г/моль,}$

в)  $m_{\text{э}} \text{H}_3\text{PO}_4 = M/3 = 98/3 = 33 \text{ г/моль.}$

*Пример 13.* Определите эквивалентную массу азотной кислоты в реакции



$$m_{\text{эHNO}_3} = \frac{M}{ne} = \frac{63}{3} = 21 \text{ г/моль.}$$

*Пример 14.* При сгорании 5 г металла образуется 9,44 г оксида металла. Определите эквивалентную массу металла.

*Решение.* В соответствии с законом эквивалентов

$$\frac{m_{Me}}{m_0} = \frac{m_{\text{э}(Me)}}{m_{\text{э}(O)}},$$

$$m_{\text{кислорода}} = m_{\text{оксида}} - m_{Me} = 9,44 - 5 = 4,44 \text{ (г)},$$

$$m_{\text{э}(O)} = A / B = 16 / 2 = 8 \text{ г/моль},$$

$$m_{\text{э}Me} \frac{m_{Me} \cdot m_{\text{э}O}}{m_0} = \frac{5 \cdot 8}{4,44} = 9 \text{ (г/моль)}.$$

*Пример 15.* Количество металла, эквивалентная масса которого равна 28 г/моль, вытесняет из кислоты 0,7 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определите массу металла.

*Решение.* Зная, что эквивалентный объем водорода равен 11,2 л/моль, воспользуемся законом эквивалентов:

$$\frac{m_{Me}}{m_{\text{э}Me}} = \frac{V_{O_{H_2}}}{V_{\text{э}H_2}},$$

где  $V_{O_{H_2}}$  – объем водорода при н.у.;  $V_{\text{э}H_2}$  – эквивалентный объем водорода,

$$m_{Me} = \frac{m_{э_{Me}} \cdot V_{э_{H_2}}}{V_{э_{H_2}}} = \frac{28 \cdot 0,7}{11,2} = 1,75 \text{ г.}$$

### Вопросы для самоподготовки

1. Что называется эквивалентом, молярной массой эквивалента вещества, эквивалентным объемом?
2. Плотность газа по воздуху равна 0,59. Массовая доля азота в нем составляет 82,35%, водорода – 17,65%. Выведите формулу газа.
3. Какой объем займут  $1,505 \cdot 10^{23}$  молекул газа при н.у.?
4. Какая масса природного известняка, содержащего 90 мас. %  $\text{CaCO}_3$ , потребуется для получения 7,0 т негашеной извести? Какой объем газа выделится ( $T = 600^\circ\text{C}$ ,  $P = 750$  мм рт.ст.)?
5. Вычислите объем водорода, выделившегося при взаимодействии цинка массой 13 г с серной кислотой массой 30 г ( $T = 23^\circ\text{C}$ ,  $P = 7$  атм.).
6. Молярные массы эквивалентов кислорода и серы равны 8 г/моль. Выведите формулу их соединения и вычислите его молярную массу.
7. При взаимодействии 1,04 г некоторого металла с раствором кислоты выделилось  $0,672 \text{ дм}^3$  водорода. Определите этот металл.
8. При разложении оксида металла массой 0,92 г выделился металл массой 0,86 г. Вычислите молярную массу эквивалента металла.
9. Определите массу соли, образующейся при взаимодействии оксида кальция массой 14 г с раствором, содержащим азотную кислоту массой 35 г.
10. К раствору, содержащему хлорид кальция массой 0,22 г, прибавили раствор, содержащий нитрат серебра массой 2,00 г. Какова масса образовавшегося осадка? Какие вещества будут находиться в растворе?
11. Определите эквивалентную массу карбоната кальция в реакции:  
 $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

## 4. РАСТВОРЫ

Многие химические реакции протекают в растворах. Растворы – это гомогенные (состоящие из одной фазы) многокомпонентные смеси переменного состава. Растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми. Среди соединений, образующих раствор, условно выделяют растворенные вещества и растворитель. Растворителем принято считать компонент, который в чистом виде существует в том же агрегатном состоянии, что и образовавшийся раствор, или компонент, содержание которого в растворе выше содержания остальных компонентов, называемых растворенными веществами.

Наибольшее практическое значение имеют жидкие растворы, в частности водные, в которых растворителем является вода.

#### 4.1. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа

**Коллигативные свойства** – это физические свойства растворов, зависящие только от числа частиц, т.е. концентрации растворенного вещества. К ним относятся:

– давление насыщенного пара растворителя над раствором описывается **1-м законом Рауля** (*тонометрический*): относительное понижение давления насыщенного пара над раствором пропорционально давлению насыщенного пара и мольной доле:

$$\Delta P = P_o \cdot N_1,$$

где  $N_1$  – мольная доля,  $N_1 = \frac{V_{p-ля}}{V_{p-ля} + V_{в-ва}}$ ;  $P_o$  – давление насыщенного пара;

– температура кипения раствора описывается **2-м законом Рауля** (*эбуллиоскопический*): повышение температуры кипения пропорционально моляльной концентрации, т.е. раствор кипит, когда давление насыщенного пара ( $P_o$ ) равно атмосферному давлению:

$$\Delta t = K_E \cdot C_m,$$

где  $K_E$  – эбуллиоскопическая константа;  $C_m$  – моляльная концентрация, моль/кг;

– температура замерзания раствора описывается **2-м законом Рауля** (*криоскопический*): понижение температуры замерзания прямо пропорционально моляльной концентрации, т.е. раствор кипит выше температуры кипения растворителя, а замерзает ниже чем у растворителя:

$$\Delta t = K_K \cdot C_m,$$

где  $\Delta t_{\text{кип}}$  и  $\Delta t_{\text{зам}}$  – температуры кипения и замерзания раствора и зависят только от растворителя, но не зависят от растворенного вещества;

– осмотическое давление ( $P_{\text{осм}}$ ).

При соприкосновении раствора с чистым растворителем на границе между ними наблюдается передвижение молекул растворенного вещества в среду чистого растворителя. Этот процесс называется **диффузией**.

*Диффузия* – способность вещества равномерно распределяться по всему предоставленному объему. Если на границе между концентрированным раствором и чистым растворителем поместить полупроницаемую перегородку или мембрану (пленки, через которые проникают только молекулы растворителя, но не молекулы растворенного вещества), то процесс диффузии, называемый в этом случае **осмосом** (рис. 6).

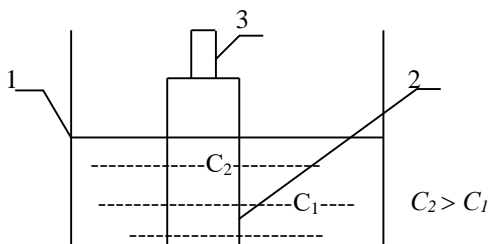


Рис. 6. Схема возникновения осмоса:

1 – растворитель; 2 – раствор; 3 – поршень

Пусть в сосуд 1 с чистым растворителем опущен цилиндр 2 с раствором из полупроницаемого материала, пропускающего растворитель, но не частицы растворенного вещества. В цилиндре передвигается поршень 3, причем  $C_2 > C_1$ , поэтому происходит самопроизвольное выравнивание концентраций. Молекулы растворителя будут переходить в цилиндр с раствором (обратный процесс перехода растворенного вещества исключен).

Процесс самопроизвольного перехода растворителя в раствор через полупроницаемую перегородку называется *осмосом*. В результате осмоса объем жидкости в цилиндре увеличивается и поршень поднимается. Чтобы предотвратить возрастание объема с разбавлением раствора и остановить осмос, необходимо извне создать давление на раствор. Внешнее давление вызывает обратный процесс – выход растворителя из раствора. Давление, которое нужно приложить к раствору, чтобы осмос прекратился, называется осмотическим и вычисляется по уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$P_{\text{осм.}} = \frac{\nu \cdot R \cdot T}{V}, \quad C_m = \frac{\nu}{V}, \quad P_{\text{осм}} = C_m \cdot R \cdot T$$

Осмотическое давление пропорционально молярной концентрации растворенного вещества.

**Общая формулировка законов Рауля – температуры кипения и замерзания раствора прямо пропорциональны моляльным концентрациям растворенного вещества.**

*Физический смысл:* числовые значения  $K_{\text{кр.}}$  и  $K_{\text{эб.}}$  показывают, на сколько градусов выше кипел бы и на сколько градусов ниже замерзал бы раствор, содержащий 1 моль растворенного вещества в 1 кг растворителя по сравнению с температурами кипения и кристаллизации чистого растворителя.

*Способность растворов кристаллизоваться при более низкой температуре, чем чистый растворитель, используется в технике для приготовления низкотемпературных жидкостей (антифризы, холодильные растворы).*

Эти законы справедливы для разбавленных растворов неэлектролитов. Для электролитов в эти уравнения вводят изотонический коэффициент  $i$ , учитывающий степень диссоциации растворенного вещества в растворе.

**Закон Генри:** при постоянной температуре растворимость газов пропорциональна давлению:

$$C_m = \frac{P}{R \cdot T}.$$

#### 4.2. Концентрации растворов и способы их выражения

Для выражения состава раствора и содержания растворенного вещества применяют различные способы.

**Концентрацией раствора** называется количество растворенного вещества, содержащегося в определенном массовом или объемном количестве раствора или растворителя.

**Процентная концентрация (%)** показывает, сколько граммов растворенного вещества приходится на 100 г раствора. Процент – сотая доля какого либо числа. Например, 20%-й раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$  означает, что в 100 г этого раствора содержится 20 г  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

$$\omega = \frac{m_1}{m_2} 100,$$

где  $\omega$  – массовая доля, %, растворенного вещества;  $m_1$  – масса растворенного вещества, г;  $m_2$  – масса раствора, г.

**Молярная концентрация раствора  $C_M$ ,  $M$ .** Молярная концентрация (молярность) раствора показывает количество молей растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора (моль/л):

$$C_M = \frac{m_1}{M \cdot V},$$

где  $m_1$  – масса растворенного вещества, г;  $M$  – молярная масса растворенного вещества, г/моль;  $V$  – объем раствора, л.

**Молярная концентрация эквивалента  $C_n$ .** Эквивалентная или нормальная концентрация (нормальность) показывает число молярных масс эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора (моль·экв/л или экв/л):

$$C_n = \frac{m_1}{M_{\text{э}} \cdot V},$$

где  $m_1$  – масса растворенного вещества, г;  $M_{\text{э}}$  – молярная масса эквивалента растворенного вещества, г/экв;  $V$  – объем раствора, л.

**Моляльная концентрация раствора  $C_m$ .** Моляльная концентрация раствора показывает количество молей растворенного вещества в 1 кг растворителя (моль/кг):

$$C_m = \frac{\nu}{m_p},$$

где  $m_p$  – масса растворителя, кг;  $\nu$  – количество растворенного вещества, моль.

**Титр раствора  $T$ .** Титр раствора показывает сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 мл раствора (г/мл):

$$T = \frac{m}{V},$$

где  $m$  – масса растворенного вещества, г;  $V$  – объем раствора, л.

Связь массового и объемного количества раствора осуществляют с помощью следующей формулы:

$$m_{\text{раствора}} = \rho \cdot V,$$

где  $m$ ,  $\rho$ ,  $V$  – соответственно, масса (г), плотность (г/мл) и объем (мл) раствора.

### Примеры решения задач

*Пример 1.* Определите процентную концентрацию хлорида калия в растворе, содержащем 0,053 кг KCl в 0,5 л раствора ( $\rho = 1,063$  г/см<sup>3</sup>).

*Решение.* Масса раствора равна произведению объема раствора  $V$  на его плотность  $\rho$ . Процентная концентрация хлорида калия в растворе

$$\omega = \frac{53}{1,063 \cdot 500} 100 = 10\%$$

*Пример 2.* Какова масса NaOH, содержащегося в 0,2 л раствора, если молярная концентрация раствора 0,2 моль/л?

*Решение.* Масса NaOH, содержащегося в растворе

$$M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ г/моль.}$$

$$m = M \cdot V = 0,2 \cdot 40 \cdot 0,2 = 1,6 \text{ г.}$$

*Пример 3.* Определите эквивалентную концентрацию хлорида железа (III), если в 0,3 л раствора содержится 32,44 г FeCl<sub>3</sub>.

*Решение.* Молярная масса эквивалента FeCl<sub>3</sub>:

$$M_{\text{FeCl}_3} = 162,5 \text{ г/моль.}$$

$$m_{\text{э}} \frac{M_{\text{FeCl}_3}}{3} = \frac{162,2}{3} = 54,07 \text{ г/моль} \cdot \text{экв.}$$

Молярная концентрация эквивалента раствора FeCl<sub>3</sub>:

$$C_{\text{н}} = \frac{32,44}{54,07 \cdot 0,3} = 2 \text{ моль} \cdot \text{экв/л.}$$

*Пример 4.* В какой массе воды надо растворить 4,0 г гидроксида

натрия, чтобы получить раствор, моляльность которого равна 2,0 моль/кг?

*Решение.* Определяем число молей в 4 г NaOH:

$$\nu_{\text{NaOH}} = \frac{4}{40} = 0,1 \text{ моль.}$$

Массу растворителя (воды) находим из пропорции:

$$\begin{array}{rcl} 2 \text{ моль} & - & 1000 \text{ г} \\ 0,1 \text{ моль} & - & x \text{ г} \end{array}$$

$$x = \frac{0,1 \cdot 1000}{2} = 50 \text{ г.}$$

*Пример 5.* Какой объем раствора азотной кислоты с массовой долей 30% ( $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 20 л 0,5 М раствора этой кислоты?

*Решение.* Сначала определяем массу азотной кислоты, содержащуюся в 20 л 0,5 М раствора:

$$C = \frac{m_1}{M \cdot V};$$

$$\begin{aligned} M &= 63,01 \text{ г/моль;} \\ m_1 &= 0,5 \cdot 63,01 \cdot 20 = 630,1 \text{ г.} \end{aligned}$$

Далее надо определить, в каком объеме раствора с массовой долей азотной кислоты 30% содержится 630,1 г  $\text{HNO}_3$ :

$$\begin{array}{rcl} 30 \text{ г} & - & \frac{100}{1,18} \text{ мл (100 г)} \\ 630,1 \text{ г} & & x \text{ мл} \end{array}$$

$$x = \frac{630,1 \cdot 100}{30 \cdot 1,18} = 1800 \text{ мл.}$$

Следовательно, чтобы приготовить 20 л 0,5 М  $\text{HNO}_3$ , надо израсходовать 1,8 л раствора азотной кислоты с массовой долей  $\text{HNO}_3$ , равной 30%.

*Пример 6.* Определите концентрацию раствора KOH, если на нейтрализацию 0,035 л 0,3 н. HCl израсходовано 0,02 л раствора KOH.

*Решение.* Из закона эквивалентов следует, что количество эквивалентов всех веществ, участвующих в химической реакции, одинаково. В реакции участвует  $0,035 \cdot 0,3 = 0,0105$  эквивалента соляной кислоты. Для нейтрализации  $\text{HCl}$  потребуется такое же количество эквивалента  $\text{KOH}$ , т.е.

$$V_{\text{KOH}} \cdot N_{\text{KOH}} = V_{\text{HCl}} \cdot N_{\text{HCl}}$$

Отсюда 
$$N_{\text{KOH}} = \frac{0,0105}{0,02} = 0,53 \text{ моль} \cdot \text{экв/л.}$$

### Вопросы для самоподготовки

1. Что называют раствором, растворенным веществом, растворителем?
2. Что называется концентрацией раствора? Способы количественного выражения концентрации растворов. Дайте определение.
3. Растворимость веществ (твердых, жидких, газов). Как изменяется растворимость веществ с повышением температуры?
4. Определите процентную концентрацию раствора, полученного при смешивании 300 г 10%-ного раствора и 200 г 20%-ного раствора  $\text{NaOH}$ .
5. Рассчитайте, сколько граммов карбоната натрия необходимо растворить в 2 дм<sup>3</sup> воды для получения раствора с  $C = 0,5\%$ ?
6. Рассчитайте нормальную концентрацию раствора нитрата железа (II), в 200 см<sup>3</sup> которого содержится 9 г соли.
7. Определите молярность и нормальность 28%-ного раствора  $\text{KOH}$  ( $\rho = 1,263 \text{ г/см}^3$ ).
8. Сколько литров  $\text{NH}_3$  (23°C, 94,95 кПа) необходимо растворить в 0,9 кг воды для приготовления 10%-ного раствора  $\text{NH}_3$ ?
9. К 250 г 12%-ного раствора нитрата серебра прибавили 300 см<sup>3</sup> 1М раствора хлорида натрия. Определите массу образовавшегося осадка.
10. Определите процентную концентрацию раствора, полученного при смешивании 200 г 10%-ного раствора  $\text{HCl}$  и 300 г воды.

## 5. НАЧАЛА ТЕРМОДИНАМИКИ

**Термодинамика** – наука о превращении одних видов энергии в другие. Энергия – это способность системы совершать работу. Видов энергии много (тепловая, ядерная, химическая), но существует два основных типа энергии: кинетическая и потенциальная.

**Кинетическая энергия** ( $E_k$ ) – энергия движущегося тела, количественно определяется работой, которую может совершать тело, до достижения им покоя.

**Потенциальная энергия** ( $E_n$ ) – определяется взаимным расположением частей тела в пространстве, это энергия химических связей в соединениях.

Химические реакции обычно сопровождаются выделением или поглощением энергии. Поэтому раздел химии, изучающий энергию химических реакций, называется **термохимией**.

Химическая термодинамика изучает: энергетические эффекты различных процессов; переходы энергии из одной формы в другую, от одной части системы к другой; возможность и направление самопроизвольного протекания процессов.

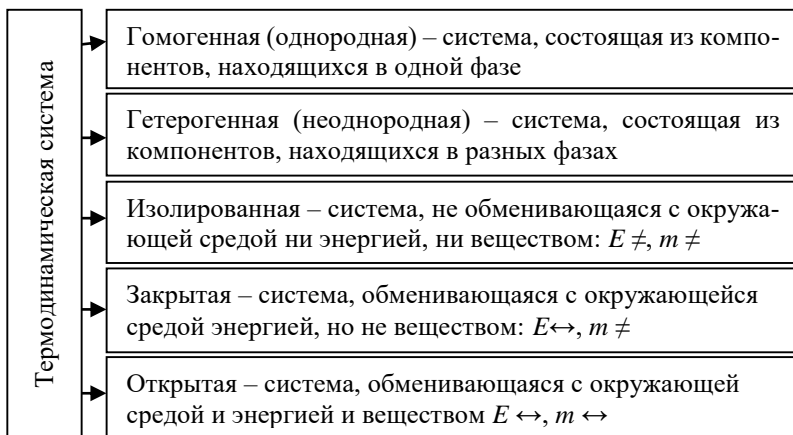
**Система** – тело или группа тел, которое отделено от окружающей среды.

**Фаза** – часть системы, обладающая одинаковым химическим составом и одинаковыми термодинамическими параметрами.

**Компоненты** – вещества, которые составляют систему.

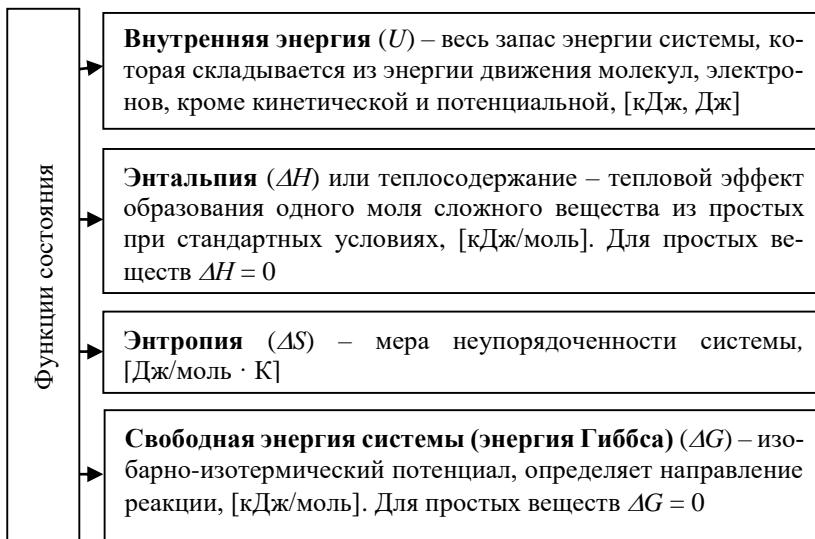
**Параметры** – свойства, которыми определяется система ( $P$ ,  $V$ ,  $T$ ,  $m$ ,  $C$ ). От параметров зависят свойства системы.

Для сравнения величин термодинамических функций состояния их измеряют в стандартных условиях 298 К, 101,325 кПа) и относят к 1 моль образующегося вещества.



При  $V = \text{const}$  – **изохорный** процесс (теплота, подведенная к системе расходуется на изменение внутренней энергии),  $P = \text{const}$  – **изобарный** (теплота, подведенная к системе расходуется на изменение теплового запаса энтальпии),  $T = \text{const}$  – **изотермический** процесс. Для изобарно-изотермического процесса о тепловом эффекте реакции можно судить по  $\Delta H$ .

Любая система может быть охарактеризована функциями состояния  $U$ ,  $H$ ,  $S$ ,  $G$ . Функции состояния не зависят от пути перехода, а зависят от начального и конечного состояния системы.

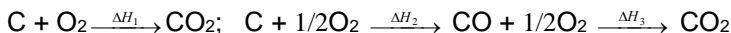


**Физический смысл энтальпии** – это внутреннее теплосодержание системы: реакции, идущие с выделением тепла – **экзотермические**, внутреннее теплосодержание системы уменьшается,  $\Delta G > 0$ ,  $\Delta H < 0$ ; реакции, идущие с поглощением тепла из окружающей среды – **эндотермические**, внутреннее теплосодержание возрастает,  $\Delta G < 0$ ,  $\Delta H = -Q$ ,  $\Delta H > 0$ .

**Тепловой эффект реакции** – изменение энергии системы при переходе определенного числа молей исходных веществ в соответствующее число продуктов реакции.

В 1840 г. Гесс сформулировал **основной закон термодинамики**: тепловой эффект реакции при постоянном объеме и давлении зависит

от начального и конечного состояния системы и не зависит от того каким образом система перешла из начального в конечное состояние.



$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3$$

В термохимических расчетах применяют следствие из закона Гесса. *Первое следствие.* Тепловой эффект химической реакции  $\Delta H_{\text{х.р}}$  равен сумме теплот образования  $\Delta H_{\text{обр}}$  продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ с учетом стехиометрических коэффициентов. *Второе следствие.* Тепловой эффект реакции равен сумме энтальпий сгорания исходных веществ за вычетом суммы энтальпий сгорания продуктов с учетом стехиометрических коэффициентов.

$$\Delta H_{\text{х.р}} = \sum \Delta H_{\text{прод. обр}} - \sum \Delta H_{\text{исх. вещ}}$$

Уравнения с указанием агрегатного состояния исходных веществ, продуктов реакции и указанием теплового эффекта реакции называются *термохимическими*; коэффициенты в них могут быть дробными.

Согласно закону Гесса термохимические уравнения можно складывать, вычитать, умножать на целые числа.

При  $\Delta H^\circ < 0$  реакции идут самопроизвольно, но тепловой эффект реакции не всегда является критерием самопроизвольного течения той или иной реакции.

Самопроизвольно могут протекать не только те химические реакции, которые сопровождаются выделением теплоты (**принцип Берглю-Томсена**), но и реакции, сопровождающиеся поглощением теплоты.

**Энтропия** – мера неупорядоченности системы. Энтропия (как и внутренняя энергия, энтальпия, объем) пропорциональна количеству вещества и возрастает с увеличением скорости частиц, т.е. при нагревании, испарении, плавлении, расширении газа, при ослаблении или разрыве связей между атомами и т.п. Процессы конденсации, кристаллизации, сжатия, упрочения связей, полимеризации, связанные с упорядоченностью системы, ведут к уменьшению энтропии.

В любом произвольном процессе, реакция идет с увеличением энтропии,  $S$  – степень свободы частиц, свобода их перемещения:  $S_{\text{газа}} > S_{\text{ж}} > S_{\text{тв}}$ . При уменьшении объема газа энтропия уменьшается. С увеличением температуры, энтропия сильно возрастает. Стандартная энтропия  $S^\circ$  характеризует процесс образования 1 моль сложного вещества из простых.

Согласно **третьему закону термодинамики**: энтропия чистых веществ, существующих в виде идеальных кристаллов, при абсолютном нуле равна нулю:

$$\Delta S_{x,p} = \Sigma S_{\text{прод}} - \Sigma S_{\text{исх}}$$

Так как энтропия растет с повышением температуры, то можно считать, что мера беспорядка  $\approx T \Delta S$ . Таким образом, движущая сила процесса складывается из двух сил: стремления к упорядочению ( $H$ ) и стремления к беспорядку ( $TS$ ).

В химических процессах одновременно действуют две тенденции:

– стремление к образованию новых химических связей ведет к уменьшению энергии и энтальпии системы (энтальпийный фактор);

– стремление к разрыву старых химических связей ведет к возрастанию энтропии (энтропийный фактор). Сравнение двух тенденций отражает **энергия Гиббса**.

Мерой химического сродства является уменьшение  $\Delta G$ , которая зависит от природы вещества, его количества, температуры и является функцией состояния, т.е.

$$\Delta G_{x,p} = \Sigma \Delta G_{\text{прод}} - \Sigma \Delta G_{\text{исх}}$$

Возможность протекания процесса зависит от того, какой вклад составляющих  $\Delta H$  и  $T\Delta S$  в энергию Гиббса больше. При  $P, T = \text{const}$  общую движущую силу процесса  $\Delta G$  можно найти из соотношения:

$$\Delta G_{x,p} = (H_2 - H_1) - (TS_2 - TS_1)$$

$$\Delta G = \Delta H - T \Delta S$$

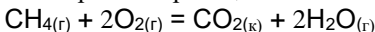
При уменьшении  $\Delta G^0$  процесс принципиально осуществим, а при  $\Delta G^0 > 0$  он самопроизвольно протекать не может. Чем меньше  $\Delta G$ , тем сильнее стремление к протеканию данного процесса и тем дальше он от состояния равновесия.

Термодинамическая характеристика химического равновесия – равенство  $\Delta G = 0$  или  $\Delta H = T \cdot \Delta S$ .

Из соотношения  $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$  видно, что самопроизвольно могут протекать и эндотермические процессы, для которых  $\Delta H > 0$ . Это возможно когда,  $\Delta S > 0$  и  $|T \Delta S| > |\Delta H|$ , тогда  $\Delta G < 0$ . Экзотермические реакции ( $\Delta H < 0$ ) самопроизвольно не протекают, если при  $\Delta S < 0$  окажется, что  $\Delta G > 0$ .

### Примеры решения задач

*Пример 1.* Определите возможность протекания реакции, ее тепловой эффект и изменение энтропии в реакции:



*Решение.* В соответствии со следствием из закона Гесса имеем

$$\Delta H^{\circ}_{x.p} = (2\Delta H^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta H^{\circ}_{\text{CO}_2}) - (\Delta H^{\circ}_{\text{CH}_4} + 2\Delta H^{\circ}_{\text{O}_2})$$

Изменение  $\Delta G$  и  $\Delta S$  определяем из уравнений:

$$\Delta G^{\circ}_{x.p} = (2\Delta G^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}} + \Delta G^{\circ}_{\text{CO}_2}) - (\Delta G^{\circ}_{\text{CH}_4} + 2\Delta G^{\circ}_{\text{O}_2})$$

$$\Delta S^{\circ}_{x.p} = (2S^{\circ}_{\text{H}_2\text{O}} + S^{\circ}_{\text{CO}_2}) - (S^{\circ}_{\text{CH}_4} + 2S^{\circ}_{\text{O}_2})$$

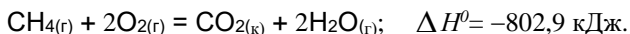
Используя табличные данные, получаем

$$\Delta H^{\circ} = (-241,98 \cdot 2) + (-393,8) - (-74,86) = -802,9 \text{ кДж}$$

$$\Delta G^{\circ} = (-228,8 \cdot 2) + (-394,6) - (-50,85) = -801,35 \text{ кДж}$$

$$\Delta S^{\circ} = (188,9 \cdot 2 + 213,8) - (205,0 \cdot 2 + 186,44) = -4,84 \text{ Дж}$$

Так как  $\Delta G^{\circ} < 0$ , возможно самопроизвольное протекание реакции. Термохимическое уравнение имеет вид



*Пример 2.* При сгорании 1 г графита до углекислого газа (при стандартных условиях) выделилось 32,8 кДж теплоты. Определите стандартную энтальпию образования  $\text{CO}_2(\text{г})$ .

*Решение.* Запишем уравнение реакции:



Очевидно, что для получения одного моля углекислого газа требуется сжечь 1 моль атомов углерода, т.е. 12 г.

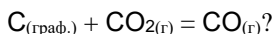
Тепловой эффект сжигания

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ г графита} & - & (-32,8) \text{ кДж} \\ 12 \text{ г} & - & x \text{ кДж} \end{array}$$

$$\Delta H^{\circ}_{CO_2} = \frac{-32,8 \cdot 12}{1} = -393,6 \text{ кДж/моль.}$$

### Вопросы для самоподготовки

1. Сформулируйте понятие энтальпии, энтропии, изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса).
2. Сформулируйте закон Гесса.
3. Почему тепловые эффекты реакций нейтрализации сильных кислот сильными основаниями одинаковы, а значения энтальпий реакции нейтрализации слабых кислот сильными основаниями и наоборот – различны?
4. Почему химические и фазовые превращения сопровождаются выделением или поглощением энергии?
5. При какой температуре наступит равновесие системы:



6. Рассчитайте изменение энтальпии, энтропии и энергии Гиббса для реакции окисления NO в NO<sub>2</sub> в стандартных условиях.
  - а. Возможна ли эта реакция при 25°C?
6. Какой фактор – энтальпийный или энтропийный – определяет знак  $\Delta G^0_{298}$  этой реакции?
7. Какое количество теплоты выделится при сгорании 1 м<sup>3</sup> метана, взятого при н.у., если при сгорании образуются H<sub>2</sub>O и CO<sub>2</sub>?
8. При растворении 10 г CaCl<sub>2</sub> в 200 см<sup>3</sup> воды температура повысилась на 7,7 К. Вычислите теплоту гидратации CaCl<sub>2</sub>, если теплота растворения CaCl<sub>2</sub> · 6H<sub>2</sub>O равна 19,08 кДж/моль. Удельную теплоемкость раствора можно принять равной удельной теплоемкости воды.
9. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены водородом до свободного металла при 298 К: CaO, SnO<sub>2</sub>, Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>?
10. При полном сгорании этилена с образованием жидкой воды выделилось 6226 кДж теплоты. Найдите объем вступившего в реакцию кислорода ( $T = 25^\circ\text{C}$ ,  $P = 750$  мм рт.ст.).

## 6. НАЧАЛА ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

**Химическая кинетика** – это наука о скорости химических реакций, зависимости скорости от различных факторов и о механизме химического процесса, т.е. изучает закономерности протекания реакции во времени.

**Скорость химической реакции** определяется изменением концентрации реагирующих веществ в единицу времени в единице объема для гомогенных реакций и на единице поверхности раздела фаз для гетерогенных реакций:

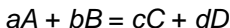
$$V = \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}.$$

Скорость реакций зависит от числа соударений частиц друг с другом, поэтому твердые вещества решающего влияния на скорость химических реакций не оказывают. Знак "+" соответствует изменению концентрации продуктов реакции; знак "-" – исходных веществ.

*Факторы, влияющие на скорость реакции:*

- 1) концентрация реагирующих веществ;
- 2) температура;
- 3) энергия и энтропия активации;
- 4) наличие катализаторов;
- 5) природа реагирующих веществ;
- 6) среда, степень измельчения;
- 7) форма реактора, облучение.

*Влияние концентрации* реагентов на скорость реакции определяется **законом действующих масс (Гульдберг и Вааге): при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению молярных концентраций реагирующих или образующихся веществ в степени равной их стехиометрическим коэффициентам (гомогенных систем).**



Скорость прямой и обратной реакций выражается уравнениями, называемые кинетическими уравнениями химической реакции:

$$\vec{V} = k' C_A^a C_B^b,$$

$$\overset{\leftarrow}{V} = k' C_C^c C_D^d,$$

где  $k$  – константа скорости, зависит от температуры, природы реагирующих веществ, катализатора и не зависит от концентрации, давления, изменения объема;  $C$  – концентрации растворенных или газообразных соединений, моль/л;  $a, b, c, d$  – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

*Физический смысл константы скорости ( $k$ ):* это скорость реакции в случае, если концентрации (моль/л) реагентов или их произведение равны единице. **Твердые вещества концентрации не имеют.**

Если реакция протекает в газовой фазе, то в кинетическом уравнении используют давление ( $P$ ). Для расчета самой скорости прямой и обратной реакций, давление использовать нельзя, но можно для изменения скорости реакции.

*Влияние температуры.* С увеличением температуры – увеличивается число столкновений молекул и растет скорость. Зависимость скорости реакции от температуры определяется эмпирическим (опытным) **правилом Вант-Гоффа: при повышении температуры на каждые 10°C скорость реакции возрастает в 2–4 раза.**

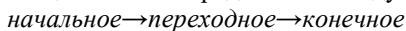
$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{k_2}{k_1} = \frac{\tau_1}{\tau_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где  $V_2, V_1$  – скорости реакций, л/моль · с;  $k_2, k_1$  – константы скорости реакций,  $\tau_2, \tau_1$  – время реакций при температурах  $T_1$  и  $T_2$ ;  $\gamma$  – температурный коэффициент, показывает во сколько раз уменьшается или увеличивается скорость химической реакции с изменением температуры на каждые 10°C.

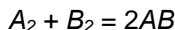
Почему повышение температуры ведет к увеличению скорости реакции? В чем заключается сущность химической реакции?

Химическое превращение происходит тогда, когда возникают условия для перераспределения электронной плотности столкнувшихся частиц. Этот процесс требует затраты времени и энергии. Мгновенных процессов в природе вообще не существует.

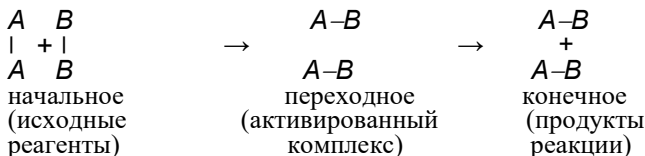
Химическую реакцию можно представить следующими состояниями:



Для реакции взаимодействия газообразных  $A_2$  и  $B_2$ :



можно записать ее состояние:



Переходное состояние системы отвечает образованию активированного комплекса  $A_2 \dots B_2$ . В этом комплексе происходит перераспределение электронной плотности между атомами: связи  $A-B$  начинают образовываться одновременно с разрывом связей  $A-A$  и  $B-B$ . В активированном комплексе объединены «полуразрушенные» молекулы  $A_2$  и  $B_2$  и «полуобразовавшиеся» молекулы  $AB$ . Образование такого комплекса требует затраты энергии, вероятность того, что столкновение двух молекул образует активированный комплекс и произойдет реакция, зависит от энергии сталкивающихся частиц. Реагируют только те из молекул, энергия которых для этого достаточна. Такие молекулы называются *активными*.

Необходимую для перехода веществ в состояние активированного комплекса энергию называют *энергией активации*  $E_a$  (рис. 7).

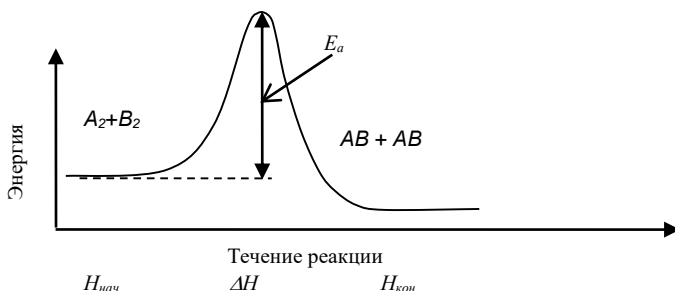


Рис. 7. Диаграмма изменения энергии при течении реакции

Исходное состояние имеет энергию  $H_{нач.}$ , конечное  $H_{кон.}$ . Разность энергий равна тепловому эффекту  $\Delta H$ . Энергия активированного ком-

плекса выше энергии начального и конечного состояния системы. Таким образом, энергия активации – это энергетический барьер, который отделяет исходные вещества от продуктов реакции. Обратная реакция – превращение АВ в газообразные А<sub>2</sub> и В<sub>2</sub> также протекает через образование активированного комплекса А<sub>2</sub>...В<sub>2</sub>, но значение энергии активации будет другим.

Чем больше энергия активации, тем меньше активных молекул при данной температуре и тем медленнее идет реакция.

Влияние энергии активации и энтропии активации на скорость реакции определяет *уравнение Аррениуса*:

$$k = Ae^{-\frac{E_a}{RT}},$$

где  $k$  – константа скорости;  $A$  – коэффициент, учитывающий число столкновений молекул;  $T$  – температура, °К;  $R$  – универсальная газовая постоянная;  $E_a$  – энергия активации.

$$\lg \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{2,3R} \left( \frac{T_2 - T_1}{T_2 T_1} \right).$$

Энергия активации – это избыточная энергия, необходимая для преодоления сил отталкивания реагирующих частиц и возникновения новых химических связей.

*Влияние катализатора.* Катализаторы – вещества, которые влияют на скорость реакции, но сохраняют свой химический состав, они снижают энергию активации за счет образования промежуточных соединений, т.е. ускоряют реакцию. Ингибиторы – замедляют скорость реакции.

Катализ – это изменение скорости реакции или ее направления в присутствии катализатора.

Признаки *обратимой* системы:

- состояние системы неизменно во времени при отсутствии внешних воздействий;
- система следует за изменением внешних воздействий; если воздействие снято, система возвращается в прежнее состояние.

Кажущееся (сложное) равновесие характеризуется медленным протеканием процесса. Так, смесь газов Н<sub>2</sub> и О<sub>2</sub> может существовать без видимых изменений достаточно долго, однако искра или наличие ката-

лизатора вызывает образование взрывчатой "гремучей" смеси. В отсутствие возмущающих воздействий (искра, катализатор) такие системы могут существовать без изменений сколь угодно долго.

**Химическое равновесие** – это состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции. Количественной характеристикой химического равновесия является *константа химического равновесия*  $K_{\text{равн.}}$ , это величина постоянная.

Для реакции:  $aA + bB = cC + dD$ .

$$K_p = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Константа равновесия не зависит от изменения концентрации любого из реагентов, продуктов реакции или катализатора.

Химическое равновесие – равновесие динамическое.

Концентрации, установившиеся в момент равновесия, называются равновесными, их обозначают [ ]. При величине константы равновесия можно судить о степени протекания реакции и ее преимущественном направлении.

Если  $K_p \gg 1$ , то идет преимущественно прямая реакция, система находится в кинетическом равновесии, если  $K_p = 1$ , если  $K_p \ll 1$  протекает обратная реакция.

Связь константы равновесия ( $K_p$ ) и свободной энергии Гиббса выражается зависимостью:

$$\Delta G^\circ = -2,3 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_p.$$

Если  $K_p = 1$ ,  $\lg = 0$  и  $\Delta G = 0$ ,  $\Delta G = \Delta H - T\Delta S = 0$ , тогда  $T = \frac{\Delta H \cdot 1000}{\Delta S}$

– температура, при которой состояние равновесия равно единице.

Переход из одного равновесного состояния в другое называется сдвигом равновесия. Смещение равновесия подчиняется **принципу Ле-Шателье**: **если на систему, находящуюся в равновесии оказать какое-либо воздействие, то в системе усиливаются процессы, способствующие ослаблению этого воздействия.**

*Факторы, влияющие на смещение химического равновесия:*

**Влияние температуры.** При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции ( $\Delta H > 0$ ); при понижении температуры – в сторону экзотермической ( $\Delta H < 0$ ).

*Влияние давления или объема.* Изменение давления не влияет на систему, в которой нет газообразных веществ и когда количество молей газов слева и справа одинаково. При повышении давления равновесие смещается в сторону меньшего числа молей газов, при понижении – в сторону большего числа молей газов.

*Влияние концентрации* (для жидких и газообразных). Увеличение концентрации исходных веществ вызывает ускорение прямой реакции, равновесие смещается в сторону образования продуктов реакции; увеличение концентрации продуктов реакции вызывает протекание обратной реакции, равновесие смещается в сторону образования исходных веществ.

*Влияние катализатора.* Катализатор снижает энергию активации как прямой, так и обратной реакции, что приводит к одинаковому увеличению скорости и прямой и обратной реакции. Введение катализатора ускоряет достижение состояния равновесия, но не смещает его положения.

### Примеры решения задач

*Пример 1.* Реакция между веществами А и В протекает по уравнению

$2A + B = C$ , концентрации веществ (моль/л) равны  $[A] = 6$ ,  $[B] = 5$ . Константа скорости реакции равна  $0,5 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$ . Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда в реакционной смеси останется 45% вещества В.

*Решение.* Согласно закону действующих масс, скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам в уравнении реакции. Следовательно, для реакции  $2A + B \rightarrow C$

$$V = k C_A^2 C_B.$$

Скорость химической реакции в начальный момент равна:

$$V_1 = 0,5 \cdot 6^2 \cdot 5 = 90 \text{ моль} \cdot \text{с}^{-1} \cdot \text{л}^{-1}.$$

*Если изменилась концентрация хотя бы одного из реагирующих веществ, то изменится концентрация и всех остальных веществ:*

По истечении некоторого времени в реакционной смеси остается 45% вещества В, т.е.  $[B] = 5 \cdot 0,45 = 2,25$  моль/л. Значит, концентрация вещества В уменьшилась на  $5,0 - 2,25 = 2,75$  моль/л. Так как вещества А

и В взаимодействуют между собой в соотношении 2:1, то концентрация вещества А уменьшилась на 5,5 моль (2,752) и стала равной 0,5 моль/л (6,0 – 5,5). Следовательно,

$$V_2 = 0,5 \cdot (0,5)^2 \cdot 2,25 = 0,28 \text{ моль} \cdot \text{с}^{-1} \cdot \text{л}^{-1}.$$

*Пример 2.* Определите, как изменится скорость прямой реакции  $2\text{CO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{CO}_{2(\text{r})}$ , если общее давление в системе увеличить в 4 раза.

*Решение.* Увеличение давления в системе в 4 раза вызовет уменьшение объема системы в 4 раза, а концентрации реагирующих веществ возрастут в 4 раза. Согласно закону действующих масс начальная скорость реакции равна

$$V_1 = k \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2}$$

После увеличения давления

$$V_2 = k \cdot 4C_{\text{CO}}^2 \cdot 4C_{\text{O}_2} = 4^3 \cdot k \cdot C_{\text{CO}}^2 \cdot C_{\text{O}_2} = 64.$$

Следовательно после увеличения давления в 4 раза скорость реакции возросла в 64 раза.

*Примечание.* Закон действия масс в его классической форме (выраженной через концентрации) справедлив для неэлектролитов и разбавленных растворов слабых электролитов (т.е. для газов и растворов). Твердые вещества в выражение для скорости реакции не включают, так как для них понятие концентрации неприемлемо; скорость реакций в твердой фазе зависит от площади поверхности твердого вещества, т.е. степени его измельчения.

Так, для реакции  $\text{C}_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = 2\text{CO}_{(\text{r})}$  скорость прямой реакции

$$\vec{V}_1 = k_1 \cdot P_{\text{CO}_2}, \text{ обратной } \overleftarrow{V}_2 = k_2 \cdot P^2_{\text{CO}}.$$

Изменение давления смещает равновесие, если число молей исходных и образующихся газообразных веществ неодинаково. Для реакции  $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$  скорость прямой реакции  $\vec{V}_1 = k_1 \cdot P^2_{\text{CO}_2} \cdot P_{\text{O}_2}$ , обратной

$$\overleftarrow{V}_2 = k_2 \cdot P^2_{\text{CO}_2}.$$

*Пример 3.* В системе  $A_{(г)} + 2B_{(г)} = C_{(г)}$  равновесные концентрации равны:  $[A] = 0,06$  моль/л;  $[B] = 0,12$  моль/л;  $[C] = 0,216$  моль/л. Найдите константу равновесия реакции и исходные концентрации веществ А и В.

*Решение.* Согласно закону действия масс, константа равновесия данной реакции выражается уравнением

$$K_p = \frac{[C]}{[A][B]^2}.$$

Подставляя в него данные задачи, получаем:

$$K_p = \frac{0,216}{0,06 \cdot (0,12)^2} = 2,5.$$

Согласно уравнению реакции, из 1 моль А и 2 моль В образуется 1 моль С. Поскольку по условию задачи в каждом литре системы образовалось 0,216 моль вещества С, то при этом было израсходовано 0,216 моль А и  $0,216 \cdot 2 = 0,432$  моль В. Таким образом, искомые исходные концентрации равны:

$$\begin{aligned} [A] &= 0,06 + 0,116 = 0,276 \text{ моль/л;} \\ [B] &= 0,12 + 0,432 = 0,552 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

*Пример 4.* Реакция протекает по уравнению  $A + B = 2C$ . Определите равновесные концентрации реагирующих веществ, если исходные концентрации веществ А и В соответственно равны 0,5 и 0,7 моль/л, а константа равновесия реакции  $K_p = 50$ .

*Решение.* К моменту равновесия концентрации исходных веществ А и В уменьшатся, а концентрация продукта реакции С увеличится. На каждый моль веществ А и В образуется 2 моль вещества С; поэтому, если понижение концентрации веществ А и В обозначить через  $x$  моль, то увеличение концентрации вещества С будет равно  $2x$  моль.

Равновесные концентрации реагирующих веществ будут:

$$[A] = (0,5 - x) \text{ моль/л; } [B] = (0,7 - x) \text{ моль/л; } [C] = 2x \text{ моль/л.}$$

$$K_p = \frac{[C]^2}{[A] \cdot [B]} = \frac{4x^2}{(0,5 - x)(0,7 - x)} = \frac{4x^2}{0,35 - 1,2x + x^2} = 50,$$

$$46x^2 - 60x + 17,5 = 0.$$

Решая уравнение, получаем:  $x_1 = 0,86$ ;  $x_2 = 0,44$ . По условию задачи справедливо значение  $x_2$ . Отсюда равновесные концентрации реагирующих веществ равны:  $[A] = 0,5 - 0,44 = 0,06$  моль/л;

$$[B] = 0,7 - 0,44 = 0,26 \text{ моль/л}; \quad [C] = 0,44 \cdot 2 = 0,88 \text{ моль/л}.$$

*Пример 5.* Вычислите, во сколько раз возрастет скорость химической реакции при увеличении температуры на  $40^\circ\text{C}$ , если температурный коэффициент этой реакции равен 3.

*Решение.* Зависимость скорости химической реакции от температуры выражается эмпирическим правилом Вант-Гоффа.

В данном примере температура повысилась на  $40^\circ\text{C}$ ,

$$\frac{t_2 - t_1}{10} = 4.$$

Следовательно, скорость реакции возросла в  $3^4 = 81$  раз.

### Вопросы для самоподготовки

1. Сформулируйте закон действия масс, закон Вант-Гоффа, принцип Ле-Шателье.

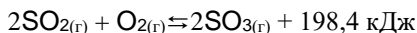
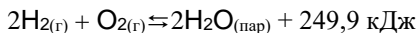
2. Назовите факторы, влияющие на скорость реакции.

3. Что называется константой равновесия, от чего она зависит и что характеризует?

4. Реакция идет по уравнению  $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$ . Как изменится скорость реакции, если давление в системе увеличить в 3 раза?

5. Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода, чтобы скорость реакции  $\text{N}_{2(г)} + 3\text{H}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NH}_{3(г)}$  возросла в 1000 раз? Как нужно изменить давление, чтобы добиться такого же ускорения реакции?

6. В какую сторону смещается равновесие: а) при повышении температуры; б) при повышении давления:



7. Равновесие системы  $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(г)}$  установилось при следующих концентрациях веществ:  $[\text{NO}] = 0,08$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,03$  моль/л;  $[\text{NO}_2] = 0,01$  моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ , если исходная концентрация  $\text{NO}_2$  равна нулю.

## 7. РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ. РЕАКЦИИ БЕЗ ИЗМЕНЕНИЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

### 7.1. Электролитическая диссоциация. Константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты

#### 7.1.1. Основные положения электролитической диссоциации Аррениуса

1. Растворы электролитов проводят электрический ток вследствие самопроизвольного распада (диссоциации) электролита на заряженные ионы (катионы и анионы). Процесс распада веществ на ионы называется *электролитической диссоциацией*. Количественно процесс диссоциации характеризуется следующими величинами: изотоническим коэффициентом  $i$ , эквивалентной электропроводностью  $\lambda$ , степенью диссоциации  $\alpha$ , константой электролитической диссоциации  $K_{\text{дисс.}}$ .

*Изотонический коэффициент или коэффициент Вант-Гоффа ( $i$ )* – это отношение суммы числа ионов и непродиссоциировавших молекул электролита к начальному числу молекул электролита, по его величине вычисляют степень электролитической диссоциации:

$$\alpha = \frac{i - 1}{n - 1},$$

где  $n$  – число ионов,  $i$  – изотонический коэффициент.

*Эквивалентная электропроводность  $\lambda$*  – это электропроводность 1 л раствора, содержащего 1 г-экв электролита. Величину  $\lambda$  определяют по удельной электропроводности  $\chi$ :

$$\lambda = \frac{\chi \cdot 1000}{C_n} \quad \text{или} \quad \lambda = \chi \cdot V \cdot 1000.$$

*Степень диссоциации  $\alpha$*  показывает, какая доля растворенного вещества продиссоциировала на ионы, т.е. характеризует силу электролита. Она имеет разное значение для различных электролитов и определяет молярную электропроводимость растворов:

$$\alpha = \frac{C_{\text{дис}}}{C_{\text{общ}}} \cdot 100\%,$$

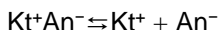
где  $C_{\text{общ}}$  – общая концентрация растворенного вещества, моль/л;  
 $C_{\text{дис}}$  – концентрация молекул, продиссоциировавших на ионы, моль/л.

Степень диссоциации электролита возрастает по мере разбавления раствора, может измеряться в долях единицы или в процентах:

$\alpha < 3\%$  – электролит слабый и существует в растворе в виде молекул;  $3 < \alpha < 30\%$  – электролит средней силы, при решении задач относить такие электролиты к слабым;  $\alpha > 30\%$  – электролит сильный, существует в растворе в виде ионов;  $\alpha = 0$ , то диссоциация отсутствует;  $\alpha = 1$  – полная диссоциация электролита (сильный электролит).

К процессу электролитической диссоциации можно применять принцип Ле-Шателье: для смещения равновесия слева направо, т.е. в сторону диссоциации, необходимо увеличить массу растворителя. Это означает, что диссоциация слабых электролитов проходит лучше в разбавленных растворах, чем в концентрированных, т.е.  $\alpha$  возрастает с уменьшением концентрации электролита в растворе и  $\alpha = 1$  в бесконечно разбавленных растворах. Повышение температуры будет смещать равновесие слева направо, т.е. степень электролитической диссоциации слабого электролита – будет увеличиваться с повышением температуры.

Процесс диссоциации слабого электролита можно описать константой равновесия, которая называется константой диссоциации ( $K_{\text{дис}}$ ). Рассмотрим процесс диссоциации бинарного электролита  $\text{KtAn}$ .



$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{Kt}^+] \cdot [\text{An}^-]}{[\text{Kt} \cdot \text{An}]},$$

где  $[\text{Kt}^+]$ ,  $[\text{An}^-]$  – равновесные концентрации ионов катиона и аниона, моль/л;  $[\text{KtAn}]$  – равновесная концентрация недиссоциированных молекул электролита, моль/л.

$$\alpha = \frac{[\text{Kt}^+]}{C_{\text{KtAn}}} = \frac{[\text{An}^-]}{C_{\text{KtAn}}}.$$

Отсюда сделав соответствующие преобразования, получаем:

$$K_{\text{дис}} = \frac{\alpha^2 \cdot C_M}{1 - \alpha}. \text{ Полученная зависимость — это закон разбавления}$$

**Оствальда.** Для очень слабых электролитов  $\alpha \ll 1$ , поэтому знаменате-

$$\text{лем можно пренебречь } K_{\text{дис}} = \alpha^2 \cdot C_M \text{ или } \alpha \cong \sqrt{\frac{K_{\text{дис}}}{C_M}}.$$

Константа диссоциации слабого электролита зависит от природы растворителя и от температуры и не зависит от концентрации раствора и при постоянной температуре может служить мерой силы электролита. Чем меньше значение константы, тем слабее электролит. Для слабой кислоты концентрация ионов может быть рассчитана с использованием константы диссоциации.

2. Осмотическое давление и температуры кипения и замерзания раствора зависят не только от молярной концентрации растворенного электролита, но и от степени его диссоциации.

### 7.1.2. Электролиты

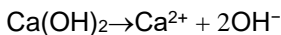
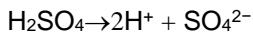
Электролитами называют вещества, водные растворы или расплавы которых могут проводить электрический ток. Причина этого — распад электролитов на заряженные частицы — ионы: положительные — катионы, отрицательные — анионы. Этот процесс распада называется электролитической диссоциацией. Электролитами могут быть кислоты, основания, соли.

**Сильные электролиты** диссоциируют практически полностью, необратимо в одну ступень на анионы и катионы, равновесие сдвинуто вправо.

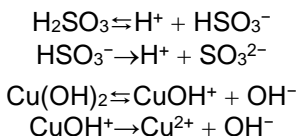
*Сильные кислоты:* HCl, HBr, HI, HMnO<sub>4</sub>, HClO<sub>4</sub>, HClO<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>CrO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, HNO<sub>3</sub>, если  $K_{\text{дис}} \geq 10^{-1}$ .

*Сильные основания* образуют металлы IA группы (Li – Fr) и IIA (Ca, Sr, Ba) и Tl.

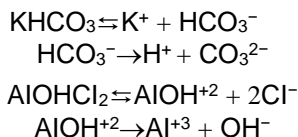
*Средние соли* — это сильные электролиты и диссоциируют в одну ступень.



**Слабые электролиты** диссоциируют обратимо и ступенчато, количество ступеней равно числу функциональных групп ( $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ ) в молекуле электролита, в каждой последующей происходит отрыв одной функциональной группы, равновесие сдвинуто влево. Заряд иона (аниона или катиона) численно равен номеру ступени.



Кислые и основные соли – растворимы в воде. *Кислые соли* – первичная диссоциация идет полностью, далее как у слабой кислоты. *Основные соли* – первичная диссоциация растворимой соли идет полностью и далее как слабого основания.

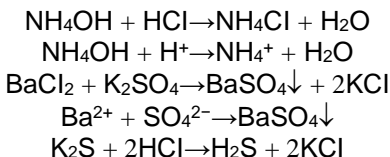


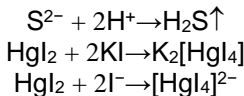
## 7.2. Направление протекания химических реакций. Произведение растворимости

**Правило Бертолле:** Обменные реакции между электролитами практически необратимы и идут до конца в случае образования мало-растворимых, малодиссоциирующих, газообразных и комплексных соединений.

В уравнении реакции на ионы распадаются сильные растворимые электролиты (все сильные кислоты, сильные основания, кроме  $\text{LiOH}$  и все растворимые соли).

Слабые кислоты и слабые основания в независимости от их растворимости на ионы не распадаются и остаются в молекулярном виде (в таблице растворимости смотреть только соли, кислоты по  $K_{\text{дис}}$ ).





Выпадение веществ в осадок и их растворение зависит от произведения растворимости (ПР) – это основная характеристика равновесий в гетерогенных системах «раствор-осадок».

Для малорастворимой соли  $\text{AgCl}_{(\text{к})} \rightleftharpoons \text{Ag}^+_{(\text{р})} + \text{Cl}^-_{(\text{р})}$

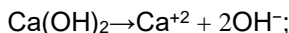
$$K = \frac{[\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-]}{[\text{AgCl}]},$$

где  $[\text{AgCl}_{(\text{к})}]$  – концентрация молекул соли, моль/л; величина постоянная.

$$K_{[\text{AgCl}]} = \text{ПР} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = \text{const}$$

Произведение растворимости – произведение концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита.

При постоянной температуре ПР величина постоянная.



$$\text{ПР} = [\text{Ca}^{+2}] \cdot [\text{OH}^-]^2$$

$$\text{ПР} = [\text{Kt}^{+n}]^m \cdot [\text{An}^{-m}]^n$$

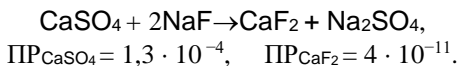
Условия образования и растворения осадков:

$[\text{Kt}^{+n}]^m [\text{An}^{-m}]^n > \text{ПР}$  – осадок выпадает;

$[\text{Kt}^{+n}]^m [\text{An}^{-m}]^n < \text{ПР}$  – осадок растворяется (не выпадает);

$[\text{Kt}^{+n}]^m [\text{An}^{-m}]^n = \text{ПР}$  система находится в равновесии.

Обменные реакции между электролитами в растворах всегда идут в сторону образования менее диссоциированных или менее растворимых электролитов:



Так как  $\text{ПР}_{\text{CaF}_2} < \text{ПР}_{\text{CaSO}_4}$ , реакция идет в сторону образования менее растворимого фторида кальция.

Зная ПР можно определить растворимость данного элемента (s).  
Например, необходимо вычислить растворимость AgCl.

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = [\text{AgCl}] = s$$

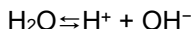
$$\text{ПР} = s \cdot s = s^2.$$

$$s^2 = 1,7 \cdot 10^{-10} \text{ моль}^2/\text{л}^2; \quad s = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л},$$

$$\text{или } s = 1,3 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot 143,5 \text{ г} = 1,86 \cdot 10^{-4} \text{ г/л}.$$

### 7.3. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH

Равновесие электролитической диссоциации воды:



$$K_{\text{дис}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

$$K_{[\text{H}_2\text{O}]} = K_w$$

$$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$K_w = 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7}$$

Величина  $K_w$  – называется **ионным произведением воды**. Расчет концентраций ионов водорода и гидроксогруппы в водных растворах ведется по величине  $K_w$ :

$$[\text{H}^+] = \frac{K_w}{[\text{OH}^-]}, [\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]},$$

где  $[\text{H}^+]$  и  $[\text{OH}^-]$  – равновесные молярные концентрации ионов, моль/л.

В *нейтральном* водном растворе  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л.

В *кислом* растворе  $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$ ,  $[\text{H}^+] > 10^{-7}$  моль/л.

В *щелочном* растворе  $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$ ,  $[\text{H}^+] < 10^{-7}$  моль/л.

$[\text{OH}^-] = n \cdot \alpha \cdot C_M$	
Для сильных электролитов $\alpha = 1$	Для слабых
$[\text{OH}^-] = n \cdot C_M$	$[\text{OH}^-] = \sqrt{C_M \cdot K_{\text{дис}_1}}$

### Вопросы для самоподготовки

1. Основные положения электролитической диссоциации Аррениуса.
2. Понятие электролитической диссоциации и ее количественные характеристики.
3. Закон разбавления Оствальда.
4. Сильные и слабые электролиты, примеры.
5. Правило Бертолле. Произведение растворимости.
6. Можно ли, исходя только из значений ПР двух солей, сравнить их растворимость? Какая величина называется ионным произведением воды?
7. Вычислите растворимость  $\text{PbSO}_4$  и выразите ее в моль/дм<sup>3</sup> и г/дм<sup>3</sup>, если  $\text{ПР}(\text{PbSO}_4) = 2,20 \cdot 10^{-8}$ .
8. Условие образования и растворения осадков.
9. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH.
10. Расчет pH кислот и оснований.

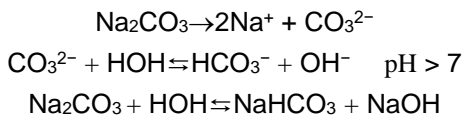
### 8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

**Гидролиз солей** – реакция взаимодействия солей с водой, приводящая к нарушению равновесия электролитической диссоциации воды и изменению pH раствора.

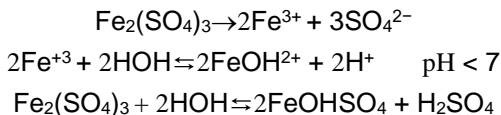
*Физический смысл* – в результате гидролиза образуются слабо диссоциированные частицы (ионы или молекулы), поэтому гидролизу подвергаются катионы слабых оснований и анионы слабых кислот. Не подвергаются гидролизу соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой и нерастворимые соли. Процесс гидролиза обратимый.

Если в состав соли входит только один слабый ион (катион или анион), то гидролиз идет ступенчато, где количество ступеней соответствует численному заряду слабого иона.

**1. Гидролиз по аниону**, соль образована сильным основанием и слабой кислотой ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ), продуктом гидролиза будет кислая соль и сильное основание.

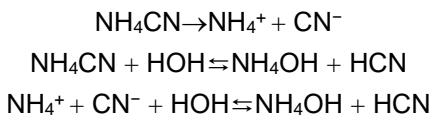


2. **Гидролиз по катиону**, соль образована сильной кислотой и слабым основанием ( $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ), продуктом гидролиза будет основная соль и сильная кислота.

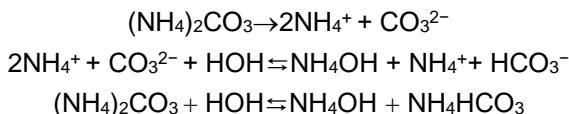


3. **Гидролиз по катиону и аниону**, соль образована слабым основанием и слабой кислотой ( $\text{NH}_4\text{CN}$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ ), гидролиз идет по разному:

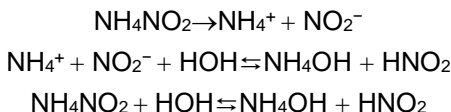
1) если соль растворима, гидролиз идет ступенчато по 1-й ступени:



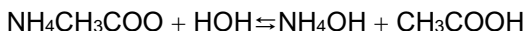
$K_{\text{дис}_{\text{NH}_4\text{OH}}} = 6,3 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{\text{дис}_{\text{HCN}}} = 5,0 \cdot 10^{-10}$ , т.е. основание диссоциирует сильнее, чем кислота, раствор насыщается частично ионами  $\text{OH}^-$ , среда слабощелочная.



$K_{\text{дис}_{\text{NH}_4\text{OH}}} = 6,3 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{\text{дис}_{\text{H}_2\text{CO}_3}} = 4,45 \cdot 10^{-7}$ , т.е. основание диссоциирует сильнее, чем кислота, раствор насыщается частично ионами  $\text{OH}^-$ , среда слабощелочная.



$K_{\text{дис}_{\text{NH}_4\text{OH}}} = 6,3 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{\text{дис}_{\text{HNO}_2}} = 2,0 \cdot 10^{-4}$ , т.е. кислота диссоциирует сильнее, чем основание, раствор насыщается частично ионами  $\text{H}^+$ , среда слабокислая.

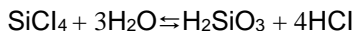
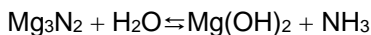


$K_{\text{дис NH}_4\text{OH}} = 6,3 \cdot 10^{-5}$ ,  $K_{\text{дис CH}_3\text{COOH}} = 1,7 \cdot 10^{-5}$ , среда близка к нейтральной, так как соль образована слабой кислотой и слабым основанием одинаковой силы.

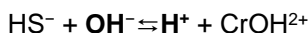
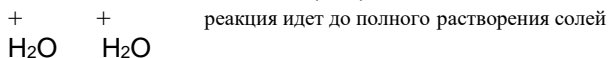
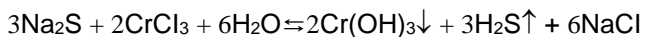
2) если соль разлагается водой, гидролиз идет до конца:



**4. Гидролиз солеподобных соединений.** Он протекает в одну ступень полностью, до конца:

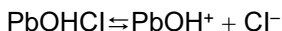
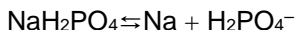


### 5. Совместный гидролиз.

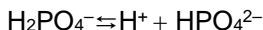


**6. Гидролиз кислых и основных солей.** Рассмотрим гидролиз солей  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  и  $\text{PbOHCl}$ . Для этого необходимо учитывать следующие возможные процессы:

*а.* первичную диссоциацию соли на ионы, протекающую практически нацело

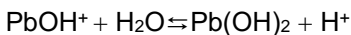
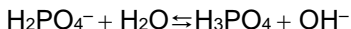


*б.* вторичную диссоциацию сложных ионов





#### 6. гидролиз сложных ионов



Процессы *а* определяют исходную концентрацию сложных ионов в растворе; которая будет равна концентрации соли, так как соли – сильные электролиты. Процессы *б* и *в* определяют равновесную концентрацию простых и сложных ионов в растворе, а также концентрацию  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ .

Чтобы определить, какую реакцию имеет раствор кислой соли, например  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , кислотную или щелочную, следует определить, какой процесс протекает в большей степени: диссоциация (*б*) или гидролиз (*в*). Для этого надо сравнить  $K_{\text{дис}}$  с  $K_{\text{гидр}}$ :

$$K_{\text{дис}_2} = 6 \cdot 10^{-8},$$

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_w}{K_{\text{дис}_1}} = \frac{10^{-14}}{7 \cdot 10^{-3}} = 1,33 \cdot 10^{-12}$$

Так как  $K_{\text{дис}_2} > K_{\text{гидр}}$ , то среда кислая.

### 8.1. Константа и степень гидролиза. Расчет pH растворов солей

Количественно процесс гидролиза характеризуется: 1) степенью гидролиза  $h$ ; 2) константой гидролиза  $K_{\text{гидр}}$

$$h = \frac{C_{\text{гидр}}}{C_{\text{раств}}} \cdot 100\%,$$

где  $h$  – степень гидролиза, показывает какая доля растворимой соли подверглась гидролизу;  $C_{\text{гидр}}$  – число гидролизовавшихся молекул соли;  $C_{\text{раств}}$  – общее число молекул соли.

Степень гидролиза зависит от химической природы образующихся при гидролизе кислоты или основания и будет тем больше, чем слабее кислота и основание.

Если соль образована слабой кислотой и сильным основанием

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_w}{K_{\text{дис кислоты}}}$$

Если соль образована сильной кислотой и слабым основанием

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_w}{K_{\text{дис основания}}}$$

Если соль образована слабой кислотой и слабым основанием

$$K_{\text{гидр}} = \frac{K_w}{K_{\text{дис основания}} \cdot K_{\text{дис кислоты}}}$$

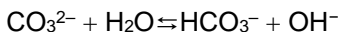
$$K_{\text{гидр}} = \frac{C \cdot h^2}{1 - h}$$

Если  $h \ll 1$ , то  $K_{\text{гидр}} = C_m \cdot h^2$ ,  $h = \sqrt{\frac{K_{\text{гидр}}}{C}}$ .

## 8.2. Влияние на интенсивность гидролиза различных факторов

Так как гидролиз, процесс обратимый, его можно усиливать или замедлять, т.е. смещать равновесие. *Нагревание раствора* соли, гидролиз усиливает, идут вторая и последующие стадии гидролиза, смещение равновесия вправо. *Разбавление раствора* приводит к усилению гидролиза. *Концентрирование* – подавляет гидролиз.

Усилить или подавить гидролиз, можно добавляя к раствору соли кислоту или щелочь. Например, если гидролиз идет по аниону:



*а.* при добавлении к раствору соли кислоты, ионы  $\text{H}^+$  связывают гидроксогруппы воды. Концентрация гидроксогрупп уменьшается, равновесие смещается вправо, т.е. происходит усиление гидролиза.

б. при добавлении к раствору соли щелочи ( $\text{OH}^-$ ) концентрация гидроксогрупп возрастает, равновесие смещается влево, т.е. подавление гидролиза.

Чем меньше значение  $K_{\text{гидр}}$ , тем интенсивнее гидролиз, тем сильнее соль подвергается гидролизу.

### Вопросы для самоподготовки

1. Что называется гидролизом солей? Какие соли подвергаются гидролизу? Как гидролизуются многозарядные ионы? Приведите примеры.

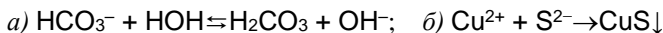
2. Как влияет на гидролиз солей нагревание и разбавление раствора?

3. Как сместится равновесие гидролиза следующих солей:  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{AlOHSO}_4$  при добавлении к раствору  $\text{HCl}$ ,  $\text{KOH}$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?

4. Определите величину pH водных растворов  $\text{HCl}$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{NH}_4\text{CN}$  концентрации 0,11 моль/л.

5. Определите концентрацию нитрат-ионов (моль/л и г/л) в растворе 0,2 М нитрата меди (II), если степень диссоциации равна 60%.

6. Выразите в молекулярном виде:



7. Напишите уравнения в молекулярной и ионно-молекулярной формах: а)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} =$ ; б)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$ .

8. Приведите уравнение диссоциации электролитов в растворах:  $\text{MgCl}_2$ ;  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ;  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ ;  $\text{AlOHSO}_4$ .

9. Напишите уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах и укажите реакцию среды растворов следующих солей:  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{KHCO}_3$ ;  $\text{Fe}_2\text{S}_3$ ;  $\text{BCl}_3$ .

## 9. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

**Комплексные соединения** – устойчивые сложные химические соединения, в которых обязательно имеются связи, возникшие по донорно-акцепторному механизму.

Центральное место в комплексном соединении занимает *комплексобразователь* (обычно положительно заряженный ион) – *компонент комплексного соединения, предоставляющий вакантные атомные орбитали, являясь акцептором электронных пар лигандов.*

В качестве комплексообразователя обычно выступают катион водорода  $H^+$  или катионы  $p$ - и  $d$ -металлов, так как они имеют много вакантных (свободных) атомных орбиталей на валентных уровнях и достаточно большой положительный заряд ядра, за счет которого они способны притягивать электронные пары лигандов.

Вокруг комплексообразователя расположены *лиганды*, т. е. ионы противоположного знака или нейтральные молекулы. *Лиганды – молекулы или анионы, которые являются донорами электронных пар и непосредственно связаны с комплексообразователем ковалентной связью, образовавшейся по донорно-акцепторному механизму.*

Лигандами обычно являются анионы или молекулы, содержащие свободные электронные пары. Например:  $OH^-$ ,  $CN^-$ ,  $CNS^-$  и другие, а также молекулы  $NH_3$ ,  $H_2O$ .

Комплексообразователь и лиганды образуют *внутреннюю сферу* комплексного соединения. В ионе аммония  $[NH_4]^+$  роль комплексообразователя играет катион  $H^+$ , а лигандом является молекула аммиака.

Число, показывающее, сколько лигандов удерживает комплексообразователь, называется *координационным числом*.

У катиона водорода ( $H^+$ ) одна вакантная орбиталь, то к. ч.=1. Значения к. ч. катионов  $p$ - и  $d$ -металлов зависят от многих факторов, но обычно они равны удвоенному заряду катиона комплексообразователя.

Таким образом, характеристиками комплексообразователя в комплексных соединениях являются его заряд, а также координационное число, или валентность.

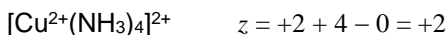
В химических формулах комплексных соединений внутреннюю сферу выделяют квадратными скобками. Например, в соединении  $Na_2[Zn(OH)_4]$  внутренняя сфера включает в себя комплексообразователь ( $Zn^{2+}$ ) и четыре лиганда (ионы  $OH^-$ ).

Комплексообразователь



Внутренняя сфера чаще всего имеет электрический заряд ( $z$ ), который является алгебраической суммой зарядов комплексообразователя и всех лигандов. Внутренняя сфера может быть:

а. заряжена положительно, т. е. является катионом:



б. заряжена отрицательно, т. е. является анионом:

$$[\text{Zn}^{2+}(\text{OH})_4]^{-} \quad z = +2 + 4 \cdot (-1) = -2$$

Заряд внутренней сферы, т. е. комплексного катиона или аниона, компенсируется ионами противоположного знака, условно называемыми внешней сферой комплексного соединения.

Остальные ионы составляют *внешнюю сферу* комплексного соединения. *Внешняя сфера комплексного соединения – это катионы или анионы, нейтрализующие заряд комплексного иона, связанные с ним ионной связью.*

Если внутренняя сфера комплекса имеет положительный заряд, например  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , то во внешней сфере соединения должны быть анионы –  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  и т.п. В соответствии с принципом электро-нейтральности соединения в целом химические формулы аммиачных комплексов меди (II) будут иметь следующий вид:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ;  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ ;  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$ . Напротив, если внутренняя сфера имеет отрицательный заряд, например  $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$ , то внешнюю сферу будут составлять катионы –  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$  и т. п. Химические формулы соответствующих соединений будут иметь вид:  $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ ,  $\text{Na}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ .

### 9.1. Номенклатура комплексных соединений

Первым всегда называется анион, а потом катион, независимо от того, который из них является комплексным. Название аниона употребляется в именительном падеже, а название катиона в родительном падеже.

При названии комплексного иона перечисляют все его составные части, начиная с последнего лиганда в направлении к комплексообразователю: первыми называют отрицательные ионы, прибавляя к их латинскому названию окончание – "о":  $\text{F}^-$  – *фторо-*,  $\text{Cl}^-$  – *хлоро-*,  $\text{Br}^-$  – *бром-*,  $\text{CN}^-$  – *циано-*,  $\text{SO}_4^{2-}$  – *сульфато-*,  $\text{SO}_3^{2-}$  – *сульфито-*,  $\text{OH}^-$  – *гидроксо-*; затем называют молекулы воды, обозначая их словом *аква*; последними называют молекулы аммиака, обозначая аммиак словом *аммин*. При наличии нескольких одинаковых лигандов их количество указывается греческими числительными: 2 – *ди*, 3 – *три*, 4 – *тетра*, 5 – *пента*, 6 – *гекса*, 7 – *гепта*, 8 – *окта* и т. д. Последним называют комплексообразователь и отмечают его степень окисления.

Название комплексообразователя зависит от того, является ли данный комплексный ион *катионом* или *анионом*:

1) если комплексный ион является *катионом*, то комплексообразователю дается обычное русское название данного элемента, а после него в скобках римской цифрой указывается степень окисления. Например,  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]\text{Cl}$  – хлорид динитритотетрамминкобальта (III);

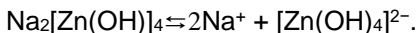
2) если комплексный ион является *анионом*, то название комплексообразователя производится от латинского названия этого элемента, причем добавляется окончание *ат*, а после названия в скобках римской цифрой указывается степень окисления комплексообразователя. Например,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – гексацианоферрат (III) калия;

3) при названии комплексных *неэлектролитов* (электронейтральных комплексных соединений) степень окисления комплексообразователя не указывается. Например:  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{NO}_2)_3]$  – тринитритотриамминкобальт;  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_4]$  – тетрахлородиамминплатина.

## 9.2. Устойчивость комплексных ионов в водных растворах.

### Константа нестойкости комплексного иона

Комплексные соединения с заряженной внутренней сферой ведут себя как сильные электролиты, т. е. практически полностью диссоциируют на ионы внешней сферы и комплексный ион:



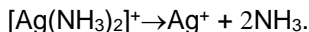
Внутренняя сфера комплексного соединения ведет себя подобно очень слабому электролиту, так как связь комплексообразователя с лигандом ковалентная. Поэтому в растворах комплексных соединений устойчивая внутренняя сфера практически не диссоциирует.

Комплексные соединения при диссоциации образуют комплексные ионы, например:



Такая диссоциация протекает полностью (по типу сильных электролитов).

Комплексные ионы в свою очередь подвергаются диссоциации, хотя и в очень незначительной степени (т. е. в этом случае процесс обратим):

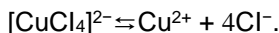


Применяя закон действующих масс к этим обратимым процессам, получим выражения *констант нестойкости* соответствующих комплексов:

$$K_{\text{нест}} = \frac{[\text{Ag}^+][\text{NH}_3]^2}{[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+}.$$

Константа нестойкости комплексного иона  $K_{\text{нест}}$  характеризует прочность (или устойчивость) внутренней сферы комплексного соединения: чем меньше  $K_{\text{нест}}$ , тем более устойчив комплексный ион.

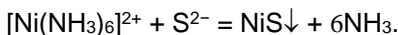
Двойные соли также относятся к числу комплексных соединений, ибо принципиального различия между двойными солями и комплексными соединениями нет. Отличаются они лишь диссоциацией комплексного иона: у первых она практически полная, у вторых – незначительная. Например, двойной хлорид калия и меди  $2\text{KCl} \cdot \text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  можно рассматривать как комплексное соединение  $\text{K}_2[\text{CuCl}_4] \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , диссоциация которого происходит следующим образом:



Усилить диссоциацию и даже полностью разрушить комплексный ион можно тремя способами:

- 1) разбавлением и нагреванием раствора, содержащего этот ион;
- 2) добавлением реагентов, образующих с одним из компонентов комплексного иона малорастворимые или еще менее диссоциирующие молекулы или ионы;
- 3) применением окислителей или восстановителей.

Так, если к раствору, содержащему комплексный ион  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$ , добавить раствор сульфида натрия, комплексный ион разрушится за счет образования осадка сульфида никеля  $\text{NiS}$ :

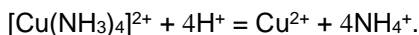


Объясняется это тем, что ионы  $\text{Ni}^{2+}$  прочнее связаны в труднорастворимом сульфиде  $\text{NiS}$ , растворимость которого чрезвычайно мала ( $\text{PP}_{\text{NiS}} = 1,4 \cdot 10^{-24}$ ).

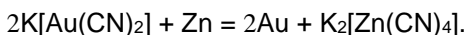
Если же раствор  $\text{Na}_2\text{S}$  заменить раствором  $\text{NaOH}$ , то разрушить комплекс  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$  не удастся, так как ионы  $\text{Ni}^{2+}$  в комплексе связаны

более прочно, чем в гидроксиде  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ , растворимость которого значительно больше, чем растворимость  $\text{NiS}$  ( $\text{IP}_{\text{Ni}(\text{OH})_2} = 8,7 \cdot 10^{-19}$ ). Иными словами, концентрация ионов  $\text{Ni}^{2+}$  в растворе оказывается недостаточной, чтобы превысить величину  $\text{IP}$ , следовательно, осадок  $\text{Ni}(\text{OH})_2$  не образуется.

Разрушение комплекса за счет образования менее диссоциирующего комплексного иона происходит, например, при добавлении сильной кислоты к раствору, содержащему комплексный ион  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ , при этом образуется более прочный ион аммония  $\text{NH}_4^+$ :



Примером разрушения комплексных ионов при окислительно-восстановительных реакциях может служить процесс получения золота из его цианидного комплекса:



### Вопросы для самоподготовки

1. Какие соединения называются комплексными соединениями?
2. Что является характерной особенностью комплексных соединений?
3. Что называется комплексообразователем, лигандом, внутренней сферой, внешней сферой?
4. Что такое координационное число?
5. Что является характеристикой комплексообразователя?
6. Определите степень окисления атома кобальта в комплексном соединении  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)_2]\text{Cl}$ .
7. Запишите формулу комплекса, в котором комплексообразователем является  $\text{Fe}^{+2}$  с координационным числом 6, а лигандами – ионы  $\text{CN}^-$ .

## 10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

### 10.1. Степень окисления

*Степень окисления* – условный заряд, приписываемый атому элемента в соединении, исходя из условия, что соединение состоит из ионов.

Степень окисления может иметь положительное, отрицательное и нулевое значение, которое обычно принято указывать арабской цифрой сверху символа элемента со знаком «+» или «-» перед цифрой.

Для вычисления неизвестных степеней окисления используют следующие правила:

1) атомы в молекулах простых веществ имеют степень окисления, равную нулю. Это объясняется тем, что в таких молекулах смещения электронной пары не происходит, так как значение электроотрицательностей атомов элементов одинаково;

2) в молекулах алгебраическая сумма степеней окисления атомов с учетом их числа равна нулю (молекула электронейтральна);

3) сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав сложного иона, равна заряду этого иона;

4) степень окисления щелочных металлов (IA группа) равна +1;

5) степень окисления щелочноземельных металлов (IIA группа) всегда равна +2;

6) водород во всех соединениях, кроме гидридов металлов ( $\text{MeH}$ ), имеет степень окисления +1, а в гидридах  $= -1$ ;

7) кислород во всех соединениях имеет степень окисления равную  $-2$ , кроме оксида фтора ( $\text{OF}_2$ ) (+2) и пероксида водорода ( $\text{H}_2\text{O}_2$ ) ( $-1$ );

8) фтор в соединениях всегда имеет степень окисления  $-1$ . У атома фтора самая большая электроотрицательность, поэтому он может только присоединять электроны, до заполнения последнего электронного уровня атому фтора не хватает одного электрона, приняв электрон, атом приобретает заряд  $-1$ .

Степень окисления может выражаться не только целым, но и дробным числом: с.о.  $\text{KO}_2 = -1/2$ ;  $\text{KO}_3 = -1/3$ .

Степень окисления не всегда численно равна валентности:

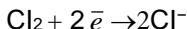
Соединение	Валентность	Степень окисления
$\text{N}_2$	3	0
$\text{NH}_3$	3	$-3$
$\text{N}_2\text{H}_4$	3	$-2$
$\text{NH}_2\text{OH}$	3	$-1$
$\text{NH}_4^+$	4	$-3$

## 10.2. Основные понятия

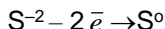
Окислительно-восстановительными реакциями (ОВР) называются химические реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов вследствие перераспределения электронов между ними.

Перераспределение электронов в ОВР связано с отдачей и присоединением электронов и всегда приводит к изменению степеней окисления.

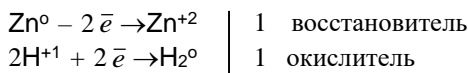
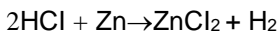
*Окислитель* – соединение, в которое входит элемент, принимающий (восстанавливающийся) в ходе ОВР электроны:



*Восстановитель* – соединение, в которое входит элемент, отдающий (окисляющийся) в ходе ОВР электроны.

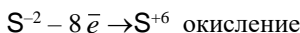
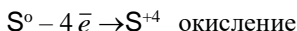


*Число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, принятых окислителем.*

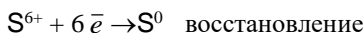


Таким образом, в ОВР одновременно протекают два процесса: окисление и восстановление.

*Окисление* – это процесс отдачи электронов, степень окисления элемента при этом повышается:

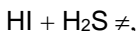


*Восстановление* – процесс присоединения электронов, степень окисления элемента при этом понижается:

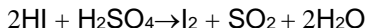


Знание степени окисления элемента в различных соединениях позволяет охарактеризовать его химические свойства, наиболее устойчивое

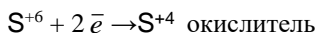
состояние, можно определить будут ли реагировать между собой вещества. Например, будут ли реагировать HI с H<sub>2</sub>S и с H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?



так как иод и сера находятся в низших степенях окисления, следовательно, проявляют только восстановительные свойства.



В данной реакции иод находится в низшей степени окисления, следовательно, является восстановителем, сера – в высшей степени окисления, следовательно, – окислитель:



### 10.3. Важнейшие окислители и восстановители

В периодах Периодической системы Д. И. Менделеева слева направо усиливается окислительная способность атомов элементов и уменьшается их восстановительная способность; в главных подгруппах сверху вниз усиливается восстановительная способность атомов элементов и уменьшается их окислительная способность. Наиболее активными восстановителями являются металлы I и II групп, наиболее активными окислителями – неметаллы VI и VII групп (кислород, озон, галогены).

*Только окислители:*

1) F<sub>2</sub>, единственный элемент, который может окислить O<sub>2</sub>, это F<sub>2</sub> (F<sub>2</sub>O);

2) соединения, в которые входят неметаллы в высшей степени окисления:  $\text{HNO}_3 + n\bar{e} \rightarrow \text{NO}_2, (\text{NO}_2)^{-1}, \text{NO}, \text{N}_2\text{O}, \text{N}_2, \text{NH}_3$ ;

3) соединения, в которые входят *d*-элементы V-VII групп в высшей степени окисления:

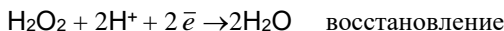
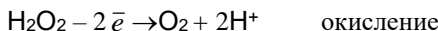
*Только восстановители:*

1) все металлы;

2) соединения, в которые входят неметаллы в низшей степени окисления (бескислородные кислоты – H<sub>2</sub>S: S<sup>-2</sup> → S<sup>0</sup>, SO, SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>).

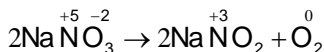
*Окислительно-восстановительная двойственность (и окислитель и восстановитель):* соединения, в состав которых входят элементы в

промежуточной степени окисления. В зависимости от условий реакции, они могут либо отдавать, либо принимать электроны.

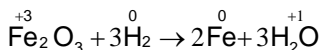


#### 10.4. Типы окислительно-восстановительных реакций

1. *Внутримолекулярного* окисления-восстановления: если окислитель и восстановитель разные элементы, но находятся внутри одной молекулы. Пример:



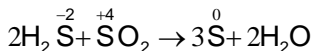
2. *Межмолекулярного* окисления-восстановления: если окислитель и восстановитель разные элементы и находятся в разных молекулах. Пример:



3. *Самоокисления-самовосстановления* или *диспропорционирования* или *дисмутации*: если окислитель и восстановитель один и тот же элемент и находится в одной молекуле. Пример:



4. *Конмутации* (обратный процесс диспропорционирования): реакции образования атомов элемента одной степени окисления из ранее существовавших атомов разных степеней окисления одного и того же элемента. Пример:



#### 10.5. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

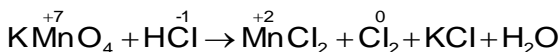
Применяют два метода составления уравнений окислительно-восстановительных реакций: метод электронного баланса и метод ионно-электронного баланса (метод полуреакций).

### 10.5.1. Метод электронного баланса

В основу метода положено определение степеней окисления атомов в исходных веществах и продуктах реакции с последующим нахождением числа электронов, отданных восстановителем и присоединенных окислителем.

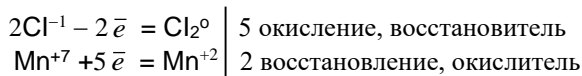


1. Определяют степень окисления тех атомов, которые изменяют ее в процессе реакции и записывают ее значения над символом элементов:



2. По изменению степени окисления определяют окислитель и восстановитель: в процессе реакции степень окисления атомов марганца изменилась от +7 до +2, следовательно, атомы марганца восстановились, и таким образом,  $\text{KMnO}_4$  является окислителем. Степень окисления атомов хлора повысилась с  $-1$  до  $0$ , т.е. атомы хлора окислились до свободного хлора, следовательно, соляная кислота является восстановителем.

3. Записывают уравнения электронного баланса и подбирают коэффициенты, на которые их следует умножить перед суммированием.



4. Найденные коэффициенты переносят в уравнение реакции, далее подбирают коэффициенты перед остальными реагентами.



5. Правильность полученного уравнения проверяют, подсчитав число атомов кислорода в левой и правой частях (по 8 атомов).

Данная реакция относится к реакциям межмолекулярного окисления-восстановления, так как окислитель и восстановитель находятся в разных молекулах.

### 10.5.2. Составление уравнений ионно-электронным методом

Этот метод основан на составлении ионных уравнений для процесса окисления и процесса восстановления и включает следующие этапы:

- 1) в предложенной реакции по изменению степени окисления определить окислитель, восстановитель и указать среду;
- 2) для процессов окисления и восстановления написать ионные уравнения полуреакций.

2.1. В этих уравнениях окислитель и восстановитель записывают в составе тех частиц, в которых они находятся в водном растворе. Сильные растворимые электролиты записывают в виде ионов. Слабые электролиты, осадки, оксиды и газообразные вещества записывают в виде молекул.

2.2. Составить ионный баланс. Уравнять количества атомов элементов (за исключением кислорода и водорода) в левой и правой частях полуреакций.

2.3. Уравнять количества атомов кислорода (с использованием молекулы  $\text{H}_2\text{O}$  или связывания его в  $\text{H}_2\text{O}$ ) и водорода (за счет ионов  $\text{H}^+$  или  $\text{OH}^-$ ) в уравнениях полуреакций.

Какие ионы и молекулы одновременно могут присутствовать в растворе, представлено в табл. 3.

Таблица 3

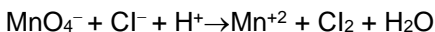
#### Наличие ионов в растворе

Среда	Возможны частицы		
Кислая	$\text{H}^+$	–	$\text{H}_2\text{O}$
Нейтральная	$\text{H}^+$	$\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}$
Щелочная	–	$\text{OH}^-$	$\text{H}_2\text{O}$

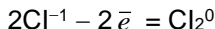
Таким образом, если реакция протекает в кислой среде, то до и после реакции в уравнении могут быть добавлены только катионы водорода или молекулы воды, в щелочной среде – анионы гидроксогруппы и молекулы воды. В нейтральной среде до реакции можно прибавлять только молекулы воды (концентрация ионов  $\text{OH}^-$  очень незначительна), а после реакции могут образоваться и катионы  $\text{OH}^-$ .

**Одновременно в растворе не могут существовать катионы  $\text{H}^+$  и анионы  $\text{OH}^-$ , так как они нейтрализуют друг друга, образуя молекулу воды.**

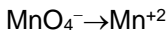
1. Записывают схему реакции в ионном виде:



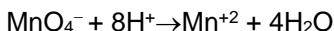
2. Записывают схему процесса окисления (отдачи электронов):



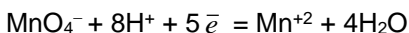
3. Записывают схему процесса восстановления (присоединения электронов):



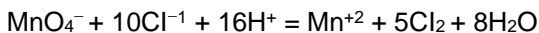
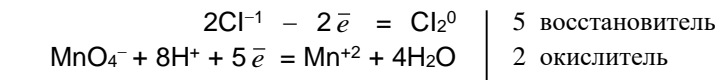
Затем уравнивают обе части схемы по элементам. В правой части имеется бескислородный ион, в левой – кислородсодержащий ион, следовательно, необходимо уравнивать кислород. Так как реакция идет в кислой среде, воспользуемся необходимым числом ионов водорода, чтобы связать ими ионы кислорода в молекулы воды. Для этого необходимо взять  $8\text{H}^+$ , тогда в правой части появится  $4\text{H}_2\text{O}$ :



После этого необходимо уравнивать электрические заряды левой и правой частей уравнения. Суммарный заряд частиц в правой части равен  $+2$ , в левой –  $+7$ ; следовательно, к левой части уравнения необходимо добавить 5 электронов.



4. Подводят баланс числу отданных и принятых электронов:



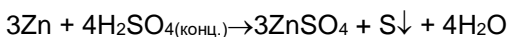
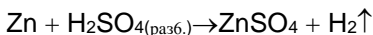
5. Составляют молекулярное уравнение реакции. Для этого к каждому иону приписывают соответствующий противоион:



### 10.6. Факторы, влияющие на протекание окислительно-восстановительных реакций

Характер протекания окислительно-восстановительных реакций зависит от химической природы взаимодействующих веществ и от условий проведения реакции: концентрации реагентов, температуры, наличия катализатора, характера среды.

*Влияние концентрации реагента:*



Разбавленная серная кислота является окислителем за счет катиона водорода  $\text{H}^+$ , а концентрированная – за счет атома серы  $\text{S}^{+6}$ .

*Влияние температуры:*

– на холоду:



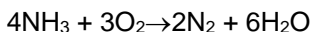
– при нагревании:



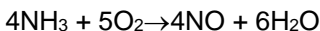
При нагревании окисление хлора происходит более глубоко (до степени окисления +5), по сравнению с реакцией, протекающей на холоду (до степени окисления +1).

*Влияние катализатора:*

– без катализатора:

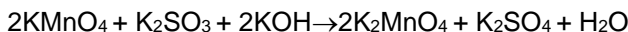
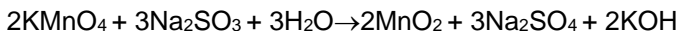
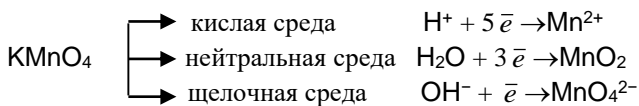


– с катализатором:



Катализатор способствует более глубокому окислению азота в аммиаке.

*Влияние характера среды:* обычно для создания в растворе кислой среды используют разбавленную серную кислоту (кислота сильная и нелетучая). Азотную и соляную кислоты применяют редко: первая сама является окислителем, вторая способна окисляться (и обе летучи). Если одним из участников ОВР является соединение свинца, подкисление осуществляют азотной кислотой (так как растворимы только нитраты и ацетаты свинца, но уксусная кислота – слабая и для создания среды непригодна).



Как видно из приведенных реакций, один и тот же окислитель  $\text{KMnO}_4$  принимает наибольшее число электронов в кислой среде, где он проявляет наиболее сильные окислительные свойства по сравнению с нейтральной и щелочной средой.

### 10.7. Направление окислительно-восстановительных реакций

Возможность и полнота самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций может быть количественно оценена по изменению свободной энергии системы: при  $\Delta G < 0$  – принципиальная возможность протекания реакции. Связь между изменением энергии Гиббса и ЭДС реакции:

$$\Delta G = -n \cdot F \cdot E,$$

где  $n$  – число электронов окислителя или восстановителя;  $F$  – число Фарадея;  $E$  – электродвижущая сила процесса (ЭДС).

ЭДС зависит от окислительно-восстановительных или электродных потенциалов  $\varphi$ , характеризующих энергию, с которой и окислитель и восстановитель удерживают электроны. Так как окислитель отбирает электроны у восстановителя, то его потенциал должен быть больше потенциала восстановителя и тогда:  $\Delta E (\text{ЭДС}) = \varphi_{\text{ок.}} - \varphi_{\text{вос.}}$ . Если  $\Delta E > 0$  самопроизвольное протекание реакции в прямом направлении.

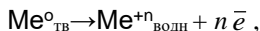
Следует учесть, что  $\Delta E$  характеризует только термодинамическую вероятность протекания самопроизвольной реакции, но не ее скорость.

## 11. ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ

### 11.1. Гальванический элемент

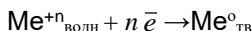
#### 11.1.1. Электродные потенциалы

Если пластину металла поместить в раствор его ионов, то металл может раствориться, образуя при этом положительные ионы и оставляя избыточные электроны на поверхности пластины:



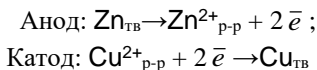
т.е. она будет заряжаться отрицательно.

С другой стороны, ионы металла могут забирать электроны с пластины, т.е. заряжаться с образованием атомов металла:



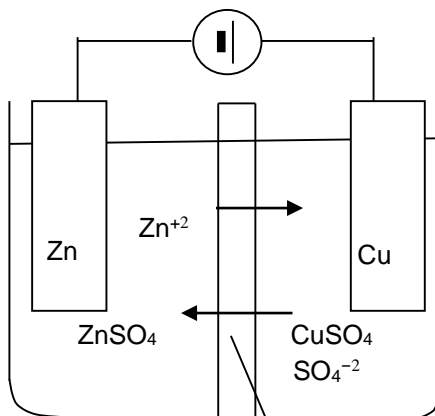
В этом случае металл будет заряжаться положительно. Разность потенциалов между пластиной металла и раствором зависит от природы металла и концентрации ионов, участвующих в равновесии у поверхности металла. Так, например, цинк приобретает более положительный потенциал, чем медь. Два металла – цинк и медь, погруженные в раствор их ионов, могут быть соединены так, как это показано на рис. 8, образуя электрохимическую ячейку.

Растворы сульфатов цинка и меди (II) разделены пористой перегородкой. Металлические пластины – электроды ячейки, соединенные через вольтметр. На электродах протекают реакции



Цинк заряжается отрицательно, а медь – положительно; электроны движутся во внешней цепи от цинка к меди. Цинковый электрод, растворяясь, посылает в раствор ионы цинка, а ионы меди осаждаются из раствора на медном электроде. Ионы движутся через пористую перегородку.

Ячейку, в которой за счет протекания химической реакции возникает электрический ток, называют *гальваническим элементом*. Электрод, на котором протекает реакция окисления, называется *анодом*; электрод, на котором протекает реакция восстановления, является *катодом*.



Пористая перегородка

Рис. 8. Гальванический элемент Якоби-Даниэля

Гальванический элемент принято выражать схемой. Слева в схеме записывают электрод – анод с отрицательным знаком, затем электролит, в котором он находится; далее электролит, в который погружен электрод – катод, и, наконец, электрод – катод с положительным знаком. Электроды в схеме отделяются сплошной вертикальной линией, а растворы двумя линиями. Для медно-цинкового элемента схема имеет следующий вид:

полная (–)  $\text{Zn}/\text{ZnSO}_4//\text{CuSO}_4/\text{Cu}$  (+)

краткая (–)  $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}//\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  (+)

#### 11.1.2. Электродвижущая сила

Электродвижущая сила (ЭДС) гальванического элемента характеризует способность электронов к движению во внешней цепи. В обратимых условиях ЭДС равна разности потенциалов двух электродов. Условились, что в гальваническом элементе ЭДС ( $E$ ) направлена (слева направо):

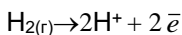
$$E_{\text{ЭДС}} = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}}$$

$E > 0$  означает, что электроны во внешней цепи движутся от анода к катоду.

### 11.1.3. Стандартный электродный потенциал

Если металл погрузить в раствор его ионов концентрации 1 моль/л при температуре 25<sup>0</sup>С, то устанавливающийся при этих стандартных условиях потенциал называют стандартным электродным потенциалом и обозначают  $E^0$ .

Если гальванический элемент составлен из стандартного электрода с известным потенциалом и электрода, потенциал которого неизвестен, то по измеренному значению ЭДС можно найти значение неизвестного электродного потенциала. Электродом сравнения, т.е. электродом, с которым сравнивают другие электроды, является стандартный водородный электрод. Он представляет собой электрод, покрытый пористой платиной, погруженный в раствор с концентрацией ионов водорода 1 моль/л. В этом электроде газообразный водород под давлением 1 атм "пробулькивает" через раствор. На поверхности платины между  $H_2(g)$  и  $H^+$  устанавливается равновесие:



и, как результат, возникает потенциал, который условно принят равным нулю при любой температуре раствора.

Стандартные электродные потенциалы других систем можно найти, включая их в гальванический элемент, содержащий стандартный водородный электрод, и измеряя его ЭДС.

В нейтральном растворе потенциал водородного электрода определяется выражением

$$E = -0,059 \lg [H^+],$$

или, учитывая, что  $\lg [H^+] = -pH$ , окончательно получим следующее выражение:

$$E = -0,059 \cdot pH$$

В частности, при  $pH = 7$ ,  $E = -0,059 \cdot 7 \approx -0,41$  В.

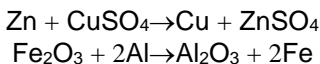
### 11.1.4. Ряд напряжений металлов

Ряд напряжений составлен в соответствии с ростом величин стандартных потенциалов редокс-пар, составленных из металлов и их окисленных форм (ионов). Этот ряд характеризует активность металлов в электрохимических реакциях.

K Na Ca Mg Al	Mn Zn Cr Fe Co Ni Sn Pb	H	Cu Ag Pt Au Ir Pd
↓	↓		↓
активные металлы	металлы средней активности		неактивные металлы

### ***Восстановление металлов***

Активные металлы (с меньшим значением  $E^0$ ) вытесняют менее активные (с большим значением  $E^0$ ) из их соединений:



### ***Растворение металлов в воде***

Взаимодействие металлов с водой идет по реакции



Потенциал водородного электрода при  $\text{pH} = 7$  равен  $-0,41$  В. Металлы, для которых стандартный электродный потенциал  $E^0 < -0,41$  В, вытесняют водород из воды. Таким образом, только самые активные щелочные и щелочноземельные металлы растворимы в воде.

Начиная с магния, активные металлы образуют малорастворимые оксидные пленки, покрывающие поверхность металла и предохраняющие его от дальнейшего окисления, этот процесс называют *пассивацией*.

Некоторые металлы (Al, Be, Cr, Fe) образуют пассивные оксидные пленки в концентрированных серной и азотной кислотах; пассивирование может быть связано и с образованием нерастворимых солей:  $\text{PbCl}_2$ ,  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{CuF}_2$ ,  $\text{NiF}_2$ .

### ***Растворение металлов в кислотах***

Металлы растворяются в кислотах в соответствии с их положением в ряду напряжений. Чем выше окислительная активность кислоты, тем больше металлов может быть ею окислено.

$\text{HCl}_{\text{разб}}$ ,  
 $\text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб}}$ ,  
 $\text{HCl}_{\text{конц}}$   
 окислитель  $\text{H}^+$

активные металлы = соль + $\text{H}_2\uparrow$
неактивные металлы не реагируют

$\text{H}_2\text{SO}_{4\text{конц}}$ ,  
 окислитель  
 $\text{S}^{+6}$

активные и средней активности металлы = = соль + $\text{H}_2\text{S}\uparrow$ (или $\text{S}\downarrow$ ) + $\text{H}_2\text{O}$
малоактивные металлы = соль + $\text{SO}_2\uparrow$ + $\text{H}_2\text{O}$
Cr, Fe, Al = оксид + $\text{SO}_2\uparrow$ + $\text{H}_2\text{O}$ (на холоду пассивируют)

$\text{HNO}_{3\text{конц}}$   
 окислитель  
 $\text{N}^{+5}$

Cr, Al, Fe, Be = $\text{Э}_x\text{O}_4\downarrow$ + $\text{NO}_2\uparrow$ + $\text{H}_2\text{O}$ (на холоду пассивируют)
Cr, Al, Fe, Be, Ti, Co, Ni, Pb, Bi, Zr, Hf = $\xrightarrow{\text{нагревание}}$ соль + $\text{NO}_2\uparrow$ + $\text{H}_2\text{O}$
Остальные металлы (кроме благородных) = = соль + $\text{NO}_2$ + $\text{H}_2\text{O}$

$\text{HNO}_{3\text{разб}}$   
 окислитель  
 $\text{N}^{+5}$

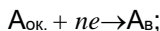
Li – Al = $\text{NH}_4\text{NO}_3$ + соль + $\text{H}_2\text{O}$
Zn – Sn = $\text{N}_2\text{O}(\text{N}_2)$ + соль + $\text{H}_2\text{O}$
Неактивные металлы (кроме благородных) = = $\text{NO}$ + соль + $\text{H}_2\text{O}$

$\text{HNO}_3$  очень разб  
 окислитель  $\text{N}^{+5}$

Щелочные, щелочно-земельные металлы, Mg, Zn, Sn, Be, Fe = $\text{NH}_4\text{NO}_3$ + соль + $\text{H}_2\text{O}$
---

### 11.1.5. Уравнение Нернста

В реальных условиях электродный потенциал не равен стандартному электродному потенциалу и рассчитывается по уравнению Нернста:



$$E = E^O + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[A]_{\text{ок}}}{[A]_{\text{в}}},$$

где  $R$  – универсальная газовая постоянная;  $T$  – температура,  $K$ ;  $n$  – число электронов, участвовавших в реакции электрохимического превращения 1 моль вещества;  $F$  – число Фарадея (96 500 Кл).

При температуре  $T = 298 \text{ K}$  отношение:

$$\frac{RT}{F} = 0,059.$$

## 12. ЭЛЕКТРОЛИЗ

***Электролиз – это окислительно-восстановительная реакция, идущая под действием электрического тока, пропускаемого через раствор или расплав электролита.***

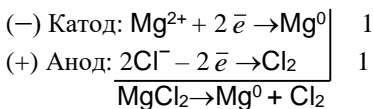
При этом электрическая энергия превращается в химическую. Электролиз осуществляется погружением электродов, связанных с источником тока, в раствор или расплав электролита.

Электрод, связанный с отрицательным полюсом источника тока, – катод, на котором происходит восстановительный процесс. На аноде, соединенным с положительным полюсом, происходит окисление.

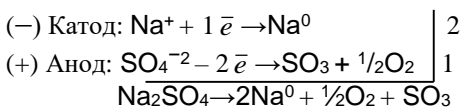
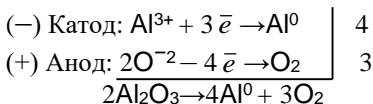
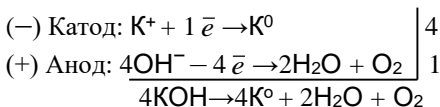
### 12.1. Электролиз расплавов электролитов

При электролизе расплава электролита на катоде происходит восстановление катиона, а на аноде – окисление аниона.

При электролизе расплавов солей, образованных кислотами, не содержащими кислорода ( $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{S}$  и т.д.), на аноде при окислении аниона образуются простые вещества:

**1.  $\text{MgCl}_2 \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{Cl}^-$** 

При электролизе расплавов солей, образованных кислотами, содержащими кислород ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и т.д.) на аноде при окислении аниона образуются  $\text{O}_2$  и соответствующий оксид в той же степени окисления ( $\text{CO}_2$ ,  $\text{SO}_3$  и т.д.):

**2.  $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{-2}$** **3.  $\text{Al}_2\text{O}_3$** **4.  $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$** **12.2. Электролиз растворов электролитов**

При электролизе водных растворов в реакциях окисления и восстановления, протекающих на электродах, принимают участие не только ионы электролита, но и молекулы воды и продукты ее диссоциации  $\text{H}^+$  и  $\text{OH}^-$ .

На катоде в первую очередь восстанавливаются вещества с максимальным, стандартным потенциалом. На аноде в первую очередь окисляются соединения с минимальным, стандартным потенциалом.

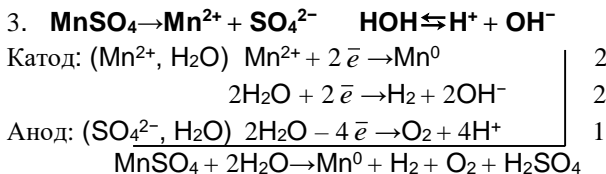
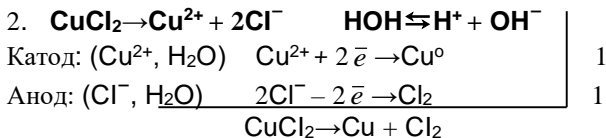
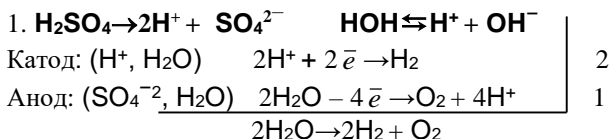
Порядок, в котором идет восстановление на катоде в растворе:

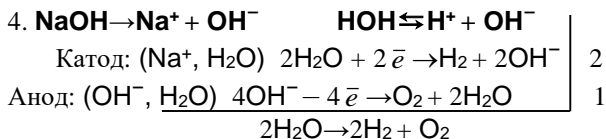
<b>K – Al</b>	<b>Zn – Sn</b>	<b>(H) Cu</b>
<i>Катионы этих металлов не могут восстанавливаться, а восстанавливается водород из молекулы воды</i>	<i>Катионы этих металлов восстанавливаются одновременно с катионами водорода:</i>	<i>Катионы этих металлов восстанавливаются</i>
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Me}$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	$\text{Me}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Me}$

Порядок окисления анионов на аноде в растворе:

<b>S<sup>2-</sup>, I<sup>-</sup>, Br<sup>-</sup>, Cl<sup>-</sup>, OH<sup>-</sup></b>	<b>H<sub>2</sub>O, F<sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>
<i>Эти анионы в водных растворах окисляются:</i>	<i>Окисляются не анионы, а кислород из молекулы воды:</i>
$2\text{I}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{I}_2$ $4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$

Рассмотрим несколько примеров:





Все приведенные выше примеры относятся к случаям электролиза на инертных, т.е. не участвующих в процессе электролиза электродах.

При электролизе с активным анодом анод выполняют из металла, окисляющегося при электролизе.

### 12.3. Законы электролиза

Фарадей обобщил результаты своих опытов в двух законах:

**1-й закон Фарадея:** массы вещества, выделившегося на электродах или появившегося в растворе в результате растворения электрода, пропорциональны количеству прошедшего электричества:

$$m = \frac{m_{\text{э}} \cdot J \cdot \tau}{F},$$

где  $J$  – сила тока при электролизе, А;  $\tau$  – длительность электролиза, с;  $m_{\text{э}}$  – молярная масса эквивалента выделяющихся или растворяющихся веществ, г/моль;  $F$  – постоянная Фарадея.

Физический смысл постоянной Фарадея – количество электричества, необходимое для электрохимического окисления или восстановления одного эквивалента вещества.

$$J \cdot \tau = Q,$$

где  $Q$  – количество электричества, Кл.

Если необходимо рассчитать объем выделившегося газа в ходе электролиза:

$$V = \frac{V_{\text{э}} \cdot J \cdot \tau}{F}.$$

**2-й закон Фарадея:** одинаковые количества электричества, проходящие через различные электролиты, выделяют на электродах одинаковое количество эквивалентов веществ:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{\text{э}_1}}{m_{\text{э}_2}}.$$

### 13. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Под воздействием внешней среды (воздуха, влаги, пыли и т.п.) в естественных условиях происходит постепенное разрушение материалов, вызванное химическими воздействиями образующих их веществ. Такие процессы называются коррозией материалов. Процессы же, вызывающие их механическое разрушение (истирание, выветривание, крушение и т.п.), называется эрозией.

Коррозия бывает:

а) химическая – идет без участия электролитов, сопровождается непосредственным переходом электронов металла на окислитель. Присутствует в газах при высокой температуре и в не электролитах (масла, спирты);

б) электрохимическая – протекает в присутствии растворов электролитов, вследствие создания микрогальванических элементов, характерна для веществ с ионной проводимостью. Присутствует в растворах электролитов, во влажных газах и влажной почве.

#### 13.1. Химическая (газовая) коррозия металлов и сплавов

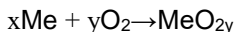
Химическая коррозия протекает при контакте металлов и сплавов с газами в отсутствии электропроводящих растворов.

Сплавы – это системы, состоящие из двух или нескольких металлов, а также металлов и неметаллов, обладающие металлическими свойствами. Сплавы могут состоять из одной или нескольких фаз.

Фаза – это совокупность однородных частей системы, отделенных поверхностью раздела и обладавших одинаковым составом и свойствами. В сплавах фазами могут быть химические элементы, жидкие растворы и химические соединения. Минимальное количество химических элементов или соединений, необходимых для образования всех фаз сплава, называются компонентами сплава.

В природных условиях химическая коррозия встречается редко, а в технологических процессах, особенно в металлургических и химических производствах, достаточно часто. Химическая коррозия протекает по химическому механизму.

Химическая коррозия металлов – это самопроизвольный окислительно-восстановительный процесс, подчиняющийся законам гетерогенных химических реакций, которые осуществляются одновременно в одном акте в точке взаимодействия металла с компонентом агрессивной среды. Металл в процессе химической коррозии выступает в роли восстановителя, он отдает электроны и окисляется. Компонент агрессивной среды выступает в роли окислителя, акцептора электронов. В процессе реакции он восстанавливается. В роли окислителей могут быть  $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $HCl$ ,  $SO_2$ ,  $CO_2$  и т.д.



### 13.2. Электрохимическая коррозия

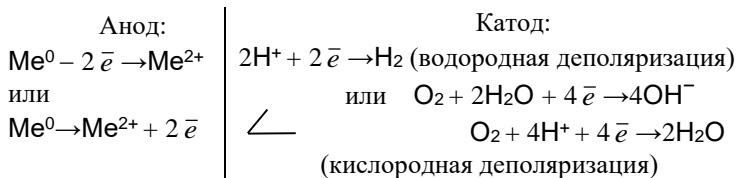
Причиной электрохимической коррозии металлов в первую очередь может быть вода, при обычных условиях обволакивающая тонкой пленкой поверхность твердых тел. При  $pH \sim 7$  электродный потенциал воды составляет – 0,41 В и, следовательно, вода способна окислять металлы, у которых стандартный электродный потенциал меньше этого значения.

В нейтральных водных средах корродируют щелочные и щелочно-земельные металлы, магний, алюминий, цинк, железо, марганец, хром и даже титан. Поэтому такие металлы характеризуют, как металлы с повышенной термодинамической нестабильностью. При понижении значений  $pH$  (в кислых средах) коррозии подвергаются кобальт, никель, свинец, молибден, вольфрам. Особенно активно разрушает металлы вода, содержащая растворенный в ней кислород, так как потенциал такой окислительной системы ( $O_2 + H_2O$ ) может достигать +0,815 В.

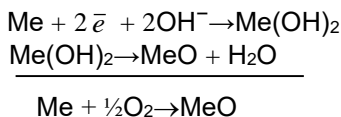
Электрохимическая коррозия протекает по механизму действия гальванического элемента, в котором окислительный (анодный) и восстановительный (катодный) процессы разделены в пространстве. Металл, окисляясь, играет роль анода и в виде ионов переходит в водную среду. Находящееся с ним в контакте тело с  $E < E_{Me}$  (например, другой менее активный металл; примеси; продукты окисления самого металла), которое должно обладать электрической проводимостью, выполняет функцию катода, на поверхности которого происходит восстановление окислителя ( $H_2O$ ,  $O_2$  и т. п.).

Так как окислители снимают избыточный отрицательный заряд с поверхности катода, уменьшая его поляризацию, их называют в этом процессе деполяризаторами. Пространственное разделение участков, на которых происходят анодный и катодный процессы, облегчает встречу окислителя с электронами, теряемыми металлом, и ускоряет коррозию.

Если такого разделения нет, то окислитель непосредственно сталкивается с атомами металла и коррозия протекает по химическому механизму. Ионы металла и ионы  $\text{OH}^-$  в водной среде образуют продукты коррозии: гидроксид металла  $\text{Me}(\text{OH})_n$  или его оксогидроксид  $\text{MeO}(\text{OH})_{n-2}$ .



Далее идет движение ионов в растворе и электронов в металле, например:



В отличие от гальванического элемента, при коррозии металла нет внешней цепи, энергия химической реакции не передается в виде работы, а бесполезно рассеивается в виде теплоты.

Рассмотрим коррозию железа в кислой и нейтральной средах:

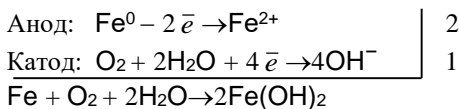
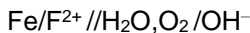
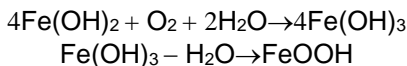


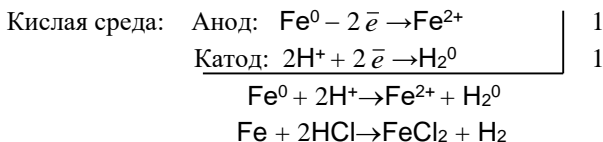
Схема образующего гальванического элемента:



Реакция окисления идет дальше:



$\text{FeOONH}$  – оксид-гидроксид железа (III) – основная составляющая ржавчины.



Способность металла вступать в реакции электрохимической коррозии зависит от стандартного потенциала металла и от кислотности среды.

Согласно схеме, металлы с  $E^0 < 0$  В подвергаются как водородной, так и кислородной коррозии (щелочные, щелочноземельные металлы, алюминий, цинк); коррозия металлов с  $0 < E^0 < 1,23$  В происходит только с поглощением кислорода.

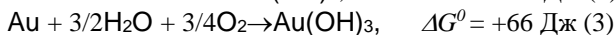
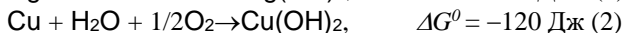
Металлы с  $E^0 > 1,23$  В не корродируют ни в кислых средах, ни под воздействием кислорода в растворах (золото, платина). Число металлов, окисляемых только водородом, невелико: в воде растворяются только активные металлы, не образующие защитных пленок.

Значительно большей корродирующей активностью обладает кислород в водных растворах; эта активность выше, чем для каждого из реагентов порознь.

### 13.3. Термодинамика коррозионных процессов

С точки зрения термодинамики, направление протекания любой химической реакции, включая и реакцию между металлом и средой, определяется изменением свободной энергии Гиббса  $\Delta G$ .

Рассмотрим, например, следующие реакции при  $T = 25^\circ\text{C}$ :



Высокое отрицательное значение  $\Delta G$  для реакции (1) указывает на явно выраженную способность магния реагировать с водой и кислородом. В реакции (2) эта способность меньше. Для реакции (3) изменение свободной энергии Гиббса имеет положительное значение, что указывает на невозможность протекания реакции: золото не корродирует в водной среде.

Способность к коррозии не является мерой скорости реакции. Высокое отрицательное значение  $\Delta G$  не всегда свидетельствует о высокой

скорости коррозии, но когда  $\Delta G \gg 0$ , можно утверждать, что в данных условиях металл корродировать не будет.

С точки зрения электрохимического механизма коррозии способность металла к коррозии можно также выразить в виде ЭДС коррозионных элементов, суммарный результат работы которых и представляет коррозионный процесс. Зависимость между  $\Delta G$  и ЭДС определяется по формуле

$$\Delta G = -E \cdot n \cdot F,$$

где  $n$  – число электронов, принимающих участие в реакции;  $F$  – число Фарадея ( $F = 96\,500$  Кл на химический эквивалент).

Следовательно, чем больше значение  $E$  для любого элемента, тем больше способность к протеканию реакции в элементе.

Если значение  $\Delta G$  отрицательно, скорость реакции может быть и большой и маленькой в зависимости от различных факторов, которые будут рассмотрены ниже на примере коррозии железа и его сплавов.

## 14. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

### 14.1. РАБОТА В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

#### 14.1.1. Правила работы в химической лаборатории

В химической лаборатории следует работать аккуратно, так как небрежное выполнение даже самых обычных химических операций может привести к несчастным случаям.

До начала лабораторных занятий студенты проходят инструктаж по технике безопасности (ТБ). Кроме того, перед выполнением каждой лабораторной работы преподаватель обращает внимание на дополнительные меры предосторожности.

С вопросами, возникающими в процессе выполнения работы, студенты обращаются к инженеру или преподавателю. Все необходимое для опытов (оборудование, материалы, реактивы) выдает инженер. К опытам приступают только после ознакомления с их описанием в практикуме и выяснения всех непонятных вопросов у преподавателя. Каждое действие экспериментатора должно быть обдуманным, никогда не следует спешить.

Следует внимательно наблюдать за ходом опытов, отмечая и записывая каждую его особенность (изменение окраски, выпадение и растворение осадка, появление запаха и пузырьков газа, изменение температуры и т.д.).

Расходовать материалы, реактивы, воду и электроэнергию следует бережно. Для проведения опытов берут минимальное количество веществ (1-2 см<sup>3</sup> или несколько капель раствора). *Неизрасходованные реактивы нельзя переносить обратно в те же сосуды, откуда они были взяты; их выбрасывают.* Это правило исключает возможность загрязнения реактивов. Исключение составляют некоторые дорогостоящие реактивы (например, соединения серебра и т.д.), остатки которых собирают в специальные сосуды, находящиеся у инженера. Остатки твёрдых веществ собирают в сосуды, поставленные в вытяжном шкафу. Отработанные фильтры, бумагу выбрасывают в урны, находящиеся в тумбочках под раковинами.

Запрещено выливать в раковину отработанные концентрированные кислоты и щёлочи. Для их сбора используют склянки с надписью «Слив кислот», «Слив щелочей», поставленные в вытяжном шкафу.

Работая в химической лаборатории, студенты должны постоянно помнить и неукоснительно выполнять все требования инструкций по ТБ. Неаккуратная работа даже с наиболее «безобидными» веществами может привести к самым серьезным последствиям.

*Все работы с вредными, пахучими и едкими веществами проводят только под вытяжным шкафом. Категорически запрещено уносить указанные вещества на свое рабочее место. В лаборатории категорически запрещено принимать пищу, пить воду.*

**Категорически запрещено: проводить незапланированные опыты без разрешения преподавателя; брать реактивы, не предназначенные для выполнения данной лабораторной работы.**

По окончании работы студент оформляет по установленной форме результаты эксперимента в лабораторном журнале (п. 1.4) и дает его на подпись инженеру. Затем студент приводит в порядок свое рабочее место: моет использованную посуду, выключает воду, электрические приборы.

#### **14.1.2. Общие правила техники безопасности при работе в химической лаборатории**

1. Все опыты с использованием концентрированных кислот и щелочей выполняют очень осторожно. Необходимо принимать меры, чтобы избежать выброса реактивов на лицо, руки и одежду.

2. Когда выливают растворы из склянки в пробирку, последнюю держат на некотором удалении от себя. Запрещено направлять к себе или соседу отверстия пробирок или сосудов, в которых осуществляют реакцию, особенно если их нагревают.

3. При приготовлении разбавленного раствора серной кислоты из ее концентрированного раствора необходимо приливать тонкой струйкой **кислоту в воду**, а не наоборот, постоянно перемешивая содержимое сосуда.

4. Запрещено пробовать неизвестные вещества на вкус.

5. Прежде чем поджигать газ, выделяющийся из пробирки, следует убедиться, не содержит ли он воздуха, так как смеси горючих газов с воздухом часто взрывоопасны.

6. Газы, выделяющиеся из пробирок, нюхают с большой осторожностью. Пробирку следует держать в левой руке ниже уровня носа на расстоянии 25–30 см от лица и правой рукой направлять к себе газ, выходящий из пробирки.

7. Запрещено проводить опыты с легко воспламеняющимися веществами вблизи пламени. Их нужно проводить в вытяжном шкафу.

8. Запрещено всасывать ртом едкие жидкости с помощью пипетки. Для этих целей используют резиновую грушу.

9. Запрещено брать руками горячие предметы. Их берут с помощью металлических щипцов или пинцета.

10. Для борьбы с возможным возгоранием каждая лаборатория снабжена следующими принадлежностями: а) ящиком с песком; б) огнетушителем (пенным и углекислотным); в) асбестовым одеялом или кошмой.

11. Нельзя использовать воду для тушения возгорания веществ, нерастворимых в воде.

12. Горючие вещества нужно хранить в специальных железных шкафах, снабженных надписью «Горючие вещества».

#### 14.1.3. Оказание первой медицинской помощи при несчастных случаях

***Обо всех несчастных случаях незамедлительно сообщают преподавателю и инженеру!***

В лабораториях имеются аптечки со всем необходимым для оказания экстренной помощи.

При серьезном несчастном случае надо *немедленно обратиться в медпункт или вызвать скорую помощь по телефону 03*.

При **порезе стеклом** убедитесь, что в ранке нет осколков, и ватой, смоченной этиловым спиртом, раствором перманганата калия или пероксида водорода, удалите кровь, смажьте йодом и забинтуйте.

Если на человеке **загорелась одежда**, его желательно сразу же об-

лить водой, накинуть на горящего войлочное одеяло или другие предметы, сбивающие пламя и затрудняющие доступ кислорода.

Запомните: *самым сильным средством от ожога является холодная вода!* Чем быстрее обожженное место будет обработано холодной водой, тем слабее будут последствия ожога. Под холодной водой обожженное место должно находиться не менее 15 мин. Затем наложите повязку (марля, бинт), смоченную 2-3%-ным раствором  $\text{KMnO}_4$ , 2%-ным раствором  $\text{NaHCO}_3$ . Обратитесь к врачу.

**Если концентрированная кислота или щёлочь попали на одежду**, необходимо как можно быстрее ее снять, чтобы избежать действия опасных веществ на кожу. В любом случае следует быстро нейтрализовать действие кислоты или щёлочи. Если *концентрированная кислота* попала на кожу, пораженный участок промывают обильным количеством воды из-под крана. Затем пораженное место обрабатывают разбавленным раствором пищевой соды  $\text{NaHCO}_3$ . Запрещено промывать кожу, пораженную кислотой, мылом. Если кожа поражена *щёлочью*, ее промывают под сильной струей воды. Затем пораженный участок обрабатывают разбавленным раствором (3%) уксусной кислоты  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

**При поражении электрическим током** следует немедленно выключить ток и, используя резиновые перчатки, куски резины или пластмассы, сухую палку, книгу, тетрадь или другой предмет, не проводящий ток, оторвать проводник от пострадавшего или оттянуть человека от электрического контакта.

**При отравлении газами** (аммиаком, хлороводородом, сернистым, сероводородом) – выведите пострадавшего на свежий воздух, дайте понюхать нашатырный спирт (раствор аммиака).

**При отравлении кислотами** следует принять внутрь суспензию карбоната кальция (мел) или оксида магния, или выпить разбавленного раствора соды.

**При отравлении щелочами** следует принять внутрь 1%-ный раствор уксусной или лимонной кислоты.

## 14.2. Химическая посуда

### 14.2.1. Стеклоянная посуда общего назначения

Основным требованием, предъявляемым к *стеклянной посуде*, является ее химическая и термическая устойчивость. *Химическая устойчивость* – это свойство стекла противостоять разрушающему действию

растворов щелочей, кислот и других веществ. *Термическая устойчивость* – способность посуды выдерживать резкие колебания температуры.

Лучшим стеклом для изготовления лабораторной посуды считается *пирекс*. Этот тип стекла обладает термической и химической устойчивостью, имеет малый коэффициент термического расширения. Пирексное стекло содержит 80% оксида кремния (IV). Температура размягчения его около  $+620^{\circ}\text{C}$ . Для проведения опытов при высоких температурах используют посуду из *кварцевого стекла*. Кварцевое стекло содержит 99,95% оксида кремния (IV), температура размягчения его  $+1650^{\circ}\text{C}$ .

Лабораторную посуду изготавливают в основном из стекла типов ТУ (термически устойчивое), ХУ-1 и ХУ-2 (химически устойчивое). Содержание оксида кремния (IV) в обычном лабораторном стекле составляет 70%.

В лабораторной практике наибольшее распространение получили следующие виды стеклянной посуды (рис. 9).

*Пробирки простые и калиброванные (с делениями, указывающими объем)* (рис. 9,а) используют для проведения опытов с небольшим количеством реактивов. Объем реактива в пробирке не должен превышать половины ее объема.

*Лабораторные стаканы* (рис. 9,б) выпускают различных размеров, с носиком и без носика, простые и калиброванные. Стаканы предназначены для выполнения самых разнообразных процедур.

*Колбы* различного размера и формы (*конические, круглые: плоскодонные, круглодонные* (рис. 9,в, г, д). Например, в лабораторной практике широко применяют конические плоскодонные колбы (*колбы Эрленмейера*). *Колба Бюхнера* (рис. 9,е) представляет собой плоскодонную коническую толстостенную колбу с отводной трубкой под углом  $90^{\circ}$ . Ее используют для отгонки жидкостей под вакуумом.

*Воронки химические* (рис. 9,ж) служат для переливания жидкостей и фильтрования. *Воронки делительные* (рис. 9,з) применяют для разделения несмешивающихся жидкостей.

*Капельницы* (рис. 9,и) используют для введения реактивов малыми порциями, по каплям.

*Бюксы* (рис. 9,к) предназначены для взвешивания и хранения жидких и твердых веществ.

*Холодильники* (рис. 9,л) применяются для охлаждения и конденсации паров, образующихся при нагревании различных веществ. При перегонке применяют прямые *холодильники (Либиха)*, а при кипячении растворов и жидкостей, экстракции и других подобных процессах используют обратные холодильники.



Рис. 9. Стекло́нная посу́да общего назначения:

*а* – пробирки; *б* – химические стаканы; *в* – колба коническая Эрленмейра; *г* – колба плоскодонная; *д* – колба круглодонная; *е* – колба Бунзена; *жс* – воронки; *з* – делительная воронка; *и* – капельница; *к* – бюкс с притёртой пробкой; *л* – холодильник; *м* – эксикатор; *н* – аппарат Киппа

*Эксикаторы* (рис. 9.м) применяют для медленного высушивания и хранения веществ, легко поглощающих влагу из воздуха. Нижнюю часть эксикатора заполняют водопоглощающими веществами (прокаленный хлорид кальция, концентрированная серная кислота, оксид фосфора (V) и др.). Над поглотителем на фарфоровом вкладыше помещают бюксы или тигли с веществами, подлежащими осушке. Различают два

основных типа эксикаторов: *обычные эксикаторы* и *вакуум-эксикаторы*.

*Аппарат Киппа* (рис. 9,н) – прибор для периодического получения водорода, сероводорода, оксида углерода (IV) и других газов в лаборатории.

#### 14.2.2. Фарфоровая посуда

По сравнению со стеклянной обладает большей химической устойчивостью к кислотам и щелочам, большей термостойкостью. Фарфоровые изделия можно нагревать до температуры около  $1200^{\circ}\text{C}$ . Недостатком ее является непрозрачность и сравнительно большая масса. Фарфоровая посуда также разнообразна по форме и назначению (рис. 10).

*Фарфоровые кружки* (рис. 10,а) так же бывают различной емкости (обычно от  $250\text{ см}^3$  до двух литров).

*Выпарительные чашки* (рис. 10,б) используют для выпаривания и нагревания жидкостей.



Рис. 10. Фарфоровая посуда:

а – фарфоровый стакан; б – выпарительная чашка; в – тигель с крышкой; г – ступка и пестик; д – воронка Бюхнера

*Тигли* (рис. 10,в) – сосуды, применяемые для прокаливания различных твердых веществ (осадков, минералов и т.п.), а также для сплавления и сжигания.

*Фарфоровые ступки с пестиком* (рис. 10,г) применяют для измельчения твердых веществ. Перед работой ступка должна быть тщательно вымыта и высушена. Вещество насыпают в ступку в количестве не более  $1/3$  ее объема (иначе оно будет высыпаться из ступки при измельчении). При растворении твердого вещества в ступке (с одновременным растиранием) вначале насыпают твердое вещество, а затем к нему постепенно небольшими порциями при круговом движении пестика добавляют жидкость.

Всю жидкость, которую берут для растворения, употреблять не следует: не менее  $1/3$  количества ее оставляют для того, чтобы по окончании растворения сполоснуть ступку и обмыть пестик, после чего этот раствор добавляют к ранее полученному раствору.

*Воронки Бюхнера* (рис. 10,д) применяют для фильтрования жидкостей при пониженном давлении (под вакуумом).

### 14.2.3. Мерная посуда

Для измерения объемов жидкостей используют разнообразную мерную посуду (рис.11): мерные колбы, мерные цилиндры, мензурки, пипетки и др.

*Мерные колбы* (рис. 11,а) служат для приготовления растворов точной концентрации и представляют собой круглые плоскодонные колбы с длинным и узким горлом, на котором нанесена тонкая черта. Эта отметка показывает границу, до которой следует наливать жидкость, чтобы ее объем соответствовал указанному на колбе значению. Цифры на колбе показывают объем жидкости ( $\text{см}^3$ ), на который она рассчитана. Мерные колбы обычно имеют притертые пробки. Применяют колбы на 50, 100, 250, 500 и  $1000 \text{ см}^3$ .

Мерные колбы меньшего объема, использующиеся для определения плотности жидкостей, называются *пикнометрами*.

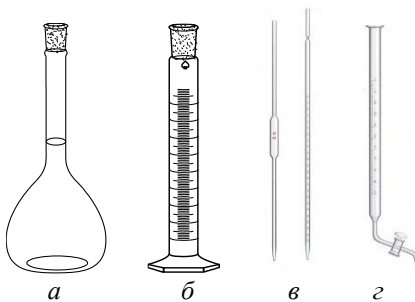


Рис. 11. Мерная посуда:

а – мерная колба; б – мерный цилиндр; в – пипетка; г – бюретка

*Мерные цилиндры* (рис. 11,б) представляют собой стеклянные сосуды, которые для большей устойчивости имеют широкое основание (дно) или специальную подставку. Снаружи на стенках цилиндров нанесены деления, указывающие объем (в  $\text{см}^3$ ). Мерные цилиндры бывают

различной емкости: от 5 см<sup>3</sup> до 2 дм<sup>3</sup>. Их назначение – измерять (с определенной погрешностью) различные объемы жидкости.

*Пипетки* (рис. 11,в) служат для отбора точно определенных относительно небольших объемов жидкостей. Они представляют собой стеклянные трубки небольшого диаметра с делениями. Некоторые пипетки имеют расширение посередине (*пипетки Мора*). Нижний конец пипетки слегка оттянут и имеет внутренний диаметр до 1 мм. На верхнем конце пипетки имеется метка, до которой набирают жидкость. Некоторые пипетки снабжены двумя метками. Обычно пипетки имеют емкость от 1 до 100 см<sup>3</sup>.

*Бюретки* (рис. 11,г) служат для отмеривания точных объемов жидкостей, преимущественно при химико-аналитических работах (титрование). Они могут иметь различную конструкцию и иметь разный объем.

#### 14.2.4. Вспомогательное оборудование

В химических лабораториях широко применяют разнообразное металлическое оборудование, преимущественно стальное.

*Штативы* (рис. 12,а) с набором *муфт, лапок и колец* используют для закрепления на них во время работы различных приборов, стеклянной посуды (холодильников, колб, делительных воронок и пр.).

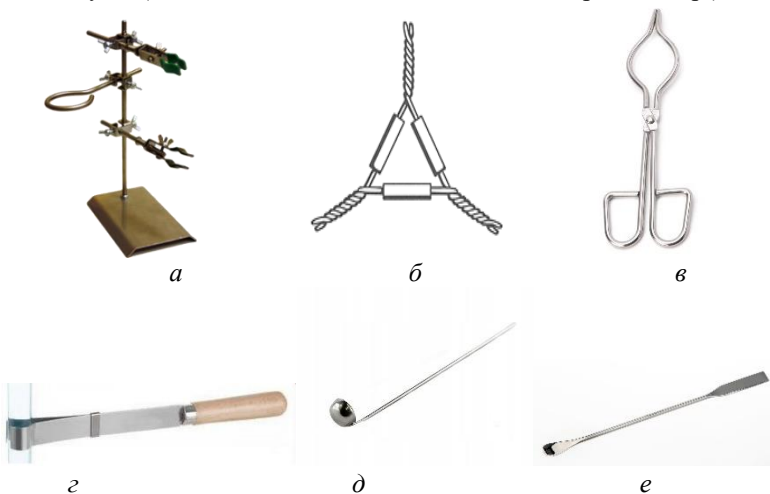


Рис. 12. Вспомогательное оборудование:

*а* – штатив; *б* – треугольник фарфоровый; *в* – тигельные щипцы; *г* – держатель для пробирок; *д* – металлическая ложечка; *е* – шпатель

*Треугольник фарфоровый* (рис. 12,б) – используют для размещения в нем тигля. Треугольник помещают на кольцо штатива.

*Тигельные щипцы* (рис. 12,в) применяют для захватывания горячих тиглей при извлечении их из муфельной печи, снятия раскаленных тиглей с фарфоровых треугольников и при всех работах, когда приходится иметь дело с раскаленными предметами.

*Держатели для пробирок* (рис. 12,г) – приспособления, которые используются при непродолжительном нагревании пробирок.

*Металлическая ложечка* (рис. 12,д) – предназначена для сжигания твердых веществ.

*Шпатель* (рис. 12,е) – для переноса сыпучих или пастообразных веществ из большого сосуда; отмеривания сыпучих навесок для приготовления растворов; снятия осадка с фильтра и стенок сосуда.

#### 14.2.5. Лабораторные нагревательные приборы

В лаборатории применяют различные нагревательные приборы: спиртовки, электрические плитки, бани, сушильные шкафы, муфельные печи и т. п. (рис. 13).

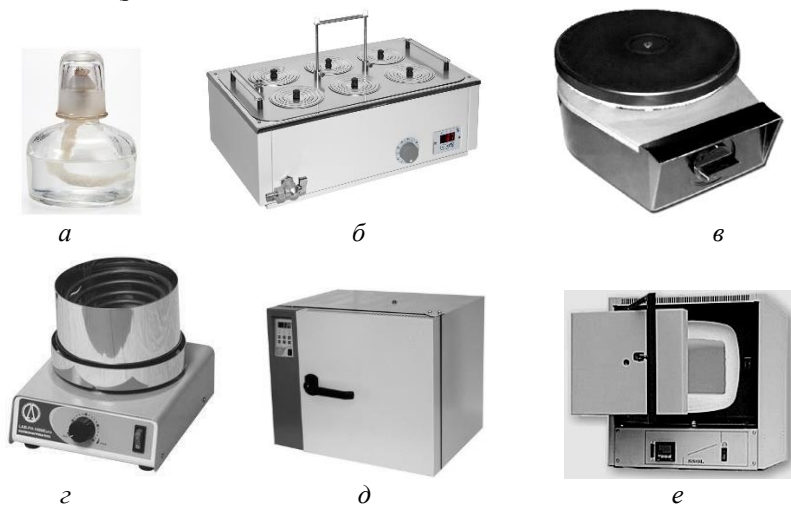


Рис. 13. Лабораторные нагревательные приборы:  
а – спиртовка; б – электроплитка; в – электрический колбонагреватель;  
г – муфельная печь; д – сушильный шкаф

*Спиртовки* (рис. 13,а) применяются для подогрева и плавления жидких и сухих веществ в небольшой посуде (тигель, пробирки, колбы).

*Бани* (рис. 13,б) применяют для продолжительного нагревания в пределах температуры 100...300°C. Они представляют собой, как правило, металлические чаши, заполненные водой (водяная баня) или сухим, чистым песком, прокаленным для удаления из него органических примесей (песчаная баня). Нагревание бань проводят пламенем газовой горелки. Используются также водяные и песчаные бани с электрообогревом.

*Электрические плитки* (рис. 13,в). В тех случаях, когда требуется нагревание, а пользоваться горелками нельзя (например, при перегонке воспламеняющихся легколетучих жидкостей) применяют электрические плитки.

Для нагревания круглодонной стеклянной посуды применяют *колбонагреватели* (рис. 13,г).

*Печи*. Для получения температуры 600...1400°C применяются электрические *муфельные печи* (рис. 13,д). С помощью особого регулирующего устройства печь может нагреваться до определенной, заранее заданной температуры.

*Сушильные шкафы* (рис. 13,е) имеют электрический обогрев и терморегулятор, позволяющий поддерживать постоянную температуру. Для наблюдения за температурой шкаф снабжен термометром. Высушиваемое вещество помещается в сушильный шкаф, отрегулированный на требуемую температуру, и выдерживается в нем при заданной температуре определенное время. В работах количественного характера сушку проводят несколько раз до достижения высушиваемым веществом постоянной массы.

### 14.3. Общие требования к ведению рабочего журнала и выполнению лабораторных работ

На первой странице лабораторного журнала студент оформляет маршрутный лист по следующему образцу:

#### Маршрутный лист

20\_\_ /20\_\_ уч. год

Фамилия, имя, отчество

Группа

№	Название работы	Допуск	Выполнение
1.	Кислотно-основные свойства основных классов неорганических соединений.		

Вторую страницу первого листа лабораторного журнала оставляют чистой для продолжения маршрутного листа, если не хватит места на первой странице.

В маршрутном листе преподаватель ставит личную роспись в колонках "Допуск" при допуске студента к выполнению лабораторной работы и после защиты данной темы. В колонке "Выполнение" ставит роспись инженер после выполнения лабораторной работы.

Для получения допуска к лабораторной работе студенту необходимо:

1. Оформить лабораторную работу в лабораторном журнале.
2. Уметь объяснить порядок и цель выполнения работы.

Описание опытов и уравнения реакций студент оформляет заранее для получения допуска к выполнению лабораторной работы. Наблюдения и выводы записываются на занятиях после выполнения работы. Выполнение работы студент отмечает у инженера и после этого моет посуду и убирает свое рабочее место.

Пример оформления лабораторной работы:

## ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № \_\_\_\_

### Название работы

### Выполнение работы

**Опыт № 1.** *Записывается краткое изложение хода выполнения эксперимента.*

**Наблюдения.** *Описываются явления, которые протекают при проведении эксперимента, например: изменение цвета раствора, выпадение осадка и его цвет, выделение пузырьков газа и т.д.*

### **Уравнения реакций.**

*Здесь записываются уравнения проходящих реакций в молекулярной форме.*

### **Выводы.**

*Кратко записывают вывод, который делают по результатам проведенного эксперимента.*

Например:

### Лабораторная работа № 1

#### Кислотно-основные свойства основных классов неорганических соединений

##### Выполнение работы

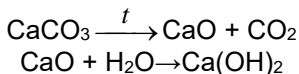
##### Опыт № 1. Получение и свойства основного оксида.

Пробирку с небольшим количеством карбоната кальция нагрейте на спиртовке. В пробирку прилейте 1 см<sup>3</sup> воды и взболтайте. Затем прибавьте 1-2 каплями раствора фенолфталеина.

##### Наблюдения

После прибавления индикатора раствор в пробирке окрасился в малиновый цвет.

##### Уравнения реакций



**Выводы** Основные оксиды можно получить при разложении карбонатов. Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с водой с образованием оснований, о чем свидетельствует окраска индикатора.

## 14.4. ЛАБОРАТОРНЫЕ РАБОТЫ

### Лабораторная работа № 1

#### Кислотно-основные свойства классов неорганических соединений

**Опыт 1. Получение и свойства основного оксида.** а. Внесите с помощью пинцета в пламя горелки ленту магния (*на пламя не смотреть!*). Магний сгорает ярким пламенем с выделением большого количества тепла.

б. Поместите в пробирку небольшое количество  $\text{CaCO}_3$  и нагрейте на спиртовке. Прилейте в пробирку 1 см<sup>3</sup> воды и взболтайте содержимое пробирки. Определите реакцию среды прибавлением 1-2 каплями раствора фенолфталеина. Отметьте изменения окраски индикатора.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод.

**Опыт 2. Получение и свойства кислотного оксида.** *а.* Внесите в пламя горелки с помощью ложечки для сжигания веществ немного серы. Обратите внимание, что сера вначале плавится, затем загорается и горит голубоватым пламенем с образованием резко пахнущего газа (*осторожно, не вдыхать!*). Погасите горящую серу, опустив ложечку в стакан с водой или с песком.

*б.* В колбу поместите небольшое количество  $\text{CaCO}_3$ , внесите несколько капель воды и  $5 \text{ см}^3$  концентрированной  $\text{HCl}$ . Быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделившийся газ в другую пробирку с 2-3  $\text{см}^3$  дистиллированной водой. Определите реакцию среды прибавлением 1-2 каплями раствора лакмуса. Отметьте изменения окраски индикатора.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод.

**Опыт 3. Получение кислот.** В пробирку налейте 1  $\text{см}^3$  раствора  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  (10%). Добавьте по каплям 1 н. раствор  $\text{HCl}$  до образования осадка.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод.

**Опыт 4. Свойства кислот.** В четыре пробирки налейте по 2  $\text{см}^3$  разбавленной  $\text{HCl}$ . В одну из пробирок добавьте несколько капель раствора лакмуса. В другую пробирку поместите небольшой кусочек мрамора или мела ( $\text{CaCO}_3$ ). В третью пробирку поместите кусочек металла ( $\text{Fe}$ ,  $\text{Zn}$ ,  $\text{Mg}$  или  $\text{Al}$ ). В четвертую пробирку насыпьте (с помощью стеклянной палочки) немного  $\text{CuO}$  и слегка нагрейте смесь (для растворения оксида). Оставьте содержимое пробирки отстаиваться.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод.

**Опыт 5. Получение щелочей.** Щелочи получают взаимодействием металла или его оксида с водой. В кристаллизатор с водой поместите кусочек натрия. После прекращения выделения пузырьков газа, добавьте несколько капель фенолфталеина.

Напишите наблюдения и уравнение реакции. Сделайте вывод.

**Опыт 6. Получение и свойства нерастворимых оснований.** В четыре пробирки налейте по 2  $\text{см}^3$  раствора  $\text{KOH}$  ( $\text{NaOH}$ ). В одну из пробирок добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. В другую пробирку – несколько капель раствора соли магния. В третью пробирку добавьте несколько капель разбавленного раствора  $\text{HCl}$ , в четвертую – несколько капель раствора  $\text{CuSO}_4$ , отметьте цвет выпавшего осадка, нагревайте пробирку до тех пор, пока  $\text{Cu(OH)}_2$  не превратится в черный осадок.

Сделайте вывод о термической устойчивости гидроксида меди (II).

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте выводы о химических реакциях, характерных для оснований.

**Опыт 7. Получение и свойства амфотерных оснований.** К 1 см<sup>3</sup> раствора соли хрома (III) добавьте 1 см<sup>3</sup> водного раствора NH<sub>4</sub>OH. Отметьте произошедшие изменения. Затем содержимое пробирки разделите на две части: в одну из них при взбалтывании прилейте раствор HCl до полного растворения осадка; во вторую – раствор KOH (NaOH), также до полного растворения осадка.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III).

**Опыт 8. Получение средней и кислой соли.** *Взаимодействие оснований с кислотными оксидами (получение средней соли), взаимодействие средней соли и кислотного оксида (получение кислой соли).* Налейте в пробирку 5 см<sup>3</sup> насыщенного раствора Ca(OH)<sub>2</sub> (известковой воды) и пропустите в раствор CO<sub>2</sub> до появления осадка (образование средней соли). Содержимое пробирки разделите на две части.

В одну из пробирок добавьте 2 см<sup>3</sup> дистиллированной воды и продолжайте пропускать CO<sub>2</sub>, пока весь осадок не растворится вследствие образования кислой соли. Пробирку с полученным раствором нагрейте до кипения и наблюдайте выпадение осадка (получение средней соли). Докажите, что полученные соли являются солями угольной кислоты, подействовав на них HCl.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод относительно условий образования кислых и средних солей.

**Опыт 9. Свойства солей.** *а. Взаимодействие солей с простыми веществами.* В пробирку налейте 2 см<sup>3</sup> CuSO<sub>4</sub> и опустите железный гвоздь. Наблюдайте образование красно-бурого налета на поверхности железа и изменения цвета раствора в результате образования новой соли.

*б. Взаимодействие солей с солями.* Налейте в две пробирки по 2 см<sup>3</sup> раствора Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> и добавьте в одну из них несколько капель раствора CaCl<sub>2</sub>, а в другую – раствора CuSO<sub>4</sub>. Обратите внимание, что в результате этих реакций образуются по две соли, одна из которых выпадает в осадок, вторая – остается в растворе.

*в. Взаимодействие солей с кислотами и щелочами.* Налейте в две пробирки по 1 см<sup>3</sup> раствора CaCl<sub>2</sub> и добавьте в одну из них несколько капель раствора H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), а в другую – раствора KOH (NaOH). Обратите внимание на цвет и состав выпавших в результате реакций осадков.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод о свойствах солей.

## Лабораторная работа № 2

### Определение тепловых эффектов химических процессов

Определение тепловых эффектов реакций проводят в специальных приборах, называемых *калориметрами*.

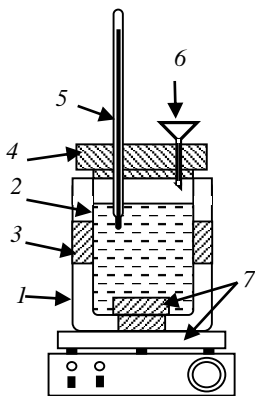


Рис. 14. Калориметрическая установка:

1 – наружный стакан; 2 – калориметрический стакан; 3 – прокладка; 4 – крышка; 5 – термометр; 6 – воронка; 7 – магнитная мешалка

В зависимости от характера процесса и реагирующих веществ применяют калориметры различных конструкций. Обязательной составной частью любого калориметра является калориметрический сосуд, защищенный от потерь тепла и снабженный термометром. Для определения теплот реакций нейтрализации и гидратации используют установку, изображенную на рис. 14.

В стеклянный стакан вместимостью 0,5-0,7 дм<sup>3</sup> вставлен другой стакан вместимостью 0,15-0,2 дм<sup>3</sup>. Во избежание потерь тепла в окружающую среду стаканы не соприкасаются друг с другом, для этого между ними помещают термоизоляционные прокладки из пробки или пенопласта.

Внутренний стакан закрывают крышкой с двумя отверстиями, в которые вставлены термометр и воронка

**Опыт 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.** В калориметрический стакан налейте с помощью воронки через отверстие в крышке (рис. 14) указанный в задании объем 1 н. раствора щёлочи и через 5 мин отметьте по термометру температуру ( $t_1$ ) раствора.

Затем через воронку в калориметр быстро налейте такой же объем 1 н. раствора кислоты и перемешайте жидкость в калориметре вращательными движениями, придерживая пальцем пробку и термометр. Отметьте самую высокую температуру ( $t_2$ ), которую покажет термометр после сливания растворов.

Количество теплоты, выделившейся в калориметре, рассчитайте по формуле:

$$Q = K \cdot \Delta t \cdot \Sigma Wc,$$

где  $\Delta t$  – конечная и начальная температуры в калориметре;  $\Sigma Wc$  – теплоемкость системы (сумма теплоемкостей калориметрического сосуда и находящегося в нем вещества);  $K$  – коэффициент, учитывающий потери тепла через калориметрический стакан ( $K = 1,15$ ).

$$\Delta t = t_2 - t_1;$$

$$W = C_1 m_1 + C_2 m_2;$$

$$\Sigma Wc = c_1 \cdot m_1 + c_2 \cdot m_2,$$

где  $c_1$  и  $c_2$  – удельные теплоемкости стекла (0,7531 Дж/(г·град)) и жидкости 4,184 Дж/(г·град);  $m_1$  и  $m_2$  – массы калориметрического стакана и жидкости, находящейся в калориметрическом сосуде.

Энтальпия реакции  $\Delta H = -\Delta Q$ .

Тепловой эффект реакции нейтрализации рассчитайте по формуле

$$\Delta H_{\text{нейтр}}^0 \cong \frac{q \cdot 1000}{V_{\text{кисл}}},$$

где  $V_{\text{кисл}}$  – объём кислоты, пошедший на реакцию нейтрализации, см<sup>3</sup>;  $q$  – количество теплоты, выделившейся в калориметре, Дж.

Полученные данные занесите в лабораторный журнал в виде протокола:

#### Протокол работы

Начальная температура, °C

Конечная температура, °C

Масса калориметрического стакана, г

Масса жидкости, г

Теплоемкость системы, Дж/г · град

Количество теплоты, выделившейся в калориметре, Дж

Энтальпия реакции нейтрализации, Дж/моль

а) экспериментальная,  $(\Delta H_{\text{нейтр}}^0)^{\text{эксп}}$

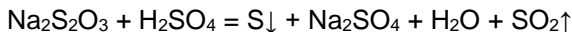
б) теоретическая,  $(\Delta H_{\text{нейтр}}^0)^{\text{теор}}$

Относительная ошибка отдельного определения, %

## Лабораторная работа № 3

### Химическая кинетика и равновесие

**Опыт 1. Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции.** Зависимость скорости реакции от концентрации рассмотрите на примере реакции:



Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Предварительно проделайте опыт качественно. Для этого внесите в пробирку 2 капли раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и 1 каплю раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Выделяющаяся сера делает раствор мутным.

Приготовьте три раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  различной концентрации, как указано в табл. 6. Для этого в три сухие пробирки внесите: в первую – 1 см<sup>3</sup> раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и 2 см<sup>3</sup> воды, во вторую – 2 см<sup>3</sup> раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  и 1 см<sup>3</sup> воды, в третью – 3 см<sup>3</sup> того же раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ .

Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, в одинаковых объемах полученных растворов будет содержаться разное число молей тиосульфата натрия.

В пробирку № 1 добавьте 0,1 см<sup>3</sup> 2 н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и одновременно включите секундомер. По секундомеру определите время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Опыт повторите поочередно с пробирками № 2 и № 3. Результаты эксперимента внесите в табл. 5.

Рассчитайте скорость реакции в каждом отдельном случае и постройте график зависимости скорости реакции  $v$  (оси ординат) от концентрации  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  (ось абсцисс).

Таблица 5

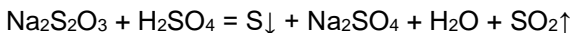
#### Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций

№ п/п	Объем, см <sup>3</sup>			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $C = \frac{a}{a+b+v}$	Время течения реакции $\tau$ , с	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau}$ , с <sup>-1</sup>
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	$\text{H}_2\text{SO}_4$			
	а	б	в			
1.	1	2	0,1			
2.	2	1	0,1			
3.	3	–	0,1			

Масштаб следует выбирать таким образом, чтобы наибольшие значения величины по оси ординат и по оси абсцисс находились на расстоянии не менее 8 см от начала координат.

Сделайте вывод о влиянии концентрации  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  на скорость химической реакции. Как согласуются ваши наблюдения с законом действия масс?

**Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.** Зависимость скорости реакции от температуры изучают на примере реакции:



В четыре чистые нумерованные пробирки (1, 2, 3, 4) налейте пипеткой по  $1 \text{ см}^3$  раствора  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , а в четыре другие (1а, 2а, 3а, 4а) – по  $1 \text{ см}^3$  раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Все пробирки поместите в стакан с водой и через 5 мин, измерив температуру воды, слейте содержимое пробирок № 1 и № 1а и отсчитайте время до появления мути по секундомеру. Слитые растворы необходимо тщательно перемешивать. Стакан с пробирками нагрейте на  $10^\circ\text{C}$  выше первоначальной температуры и повторите опыт с пробирками № 2 и № 2а. Проведите опыты с остальными пробирками, повышая температуру воды каждый раз еще на  $10^\circ\text{C}$ . Данные опытов запишите в табл. 6.

Рассчитайте температурный коэффициент для каждого изменения температуры и среднее значение температурного коэффициента реакции по правилу Вант-Гоффа:

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

Таблица 6

**Влияние температуры на скорость реакции**

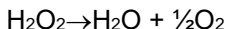
№ п/п	Температура $t, ^\circ\text{C}$	Промежуток времени от начала отсчета до появления окраски $\tau, \text{с}$	Скорость реакций, $\nu = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$	Температурный коэффициент $\gamma$
1.				
2.				
3.				
4.				

Сделайте вывод о влиянии температуры на скорость химической реакции.

**Опыт 3. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе. Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой.** Приготовьте два небольших одинаковых кусочков мела. Один из них разотрите в порошок и перенесите в пробирку, второй поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте по 2 см<sup>3</sup> концентрированной HCl.

Отметьте наблюдаемые явления и объясните их. Напишите уравнения реакции и сделайте вывод.

**Опыт 4. Сравнение активности различных катализаторов в реакции разложения пероксида водорода.** В данном опыте сравнивают эффективность действия катализаторов K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> и FeCl<sub>3</sub>. Скорость реакции обратно пропорциональна времени ее протекания. Последнее определяется как разность между временем окончания и начала выделения пузырьков газа:



1. В две пробирки налейте по 1 см<sup>3</sup> 3 %-ного раствора H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>. В одну пробирку добавьте две капли 0,3 М раствора K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, в другую пробирку – четыре капли K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. С помощью секундомера измерьте время протекания реакции (от начала и до окончания выделения пузырьков газа) в обеих пробирках, а также окраску раствора.

2. Повторите операции п. 1, проведите аналогичные эксперименты с 0,3 М раствором FeCl<sub>3</sub> в качестве катализатора.

Исходные данные, наблюдения, результаты измерений и расчетов, а также выводы занесите в табл. 7.

Таблица 7

**Влияние активности катализаторов на скорость реакции**

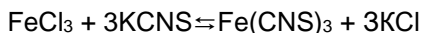
Катализатор	Количество, капли	Время протекания реакции $\tau$ , с	Условная скорость $v = 1000/\tau$	Наблюдения и выводы
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	2			
K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	4			
FeCl <sub>3</sub>	2			
FeCl <sub>3</sub>	4			

3. Отметьте цвета растворов в начале реакции и после ее завершения.

4. Сделайте вывод относительно эффективности действия различных катализаторов.

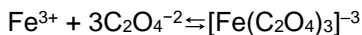
5. Как влияет на скорость разложения  $\text{H}_2\text{O}_2$  концентрация катализатора?

**Опыт 5. Изучение химического равновесия. а. Влияние концентраций реагентов на смещение химического равновесия.** Классическим примером обратимой реакции является взаимодействие между хлоридом железа (III) и роданидом калия:



Раствор роданида железа  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  окрашен в красно-коричневый цвет, интенсивность окраски раствора зависит от концентрации. Разбавленный раствор  $\text{FeCl}_3$  окрашен в слабо-желтый цвет, а растворы  $\text{KCNS}$  и  $\text{KCl}$  – бесцветны. Смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора.

Протеканию этой реакции будут препятствовать вещества, образующие более устойчивые соединения с ионом  $\text{Fe}^{3+}$ , к таким веществам относится, например, щавелевая кислота  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ , образующая с ионом  $\text{Fe}^{3+}$  бесцветный комплекс  $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{-3}$ :



В пробирку поместите по 1 капле насыщенных растворов  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{KCNS}$  и долейте дистиллированной воды, чтобы пробирка была полной.

Полученный раствор разлейте поровну в 4 пробирки.

В одну пробирку добавьте 2 капли насыщенного раствора  $\text{FeCl}_3$ , во вторую – 2 капли насыщенного раствора  $\text{KCNS}$ , в третью – насыпьте несколько кристалликов  $\text{KCl}$ , в четвертую – 2 капли  $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$  и сильно взболтайте, пятая пробирка служит эталоном для сравнения изменения окраски в других пробирках. Результаты сведите в табл. 8.

Напишите выражение константы химического равновесия и дайте объяснение наблюдаемым изменениям окраски растворов.

Чем объяснить, что изменение концентрации  $\text{KCNS}$  вызывает более эффективное смещение равновесия, чем изменение концентрации  $\text{FeCl}_3$ ? Как надо изменить концентрацию вещества, чтобы сместить равновесие вправо или влево?

Таблица 8

**Результаты наблюдений влияния концентрации на смещение химического равновесия**

№ п/п	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1.	FeCl <sub>3</sub>		
2.	KCNS		
3.	KCl		
4.	H <sub>2</sub> C <sub>2</sub> O <sub>4</sub>		
5.	Эталон	красная	⇌

**б. Влияние температуры на химическое равновесие.** При взаимодействии иода с крахмалом образуется сложное соединение (иодо-крахмал) синего цвета. Реакция экзотермическая и равновесие ее можно представить схемой:

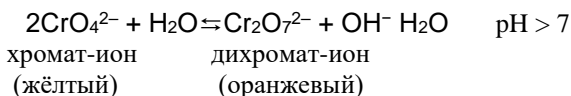


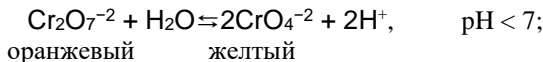
В две пробирки налейте по 1 см<sup>3</sup> 0,1 н. раствора I<sub>2</sub> и добавьте 2-3 капли раствора крахмала или опустите индикаторную бумагу (до появления синей окраски). Одну пробирку оставьте в качестве контрольного образца (эталона), а содержимое второй нагрейте, не доводя его до кипения. Отметьте при этом произошедшие изменения в сравнении с контрольным образцом.

Охладите нагретую пробирку сначала на воздухе, а затем под струей холодной водопроводной воды. Что при этом наблюдаете?

Объясните причину изменения окраски раствора при нагревании и охлаждении. Какая из особенностей химического равновесия при этом проявляется? Сделайте выводы о направлении смещения химического равновесия реакции образования йодокрахмала при нагревании и охлаждении раствора.

**в. Влияние кислотности среды на смещение химического равновесия.** Изучение влияния кислотности среды на смещение химического равновесия проводится на примере взаимного превращения хромат- и дихромат- ионов:





Хромат-ионы  $\text{CrO}_4^{-2}$  существуют преимущественно в нейтральных и щелочных средах, дихромат-ионы  $\text{Cr}_2\text{O}_7^{-2}$  – в кислотных.

Равновесие, устанавливающееся в водных растворах хроматов и дихроматов, может быть нарушено либо действием кислот и оснований, либо введением катионов, образующих с хромат– и дихромат-анионами малорастворимые соединения, выпадающие в осадок.

В две пронумерованные пробирки налейте по 1 см<sup>3</sup> растворов  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ . К раствору с  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  добавьте 1 см<sup>3</sup> раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , а к раствору  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  добавьте 1 см<sup>3</sup>  $\text{KOH}$  ( $\text{NaOH}$ ). Отметьте изменение цвета. Укажите, в каких средах устойчивы хроматы и в каких – дихроматы. В первую пробирку добавьте несколько капель щелочи до изменения окраски, во вторую добавьте несколько капель раствора серной кислоты до изменения окраски. Отметьте произошедшие изменения в окраске растворов.

В две чистые пробирки внесите по 1 см<sup>3</sup> растворов  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и добавьте в каждую несколько капель раствора  $\text{BaCl}_2$ . Опишите происходящие изменения. В обоих случаях выпадает один и тот же осадок малорастворимого хромата бария  $\text{BaCrO}_4$ , произведение растворимости которого равно  $\text{ПР} = 2,4 \cdot 10^{-10}$ .

Исходные данные, наблюдения и выводы внесите в табл. 9.

Чем обусловлена различная окраска водных растворов  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ? Какие ионы хрома в них содержатся?

Объясните изменение окраски растворов  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  при добавлении соответственно  $\text{KOH}$  ( $\text{NaOH}$ ) и  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с точки зрения смещения установившегося в них равновесия. Подтвердите свои выводы уравнениями протекающих реакций в молекулярном виде.

Укажите цвет и состав осадков, выпадающих из растворов хромата и дихромата калия при добавлении в них  $\text{BaCl}_2$ . Приведите в молекулярном виде уравнения соответствующих реакций. Объясните происходящие процессы с точки зрения смещения химического равновесия. Объясните, почему в обоих случаях образуется нерастворимый  $\text{BaCrO}_4$ .

Таблица 9

**Влияние кислотности среды на смещение химического равновесия**

Исходный раствор		Добавляемое вещество	Окраска раствора или осадка	Укажите смещение равновесия
Вещество	Окраска			
$K_2Cr_2O_7$		NaOH		
$K_2CrO_4$		$H_2SO_4$		
$K_2Cr_2O_7$		BaCl <sub>2</sub>		
$K_2CrO_4$		BaCl <sub>2</sub>		

**Лабораторная работа № 4**

**Ионные равновесия в растворах электролитов и гидролиз солей**

**Опыт 1. Сравнение силы кислот и оснований, изменение концентрации водородных ионов.** а. В две пробирки внесите по 1 см<sup>3</sup> 0,1 М раствора  $CH_3COOH$ . В каждую пробирку прибавьте по 1 капле индикатора метилового оранжевого. Одну пробирку с уксусной кислотой оставьте в качестве контрольной, а в другую внесите несколько кристаллов  $CH_3COONa$  и перемешайте раствор.

Запишите наблюдения. Сделайте вывод: как и почему смещается равновесие слабого электролита при добавлении к нему одноименных ионов.

б. Налейте в 3 пробирки по 3 см<sup>3</sup> 0,1 н. раствора NaOH,  $NH_4OH$  и 0,1 н. раствора  $NH_4OH$ , насыщенного  $NH_4Cl$ . Во все пробирки прилейте по 2 см<sup>3</sup> раствора  $MgCl_2$ . Почему в одном случае осадок не образуется?

Объясните наблюдаемое явление на основании изменения концентрации ионов гидроксида.

**Опыт 2. Сравнение химической активности кислот.** а. В одну пробирку внесите 1 см<sup>3</sup> 2 н. раствора  $CH_3COOH$ , в другую – 1 см<sup>3</sup> 2 н. раствора HCl. В каждую опустите одинаковые по величине кусочки мрамора. Какой газ выделяется? В какой пробирке реакция идет интенсивнее?

б. В одну пробирку внесите 1 см<sup>3</sup> 2 н. раствора  $CH_3COOH$ , в другую – 1 см<sup>3</sup> 2 н. раствора HCl. В каждую опустите по кусочку цинка. В каком случае водород выделяется более энергично?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Сделайте вывод об относительной силе исследуемых кислот.

**Опыт 3. Образование слабодиссоциирующих веществ.** *а.* В пробирку внесите 2-3 см<sup>3</sup> раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , добавьте 2 см<sup>3</sup> раствора  $\text{NaOH}$ . Перемешайте, определите по запаху выделяющийся газ.

*б.* В две пробирки налейте по 1 см<sup>3</sup> растворов  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{NaHCO}_3$  добавьте по 1 см<sup>3</sup> раствора разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Что наблюдается?

*в.* Поместите в пробирку несколько кристалликов  $\text{NaNO}_2$  и растворите их в 1-2 см<sup>3</sup> дистиллированной воды. К полученному раствору добавьте  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (1:4). Наблюдайте выделение газа.

*г.* В пробирку налейте 3 см<sup>3</sup> раствора  $\text{HCl}$  и поместите кусочек цинка. После начала стабильного выделения водорода прибавьте в пробирку несколько кристалликов  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , тщательно перемешайте содержимое. Объясните причину замедления реакции растворения цинка и появление нового запаха.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

**Опыт 4. Осаждение и растворение труднорастворимых солей.** Налейте в две пробирки по 1 см<sup>3</sup> раствора соли кальция. В первую пробирку прилейте 1 см<sup>3</sup>  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в другую –  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ . Отметьте цвет полученных осадков. Декантируйте растворы и к влажным осадкам прилейте по каплям 0,1 М раствор  $\text{CH}_3\text{COOH}$ . Что при этом происходит? Повторите опыт, заменив  $\text{CH}_3\text{COOH}$  на  $\text{HCl}$ . Запишите наблюдения и сделайте выводы о растворимости осадков в разных кислотах.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Объясните полученные результаты.

**Опыт 5. Влияние величины произведения растворимости на образование осадка.** *а.* К равным объемам 1 М растворов  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{MgCl}_2$  и  $\text{BaCl}_2$  в отдельных пробирках прилейте одинаковое число капель раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Объясните различия выпавших осадков в пробирках. Покажите различие в произведениях растворимости образовавшихся веществ.

*б.* В две пробирки внесите по 2 см<sup>3</sup> свежеприготовленного раствора  $\text{FeSO}_4$ . В одну из них добавьте 2 см<sup>3</sup> раствора  $\text{H}_2\text{S}$ , в другую – 2 см<sup>3</sup> раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ . В каком случае выпадает осадок?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод об условии образования осадков.

**Опыт 6. Условие растворения осадков в результате химического взаимодействия.** *а.* Действие азотной кислоты на карбонат и хлорид серебра. В две пробирки внесите по 1 см<sup>3</sup> раствора  $\text{AgNO}_3$ . В одну из них добавьте 1 см<sup>3</sup>  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , в другую – 1 см<sup>3</sup>  $\text{NaCl}$ .

К осадкам добавьте по 2 см<sup>3</sup> 2 н. раствора  $\text{HNO}_3$ . Какой из осадков растворяется? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-

молекулярной формах.

*б. Взаимодействие гидроксида магния с соляной кислотой и хлоридом аммония.* В две пробирки налейте по 4-5 капель соли магния и добавьте в каждую по 2 капли  $\text{KOH}$  ( $\text{NaOH}$ ). В одну пробирку добавьте 2 н. раствор  $\text{HCl}$ , в другую – 2 н. раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , помешивая осадок стеклянной палочкой и отсчитывая количество капель, необходимых для полного растворения осадка. Результаты отсчета запишите. В какой пробирке растворение осадка происходит быстрее? Почему?

Напишите уравнение соответствующих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод.

**Опыт 7. Влияние величины произведения растворимости электролита на его способность к химическому взаимодействию.** В одну пробирку внесите 2 капли свежеприготовленного раствора  $\text{FeSO}_4$ , в другую – 2 капли  $\text{CuSO}_4$ . В каждую пробирку добавьте по 2 капли раствора  $\text{Na}_2\text{S}$  или  $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ .

К осадкам сульфидов добавьте по 5-7 капель 2 н. раствора  $\text{HCl}$ . Какой из сульфидов растворяется в соляной кислоте? Дать мотивированный ответ.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод.

**Опыт 8. Получение одних малорастворимых соединений из других. Получение хромата свинца из сульфата свинца.** Внесите в пробирку 2 капли раствора  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и добавьте 3 капли  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ . Дайте осадку отстояться, слейте жидкую фазу и к осадку добавьте 3-4 капли  $\text{K}_2\text{CrO}_4$  и перемешайте осадок стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка, какое вещество образовалось?

Опишите наблюдения. Пользуясь табличными значениями произведения растворимости, объясните переход одного осадка в другой.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод.

**Опыт 9. Окраска индикаторов в зависимости от значения pH среды.** В три чистые пробирки внесите по 1 см<sup>3</sup> 0,1 М раствора  $\text{HCl}$  и прибавьте в одну пробирку 1 каплю раствора фенолфталеина, в другую – метилового оранжевого, в третью – лакмуса.

Аналогичные опыты проделайте с дистиллированной водой и 0,1 М раствором  $\text{NaOH}$ . Результаты наблюдений запишите в табл. 10.

Таблица 10

**Окраска индикаторов в зависимости от pH среды**

Индикатор	Интервал перехода, pH	Цвет индикатора		
		кислота	дистиллированная вода	щёлочь
Фенолфталеин	8,3-9,3			
Метиловый оранжевый	3,1-4,4			
Лакмус	4,5-8,3			

**Опыт 10. Изучение процесса гидролиза. а. Влияние природы соли на процесс гидролиза.** На противоположные концы универсальной индикаторной бумаги нанесите 1-2 капли растворов:

- 1) ортофосфата и карбоната натрия;
- 2) карбоната и гидрокарбоната натрия;
- 3) сульфата железа (II) и хлорида железа (III).

Сравните окраску еще сырого пятна с эталоном и определите приближенное значение pH растворов. Результаты наблюдений и рассчитанные значения констант гидролиза  $K_c$  и значений pH запишите в форме табл. 11.

Таблица 11

**Влияние природы соли на процесс гидролиза**

п/п	Формула соли	Значение pH	
		экспериментальное	расчетное
1.	$\text{Na}_3\text{PO}_4$		
2.	$\text{Na}_2\text{CO}_3$		
3.	$\text{NaHCO}_3$		
4.	$\text{FeSO}_4$		
5.	$\text{FeCl}_3$		

**б. Влияние температуры на гидролиз.** Налейте по 1 см<sup>3</sup> в две пробирки раствора  $\text{FeCl}_3$ . Одну пробирку оставьте для сравнения. Раствор в другой пробирке доведите до кипения. Что наблюдается? Образующиеся хлопья – хлорид дигидроксожелеза (III). Сделайте вывод о влиянии температуры на гидролиз солей.

**в. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли.** Налейте в пробирку 1 см<sup>3</sup> раствора  $\text{SbCl}_3$  и по каплям добавляйте дистиллированной воды до выпадения осадка. Раствор с осадком сохраните до следующего опыта. Почему разбавление раствора увеличивает степень гидролиза?

г. *Смещение равновесия гидролиза.* К раствору с осадком  $\text{SbOCl}$  добавьте  $\text{HCl}$  до растворения осадка. Снова добавьте дистиллированной воды. Объясните наблюдаемые явления.

д. *Взаимодействие растворов солей взаимно усиливающих гидролиз друг друга.* К  $1 \text{ см}^3$  раствора  $\text{FeCl}_3$  прилейте  $1 \text{ см}^3$   $\text{Na}_2\text{CO}_3$  до образования осадка. Какие соединения осаждаются? Почему?

Сделайте вывод при сливании растворов каких солей образуются продукты их конечного гидролиза.

е. *Растворение цинка в продукте гидролиза хлорида цинка.* Налейте в пробирку  $1-2 \text{ см}^3$   $0,5 \text{ н.}$  раствора  $\text{ZnCl}_2$ . В раствор опустите кусочек цинка, обработанного разбавленной  $\text{HCl}$  (очищенного от оксидной плёнки) и нагрейте. Объясните выделение водорода.

Напишите уравнение реакции гидролиза всех солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод.

## Лабораторная работа № 5

### Реакции с изменением степени окисления

**Опыт 1.** Влияние кислотности среды на протекание окислительно-восстановительной реакции.

а. К  $1 \text{ см}^3$  подкисленному  $\text{H}_2\text{SO}_4$  раствору  $\text{KMnO}_4$  прилейте  $1 \text{ см}^3$  свежеприготовленного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Что наблюдается? Измените порядок сливания растворов – к раствору  $\text{KMnO}_4$  прилейте  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , а затем раствор подкислите  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . В чем состоит отличие в проведении этих реакций?

б. Прделайте эту же реакцию без подкисления (нейтральная среда). Как в этом случае меняется цвет раствора? Наблюдайте выпадение осадка.

в. Прделайте эту же реакцию в щелочной среде (щелочная среда). Как изменился цвет раствора?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравнийте ионно-электронным методом. Сделайте вывод о влиянии кислотности среды на протекание исследуемой реакции.

**Опыт 2.** Окислительно-восстановительные свойства металлов.

а. Небольшой кусочек цинка обработайте разбавленной  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Реакция идет вначале медленно, а затем ускоряется.

б. Небольшое количество порошка алюминия обработайте разбавленным раствором  $\text{KOH}$  ( $\text{NaOH}$ ). Реакция начинается не сразу, а только после растворения оксидной пленки на поверхности металла.

в. Кусочек железной проволоки обработайте раствором  $\text{CuSO}_4$ . Запишите наблюдения.

г. Кусочек цинка обработайте раствором  $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ . Что наблюдается?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте методом электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах металлов.

**Опыт 3. Окислительно-восстановительная двойственность.**

а. К подкисленному  $\text{H}_2\text{SO}_4$  раствору  $\text{KMnO}_4$  прилейте до обесцвечивания раствор  $\text{NaNO}_2$ .

б. К подкисленному  $\text{H}_2\text{SO}_4$  раствору  $\text{KI}$  добавьте несколько капель  $\text{NaNO}_2$ . Что наблюдается?

Какова функция  $\text{NaNO}_2$  в опытах а и б? Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

**Опыт 4. Реакции самоокисления-самовосстановления.** а. Кристаллик иода обработайте небольшим объемом раствора  $\text{KOH}$  ( $\text{NaOH}$ ) при слабом нагревании. Что наблюдается? Самоокисление-самовосстановление иода идет в щелочной среде. Если полученный раствор подкислить, то реакция пойдет в обратном направлении.

б. К  $1 \text{ см}^3$  раствора  $\text{KI}$  добавьте  $1 \text{ см}^3$  раствора  $\text{KIO}_3$ , раствор подкислите  $\text{HCl}$ . Убедитесь в образовании свободного йода с помощью крахмала.

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

**Опыт 5. Реакции внутримолекулярного окисления и восстановления.** Поместите в сухую пробирку несколько кристаллов  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и нагрейте до начала реакции разложения. Что наблюдается?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте методом электронного баланса. Сделайте вывод.

## Лабораторная работа № 6

### Электрохимические процессы

**Опыт 1. Коррозия железа в различных электролитах.** Качественные методы определения коррозионной стойкости железа можно определить по интенсивности синего окрашивания водного раствора в присутствии красной кровяной соли  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – индикатора ионов

$\text{Fe}^{2+}$  или в присутствии желтой кровавой соли  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  – индикатора ионов  $\text{Fe}^{3+}$ .

В пять пробирок налейте по 1 см<sup>3</sup> растворов  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NaOH}$ , хлорной воды и опустите в каждую по железной пластинке. Добавьте в первые четыре пробирки по 1 см<sup>3</sup> раствора  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , в пятую – 1 см<sup>3</sup> раствора  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Результаты наблюдений запишите в табл. 16.

Таблица 16

### Коррозия железа в различных электролитах

Коррозионная среда	Индикатор коррозии железа	Окраска раствора с железной пластиной	Уравнения коррозионных процессов
$\text{H}_2\text{O}$ дистиллированная	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		
Водный раствор $\text{NaCl}$	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		
Водный раствор $\text{MgCl}_2$	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		
Водный раствор $\text{NaOH}$	$\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		
Водный раствор $\text{Cl}_2$	$\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$		

Объясните происходящие процессы; сравнивая интенсивность коррозии железа в данных средах.

**Опыт 2. Образование микрогальванопар.** В две пробирки налейте по 2-3 см<sup>3</sup> 2 н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и опустите одинаковые кусочки цинка.

Отметьте интенсивность выделения водорода. Напишите уравнение реакции взаимодействия цинка с разбавленным раствором серной кислоты.

В одну из пробирок прибавьте 3-4 капли раствора  $\text{CuSO}_4$ . Почему изменяется интенсивность выделения водорода и какие процессы при этом протекают?

Составьте схему коррозионного элемента и напишите уравнения анодного и катодного процессов коррозии цинка в присутствии меди. Сделайте вывод.

**Опыт 3. Катодные и анодные защитные металлические покрытия.** В две пробирки налейте 0,5 объема дистиллированной воды и добавьте по 3 капли 2 н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и такое же количество  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . В одну пробирку поместите полоску оцинкованного, а в другую – луженого железа. Через несколько минут во второй пробирке появляется синее окрашивание раствора. Почему?

Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии оцинкованного и луженого железа и укажите, какое из изученных покрытий было анодным и какое – катодным.

**Опыт 4. Протекторная защита металлов от коррозии.** Налейте в пробирку 3 см<sup>3</sup> 0,2 н. раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> и добавьте 1 каплю 0,1 н. раствора K<sub>3</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>]. Опустите в пробирку кусочек луженого железа и защищенную наждачной бумагой алюминиевую проволоку, приведя их в контакт.

Составьте электрохимическую схему, образовавшегося коррозионного гальванического элемента, и запишите для него электродные процессы.

Объясните, почему в опыте не происходит окрашивания на границе металл–раствор? Поясните, какой металл окисляется и почему?

**Опыт 5. Влияние хлорид-ионов на коррозию алюминия.** В две пробирки поместите по 1 кусочку алюминия и добавьте в одну пробирку 2 см<sup>3</sup> CuSO<sub>4</sub>, в другую – CuCl<sub>2</sub> той же концентрации. Что наблюдается? В пробирку, содержащую CuSO<sub>4</sub>, добавьте немного кристаллического NaCl.

Результаты опыта оформите в виде табл. 17.

Таблица 17

**Влияние хлорид-ионов на коррозию алюминия**

Металл Al			
Электролит	CuSO <sub>4</sub>	CuCl <sub>2</sub>	CuSO <sub>4</sub> + NaCl
Наблюдаемые явления			

Объясните, в результате каких микрогальванических элементов происходит коррозия Al в исследуемых растворах.

Приведите ионно-электронные уравнения окислительно-восстановительных процессов и схемы образующихся при коррозии Al гальванических элементов (коррозия идет с водородной деполяризацией катодных участков).

Сделайте вывод о влиянии среды на скорость коррозии металла.

**Опыт 6. Пассивирование металлов.** Хорошо зачистите наждачной бумагой два стальных гвоздя. Налейте в пробирку 3-4 см<sup>3</sup> концентрированной HNO<sub>3</sub> (*работать под тягой!*) и поместите в пробирку гвоздь.

Что наблюдается? Удалите гвоздь из пробирки, промойте его водой, протрите фильтровальной бумагой и снова опустите в HNO<sub>3</sub>. Начинается ли реакция? После прекращения реакции, удалите гвоздь из пробирки, ополосните водой и опустите в пробирку с разбавленной H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Для сравнения в ту же пробирку поместите непассивированный гвоздь. На каком образце выделяется водород?

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

**Опыт 7. Применение ингибиторов.** Налейте в три пробирки по 3 см<sup>3</sup> разбавленной HCl. В одну из пробирок поместите кусочек цинка, во вторую – железные стружки, в третью – кусочек алюминия. Если в какой-то из пробирок реакция протекает медленно, нагрейте ее. Когда выделение водорода станет интенсивным, насыпьте в каждую из пробирок немного уротропина.

Запишите наблюдения, уравнения реакций и сделайте выводы.

**Опыт 8. Влияние ингибитора и стимулятора на скорость разрушения алюминия.** Налейте в три пробирки до 1/2 их объема 0,5 н. раствора CuSO<sub>4</sub>. Слегка подкислите растворы, прилив одинаковое количество 5-10 капель 0,2 н. раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Первую пробирку оставьте в качестве эталона, во вторую добавьте немного кристаллов NaCl, а в третью внесите кристаллы уротропина и слегка взболтайте растворы. Одновременно в три пробирки поместите кусочки алюминиевой проволоки.

Об интенсивности разрушения алюминия наблюдайте по величине слоя меди, выделившейся на алюминиевой проволоке, и количеству выделяющихся пузырьков газа.

В какой из пробирок ускоряется течение реакции и в какой замедляется по сравнению с контрольной. Напишите уравнения реакций, отражающих работу образовавшегося коррозионного гальванического элемента.

Сделайте вывод, какое из веществ является активатором, а какое ингибитором коррозии?

**Опыт 9. Электролиз раствора сульфата меди (II).** Электролизер заполните раствором CuSO<sub>4</sub>, вставьте угольные электроды, включите постоянный электрический ток и наблюдайте, что происходит на электродах. Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде. Какой газ выделяется на аноде? Сделайте вывод.

**Опыт 10. Электролиз раствора иодида калия.** Электролизер заполните раствором KI, к которому добавьте несколько капель раствора крахмала и 2-3 капли раствора фенолфталеина. Вставьте угольные электроды и включите постоянный электрический ток.

Наблюдаемые на электродах явления запишите в лабораторный журнал. Составьте схему электролиза и напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах. Сделайте вывод.

## Лабораторная работа № 7

### Химические свойства металлов

**Опыт 1. Взаимодействие металла с разбавленными неорганическими кислотами.** В пробирку поместите кусочек металла (Al, Zn, Fe, Sn, Pb, Cu) и добавьте 1 см<sup>3</sup> разбавленной серной кислоты. Что наблюдается? Такие же опыты проделайте с разбавленными соляной и азотной кислотами. Если реакция с кислотой идет медленно, подогрейте пробирку.

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

**Опыт 2. Взаимодействие металла с концентрированными неорганическими кислотами.**

В пробирку поместите кусочек металла и добавьте 1 см<sup>3</sup> концентрированной серной кислоты. Что наблюдается? Такой же опыт проделать с концентрированной азотной кислотой.

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

**Опыт 3. Зависимость скорости растворения металла от активности окислителя.** В две пробирки налейте по 5-7 капель 2 н. раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. В одну из них добавьте 1-2 капли раствора KMnO<sub>4</sub>, после чего в обе пробирки добавьте по кусочку цинка. В каком случае реакция протекает интенсивнее?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Дайте этому объяснение и подтвердите вывод расчётом ЭДС для первой и второй реакций.

**Опыт 4. Взаимодействие металлов с различными окислительными системами.** В три пробирки налейте по 1 см<sup>3</sup> 0,5 М раствора KNO<sub>3</sub>, в одну добавьте 1 см<sup>3</sup> концентрированного раствора KOH (NaOH), в другую – 1 см<sup>3</sup> разбавленной HCl, в третью – 1 см<sup>3</sup> сильно разбавленного раствора HNO<sub>3</sub>.

Во все три пробирки положите по кусочку цинка. Какой газ выделяется в каждой пробирке?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

## 15. ЗАДАНИЯ ДЛЯ ВЫПОЛНЕНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Номер варианта соответствует двум последним цифрам зачетной книжки студента.

1-15. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения.

1.  $\text{Li} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{LiH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Li}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4$   
 $\text{Be} \rightarrow \text{BeCl}_2 \rightarrow \text{Be}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Be}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{BeCl}_2$
2.  $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4$   
 $\text{Zn} \rightarrow (\text{Zn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{ZnSO}_4$
3.  $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$   
 $\text{Al} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6] \rightarrow \text{AlCl}_3$
4.  $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$   
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KCrO}_2 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$
5.  $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgOHCl} \rightarrow \text{MgCl}_2$   
 $\text{Sn} \rightarrow \text{SnCl}_2 \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{SnSO}_4$
6.  $\text{B}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 \rightarrow \text{B}_2\text{O}_3$   
 $\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4$
7.  $\text{CO}_2 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{Ba}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4$   
 $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NaAlO}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{NO}_3$
8.  $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HSiO}_3)_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3$   
 $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{KH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$
9.  $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}(\text{HSO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{FeOHSO}_4$   
 $\text{Pb} \rightarrow \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{K}_2[\text{Pb}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{PbSO}_4$
10.  $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mn}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{MnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$   
 $\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \rightarrow \text{ZnSO}_4$
11.  $\text{As}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{AsO}_4 \rightarrow \text{Ba}(\text{H}_2\text{AsO}_4)_2 \rightarrow \text{BaHAsO}_4 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{AsO}_4)_2$   
 $\text{Ni} \rightarrow \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Ni}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{NiOHCl} \rightarrow \text{NiCl}_2$

12.  $\text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$   
 $\text{Al} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlO}(\text{HCl})_2$
13.  $\text{Co} \rightarrow \text{Co}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Co}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Co}(\text{HCrO}_4)_2 \rightarrow \text{CoCrO}_4$   
 $\text{BiCl}_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Bi}(\text{OH})_2\text{ClO}_4 \rightarrow \text{BiOH}(\text{ClO}_4)_2 \rightarrow \text{Bi}(\text{ClO}_4)_3$
14.  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Pb}(\text{ClO}_3)_2 \rightarrow \text{PbOHClO}_3 \rightarrow \text{Pb}(\text{OH})_2$   
 $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow [\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeOHSO}_4$
15.  $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaH}_3\text{SiO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{H}_2\text{SiO}_4 \rightarrow \text{Na}_4\text{SiO}_4$   
 $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{AgCl} \rightarrow \text{AgOH} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S}$

16-23. Составьте химические и графические формулы соединений. Напишите уравнения диссоциации.

16. Ортокремниевая кислота, сульфат алюминия, гидросульфит магния, гидросульфид калия, гидрокарбонат бария, иодид гидроксонция, нитрат гидроксохрома (III), сульфат дигидроксожелеза (III).

17. Ортомышьяковая кислота, метасиликат натрия, ортофосфат аммония, ортоалюминат калия, гидросульфит никеля (III), гидрокарбонат магния, нитрат гидроксомагния, перхлорат дигидроксоалюминия.

18. Ортоарсенат калия, нитрат хрома (III), серная кислота, гидрометасиликат магния, гидросульфит натрия, нитрат гидроксоалюминия, хлорид гидроксохрома (III), нитрит меди (II).

19. Ортофосфорная кислота, метафосфат железа (III), гидросульфид цезия, перхлорат меди (II), гидросульфат магния, тригидроортосиликат натрия, нитрат гидроксоникеля (II), хлорид дигидроксоалюминия.

20. Ортосиликат натрия, ортоалюминиевая кислота, сульфат хрома (III), перхлорат меди (II), гидроортофосфат бария, гидросульфит никеля (III), хлорид гидроксомеди (II), нитрат гидроксомагния.

21. Метасиликат натрия, хромат алюминия, ортоборная кислота, сульфат железа (III), гидрокарбонат магния, гидросульфид калия, хлорид гидроксохрома (III), нитрат гидроксоникеля (II).

22. Сульфат висмута, нитрат магния, перманганат калия, цинкат натрия, гидроортофосфат никеля (III), карбонат тригидроксоолова (IV), гидросульфит стронция, манганат гидроксожелеза (II).

23. Сульфат натрия, тетраборат калия, ортосиликат магния, перманганат натрия, гидрокарбонат кальция, гидросульфид кальция, хлорид дигидроксожелеза (III), иодид гидроксомеди (II).

24-30. Назовите соединения, приведите их графические формулы и уравнения электролитической диссоциации.

24.  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{NaHSO}_3$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $(\text{ZnOH})_2\text{SeO}_4$ ,  $\text{FeOH}(\text{ClO}_4)_2$ .

25.  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ,  $\text{Cr}_2(\text{SeO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_3\text{CrO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ ,  $\text{Ni}(\text{HSO}_4)_3$ ,  $\text{CoOH}(\text{ClO}_4)_2$ ,  $(\text{MnOH})_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

26.  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ ,  $\text{K}_3\text{AsO}_3$ ,  $\text{RbHCO}_3$ ,  $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$ ,  $(\text{ZnOH})_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$ .

27.  $\text{H}_3\text{BO}_3$ ,  $\text{Na}_3\text{AlO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{TeO}_4$ ,  $\text{Ba}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Sr}(\text{HCO}_3)_2$ ,  $\text{K}_3\text{HSiO}_4$ ,  $\text{MnOHCl}$ ,  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4$ .

28.  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{BO}_2)_2$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Sn}(\text{OH})_2(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{AsO}_3$ ,  $\text{CdOHNO}_2$ ,  $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ .

29.  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{HPO}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{Co}(\text{OH})_2$ ,  $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{ZnOHNO}_3$ ,  $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ .

30.  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{K}_3\text{SbO}_4$ ,  $\text{Ni}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{MgOHNO}_3$ ,  $\text{Ni}(\text{OH})_2$ ,  $\text{FeOHHSO}_3$ ,  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ .

31-36. Приведите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде и названия всех возможных солей (кислых, основных, средних), образуемых при взаимодействии нижеперечисленных кислот и оснований.

31. а) гидроксид алюминия и серная кислота;  
б) гидроксид калия и ортофосфорная кислота.

32. а) гидроксид железа (III) и азотная кислота;  
б) гидроксид кальция и ортомьшьяковая кислота.

33. а) гидроксид железа (III) и серная кислота;  
б) гидроксид натрия и ортофосфорная кислота.
34. а) гидроксид кобальта (II) и сернистая кислота;  
б) гидроксид бария и сероводородная кислоты.
35. а) гидроксид магния и сернистая кислота;  
б) гидроксид меди (II) и азотная кислота.
36. а) гидроксид хрома (III) и серная кислота;  
б) гидроксид магния (II) и хромовая кислота.

37-39. Напишите формулы оксидов, соответствующие указанным гидроксидам. Укажите кислотно-основные свойства оксидов и подтвердите химическими реакциями в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Назовите полученные соединения.

37. KOH, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, Be(OH)<sub>2</sub>

38. Mg(OH)<sub>2</sub>, HNO<sub>3</sub>, Zn(OH)<sub>2</sub>

39. Ba(OH)<sub>2</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>

40. Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения солей (кислых, основных, средних) при взаимодействии гидроксидов H<sub>4</sub>SiO<sub>4</sub>, Mn(OH)<sub>2</sub>, Sn(OH)<sub>2</sub> с нижеперечисленными соединениями. Назовите полученные соли. Если взаимодействие не происходит, объясните причину. а) HCl; б) NaOH.

41. Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения солей (кислых, основных, средних) при взаимодействии гидроксидов H<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>, Al(OH)<sub>3</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub> с нижеперечисленными соединениями. Назовите полученные соли. Если взаимодействие не происходит, объясните причину. а) HNO<sub>3</sub>; б) Ca(OH)<sub>2</sub>.

42. Приведите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения солей (кислых, основных, средних) при взаимодействии гидроксидов H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, Ni(OH)<sub>2</sub>, Cr(OH)<sub>3</sub> с нижеперечисленными соединениями. Назовите полученные соли. Если взаимодействие не происходит, объясните причину. а) HBr; б) KOH.

43-45. Закончите уравнения реакций и назовите полученные соединения.

43.

- 1)  $\text{Li}_2\text{O} + \text{P}_2\text{O}_5 =$ ;
- 2)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{NaOH} =$ ;
- 3)  $\text{ZnO} + \text{Na}_2\text{O} =$ ;
- 4)  $\text{CO}_2 + \text{Mg}(\text{OH})_2 =$ ;
- 5)  $\text{CaOHNO}_3 + \text{HCl} =$ ;
- 6)  $\text{NaHCO}_3 + \text{NaOH} =$ ;
- 7)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NaOH} =$ ;
- 8)  $\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2 + \text{MgOHNO}_3 =$ ;
- 9)  $\text{KHSO}_4 + \text{RbOH} =$ ;
- 10)  $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ .

44.

- 1)  $\text{CaO} + \text{SiO}_2 =$ ;
- 2)  $\text{MgO} + \text{N}_2\text{O}_3 =$ ;
- 3)  $\text{BeO} + \text{CdO} =$ ;
- 4)  $\text{MnO}_3 + \text{CoO} =$ ;
- 5)  $\text{Cr}(\text{HS})_3 + \text{KOH} =$ ;
- 6)  $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3 + \text{HCl} =$ ;
- 7)  $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + \text{NaOH} =$ ;
- 8)  $\text{AlOHSO}_4 + \text{Al}(\text{HSO}_4)_3 =$ ;
- 9)  $\text{NaHSO}_4 + \text{CoOHCl} =$ ;
- 10)  $\text{Fe}(\text{HSO}_3)_2 + \text{NaOH} =$ .

45.

- 1)  $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{MgO} =$ ;
- 2)  $\text{Na}_2\text{O} + \text{HBrO} =$ ;
- 3)  $\text{Sb}_2\text{O}_5 + \text{K}_2\text{O} =$ ;
- 4)  $\text{CuO} + \text{N}_2\text{O}_5 =$ ;
- 5)  $\text{Ca}(\text{HCrO}_4)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$ ;
- 6)  $[\text{Bi}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + \text{HCl} =$ ;
- 7)  $\text{CoOHCl} + \text{HNO}_3 =$ ;
- 8)  $\text{KHSO}_4 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$ ;
- 9)  $\text{BaOHCl} + \text{NaHS} =$ ;
- 10)  $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_4 + \text{KHSO}_4 =$ .

46. Является ли эквивалент элемента постоянной величиной? Чему равны молярные массы эквивалентов хрома в его оксидах, содержащих 76,47; 68,42 и 52,0% хрома? Определите валентность хрома в каждом из этих оксидов и составьте их формулы.

47. Чему равен эквивалентный объем кислорода (н.у.)? На сжигание 0,5 г металла требуется 0,23 л кислорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента этого металла. Какой это металл, если его валентность равна двум?

48. Некоторый элемент образует водородное соединение, содержащее 8,9% водорода. Вычислите относительную атомную массу элемента, если в этом соединении он трехвалентен. Составьте формулу данного гидрида.

49. Чему равен эквивалентный объем водорода (н.у.)? Сколько литров водорода (н.у.) выделилось при растворении в кислоте 0,45 г металла, молярная масса эквивалента которого равна 20 г/моль?

50. На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты израсходовано 1,291 г гидроксида калия. Вычислите эквивалент и молярную массу эквивалента фосфористой кислоты, ее основность и напишите уравнение реакции нейтрализации.

51. Вычислите молярную массу эквивалента двухвалентного металла, если из 48,15 г его оксида можно получить 88,65 г его нитрата.

52. На нейтрализацию 7,33 г фосфорноватистой кислоты пошло 4,44 г гидроксида натрия. Вычислите эквивалент и молярную массу эквивалента фосфорноватистой кислоты, ее основность и напишите уравнение реакции нейтрализации.

53. Сколько граммов магния надо взять, чтобы получить такой же объем водорода, какой был получен при взаимодействии 26,97 г алюминия с кислотой? Молярные массы эквивалента магния и алюминия соответственно равны 12,16 и 8,99 г/моль.

54. На осаждение хлора, содержащегося в 0,666 г соли, израсходовано 0,644 г гидроксида калия. Вычислите молярную массу эквивалента соли.

55. При взаимодействии 2,5 г карбоната металла с азотной кислотой образовалось 4,1 г нитрата этого же металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

56. При пропускании сероводорода через раствор, содержащий 2,9 г хлорида некоторого металла, образуется 2,2 г его сульфида. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

57. На нейтрализацию 9,797 г ортофосфорной кислоты израсходовано 7,998 г гидроксида натрия. Вычислите молярную массу эквивалента, эквивалент и основность кислоты в этой реакции. На основании расчета напишите уравнение реакции.

58. Из 2,7 г оксида некоторого металла можно получить 6,3 г его нитрата. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

59. Из 1,3 г гидроксида некоторого металла можно получить 2,85 г его сульфата. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

60. Металл массой 4,086 г вытесняет из кислоты 1,4 л водорода (н.у.). Эта же масса металла вытесняет 12,95 г свинца из его солей. Вычислите молярную массу эквивалента свинца.

61. При взаимодействии 9,6 г неизвестного металла с концентрированным раствором азотной кислоты образуется соль двухвалентного металла и выделяется 4,48 л газа, содержащего 30,43% азота и 69,57% кислорода. Плотность газа по водороду равна 23. Назовите неизвестный металл.

62. При полном сгорании вещества, масса которого 6,9 г, образовались 13,2 г оксида углерода (IV) и 8,1 г воды. Относительная плотность пара этого вещества по воздуху 1,586. Определите формулу вещества.

63. Вещество содержит углерод, водород и бром. При полном сгорании 0,752 г этого вещества было получено 0,352 г оксида углерода (IV) и 0,144 г воды. После превращения всего брома в бромид серебра получено 1,505 г соли. Молярная масса вещества равна 188 г/моль. Определите формулу вещества.

64. При взаимодействии 19,2 неизвестного двухвалентного металла с разбавленным раствором азотной кислоты образуется соль и выделяется 4,48 л газа, содержащего 46,67% азота и 53,33% кислорода. Плотность газа по водороду равна 15. Определите металл и оксид азота.

65. Каковы простейшая и молекулярная формулы газообразного углеводорода, если в нем содержится 81,82% углерода и 18,18% водорода, а  $10^{-3}$  м<sup>3</sup> этого углеводорода (н.у.) весят 2,6 г?

66. Смесь алюминия с медью массой 6 г растворили в соляной кислоте. При этом выделилось 2,24 л водорода (н.у.). Определите процентный состав смеси.

67. Определите формулу оксида хлора, если при разложении 0,1 л этого оксида получилось 0,1 л кислорода и 0,05 л хлора (н.у.). Относительная плотность оксида по воздуху равна 2,34.

68. При полном сгорании некоторого вещества массой 2,66 г получилось 1,54 г диоксида углерода и 4,48 г диоксида серы. Определите формулу вещества и вычислите его молярную массу.

69. Вещество состоит из углерода, водорода и кислорода. При сжигании 0,9 г его получено 1,32 г оксида углерода (IV) и 0,54 г воды. Определите формулу вещества, если его молярная масса 180 г/моль.

70. Соединение углерода с водородом содержит 92,26% углерода и 7,74% водорода. Масса 61,5 мл данного соединения в газообразном состоянии, измеренного при температуре 27°C и под давлением 760 мм рт.ст., равна 0,195 г. Какова истинная формула соединения?

71. Соединение серы с фтором содержит 62,8% серы и 37,2% фтора. Масса 118 мл данного соединения в газообразном состоянии, измеренного при температуре 7°C и под давлением 740 мм рт.ст., равна 0,51 г. Какова истинная формула соединения?

72. При сгорании органического вещества массой 0,39 г образовались 1,32 г оксида углерода (IV) и 0,27 г воды. Определите формулу вещества, если его плотность по водороду равна 39.

73. При нагревании 1,225 г вещества выделилось 0,336 л кислорода (н.у.) и образовалось 0,745 г хлорида калия. Определите формулу вещества.

74. Определите формулу вещества, состоящего из углерода, водорода и кислорода. При сжигании 0,145 г его получено 0,33 г оксида углерода (IV) и 0,135 г воды. Относительная плотность пара этого вещества по водороду равна 29.

75. При сжигании 0,48 г некоторого соединения азота с водородом получено 0,54 г воды и 336 мл азота при температуре 0°C и под давлением 760 мм рт.ст. Плотность пара азотосодержащего соединения по воздуху 1,1. Определите истинную формулу соединения.

76. Определите массовую долю примесей в техническом хроме, если при действии избытка соляной кислоты на 5,3 г металла выделилось 2,24 л водорода (н.у.).

77. Сплав магния с алюминием, массой 1 г, выделяет из соляной кислоты 1,27 л водорода ( $T = 25^\circ\text{C}$ ,  $P = 750$  мм рт.ст.). Вычислите процентный состав сплава.

78. Раствор, содержащий 34,0 г нитрата серебра, смешивают с раствором, содержащим такую же массу хлорида натрия. Весь ли нитрат серебра вступит в реакцию? Определите массу образовавшегося осадка.

79. Сколько граммов кальция вступило в реакцию с водой, если объем выделившегося водорода ( $T = 26^\circ\text{C}$ ,  $P = 745$  мм рт.ст.) равен 480 мл?

80. К раствору, содержащему 0,2 г хлорида железа (III), прибавили 0,24 г гидроксида натрия. Определить массу образовавшегося осадка.

81. Какой объем ацетилена ( $T = 20^\circ\text{C}$ ,  $P = 732$  мм рт.ст.) можно получить взаимодействием воды с 0,80 кг карбида кальция, содержащего 6% примеси?

82. Сплав алюминия с кремнием массой 5 г растворили в избытке соляной кислоты, выделилось 4,48 л газа ( $T = 18^\circ\text{C}$ ,  $P = 120$  кПа). Определите процентный состав сплава.

83. Смешано 7,3 г соляной кислоты с 4,0 г нитрата свинца (II). Определите массу полученной соли.

84. Какая масса природного известняка, содержащего 90 мас. %  $\text{CaCO}_3$ , потребуется для получения 7,0 т негашеной извести? Какой объем газа выделится ( $T = 600^\circ\text{C}$ ,  $P = 750$  мм рт.ст.)?

85. Через раствор, содержащий 7,4 г гидроксида кальция, пропустили 3,36 л диоксида углерода ( $T = 23^\circ\text{C}$ ,  $P = 720$  мм рт.ст.). Определите массу вещества, образовавшегося в результате реакции.

86. При обработке раствором гидроксида натрия 3,90 г смеси алюминия с его оксидом выделилось 840 мл газа ( $T = 25^\circ\text{C}$ ,  $P = 753$  мм рт.ст.). Определите массовые доли алюминия и его оксида в исходной смеси.

87. Порошок частично окисленного магния, массой 5,10 г, обрабатывали соляной кислотой. При этом выделилось 3,74 л газа ( $T = 26^\circ\text{C}$ ,  $P = 764$  мм рт.ст.). Какова массовая доля, в процентах, магния в образце?

88. Из навески чугунных стружек массой 3,4260 г после соответствующей обработки получили 0,0998 г диоксида кремния. Вычислите массовую долю кремния в анализируемом чугуне.

89. При взаимодействии соляной кислоты с 1,20 г сплава магния с алюминием выделилось 1,42 л водорода ( $T = 23^\circ\text{C}$ ,  $P = 100,7$  кПа). Вычислите массовую долю магния и алюминия в сплаве.

90. Для определения содержания хлорида натрия в техническом нитрате натрия 2,00 г последнего растворили в воде и к полученному раствору добавили в избытке раствор нитрата серебра. Полученный осадок промыли и высушили. Масса осадка оказалась равной 0,287 г. Найдите массу и массовую долю, в процентах, хлорида натрия в исходном образце.

91-107. *Приведите полную и характеристическую формулы атомов в нормальном и возбужденном состояниях. Приведите графическую электронную формулу валентных подуровней элементов в нормальном и возбужденном состояниях, укажите возможные валентности. Приведите формулы гидридов и оксидов, соответствующие высшим степеням окисления этих элементов.*

91. Селен, марганец, фтор.
92. Алюминий, сурьма, скандий.
93. Натрий, иод, ртуть.
94. Бром, кислород, серебро.
95. Олово, литий, ванадий.
96. Хлор, германий, хром.
97. Теллур, молибден, азот.
98. Барий, ниобий, фосфор.
99. Стронций, кремний, гафний.
100. Франций, углерод, вольфрам.
101. Бериллий, сера, технеций.
102. Магний, иод, железо.
103. Цезий, кобальт, селен.
104. Германий, никель, бор.
105. Свинец, молибден, кремний.

106-120. *Напишите электронную формулу атома элемента, назовите его и укажите к какому семейству он относится, если значения квантовых чисел ( $n$ ,  $l$ ,  $m_l$ ,  $m_s$ ) электронов внешнего электронного уровня следующие:*

106.  $3,2,-2,+1/2$ ;  $3,2,-1,+1/2$ ;  $3,2,0,+1/2$ ;  $3,2,+1,+1/2$ ;  $3,2,+2,+1/2$ ;  
 $3,2,+2,-1/2$ ;  $4,0,0,+1/2$ ;  $4,0,0,-1/2$ .

107.  $4,0,0,+1/2$ ;  $4,0,0,-1/2$ ;  $3,2,-2,+1/2$ ;  $3,2,-1,+1/2$ ;  $3,2,0,+1/2$ ;  
 $3,2,1,+1/2$ ;  $3,2,2,+1/2$ .

108.  $3,0,0,+1/2$ ;  $3,0,0,-1/2$ ;  $3,1,-1,+1/2$ ;  $3,1,0,+1/2$ .

109.  $4,0,0,+1/2$ ;  $4,0,0,-1/2$ ;  $4,1,-1,+1/2$ ;  $4,1,0,+1/2$ ;  $4,1,1,+1/2$ ;  $4,1,-1,-1/2$ .

110.  $2,0,0,+1/2$ ;  $2,0,0,-1/2$ ;  $2,1,-1,+1/2$ .

111.  $4,0,0,+1/2$ ;  $4,0,0,-1/2$ ;  $3,2,-2,+1/2$ ;  $3,2,-1,+1/2$ ;  $3,2,0,+1/2$ ;  $3,2,1,+1/2$ ;  $3,2,2,+1/2$ ;  $3,2,-2,-1/2$ ;  $3,2,-1,-1/2$ ;  $3,2,0,-1/2$ ;  $3,2,1,-1/2$ ;  $3,2,2,-1/2$ .

112.  $4,0,0,+1/2$ ;  $4,0,0,-1/2$ ;  $3,2,-2,+1/2$ ;  $3,2,-1,+1/2$ ;  $3,2,0,+1/2$ ;  $3,2,1,+1/2$ ;  $3,2,2,+1/2$ ;  $3,2,-2,-1/2$ .

113.  $5,0,0,+1/2$ ;  $5,0,0,-1/2$ ;  $5,1,-1,+1/2$ ;  $5,1,0,+1/2$ ;  $5,1,1,+1/2$ ;  $5,1,-1,-1/2$ ;  $5,1,0,-1/2$ .

114.  $6,0,0,+1/2$ ;  $6,0,0,-1/2$ ;  $5,2,-2,+1/2$ ;  $5,2,-1,+1/2$ ;  $5,2,0,+1/2$ ;  $5,2,1,+1/2$ ;  $5,2,2,+1/2$ .

115.  $6,0,0,+1/2$ ;  $6,0,0,-1/2$ ;  $5,2,-2,+1/2$ ;  $5,2,-1,+1/2$ ;  $5,2,0,+1/2$ .

116.  $4,0,0,+1/2$ ;  $4,0,0,-1/2$ ;  $4,1,-1,+1/2$ ;  $4,1,0,+1/2$ ;  $4,1,1,+1/2$ ;  $4,1,-1,-1/2$ ;  $4,1,0,-1/2$ ;  $4,1,-1,-1/2$ .

117.  $5,0,0,+1/2$ ;  $5,0,0,-1/2$ ;  $5,1,-1,+1/2$ ;  $5,1,0,+1/2$ ;  $5,1,1,+1/2$ ;  $5,1,-1,-1/2$ ;  $5,1,0,-1/2$ ;  $5,1,1,-1/2$ .

118.  $5,0,0,+1/2$ ;  $5,0,0,-1/2$ ;  $4,2,-2,+1/2$ ;  $4,2,-1,+1/2$ ;  $4,2,0,+1/2$ ;  $4,2,1,+1/2$ ;  $4,2,2,+1/2$ .

119.  $3,0,0,+1/2$ ;  $3,0,0,-1/2$ ;  $3,1,-1,+1/2$ ;  $3,1,0,+1/2$ ;  $3,1,1,+1/2$ ;  $3,1,-1,-1/2$ ;  $3,1,0,-1/2$ ;  $3,1,1,-1/2$ .

120.  $2,0,0,+1/2$ ;  $2,0,0,-1/2$ ;  $2,1,-1,+1/2$ ;  $2,1,0,+1/2$ ;  $2,1,1,+1/2$ ;  $2,1,-1,-1/2$ .

121. Опишите строение частиц  $\text{PH}_3$ ,  $\text{PO}_4^{-3}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО фосфора, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{PH}_3$ ? Полярна ли молекула  $\text{PH}_3$  (дайте обоснованный ответ)?

122. Опишите строение частиц  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{AsO}_3^{-3}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО мышьяка, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{AsH}_3$ ? Полярна ли молекула (дайте обоснованный ответ)?

123. Опишите строение частиц  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}_3^{-2}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО углерода, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{CO}_2$ ? Полярна ли молекула (дайте обоснованный ответ)?

124. Опишите строение частиц  $\text{HClO}_3$ ,  $\text{ClO}_2$  методом валентных связей: тип гибридизации АО хлора, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярна ли молекула  $\text{ClO}_2$  (дайте обоснованный ответ)?

125. Опишите строение частиц  $\text{NH}_3$  и  $\text{NO}_3^-$  методом валентных связей: тип гибридизации АО азота, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярна ли молекула  $\text{NH}_3$  (дайте обоснованный ответ)?

126. Опишите строение частиц  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3^{-2}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО серы, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{SO}_2$ ? Полярна ли молекула  $\text{SO}_2$  (дайте обоснованный ответ)?

127. Опишите строение частиц  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{SO}_4^{-2}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО серы и кислорода, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярна ли молекула  $\text{H}_2\text{O}$  (дайте обоснованный ответ)?

128. Опишите строение частиц  $\text{CH}_4$ ,  $\text{HPO}_3^{-2}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО фосфора и углерода, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярна ли молекула  $\text{CH}_4$  (дайте обоснованный ответ)?

129. Опишите строение частиц  $\text{AsH}_3$ ,  $\text{AsO}_4^{-3}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО мышьяка, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{AsH}_3$ ? Полярна ли молекула  $\text{AsH}_3$  (дайте обоснованный ответ)?

130. Опишите строение частиц  $\text{SbH}_3$ ,  $\text{SbO}_4^{-3}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО сурьмы, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{SbH}_3$ ? Полярна ли молекула  $\text{SbH}_3$  (дайте обоснованный ответ)?

131. Опишите строение частиц  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{AlO}_2^-$  методом валентных связей: тип гибридизации АО алюминия, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{AlCl}_3$ ? Полярна ли молекула  $\text{AlCl}_3$  (дайте обоснованный ответ)?

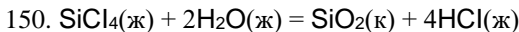
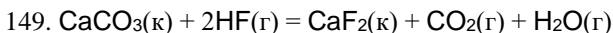
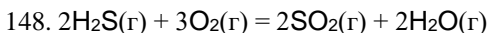
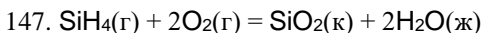
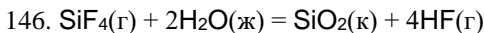
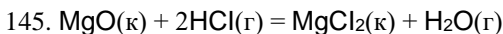
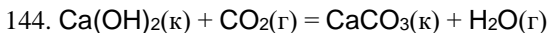
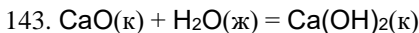
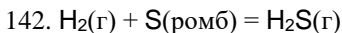
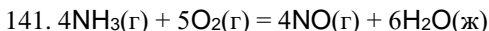
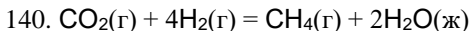
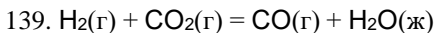
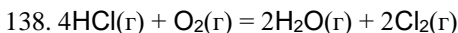
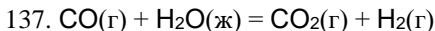
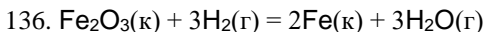
132. Опишите строение частиц  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ,  $\text{SF}_6^{-2}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО серы, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ? Полярна ли молекула  $\text{SO}_2\text{Cl}_2$ ?

133. Опишите строение частиц  $\text{H}_3\text{PO}_2$ ,  $\text{PH}_3$  методом валентных связей: тип гибридизации АО фосфора: число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{PH}_3$ ? Полярна ли молекула  $\text{H}_3\text{PO}_2$  (дайте обоснованный ответ)?

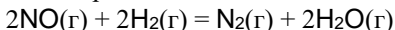
134. Опишите строение частиц  $\text{SiO}_2$ ,  $\text{SiO}_3^{-2}$  методом валентных связей: тип гибридизации АО кремния, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{SiO}_2$ ? Полярна ли молекула  $\text{SiO}_2$  (дайте обоснованный ответ)?

135. Опишите строение частиц  $\text{SO}_3^{-2}$ ,  $\text{SOCl}_2$  методом валентных связей: тип гибридизации АО хлора, число и тип связей, геометрическую форму и угол между связями. Локализованные или делокализованные  $\pi$ -связи в этих частицах? Полярны ли связи в  $\text{SOCl}_2$ ? Полярна ли молекула  $\text{SOCl}_2$  (дайте обоснованный ответ)?

136- 150. Пользуясь справочными данными определите возможность протекания реакции в стандартных условиях, ее тепловой эффект и изменение энтропии. Напишите термохимическое уравнение реакции:

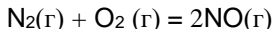


151. Начальные концентрации  $\text{NO}$ ,  $\text{H}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$  в гомогенной системе



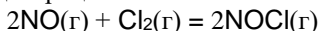
соответственно равны 0,1; 0,05 и 0,1 моль/л. Вычислите равновесные концентрации  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$  и  $\text{H}_2\text{O}$ , если равновесная концентрация  $[\text{NO}] = 0,07$  моль/л. Чему равна константа равновесия?

152. При некоторой температуре константа равновесия гомогенной системы



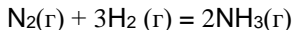
равна  $4,1 \cdot 10^{-4}$ . Вычислите равновесную концентрацию кислорода, если равновесные концентрации  $\text{N}_2$  и  $\text{NO}$  соответственно равны 0,1 и 0,05 моль/л.

153. Исходные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{Cl}_2$  в гомогенной системе



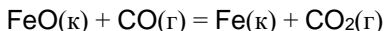
составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20%  $\text{NO}$ .

154. При некоторой температуре константа равновесия гомогенной системы



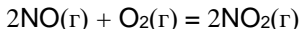
равна 0,1. Равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и начальную концентрацию азота.

155. При некоторой температуре константа равновесия гомогенной системы



равна 0,5. Вычислите равновесные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$ , если начальные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{CO}_2$  соответственно равны 0,05 и 0,01 моль/л.

156. Равновесие гомогенной системы



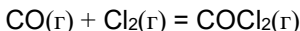
установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:  $[\text{NO}] = 0,08$ ;  $[\text{O}_2] = 0,03$ ;  $[\text{NO}_2] = 0,01$  (моль/л). Вычислите константу равновесия и исходные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ .

157. Как влияет на равновесие гомогенной системы



а) добавление  $\text{CO}_2(\text{г})$ ; б) добавление  $\text{C(к)}$ ; в) повышение температуры; г) повышение давления; д) введение катализатора; е) удаление  $\text{CO}(\text{г})$ ?

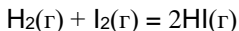
158. Равновесие гомогенной системы



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ:

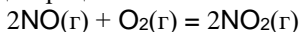
$[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = [\text{COCl}_2] = 0,001 \text{ моль/л}$ . Определите константу равновесия и исходные концентрации  $\text{CO}$  и  $\text{Cl}_2$ .

159. При некоторой температуре константа скорости гомогенной реакции



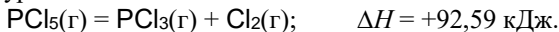
равна 0,16. Исходные концентрации реагирующих веществ были  $[\text{H}_2] = 0,04 \text{ моль/л}$ ,  $[\text{I}_2] = 0,05 \text{ моль/л}$ . Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость при  $[\text{H}_2] = 0,03 \text{ моль/л}$ .

160. Начальные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$  в гомогенной системе



соответственно равны 0,02 и 0,03 моль/л. Вычислите равновесные концентрации  $\text{NO}$  и  $\text{O}_2$ , если равновесная концентрация  $\text{NO}_2$  составляет  $2,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$ . Чему равна константа равновесия?

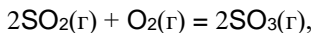
161. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению



Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию  $\text{PCl}_5$ , чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции?

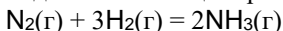
162. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе, если температуру повысить от 10 до 100°C? Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.

163. Рассчитайте, как изменится скорость прямой и обратной реакции в гомогенной системе



если уменьшить объем, занимаемый газами, в 2 раза. Сместится ли при этом равновесие системы? В каком направлении?

164. Почему изменение давления смещает равновесие системы



и не смещает равновесие системы  $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = 2\text{NO}(\text{г})$ ?

Рассчитайте изменение скорости прямой и обратной реакций в этих системах до и после изменения давления в 2 раза.

165. При 80°C некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Сколько потребуется времени для проведения той же реакции: а) при 120°C; б) при 60°C? Температурный коэффициент данной реакции равен 2.

166. Какой объем 0,03 н. раствора ортофосфорной кислоты прореагирует с 250 г 4%-го раствора гидроксида натрия до образования гидроортофосфата натрия?

167. Какой объем 8 н. раствора серной кислоты необходим для реакции с 2,65 л 18%-го раствора карбоната натрия ( $\rho = 1,2 \text{ г/см}^3$ )? Какой объем займет выделившийся газ (н.у.)?

168. Для образования средней соли к 40 мл раствора серной кислоты ( $\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$ ) оказалось достаточным прибавить 43,2 мл 7%-го раствора гидроксида калия ( $\rho = 1,06 \text{ г/см}^3$ ). Определите процентную концентрацию раствора серной кислоты.

169. Какой объем газа (н.у.) выделится, если к 230 г 15%-го раствора карбоната натрия прилить 220 г 20%-го раствора хлороводорода?

170. К 250 г 12%-го раствора нитрата серебра прибавили 30 мл 1М раствора хлорида натрия. Определите массу образовавшегося осадка.

171. Сколько граммов двуводного хлорида бария потребуется для взаимодействия с 750 мл 0,12 н. раствора серной кислоты?

172. Какой объем 0,1 н. раствора гидроксида кальция следует прибавить к 162 г 5%-го раствора гидрокарбоната кальция для образования средней соли?

173. Рассчитайте какой объем 0,1 н. раствора азотной кислоты можно приготовить из 0,7 л раствора азотной кислоты с массовой долей 30% ( $\rho = 1,18 \text{ г/см}^3$ )?

174. Какой объем 6%-го раствора ( $\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$ ) хлороводородной кислоты следует прибавить к 400 мл 12 н. раствора нитрата серебра для образования осадка?

175. К 300 мл 18%-ного раствора карбоната натрия ( $\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$ ) добавили 500 мл 6%-го раствора серной кислоты ( $\rho = 1,04 \text{ г/см}^3$ ). Какой объем 2,5 н. раствора серной кислоты потребуется для взаимодействия с оставшейся содой?

176. Какой объем 4 н. раствора гидроксида калия требуется для взаимодействия при нагревании с 1,6 л насыщенного раствора сульфата аммония, содержащего 43% соли ( $\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$ )? Вычислите объем, который займет выделившийся аммиак при н.у.

177. Какой объем 98%-го раствора серной кислоты ( $\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$ ) необходим для перевода в раствор 10 г меди? Какой объем газа (н.у.) выделится при этом?

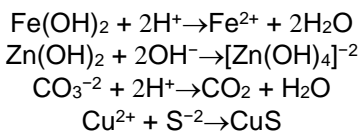
178. Какой объем 4,5%-го раствора серной кислоты ( $\rho = 1,03 \text{ г/см}^3$ ) необходим для взаимодействия с 50 г технического гидрокарбоната натрия, содержащего 16% не разлагаемых кислотой примесей?

179. Какой объем оксида углерода (IV) (н.у.) следует пропустить через 1,6 л 25%-го раствора гидроксида калия ( $\rho = 1,23 \text{ г/см}^3$ ) для получения гидрокарбоната калия? Вычислите массу полученного гидрокарбоната калия.

180. К 400 г цинка прибавили 2 л 20%-го раствора хлороводородной кислоты ( $\rho = 1,1 \text{ г/см}^3$ ). Вычислите массу непрореагировавшего цинка и объем выделившегося водорода ( $T = 37^\circ\text{C}$ ;  $P = 103,31 \text{ кПа}$ ).

181. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих в растворе между: а)  $\text{KHSO}_3$  и  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и  $\text{NaOH}$ ; в)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; г)  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . Какие из этих реакций практически необратимы и почему?

182. Составьте молекулярные уравнения для реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:



Какие из этих реакций практически необратимы и почему?

183. Растворы каких веществ надо слить для получения осадков  $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{Bi}_2\text{S}_3$ ,  $\text{BaSO}_4$  и  $\text{PbCl}_2$ ? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

184. Сливают растворы: а)  $\text{CaCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ; г)  $\text{KOH}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . В каких случаях и почему произойдут реакции? Составьте для них молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

185. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих в растворах между: а)  $\text{Cd}(\text{OH})_2$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{AgNO}_3$ ; в)  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{KOH}$ ; г)  $\text{K}_2\text{S}$  и  $\text{HCl}$ .

186. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих в растворе между: а)  $\text{KHCO}_3$  и  $\text{KOH}$ ; б)  $\text{NaOH}$  и  $\text{Cr}(\text{OH})_3$ ; в)  $\text{ZnOHCl}$  и  $\text{HCl}$ ; г)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{H}_2\text{S}$ . Какие из этих реакций практически необратимы и почему?

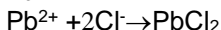
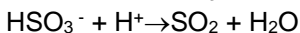
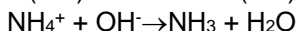
187. Растворы каких веществ надо слить для получения осадков  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{CaCO}_3$ ,  $\text{AgCl}$  и  $\text{CuS}$ ? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

188. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих в растворах между: а)  $\text{BaCl}_2$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ ; б)  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; в)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{KOH}$ ; г)  $\text{KHS}$  и  $\text{HCl}$ .

189. К растворам каждого из веществ:  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$ ,  $\text{KHCO}_3$  прилили избыток раствора гидроксида калия. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

190. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих в растворе между: а)  $\text{KHS}$  и  $\text{HNO}_3$ ; б)  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{FeSO}_4$ ; г)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и  $\text{NaOH}$ . Какие из этих реакций практически необратимы и почему?

191. Составьте молекулярные уравнения для реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:



Какие из этих реакций практически необратимы и почему?

192. Сливают растворы: а)  $\text{CuCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ; б)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{KOH}$ ; в)  $\text{H}_2\text{S}$  и  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ ; г)  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . В каких случаях и почему произойдут реакции? Составьте для них молекулярные и ионно-молекулярные уравнения.

193. К растворам каждого из веществ  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Al}(\text{OH})_3$  и  $\text{KHCO}_3$  прилили избыток раствора серной кислоты. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

194. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, происходящих в растворе между: а)  $\text{KHSO}_4$  и  $\text{NaOH}$ ; б)  $\text{Sr}(\text{OH})_2$  и  $\text{HNO}_3$ ; в)  $\text{Cr}(\text{OH})_3$  и  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; г)  $\text{CuSO}_4$  и  $\text{NaOH}$ . Какие из этих реакций практически необратимы и почему?

195. Растворы каких веществ надо слить для получения осадков  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_3$ ,  $\text{PbCl}_2$  и  $\text{CdS}$ ? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

196. Что называется ионным произведением воды? Вычислите  $\text{pH}$  и  $\text{pOH}$  0,01 н. раствора уксусной кислоты, степень диссоциации которой в этом растворе равна 4,25%.

197. Вычислите  $\text{pH}$  раствора при  $\alpha = 1$ , если 2 мл 96%-ной серной кислоты ( $\rho = 1,840 \text{ г/см}^3$ ) разбавили до трех литров.

198. Вычислите  $\text{pH}$  раствора при  $\alpha = 70\%$ , если 100 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия ( $\rho = 1,328 \text{ г/см}^3$ ) разбавили до 0,75 л.

199. Чему равен pH раствора, в литре которого содержится 0,0051 г гидроксид-ионов?

200. Вычислите pH 3,12%-ного раствора хлороводородной (соляной) кислоты ( $\rho = 1,015 \text{ г/см}^3$ ) при  $\alpha = 1$ .

201. Чему будет равно значение pH раствора, в 3 л которого содержится 0,0056 г гидроксида калия?

202. Чему будет равно значение pH раствора, если 1 г 72%-ной азотной кислоты разбавили до 3,3 л при  $\alpha = 1$ ?

203. Вычислите pH раствора при  $\alpha = 1$ , если 2 мл 72%-ной азотной кислоты ( $\rho = 1,43 \text{ г/см}^3$ ) разбавили до двух литров.

204. Могут ли pH и pOH быть равны нулю? в каком случае? Чему равны pH и pOH раствора, концентрация ионов водорода в котором равна  $10^{-4}$  моль/л?

205. Что называется водородным и гидроксильным показателем? Вычислите pH и pOH 0,1 н. раствора циановодорода.

206. Чему будет равно значение pH раствора, если 5 г 98%-ной серной кислоты ( $\rho = 1,96 \text{ г/см}^3$ ) разбавили до 5 л при  $\alpha = 1$ .

207. Вычислите pH раствора, в 3 л которого содержится 0,39 моль аммиака, если константа диссоциации  $\text{NH}_4\text{OH}$  равна  $1,77 \cdot 10^{-5}$ .

208. В 10 л раствора содержится 1 г гидроксида натрия. Вычислите pH и pOH этого раствора при  $\alpha = 1$ .

209. В 5 л раствора содержится 1 г серной кислоты. Вычислите pH и pOH этого раствора при  $\alpha = 1$ .

210. Чему равен pH раствора, в 10 л которого содержится 0,01065 г хлористого водорода?

211. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза растворов солей  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ . Какие из перечисленных растворов имеют  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} > 7$ ?

212. Какую реакцию имеют растворы солей  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{CO}_3$  и  $\text{NaCN}$ ? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

213. Почему растворы  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{NaF}$  имеют щелочную, а растворы  $\text{ZnSO}_4$  и  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  кислую реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

214. Как зависит степень гидролиза от температуры? Почему? В какую сторону сместится равновесие гидролиза  $\text{NaCN}$ , если к раствору прибавить: а) щелочь; б) кислоту; в) хлорид аммония?

215. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов: а)  $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ; б)  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

216. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу:  $\text{FeCl}_2$  или  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{MgCl}_2$  или  $\text{ZnCl}_2$ ,  $\text{NaCH}_3\text{COO}$  или  $\text{NaCN}$ ? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций.

217. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{ZnSO}_4$ ,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ . Какие из перечисленных растворов имеют  $\text{pH} < 7$ ,  $\text{pH} > 7$ ?

218. Какую реакцию имеют растворы солей  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ ? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

219. Почему растворы  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{NaCN}$  имеют щелочную, а растворы  $\text{MgSO}_4$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$  – кислую реакцию? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

220. Как зависит степень гидролиза от разбавления раствора? Почему? В какую сторону сместится равновесие гидролиза  $\text{CuSO}_4$ , если к раствору прибавить: а) щелочь; б) кислоту; в) хлорид аммония?

221. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов: а)  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; б)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .

222. Какая из двух солей при равных условиях в большей степени подвергается гидролизу:  $\text{TiCl}_2$  или  $\text{TiCl}_3$ ;  $\text{SnCl}_2$  или  $\text{SnCl}_4$ ;  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  или  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ? Почему? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций.

223. Как будут действовать на лакмус растворы солей  $\text{K}_2\text{S}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ ? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

224. Почему растворы  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  имеют слабокислую,  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  – щелочную,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$  – нейтральную,  $\text{CuSO}_4$  – кислую реакцию? Какие из перечисленных солей подвергаются гидролизу? Ответ подтвердите ионно-молекулярными и молекулярными уравнениями.

225. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза солей  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{K}_3\text{PO}_4$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Какие из перечисленных растворов имеют кислую реакцию, какие щелочную?

226. Составьте координационные формулы, назовите и напишите уравнения диссоциации комплексных соединений  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CoCl}_3 \cdot 3\text{NH}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$ ;  $\text{Co}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$  в водных растворах. Координационное число кобальта равно 6.

227. Определите заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях:  $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{Na}[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]$ ;  $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2$ . Назовите соединения, напишите уравнения их диссоциации и выражения констант нестойкости комплексных ионов.

228. Определите заряд ( $x$ ) следующих ионов: а)  $[\text{PtCl}(\text{OH})_5]^x$ ; б)  $[\text{Pd}(\text{NH}_3)_2(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}]^x$ ; в)  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_4(\text{NH}_3)_2]^x$ ; г)  $[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]^x$ . Степени окисления центральных атомов: а) +4, б) +2, в) +3, г) +3. Напишите уравнения диссоциации и выражения констант нестойкости комплексных ионов.

229. Определите заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях:  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ;  $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ ;  $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_3(\text{NH}_3)\text{Cl}_2]\text{Cl}$ . Назовите соединения, напишите уравнения их диссоциации и выражения констант нестойкости комплексных ионов.

230. Растворы солей кадмия образуют со щелочами осадок  $\text{Cd}(\text{OH})_2$ , а с сероводородом – осадок  $\text{CdS}$ . Чем можно объяснить, что раствор тетрацианокадмата (II) калия образует осадок с сероводородом и не образует осадка со щелочью? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения указанных реакций.

231. Иодид серебра растворяется в  $\text{KCN}$  и не растворяется в аммиаке. Напишите молекулярное и ионное уравнения этой реакции. Исходя из этого решите, какой комплексный ион:  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  или  $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$  имеет меньшее значение константы нестойкости. Напишите выражение констант нестойкости указанных комплексных ионов.

232. Составьте координационные формулы, назовите и напишите уравнения диссоциации комплексных соединений  $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{KCl}$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot 4\text{NH}_3$ ;  $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$  в водных растворах. Координационное число платины равно 4.

233. Определите заряд (x) следующих ионов: а)  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})]^x$ , б)  $[\text{CrCl}(\text{OH})_5]^x$ ; в)  $[\text{Co}(\text{NO}_2)_5(\text{NH}_3)]^x$ ; г)  $[\text{Sn}(\text{OH})_2\text{F}_4]^x$ . Степени окисления комплексообразователей: а) +2, б) +3, в) +3, г) +2. Напишите уравнения диссоциации и выражения констант нестойкости комплексных ионов.

234. Составьте координационные формулы пяти комплексных соединений, которые можно получить из сочетания частиц  $\text{Co}^{2+}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}_2^-$ ,  $\text{K}^+$ . Назовите и напишите уравнения их диссоциации в водных растворах. Координационное число кобальта равно 4.

235. Гидроксид кадмия растворяется в  $\text{KCN}$  и не растворяется в щелочи. Напишите молекулярное и ионное уравнения этой реакции. Исходя из этого решите, какой комплексный ион:  $[\text{Cd}(\text{OH})_4]^{-2}$  или  $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{-2}$  имеет большее значение константы нестойкости. Напишите выражение констант нестойкости указанных комплексных ионов.

236. Растворы солей меди образуют со щелочами осадок  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , а с сероводородом – осадок  $\text{CuS}$ . Чем можно объяснить, что концентрированный раствор сульфата тетраамминмеди (II) образует осадок с сероводородом и не образует осадка со щелочью? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения указанных реакций.

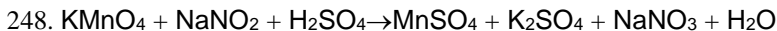
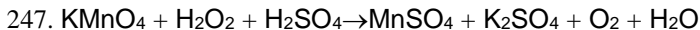
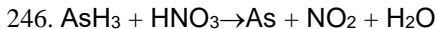
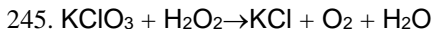
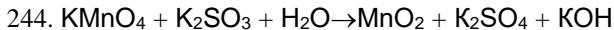
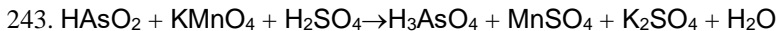
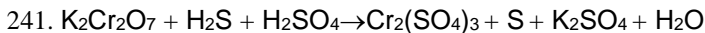
237. Определите заряд комплексного иона, координационное число и степень окисления комплексообразователя в соединениях:  $\text{Ca}_2[\text{CoF}_6]$ ;  $\text{K}[\text{Cr}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$ ;  $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]\text{Br}$ . Назовите соединения, напишите уравнения диссоциации соединений и выражения констант нестойкости комплексных ионов.

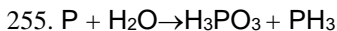
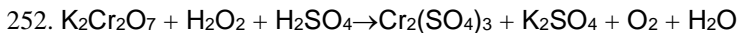
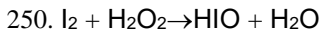
238. Чем можно объяснить, что при действии хлорида калия на продукт взаимодействия нитрата серебра с аммиаком осадок хлорида серебра не образуется, тогда как с иодидом калия образуется осадок иодида серебра? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

239. Почему при добавлении азотной кислоты к раствору хлорида диамминсеребра (I) образуется осадок хлорида серебра? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции, диссоциацию комплексного иона и выражение его константы нестойкости.

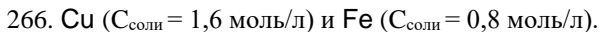
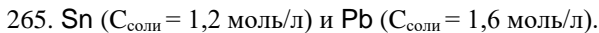
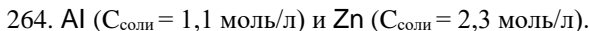
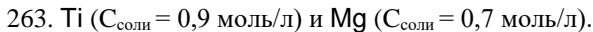
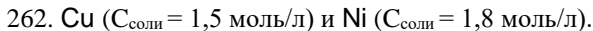
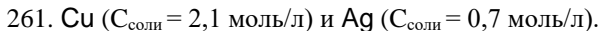
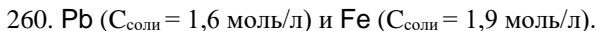
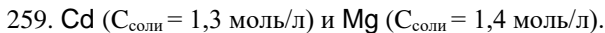
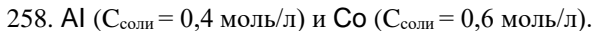
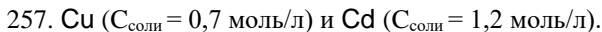
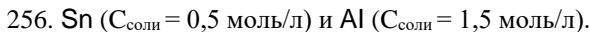
240. При добавлении цианида калия к раствору сульфата тетраамминцинка образуется растворимый тетрацианоцинкат калия. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Константа нестойкости какого иона больше? Почему?

241-255. *Уравняйте реакции ионно-электронным методом, укажите Окислитель и восстановитель, рассчитайте ЭДС, определите направление протекания реакции и ее тип:*





256-270. Составьте схему гальванического элемента, состоящего из двух металлических пластин, опущенных в растворы их солей. Напишите уравнения электродных процессов. Вычислите ЭДС гальванического элемента.



267. Ni ( $C_{\text{соли}} = 1,4$  моль/л) и Fe ( $C_{\text{соли}} = 0,6$  моль/л).

268. Mg ( $C_{\text{соли}} = 1,9$  моль/л) и Fe ( $C_{\text{соли}} = 1,6$  моль/л).

269. Sn ( $C_{\text{соли}} = 2,2$  моль/л) и Co ( $C_{\text{соли}} = 1,3$  моль/л).

270. Mg ( $C_{\text{соли}} = 2,6$  моль/л) и Cu ( $C_{\text{соли}} = 0,4$  моль/л).

271. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $136^\circ\text{C}$ , 456 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 113,3 г расплава  $\text{CrCl}_3$ .

272. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора  $\text{SnCl}_2$  и  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $108^\circ\text{C}$ , 4 атм.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 13,8 г расплава  $\text{SnCl}_2$ .

273. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{CaCl}_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $258^\circ\text{C}$ , 8 атм.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 9 г расплава  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ .

274. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  и  $\text{ZnCl}_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $118^\circ\text{C}$ , 126 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 18,2 г расплава  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

275. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора  $\text{KNO}_2$  и  $\text{AlCl}_3$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $131^\circ\text{C}$ , 516 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 11,2 г расплава  $\text{KNO}_2$ .

276. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и  $\text{NaCl}$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $125^\circ\text{C}$ , 128 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 106,3 г расплава  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

277. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и  $\text{CrCl}_3$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $16^\circ\text{C}$ , 45 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 13,7 г расплава  $\text{CrCl}_3$ .

278. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{NaI}$  и  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $302^\circ\text{C}$ , 541 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 68,9 г расплава  $\text{NaI}$ .

279. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{ZnBr}_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $501^\circ\text{C}$ , 851 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 74,1 г расплава  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ .

280. Составить схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{K}_2\text{SO}_4$  и  $\text{PbCl}_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $107^\circ\text{C}$ , 325 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 89,6 г расплава  $\text{K}_2\text{SO}_4$ .

281. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{CrCl}_3$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $69^\circ\text{C}$ , 506 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 48,3 г расплава  $\text{CrCl}_3$ .

282. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{Na}_2\text{S}$  и  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $161^\circ\text{C}$ , 58 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 37,9 г расплава  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ .

283. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{MgCl}_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $256^\circ\text{C}$ , 456 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 113,3 г расплава  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

284. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{FeCl}_3$  и  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $187^\circ\text{C}$ , 233 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 69,8 г расплава  $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$ .

285. Составьте схему электролиза расплава и водного раствора солей  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  и  $\text{CuBr}_2$  на инертных электродах. Определите объем газа ( $169^\circ\text{C}$ , 398 мм рт.ст.) и массу металла, выделившихся на электродах при электролизе 35,9г расплава  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ .

286. Приведите схему коррозионного разрушения железа в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; 2)  $\text{NiCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

287. Приведите схему коррозионного разрушения никеля в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{ZnCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

288. Приведите схему коррозионного разрушения цинка в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; 2)  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

289. Приведите схему коррозионного разрушения алюминия в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{FeCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

290. Приведите схему коррозионного разрушения меди в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{NiCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

291. Приведите схему коррозионного разрушения олова в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{ZnCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

292. Приведите схему коррозионного разрушения свинца в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ; 2)  $\text{ZnCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

293. Приведите схему коррозионного разрушения хрома в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{ZnCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

294. Приведите схему коррозионного разрушения магния в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ; 2)  $\text{ZnCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

295. Приведите схему коррозионного разрушения молибдена в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{CuCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

296. Приведите схему коррозионного разрушения кобальта в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; 2)  $\text{MgCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

297. Приведите схему коррозионного разрушения кадмия в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{NaOH}$ ; 2)  $\text{ZnCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

298. Приведите схему коррозионного разрушения марганца в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ; 2)  $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

299. Приведите схему коррозионного разрушения германия в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_2\text{S}$ ; 2)  $\text{CuCl}_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

300. Приведите схему коррозионного разрушения бериллия в нейтральной среде (электродные процессы, суммарное уравнение в молекулярном виде, схема гальванического элемента, расчет ЭДС и  $\Delta G^\circ$ ). Как повлияет на скорость коррозии добавление в коррозионную среду 1)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; 2)  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ ? Дайте аргументированный ответ на основе графика зависимости скорости коррозии от pH среды.

Варианты контрольных заданий даны в табл. 12.

Таблица 12

**Варианты контрольных заданий**

№ варианта	Номера задач, относящиеся к контрольной работе									
1	2									
01	1	16	31	46	61	76	91	106	121	136
	151	166	181	196	211	226	241	256	271	286
02	2	17	32	47	62	77	92	107	122	137
	152	167	182	197	212	227	242	257	272	287
03	3	18	33	48	63	78	93	108	123	138
	153	168	183	198	213	228	243	258	273	288
04	4	19	34	49	64	79	94	109	124	139
	154	169	184	199	214	229	244	259	274	289
05	5	20	35	50	65	80	95	110	125	140
	155	170	185	200	215	230	245	260	275	290
06	6	21	36	51	66	81	96	111	126	141
	156	171	186	201	216	231	246	261	276	291
07	7	22	37	52	67	82	97	112	127	142
	157	172	187	202	217	232	247	262	277	292
08	8	23	38	53	68	83	98	113	128	143
	158	173	188	203	218	233	248	263	278	293
09	9	24	39	54	69	84	99	114	129	144
	159	174	189	204	219	234	249	264	279	294
10	10	25	40	55	70	85	100	115	130	145
	160	175	190	205	220	235	250	265	280	295
11	11	26	41	56	71	86	101	116	131	146
	161	176	191	206	221	236	251	266	281	296
12	12	27	42	57	72	87	102	117	132	147
	162	177	192	207	222	237	252	267	282	297
13	13	28	43	58	73	88	103	118	133	148
	163	178	193	208	223	238	253	268	283	298
14	14	29	44	59	74	89	104	119	134	149
	164	179	194	209	224	239	254	269	284	299
15	15	30	45	60	75	90	105	120	135	150
	165	180	195	210	225	240	255	270	285	300
16	1	17	33	49	65	81	97	113	129	145
	152	168	184	200	216	232	248	264	280	296

Продолжение табл. 12

1	2									
17	2	18	34	50	66	82	98	114	130	146
	153	169	185	201	217	233	249	265	281	297
18	3	19	35	51	67	83	99	115	131	147
	154	170	186	202	218	234	250	266	282	298
19	4	20	36	52	68	84	100	116	132	148
	155	171	187	203	219	235	251	267	283	299
20	5	21	37	53	69	85	101	117	133	149
	156	172	188	204	220	236	252	268	284	300
21	6	22	38	54	70	86	102	118	134	150
	157	173	189	205	221	237	253	269	285	286
22	7	23	39	55	71	87	103	119	135	136
	158	174	190	206	222	238	254	270	271	287
23	8	24	40	56	72	88	104	120	121	137
	159	175	191	207	223	239	255	256	272	288
24	9	25	41	57	73	89	105	106	122	138
	160	176	192	208	224	240	241	257	273	289
25	10	26	42	58	74	90	91	107	123	139
	161	177	193	209	225	226	242	258	274	290
26	11	27	43	59	75	76	92	108	124	140
	162	178	194	210	211	227	243	259	274	291
27	12	28	44	60	61	77	93	109	125	141
	163	179	195	196	212	228	244	260	276	292
28	13	29	45	46	62	78	94	110	126	142
	164	180	181	197	213	229	245	261	277	293
29	14	30	31	47	63	79	95	111	127	143
	165	166	182	198	214	230	246	262	278	294
30	15	16	32	48	64	80	96	112	128	144
	151	167	183	199	215	231	247	263	279	295
31	1	18	35	52	69	86	103	120	121	138
	153	170	187	204	221	238	255	256	273	290
32	2	19	36	53	70	87	104	106	122	139
	154	171	188	205	222	239	241	257	274	291
33	3	20	37	54	71	88	105	107	123	140
	155	172	189	206	223	240	242	258	275	292
34	4	21	38	55	72	89	91	108	124	141
	156	173	190	207	224	226	243	259	276	293

Продолжение табл. 12

1	2									
35	5	22	39	56	73	90	92	109	125	142
	157	174	191	208	225	227	244	260	277	294
36	6	23	40	57	74	76	93	110	126	143
	158	175	192	209	211	228	245	261	278	295
37	7	24	41	58	75	77	94	111	127	144
	159	176	193	210	212	229	246	262	279	296
38	8	25	42	59	61	78	95	112	128	145
	160	177	194	196	213	230	247	263	280	297
39	9	26	43	60	62	79	96	113	129	146
	161	178	195	197	214	231	248	264	281	298
40	10	27	44	46	63	80	97	114	130	147
	162	179	181	198	215	232	249	265	282	299
41	11	28	45	47	64	81	98	115	131	148
	163	180	182	199	216	233	250	266	283	300
42	12	29	31	48	65	82	99	116	132	149
	164	166	183	200	217	234	251	267	284	286
43	13	30	32	49	66	83	100	117	133	150
	165	167	184	201	218	235	252	268	285	287
44	14	16	33	50	67	84	101	118	134	136
	151	168	185	202	219	236	253	269	271	288
45	15	17	34	51	68	85	102	119	135	137
	152	169	186	203	220	237	254	270	272	289
46	1	19	37	55	73	76	94	112	130	148
	154	172	190	208	211	229	247	265	283	286
47	2	20	38	56	74	77	95	113	131	149
	155	173	191	209	212	230	248	266	284	287
48	3	21	39	57	75	78	96	114	132	150
	156	174	192	210	213	231	249	267	285	288
49	4	22	40	58	61	79	97	115	133	136
	157	175	193	196	214	232	250	268	271	289
50	5	23	41	59	62	80	98	116	134	137
	158	176	194	197	215	233	251	269	272	290
51	6	24	42	60	63	81	99	117	135	138
	159	177	195	198	216	234	252	270	273	291
52	7	25	43	46	64	82	100	118	121	139
	160	178	181	199	217	235	253	256	274	292

Продолжение табл. 12

1	2									
53	8	26	44	47	65	83	101	119	122	140
	161	179	182	200	218	236	254	257	275	293
54	9	27	45	48	66	84	102	120	123	141
	162	180	183	201	219	237	255	258	276	294
55	10	28	31	49	67	85	103	106	124	142
	163	166	184	202	220	238	241	259	277	295
56	11	29	32	50	68	86	104	107	125	143
	164	167	185	203	221	239	242	260	278	296
57	12	30	33	51	69	87	105	108	126	144
	165	168	186	204	222	240	243	261	279	297
58	13	16	34	52	70	88	91	109	127	145
	151	169	187	205	223	226	244	262	280	298
59	14	17	35	53	71	89	92	110	128	146
	152	170	188	206	224	227	245	263	281	299
60	15	18	36	54	72	90	93	111	129	147
	153	171	189	207	225	228	246	264	282	300
61	1	20	39	58	61	80	99	118	121	140
	155	174	193	209	211	230	249	268	271	290
62	2	21	40	59	62	81	100	119	122	141
	156	175	194	210	212	231	250	269	272	291
63	3	22	41	60	63	82	101	120	123	142
	157	176	195	196	213	232	251	270	273	292
64	4	23	42	46	64	83	102	106	124	143
	158	177	181	197	214	233	252	256	274	293
65	5	24	43	47	65	84	103	107	125	144
	159	178	182	198	215	234	253	257	275	294
66	6	25	44	48	66	85	104	108	126	145
	160	179	183	199	216	235	254	258	276	295
67	7	26	45	49	67	86	105	109	127	146
	161	180	184	200	217	236	255	259	277	296
68	8	27	31	50	68	87	91	110	128	147
	162	166	185	201	218	237	241	260	278	297
69	9	28	32	51	69	88	92	111	129	148
	163	167	186	202	219	238	242	261	279	298
70	10	29	33	52	70	89	93	112	130	149
	164	168	187	203	220	239	243	262	280	299

Продолжение табл. 12

1	2									
71	11	30	34	53	71	90	94	113	131	150
	165	169	188	204	221	240	244	263	281	300
72	12	16	35	54	72	76	95	114	132	136
	151	170	189	205	222	226	245	264	282	286
73	13	17	36	55	73	77	96	115	133	137
	152	171	190	206	223	227	246	265	283	287
74	14	18	37	56	74	78	97	116	134	138
	153	172	191	207	224	228	247	266	284	288
75	15	19	38	57	75	79	98	117	135	139
	154	173	192	208	225	229	248	267	285	289
76	1	20	39	58	61	80	99	118	121	140
	155	174	193	209	211	230	249	268	271	290
77	2	21	40	59	62	81	100	119	122	141
	156	175	194	210	212	231	250	269	272	291
78	3	22	41	60	63	82	101	120	123	142
	157	176	195	196	213	232	251	270	273	292
79	4	23	42	46	64	83	102	106	124	143
	158	177	181	197	214	233	252	256	274	293
80	5	24	43	47	65	84	103	107	125	144
	159	178	182	198	215	234	253	257	275	294
81	6	25	44	48	66	85	104	108	126	145
	160	179	183	199	216	235	254	258	276	295
82	7	26	45	49	67	86	105	109	127	146
	161	180	184	200	217	236	255	259	277	296
83	8	27	31	50	68	87	91	110	128	147
	162	166	185	201	218	237	241	260	278	297
84	9	28	32	51	69	88	92	111	129	148
	163	167	186	202	219	238	242	261	279	298
85	10	29	33	52	70	89	93	112	130	149
	164	168	187	203	220	239	243	262	280	299
86	11	30	34	53	71	90	94	113	131	150
	165	169	188	204	221	240	244	263	281	300
87	12	16	35	54	72	76	95	114	132	136
	151	169	189	205	222	226	245	264	282	286
88	13	17	36	55	73	77	96	115	133	137
	152	170	190	206	223	227	246	265	283	287

Окончание табл. 12

1	2									
89	14	18	37	56	74	78	97	116	134	138
	153	171	191	207	224	228	247	266	284	288
90	15	19	38	57	75	79	98	117	135	139
	154	172	192	208	225	229	248	267	285	289
91	1	20	39	58	61	80	99	118	121	140
	155	173	193	209	211	230	249	267	271	290
92	2	21	40	59	62	81	100	119	122	141
	156	174	194	210	212	231	250	268	272	291
93	3	22	41	60	63	82	101	120	123	142
	157	175	195	196	213	232	250	269	273	292
94	4	23	42	46	64	83	102	106	124	143
	158	176	181	197	214	233	251	270	274	293
95	5	24	43	47	65	84	103	107	125	144
	159	177	182	198	215	234	252	256	275	294
96	6	25	44	48	66	85	104	108	126	145
	160	178	183	199	216	235	253	257	276	295
97	7	26	45	49	67	86	105	109	127	146
	161	179	184	200	217	236	254	258	277	296
98	8	27	31	50	68	87	91	110	128	147
	162	180	185	201	218	237	255	259	278	297
99	9	28	32	51	69	88	92	111	129	148
	163	166	186	202	219	238	241	260	279	298
00	10	29	33	52	70	89	93	112	130	149
	164	167	187	203	220	239	242	261	280	299

## Заключение

При подготовке данного пособия авторы придерживались традиционного изложения материала по дисциплинам «Химия», «Общая химия», «Общая и неорганическая химия», и одновременно стремились максимально приблизить его к вопросам химической науки конкретных технических специальностей. В пособии изложены современные научные представления о материи и формах ее движения, о закономерностях протекания химических реакций.

При современном развитии химической науки и необходимом глубококом уровне знаний все же невозможно объять необъятное. Получив основные знания и овладев навыком работы с технической литературой, а, также, изучив примеры решений типичных задач разной степени сложности, будущий специалист самостоятельно сможет изучить необходимый ему конкретный химический вопрос, а полученные в данном пособии знания помогут ему правильно сориентироваться в подборке необходимых источников при решении контрольных задач.

Данное пособие не заменяет классических учебников и методических указаний, а выступает в роли вспомогательного учебного пособия, позволяющего лучше сориентироваться студенту при решении задач контрольных работ, подготовиться для сдачи зачета или экзамена, поможет лучше уяснить самостоятельно изучаемый материал.

Надеемся, что данное учебное пособие будет полезно студентам заочной форм обучения.

## Приложения

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА Приложение 1

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	I	(H)						1 H 1,0079 1s <sup>1</sup>		2 He 4,0026 1s <sup>2</sup>		
2	II	Li 6,941 2s <sup>1</sup>	Be 9,01218 2s <sup>2</sup>	B 10,81 2s <sup>2</sup> 2p <sup>1</sup>	C 12,011 2s <sup>2</sup> 2p <sup>2</sup>	N 14,007 2s <sup>2</sup> 2p <sup>3</sup>	O 15,999 2s <sup>2</sup> 2p <sup>4</sup>	F 18,998 2s <sup>2</sup> 2p <sup>5</sup>	Ne 20,179 2s <sup>2</sup> 2p <sup>6</sup>			
3	III	Na 22,98977 3s <sup>1</sup>	Mg 24,305 3s <sup>2</sup>	Al 26,98154 3s <sup>2</sup> 3p <sup>1</sup>	Si 28,086 3s <sup>2</sup> 3p <sup>2</sup>	P 30,974 3s <sup>2</sup> 3p <sup>3</sup>	S 32,06 3s <sup>2</sup> 3p <sup>4</sup>	Cl 35,453 3s <sup>2</sup> 3p <sup>5</sup>	Ar 39,948 3s <sup>2</sup> 3p <sup>6</sup>			
4	IV	K 39,098 4s <sup>1</sup>	Ca 40,08 4s <sup>2</sup>	Sc 44,956 3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	Ti 47,88 3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	V 50,942 3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	Cr 51,996 3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	Mn 54,938 3d <sup>5</sup> 4s <sup>2</sup>	Fe 55,847 3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	Co 58,933 3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	Ni 58,69 3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	Zn 65,38 3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>
5	V	Rb 85,468 5s <sup>1</sup>	Sr 87,62 5s <sup>2</sup>	Y 88,906 4d <sup>1</sup> 5s <sup>2</sup>	Zr 91,224 4d <sup>2</sup> 5s <sup>2</sup>	Nb 92,906 4d <sup>4</sup> 5s <sup>1</sup>	Mo 95,94 4d <sup>5</sup> 5s <sup>1</sup>	Tc 98,906 4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	Ru 101,07 4d <sup>7</sup> 5s <sup>1</sup>	Rh 102,905 4d <sup>8</sup> 5s <sup>1</sup>	Pd 106,4 4d <sup>10</sup> 5s <sup>0</sup>	Ag 107,868 4d <sup>10</sup> 5s <sup>1</sup>
6	VI	Cs 132,9054 6s <sup>1</sup>	Ba 137,327 6s <sup>2</sup>	La * 138,905 5d <sup>1</sup> 6s <sup>2</sup>	Hf 178,49 5d <sup>2</sup> 6s <sup>2</sup>	Ta 180,947 5d <sup>3</sup> 6s <sup>2</sup>	W 183,85 5d <sup>4</sup> 6s <sup>2</sup>	Re 186,207 5d <sup>5</sup> 6s <sup>2</sup>	Os 190,2 5d <sup>6</sup> 6s <sup>2</sup>	Ir 192,22 5d <sup>7</sup> 6s <sup>2</sup>	Pt 195,08 5d <sup>9</sup> 6s <sup>1</sup>	Au 196,967 5d <sup>10</sup> 6s <sup>1</sup>
7	VII	Fr [223] 7s <sup>1</sup>	Ra [226] 7s <sup>2</sup>	Ac ** [227] 6d <sup>1</sup> 7s <sup>2</sup>	Th [232] 6d <sup>2</sup> 7s <sup>2</sup>	Pa [231] 6d <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup>	U [238] 6d <sup>3</sup> 7s <sup>2</sup>	Np [237] 6d <sup>4</sup> 7s <sup>2</sup>	Pu [244] 6d <sup>6</sup> 7s <sup>2</sup>	Am [243] 6d <sup>7</sup> 7s <sup>2</sup>	Cm [247] 6d <sup>8</sup> 7s <sup>2</sup>	Bk [247] 6d <sup>9</sup> 7s <sup>2</sup>

\* ЛАНТАНОИДЫ

Атомные массы приведены по Международной таблице 1963 г. Расхождение по данным исследования массовых чисел наиболее устойчивых изотопов.													
Ce 58	Pr 59	Nd 60	Pm 61	Sm 62	Eu 63	Gd 64	Tb 65	Dy 66	Ho 67	Er 68	Tm 69	Yb 70	Lu 71
140,907 140,12	140,907 140,12	144,24 140,12	144,24 140,12	150,4 144,91	151,96 147,07	157,25 148,90	158,925 148,90	162,50 162,50	164,930 164,930	167,26 167,26	168,934 168,934	173,04 173,04	174,967 174,967
цезий	протактиний	неодим	прометей	самарий	европий	гадолиний	тербий	диспрозий	holmий	эрбий	иттербий	лютеций	
** АКТИНОИДЫ													
Th 90	Pa 91	U 92	Np 93	Pu 94	Am 95	Cm 96	Bk 97	Cf 98	Es 99	Fm 100	Md 101	No 102	(Lr) 103
232,0381 232,0381	231,03688 231,03688	238,02891 238,02891	237,04817 237,04817	244,06422 244,06422	243,06138 243,06138	247,07125 247,07125	247,06521 247,06521	251,07958 251,07958	252,08395 252,08395	257,10375 257,10375	261,10188 261,10188	261,10188 261,10188	261,10188 261,10188
торий	протактиний	уран	нептуний	плутоний	америгий	куриум	берклий	калфорний	эйнштейний	фермий	менделевий	нобелий	(лоренсий)



## Названия важнейших кислот и их солей

Формула кислоты	Название кислоты	Кислотный остаток	Название солей
1	2	3	4
HF	Фтороводородная	F <sup>-</sup>	Фториды
HCl	Хлороводородная	Cl <sup>-</sup>	Хлориды
HBr	Бромоводородная	Br <sup>-</sup>	Бромиды
HI	Иодоводородная	I <sup>-</sup>	Иодиды
HCN	Циановодородная	CN <sup>-</sup>	Цианиды
H <sub>2</sub> S	Сероводородная	S <sup>2-</sup>	Сульфиды
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Серная	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Сульфаты
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сернистая	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Сульфиты
HNO <sub>3</sub>	Азотная	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Нитраты
HNO <sub>2</sub>	Азотистая	NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Нитриты
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Угольная	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Карбонаты
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Ортофосфорная	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	Ортофосфаты
H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	Фосфористая	HPO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Фосфиты
H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>	Хромовая	CrO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Хроматы
H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	Дихромовая	Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Дихроматы
H <sub>3</sub> CrO <sub>3</sub>	Ортохромистая	CrO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Ортохромиты
HCrO <sub>2</sub>	Метахромистая	CrO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Метахромиты
HMnO <sub>4</sub>	Марганцовая	MnO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Перманганаты
H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>	Марганцовистая	MnO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	Манганаты
H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>	Ортоборная	BO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Ортобораты
HBO <sub>2</sub>	Метаборная	BO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Метабораты
H <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub>	Тетраборная	B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> <sup>2-</sup>	Тетрабораты
H <sub>3</sub> AlO <sub>3</sub>	Ортоалюминиевая	AlO <sub>3</sub> <sup>3-</sup>	Ортоалюминаты
HAIO <sub>2</sub>	Метаалюминиевая	AlO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Метаалюминаты
H <sub>2</sub> ZnO <sub>2</sub>	Цинковая	ZnO <sub>2</sub> <sup>2-</sup>	Цинкаты
H <sub>4</sub> SiO <sub>4</sub>	Ортокремниевая	SiO <sub>4</sub> <sup>4-</sup>	Ортосиликаты
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Метакремниевая	SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	Метасиликаты
HCIO <sub>4</sub>	Хлорная	CIO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	Перхлораты
HCIO <sub>3</sub>	Хлористая	CIO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	Хлораты
HCIO <sub>2</sub>	Хлорноватая	CIO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	Хлориты
HCIO	Хлорноватистая	CIO <sup>-</sup>	Гипохлориты

### Библиографический список

1. *Улич, Г.* Коррозия металлов / Г.Улич. – М.: Металлургия, 1968. – 308 с.
2. *Рэмсден, Э.* Начало современной химии / Э.Рэмсден. – Л.: Химия, 1989. – 784 с.
3. *Глинка, Н.Л.* Общая химия / Н.Л. Глинка. – М.: Интеграл-Пресс, 2000. – 728 с.
4. *Карпетьянц, М.К.* Общая и неорганическая химия / М.К. Карпетьянц, С.И. Дракин. – М.: Химия, 1993. – 592 с.
5. *Семенова, И.В.* Коррозия и защита от коррозии / И.В. Семенова, Г.М. Флорианович, А.В. Хорошилов. – М.: Физматлит, 2002. – 234 с.
6. *Ахметов, Н.С.* Общая и неорганическая химия / Н.С. Ахметов – М.: Химия, 2001. – 743 с.
7. *Кузьменко, Н.Е.* Начала химии / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин, В.А. Попков – М.: Экзамен, 2005. – 832 с.
8. *Коржуков, Н.Г.* Общая и неорганическая химия / Н.Г. Коржуков – М.: ИНФРА-М, 2004. – 512 с.
9. *Павлов, Н.Н.* Общая и неорганическая химия / Н.Н. Павлов – М.: Дрофа, 2002. – 448 с.

## ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	3
1. СТРОЕНИЕ АТОМА И ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ .....	4
1.1. Основные положения квантовой механики.....	4
1.2. Расположение электронов в многоэлектронных атомах.....	10
1.3. Периодический закон и электронные конфигурации атомов.....	11
1.4. Периодичность в изменении свойств элементов.....	13
1.5. Условия возникновения химических связей .....	14
1.6. Параметры химической связи.....	15
1.7. Типы межатомных химических связей .....	16
1.8. Классификация связей по природе взаимодействия .....	18
1.9. Механизмы образования ковалентной связи .....	19
1.10. Метод валентных связей (метод ВС).....	20
1.10.1. Насыщаемость ковалентной связи .....	21
1.10.2. Направленность ковалентной связи .....	21
1.10.3. Полярность и поляризуемость ковалентной связи .....	23
1.10.4. Гибридизация АО и форма многоатомных частиц.....	23
2. КЛАССИФИКАЦИЯ ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ.....	29
3. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ.....	42
3.1. Основные понятия .....	42
3.2. Газовые законы .....	43
3.3. Эквивалент. Стехиометрические законы .....	45
4. РАСТВОРЫ .....	53
4.1. Коллигативные свойства растворов. Законы Рауля и Вант-Гоффа .....	54
4.2. Концентрации растворов и способы их выражения.....	56
5. НАЧАЛА ТЕРМОДИНАМИКИ .....	60
6. НАЧАЛА ХИМИЧЕСКОЙ КИНЕТИКИ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ .....	67
7. РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ. РЕАКЦИИ БЕЗ ИЗМЕНЕНИЯ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ .....	76
7.1. Электролитическая диссоциация. Константа диссоциации. Сильные и слабые электролиты .....	76
7.1.1. Основные положения электролитической диссоциации Аррениус.....	76
7.1.2. Электролиты .....	78
7.2. Направление протекания химических реакций. Произведение растворимости .....	79
7.3. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH .....	81
7.4. Расчет pH кислот и оснований .....	82
8. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ .....	83
8.1. Константа и степень гидролиза. Расчет pH растворов солей .....	86
8.2. Влияние на интенсивность гидролиза различных факторов .....	87
9. Комплексные соединения.....	88
9.1. Номенклатура комплексных соединений.....	90

9.2.	Устойчивость комплексных ионов в водных растворах. Константа нестойкости комплексного иона.....	91
10.	ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ .....	93
10.1.	Степень окисления .....	93
10.2.	Основные понятия .....	94
10.3.	Важнейшие окислители и восстановители .....	96
10.4.	Типы окислительно-восстановительных реакций .....	97
10.5.	Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	97
10.5.1.	Метод электронного баланса.....	98
10.5.2.	Составление уравнений ионно-электронным методом.....	99
10.6.	Факторы, влияющие на протекание ОВР.....	101
10.7.	Направление окислительно-восстановительных реакций .....	102
11.	ОСНОВЫ ЭЛЕКТРОХИМИИ .....	103
11.1.	Гальванический элемент .....	103
11.1.1.	Электродные потенциалы .....	103
11.1.2.	Электродвижущая сила .....	104
11.1.3.	Стандартный электродный потенциал .....	105
11.1.4.	Ряд напряжений металлов .....	105
11.1.5.	Уравнение Нернста .....	108
12.	ЭЛЕКТРОЛИЗ .....	108
12.1.	Электролиз расплавов электролитов .....	108
12.2.	Электролиз растворов электролитов .....	109
12.3.	Законы электролиза .....	111
13.	КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ .....	112
13.1.	Химическая (газовая) коррозия металлов и сплавов .....	112
13.2.	Электрохимическая коррозия .....	113
13.3.	Термодинамика коррозионных процессов .....	115
14.	ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ.....	116
14.1.	РАБОТА В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ.....	116
14.1.1.	Правила работы в химической лаборатории.....	116
14.1.2.	Общие правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	117
14.1.3.	Оказание первой медицинской помощи при несчастных случаях.....	118
14.2.	Химическая посуда.....	119
14.2.1.	Стекланная посуда общего назначения.....	119
14.2.2.	Фарфоровая посуда.....	122
14.2.3.	Мерная посуда.....	123
14.2.4.	Вспомогательное оборудование.....	124
14.2.5.	Лабораторные нагревательные приборы.....	125
14.3.	Общие требования к ведению рабочего журнала и выполнению лабораторных работ.....	126
14.4.	Лабораторные работы.....	128
	Лабораторная работа № 1. Кислотно-основные свойства классов неорганических соединений.....	128

Лабораторная работа № 2. Определение тепловых эффектов химических процессов.....	131
Лабораторная работа № 3. Химическая кинетика и равновесие.....	133
Лабораторная работа № 4. Ионные равновесия в растворах электролитов и гидролиз солей.....	139
Лабораторная работа № 5. Реакции с изменением степени окисления.....	143
Лабораторная работа № 6. Электрохимические процессы.....	144
Лабораторная работа № 7. Химические свойства металлов.....	148
15. ЗАДАНИЯ ДЛЯ ВЫПОЛНЕНИЯ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ.....	149
Заключение.....	187
Приложения.....	188
Библиографический список .....	191

Учебное издание

**Денисова Любовь Васильевна**  
**Ключникова Наталья Валентиновна**

**Теоретические основы общей химии**  
**для студентов заочной формы обучения**

Учебное пособие

Редактор В.И. Пустовая

Подписано в 19.03.21. Формат 60х84/16. Усл. печ. л. 11,3. Уч.-изд. л. 12,2

Тираж 200 экз.      Заказ      Цена

Отпечатано в Белгородском государственном технологическом университете  
им. В. Г. Шухова

308012, г. Белгород, ул. Костюкова, 46