

Министерство образования и науки  
Российской Федерации

Санкт-Петербургский государственный  
архитектурно-строительный университет

**А. И. ПАВЛОВ**

## **ИЗБРАННЫЕ ГЛАВЫ КУРСА ХИМИИ**

Учебное пособие

Санкт-Петербург  
2011

УДК 541(075)

*Рецензенты:* д-р хим. наук, проф. Ю. С. Тверьянович (Санкт-Петербургский государственный университет);  
доцент К. П. Чуглова (Санкт-Петербургский государственный университет низкотемпературных и пищевых технологий)

**Павлов, А. И.**

Избранные главы курса химии: учеб. пособие / А. И. Павлов; СПбГАСУ. – СПб., 2011. – 99 с.

ISBN 978-5-9227-0310-9

Рассмотрены основные вопросы программы химии, необходимые для самостоятельной подготовки к сдаче зачета и экзамена. Представлены примеры решения типовых задач и контрольные задания, позволяющие студенту научиться практически применять теоретические знания по химии при выполнении контрольных заданий.

Пособие предназначено для студентов автомобильно-дорожного факультета всех форм обучения в качестве дополнения к учебнику по химии, но может быть полезным при подготовке к экзамену по химии студентов других специальностей университета.

Табл. 3. Библиогр.: 6 назв.

*Рекомендовано Редакционно-издательским советом СПбГАСУ в качестве учебного пособия.*

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Современный инженер, как и любой специалист с высшим образованием, должен помимо своей узкой специализации иметь хотя бы общее представление об основах других дисциплин, таких как физика, химия, математика.

К сожалению, поступающие в вузы имеют разный уровень подготовки по химии: одни из них окончили школу или вуз много лет назад, у других в школе или вузе химии вообще не было или была в очень малом объеме.

В пособии рассмотрены базовые понятия и законы химии, без знания которых невозможно успешное освоение этого предмета. Пособие позволяет студенту, обладающему даже минимальными знаниями по химии, самостоятельно подготовиться к занятиям: к лабораторному практикуму, к зачету и экзамену. Материал рассмотрен максимально подробно, с учетом тем, изучаемых в курсе химии в СПбГАСУ.

Автор строго придерживался Международной системы единиц (СИ). Используются принятые стандарты на обозначение физических величин. Названия соединений даны в соответствии с современной международной номенклатурой.

Пособие может быть полезным студентам-иностранцам в качестве справочного материала.

Автор выражает благодарность рецензентам пособия профессору Ю. С. Тверьяновичу и доценту К. П. Чугловой за полезные советы и замечания.

## Тема 1. ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Все вещества состоят из атомов. Атомы представляют собой мельчайшие частицы вещества, которые химическим путем невозможно разделить на составные части, превратить друг в друга или уничтожить.

Атом – наименьшая часть химического элемента, обладающая всеми его химическими свойствами. Например, атом железа состоит из 26 протонов, 30 нейтронов и 26 электронов. Совокупность этих частиц – единое целое. Атом железа будет вступать в определенные химические реакции: растворяться в сильных кислотах, взаимодействовать с кислородом, серой и т. д. В эти же реакции будет вступать и 1 г железа, и 56 г железа (в 56 г железа содержится  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов), и 1 кг железа. Если же мы разобьем атом на более мелкие составные части, отдельно протоны, отдельно нейтроны, то мы уже не будем наблюдать свойств железа. Это будут свойства элементарных частиц.

Атомы различных элементов различаются по массе.

Два атома или более, связанные химической связью, образуют молекулу. Одинаковые атомы образуют простые вещества, например,  $H_2$ ,  $N_2$ ,  $O_3$ . Разные атомы образуют сложные молекулы, содержащие от двух атомов ( $HF$ ,  $NaH$ ) до сотен тысяч атомов (молекулы полимеров).

В настоящее время известно более 110 химических элементов, из них 90 встречаются в природе, остальные получены искусственно путем ядерных превращений.

Распространенность различных химических элементов в природе неодинакова. В земной коре наиболее распространенными элементами являются: кислород  $O$  ( $\approx 49\%$ ), кремний  $Si$  ( $\approx 27\%$ ), алюминий  $Al$  ( $\approx 8\%$ ), железо  $Fe$  ( $\approx 5\%$ ), кальций  $Ca$ , натрий  $Na$ , калий  $K$ , магний  $Mg$ , титан  $Ti$ , водород  $H$ . Эти десять элементов составляют более 98 % массы земной коры.

Атомы – очень маленькие частицы, имеющие форму шара. Самым маленьким атомом является атом водорода, его диаметр приблизительно равен  $1 \cdot 10^{-10}$  м.

Для выражения атомных размеров используются специальные единицы длины: ангстрем ( $\text{Å}$ ) и нанометр (нм).

$$1 \text{ Å} = 10^{-10} \text{ м}; 1 \text{ нм} = 10^{-9} \text{ м}.$$

В этих единицах диаметр атома водорода  $\approx 1 \text{ Å}$ , или 0,1 нм.

В химии обычно используют относительные атомные массы.

Относительная атомная масса  $A_r$  – это число, которое показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше так называемой атомной единицы массы.

Атомная единица массы (а. е. м.) приблизительно равна массе самого легкого атома водорода, но более точно она определяется как 1/12 часть массы изотопа углерода  $^{12}C$ . Абсолютная масса атома этого изотопа равна  $19,93 \cdot 10^{-27}$  кг, отсюда

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{19,93 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}.$$

Например, если известно, что абсолютная масса атома кислорода равна  $26,27 \cdot 10^{-27}$  кг, то относительная атомная масса кислорода

$$A_r(O) = \frac{26,27 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг}} \approx 16.$$

Это значит, что масса атома кислорода в 16 раз больше, чем 1/12 часть массы атома  $^{12}C$ .

Значения относительных атомных масс всех химических элементов указаны под символами элементов в периодической системе. При проведении различных расчетов обычно используют приближенные целочисленные значения относительных атомных масс. Исключение делается для хлора, для которого берется относительная атомная масса 35,5.

Названия и символы наиболее распространенных химических элементов представлены в табл. 1.

Рассмотрим примеры произношения символов в химических формулах:

$H_2O$  – «аш-два-о»;

$NaCl$  – «натрий-хлор»;

$AgNO_3$  – «аргентум-эн-о-три»;

$Ca_3(PO_4)_2$  – «кальций-три-пэ-о-четыре-дважды»;

$SiO_2$  – «силициум-о-два»;

$H_2CO_3$  – «аш-два-це-о-три».

Таблица 1

## Названия и символы некоторых химических элементов

Русское название элемента	Символ элемента	Произношение элемента
Азот	N	эн
Алюминий	Al	алюминий
Барий	Ba	барий
Бром	Br	бром
Водород	H	аш
Железо	Fe	феррум
Золото	Au	аурум
Йод	I	йод
Калий	K	калий
Кальций	Ca	кальций
Кислород	O	о
Кремний	Si	силициум
Литий	Li	литий
Магний	Mg	магний
Марганец	Mn	марганец
Медь	Cu	купрум
Натрий	Na	натрий
Олово	Sn	станнум
Платина	Pt	платина
Ртуть	Hg	гидраргирум
Свинец	Pb	плюмбум
Сера	S	эс
Серебро	Ag	аргентум
Стронций	Sr	стронций
Титан	Ti	титан
Углерод	C	це
Фосфор	P	пэ
Фтор	F	фтор
Хлор	Cl	хлор
Хром	Cr	хром
Цинк	Zn	цинк

В атоме любого элемента число положительно заряженных протонов ядра равно числу отрицательно заряженных электронов, перемещающихся вокруг ядра. В целом атом электронейтрален. Если от атома отнять один или несколько электронов, то мы получим положительно заряженную частицу – *катион*. Например, есть атом Na и есть

катион  $\text{Na}^+$ . Другой пример – атом меди Cu и катион  $\text{Cu}^{+2}$ . Если к нейтральному атому добавить лишние электроны, то получится отрицательная частица – *анион*. (Например, атом кислорода O и анион кислорода  $\text{O}^{-2}$ ; атом серы S и анион  $\text{S}^{-2}$ .) Положительно и отрицательно заряженные частицы обозначаются термином *ионы*. Ионы могут быть простыми и сложными. Сложные содержат два или более атомов, например,  $\text{SO}_4^{-2}$  или  $\text{NH}_4^+$ .

**Закон постоянства состава**

*Каждое химическое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же элементов, массовое отношение между которыми всегда постоянно.*

Основоположителем закона является французский химик Ж. Пруст.

Возьмем, к примеру, молекулу  $\text{CO}_2$ . Независимо от того, как мы получим это соединение, в любом случае углекислый газ будет иметь данную формулу, в которой соотношение между атомами углерода и кислорода составляет 1:2.

В начале XX в. русский ученый Н. Курнаков показал, что наряду с химическими соединениями, состав которых удовлетворяет закону постоянства состава, существуют соединения, состав которых переменчив. Например, титан образует с кислородом несколько оксидов переменного состава, важнейшими из которых являются соединения  $\text{TiO}_{1,46-1,56}$  и  $\text{TiO}_{1,9-2,0}$ . Подобные соединения встречаются в стеклах, цементах, сплавах.

**Закон сохранения массы Лавуазье – Ломоносова**

*Масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.*

Закон сохранения массы вещества должен быть заменен более общим законом сохранения материи. Только материя во всех процессах сохраняется постоянной, а масса, которая является лишь одной из характеристик материи, может переходить в другую ее характеристику – энергию. Эта связь выражается известным уравнением Эйнштейна:  $E = mc^2$ . Вследствие очень большой величины квадрата скорости света  $c^2 = 9 \cdot 10^{16} \text{ м}^2/\text{с}^2$  небольшим изменениям массы будут соответ-

ствовать значительные изменения энергии. Например, при делении 1 кг урана-235, происходящем при взрыве атомной бомбы, выделяется  $8,23 \cdot 10^{13}$  Дж энергии. Пользуясь уравнением Эйнштейна, найдем изменение массы  $\Delta m = E/c^2$  в данном процессе. Вычисление дает  $\Delta m = 0,915$  г, т. е. в ядерной реакции только 0,1 % исходного вещества превратилось в излучение.

### **Закон Авогадро**

*В равных объемах любых газов, взятых при одной и той же температуре и при одинаковом давлении, содержится одно и то же число молекул.* Это число составляет  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул. Отсюда также следует еще один вывод: один моль любого газа будет занимать один и тот же объем – 22,4 л.

### **Периодический закон Д. Менделеева**

Формулировка Д. Менделеева: *свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.*

В 1913 г. **Г. Мозли** открыл **закон**, сущность которого заключалась в том, что *величина зарядов ядер атомов последовательно возрастает от элемента к элементу на единицу.*

Заряд ядра водорода равен 1, гелия 2, лития 3, бериллия 4 и т. д. Заряд ядра равен порядковому номеру элемента. Порядковый номер показывает заряд ядра и количество электронов в атоме элемента. Заряд ядра является основным свойством элементов. В связи с открытием закона Мозли закон Менделеева теперь формулируется так: *свойства простых тел, а также свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра атома (порядкового номера).*

## **Тема 2. СТРОЕНИЕ АТОМА**

Атом представляет собой сложную, но устойчивую систему, образованную элементарными частицами. Основная его масса сосредоточена в ядре.

В основе современного учения о строении атома лежат представления квантовой механики о двойственной корпускулярно-волновой природе микрочастиц. Элементарные частицы, например электроны, наряду со свойствами вещества обладают и свойствами электромагнитного поля. То есть электрон, с одной стороны, можно рассматривать как очень маленькую материальную частицу, подобную песчинке, а с другой – это электромагнитная волна, подобная радиоволне. Часть внутриатомного пространства, в котором движется электрон, называют электронным облаком, а пространство, в котором пребывание электрона наиболее вероятно (порядка 90 % массы и заряда электрона), называют атомной орбиталью (АО).

Для полной характеристики состояния электрона в атоме достаточно иметь четыре параметра, названные квантовыми числами, которые также могут принимать не все, а только определенные значения.

**Главное квантовое число  $n$**  характеризует общую энергию электрона и имеет название энергетического уровня электрона в атоме. Оно может принимать целые значения от 1 до  $\infty$ . Для электронов, находящихся в невозбужденных атомах,  $n$  изменяется от 1 до 7 (соответственно номеру периода в периодической системе элементов Менделеева). Значение  $n = 1$  отвечает уровню с самой низкой энергией (т. е. наибольшей устойчивостью электрона в атоме).

**Орбитальное (побочное) квантовое число  $l$**  принимает целые значения от 0 до  $(n - 1)$ , где  $n$  – значение главного квантового числа. Оно определяет геометрическую форму АО. Атомные орбитали, для которых  $l = 0, 1, 2, 3$ , соответственно называют  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -орбиталями, а электроны, находящиеся на них, –  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -электронами.

Например, запись  $3s^2$  (читается «три эс два») показывает, что в атоме есть два электрона с  $n = 3$  и  $l = 0$ .

**Магнитное квантовое число  $m_l$**  связано с магнитным моментом электрона, обусловленным его движением в поле ядра, и указывает на

ориентацию АО в пространстве. Число  $m_l$  может принимать целые значения от  $-l$  до  $+l$  (включая 0). Число значений  $m_l$  определяет число орбиталей данного ( $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -) типа.

Для  $s$ -орбитали  $l = 0$ , следовательно  $m_l = 0$ . Атомная орбиталь  $1s$ -электрона обладает сферической симметрией, т. е. имеет форму шара. Для  $p$ -орбиталей  $l = 1$  и возможны три значения  $m_l$  ( $+1, 0, -1$ ). Это указывает на три возможные ориентации  $p$ -орбиталей (вдоль взаимных перпендикулярных осей).

**Спиновое квантовое число  $m_s$**  характеризует внутреннее движение электрона – спин. Оно связано с собственным магнитным моментом электрона, обусловленным его движением вокруг своей оси. Это квантовое число может принимать только два значения:  $+1/2$  или  $-1/2$ . Два электрона, спиновые квантовые числа которых имеют противоположные значения, называются электронами с антипараллельными спинами.

Атомную орбиталь схематически изображают в виде квантовой ячейки – прямоугольника, а энергетические состояния электронов – в виде стрелок в этих ячейках:



Распределение электронов в атомах по АО определяется тремя положениями: принципом Паули, принципом наименьшей энергии (правила Клечковского), правилом Хунда.

**Принцип Паули:** в атоме не может быть двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел, или два любых электрона в атоме должны отличаться по крайней мере значениями одного квантового числа.

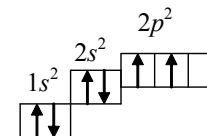
Так, первый энергетический уровень состоит из одной АО  $s$  ( $n, m_s, m_l$  одинаковы), поэтому с учетом принципа Паули на нем могут разместиться только два электрона с противоположными спинами. Графическое изображение АО  $1s^2$  будет иметь вид



Из принципа Паули вытекают два следствия. Максимальное число электронов на энергетическом уровне  $N_n = 2n^2$ , где  $n$  – значение главного квантового числа. Максимальное число электронов на энергетическом

подуровне  $N_l = 2(2l + 1)$ . Таким образом, на любом  $s$ -подуровне можно максимально расположить два электрона [ $2(2 \cdot 0 + 1) = 2$ ]; на  $p$ -подуровне – шесть электронов [ $2(2 \cdot 1 + 1) = 6$ ]; на любом  $d$ -подуровне максимально можно расположить 10 электронов [ $2(2 \cdot 2 + 1) = 10$ ].

В качестве примера приведем схему электронной структуры атома углерода: № 6 С  $1s^2 2s^2 2p^2$ . С помощью квантовых ячеек структура записывается в следующем виде:

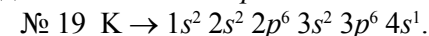


Отметим, что *заполнение электронами атомных  $p$ -орбиталей одного энергетического подуровня происходит таким образом, чтобы их суммарное спиновое число было максимальным (правило Хунда)*. Суммарное спиновое число равно сумме  $m_s$  всех электронов атома. Для углерода оно будет максимальным, если  $p$ -электроны имеют значение спинового квантового числа ( $m_s$ ) одного знака:  $1/2 + 1/2 = 1$  или  $-1/2 + (-1/2) = -1$ . Если спины электронов антипараллельны, суммарный спин равен нулю:  $1/2 + (-1/2) = 0$ . Это условие впервые было сформулировано Хундом и известно как правило Хунда.

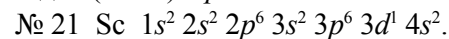
Распределение электронов в атоме осуществляется в соответствии с принципом наименьшей энергии. Так как энергия электрона в основном определяется значением главного ( $n$ ) и побочного ( $l$ ) квантовых чисел, то сначала электронами заполняются те энергетические подуровни, для которых сумма ( $n + l$ ) меньше (**первое правило Клечковского**).

Например, можно было бы предположить, что 19-й электрон в атоме калия размещается на  $3d$ -подуровне. Однако энергия  $4s$ -подуровня оказывается меньше, чем подуровня  $3d$ -, так как для  $4s$ -подуровня  $n + l = 4 + 0 = 4$ , а для  $3d$ -подуровня  $n + l = 3 + 2 = 5$ . В случае если сумма  $n + l$  для двух электронов одинакова (например, для  $3d$ - и  $4p$ -подуровней  $n + l = 5$ ), то сначала электроны занимают атомную орбиталь, соответствующую меньшему  $n$  (**второе правило Клечковского**).

Таким образом, формирование электронных оболочек атома калия происходит последовательно:  $3s \rightarrow 3p \rightarrow 4s$ .



Для атома скандия (№ 21):  $3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d$ .



В зависимости от того, на какой энергетический подуровень в атоме поступает электрон, элементы делятся на  $s$ -,  $p$ -,  $d$ -,  $f$ -элементы.

### Задания к теме

#### Вариант 1

Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 25 и 34. К какому электронному семейству относится каждый из них?

#### Вариант 2

Какие орбитали атома заполняются электронами раньше:  $4d$ - или  $5s$ -;  $6s$ - или  $5p$ -? Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 43.

#### Вариант 3

Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Сколько свободных  $d$ -орбиталей у атомов последнего элемента?

#### Вариант 4

Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 15 и 28. Чему равен максимальный спин  $p$ -электронов у атомов первого и  $d$ -электронов у атомов второго элемента?

#### Вариант 5

Какие орбитали атома заполняются электронами раньше:  $4s$ - или  $3d$ -;  $5s$ - или  $4p$ -? Почему? Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22.

#### Вариант 6

Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 9 и 28. Показать распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

#### Вариант 7

Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 26. Распределить электроны этих атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

#### Вариант 8

Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 21 и 23. Сколько свободных  $d$ -орбиталей в атомах этих элементов?

#### Вариант 9

Сколько свободных  $d$ -орбиталей имеется у невозбужденных атомов серы и циркония? Написать их электронное строение.

#### Вариант 10

Какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента, **неверны**:

- а)  $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$ ; б)  $1s^2 2s^2 2p^6$ ; в)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$ ;  
г)  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ ? Почему?

#### Вариант 11

Рассчитать число нейтронов в атоме кислорода и в атоме кремния. Написать электронное строение этих атомов.

#### Вариант 12

Рассчитать число нейтронов в атоме фтора и в атоме магния. Написать электронное строение этих атомов.

#### Вариант 13

Какое максимальное число электронов могут занимать  $s$ -,  $p$ -,  $d$ - и  $f$ -орбитали данного энергетического уровня? Почему? Написать электронную формулу атома элемента с порядковым номером 31.

#### Вариант 14

Написать электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 33, учитывая, что у первого происходит «провал» одного  $4s$ -электрона на  $3d$ -подуровень.

Вариант 15

Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атома некоторого элемента имеют следующие значения:  $n = 4$ ;  $l = 0$ ;  $m_l = 0$ ;  $m_s = \pm 1/2$ . Написать электронную формулу атома этого элемента и определить, сколько свободных  $3d$ -орбиталей он содержит.

Вариант 16

Может ли быть на каком-нибудь подуровне атома  $p^7$  или  $d^{12}$  электронов? Почему? Составить электронную формулу атома элемента с порядковым номером 22.

Вариант 17

Сколько электронов во внешнем слое атома: а) иттрия; б) индия? Чему будет равно суммарное значение спинового квантового числа этих атомов? Написать их электронное строение.

Вариант 18

Сколько электронов во внешнем слое атома: а) олова; б) циркония? Чему будет равно суммарное значение спинового квантового числа этих атомов? Написать их электронное строение.

Вариант 19

Назвать металл второго периода таблицы Менделеева, имеющий один неспаренный электрон. Написать полное электронное строение этого атома.

Вариант 20

Атомы элементов имеют во внешнем электронном слое соответственно  $2s^1$  и  $4s^1$  электроны. Назвать элементы. Написать их полное электронное строение.

Вариант 21

У атомов каких элементов внешний электронный слой характеризуется символом: а)  $2s^2$ ; б)  $3s^2$ ;  $4s^2$ ?

Вариант 22

Дать определение изотопам элементов. Привести формулы и указать частицы, которые входят в состав изотопов водорода.

### Тема 3. СЕМЕЙСТВА И РОДСТВЕННЫЕ ГРУППЫ АТОМОВ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ЭЛЕМЕНТОВ

Некоторые атомы в периодической системе элементов имеют общее название, так как эти элементы обладают сходными химическими свойствами. Наиболее известными являются:

1. **Галогены.** К ним относятся фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), йод (I), астат (At).

Они имеют на внешнем электронном уровне семь электронов. Для получения конфигурации инертного газа не хватает одного электрона, поэтому преобладающая валентность этих атомов равна 1.

2. **Щелочные металлы.** Это литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb), цезий (Cs) и франций (Fr).

Они имеют на внешнем электронном уровне один электрон. Для получения конфигурации инертного газа этот электрон необходимо отдать, поэтому щелочные металлы имеют в соединениях валентность, равную 1.

3. **Щелочноземельные металлы.** Это кальций (Ca), барий (Ba), стронций (Sr), радий (Ra).

На внешнем электронном уровне они имеют два электрона. Для получения конфигурации инертного газа эти электроны необходимо отдать, поэтому в соединениях эти элементы проявляют валентность, равную 2.

4. **Инертные (благородные) газы.** Это гелий (He), неон (Ne), аргон (Ar), криптон (Kr), ксенон (Xe) и радон (Rn).

Они имеют энергетически устойчивую восьмиэлектронную конфигурацию, поэтому либо совсем не вступают в реакцию (гелий, неон, аргон), либо вступают с большим трудом.

5. **Халькогены.** Это сера (S), селен (Se) и теллур (Te).

На внешнем электронном слое эти элементы имеют шесть электронов. Для получения конфигурации инертного газа не хватает двух электронов, поэтому эти элементы часто проявляют валентность, равную 2.

6. **Семейство железа:** Fe (железо), Co (кобальт), Ni (никель).



7. **Семейство платиновых металлов:** Ru (рутений), Rh (родий), Pd (палладий), Os (осмий), Ir (иридий), Pt (платина).

8. **Лантаноиды:** элементы с № 57 La (лантан) по № 71 Lu (лютеций).

9. **Актиноиды:** элементы с № 89 Ac (актиний) по № 103 Lr (лоуренсий).

#### Тема 4. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Существует 4 основных класса неорганических соединений: оксиды, кислоты, основания, соли.

**Оксиды.** Это соединения, состоящие из атомов двух видов, один из которых обязательно кислород. Общая формула оксидов может быть выражена так:  $\text{Э}_n\text{O}_m$ , где Э – какой-либо элемент.

Название оксида складывается из слова *оксид* с указанием элемента, с которым связан элемент. CaO – оксид кальция, Na<sub>2</sub>O – оксид натрия.

Если элемент проявляет переменную валентность, то в названии оксида следует указать его валентность римской цифрой после названия элемента. Например, MnO<sub>2</sub> – оксид марганца (IV); MnO – оксид марганца (II). Определяют валентность элемента в оксиде по кислороду. Валентность кислорода в оксидах равна 2. Считаем:

- 1) сумму валентностей всех атомов кислорода, входящих в оксид;
- 2) сколько валентностей кислорода приходится на *один* атом элемента. Эта цифра и будет соответствовать валентности элемента. Например, Mn<sub>2</sub>O<sub>7</sub>. Семь (число атомов кислорода) умножаем на 2 (валентность кислорода), получаем 14. Эти 14 валентностей кислорода приходится на два атома марганца, тогда на один атом марганца будет приходиться семь валентностей. Следовательно, валентность марганца в этом оксиде равна 7. Название – оксид марганца (VII).

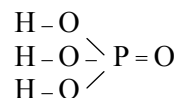
Рассмотрим обратную задачу: дано название оксида, нужно записать его формулу. Например, оксид сурьмы (V). Сначала напишем основу формулы: SbO. Затем валентность сурьмы (5) умножаем на валентность кислорода (2), получаем 10. Далее 10 делим на 5 (валентность сурьмы) и получаем *число атомов сурьмы в оксиде*. Если 10 разделить на 2 (валентность кислорода), то можно получить *число атомов кислорода в оксиде*. Следовательно, формула оксида сурьмы – Sb<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

Возможен еще вариант. Например, оксид вольфрама (VI). Пишем основу формулы: WO. Затем валентность вольфрама (6) умножаем на валентность кислорода (2), получаем 12. Произведение делим на 6 (валентность вольфрама) – получаем 2, далее делим на 2 (валентность

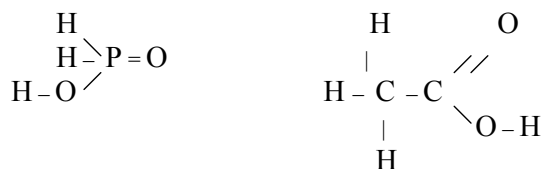
кислорода) – получаем 6. По расчету формула оксида вольфрама –  $W_2O_6$ . Однако в данном случае мы можем сократить эти цифры на 2 (общий множитель), и правильной будет формула  $WO_3$ .

**Кислоты.** Кислотами можно назвать вещества, которые в растворе образуют один или нескольких ионов водорода ( $H^+$ ), способных участвовать в химических процессах, и кислотного остатка. Общую формулу кислоты можно записать так:  $H_nX$ , где X – кислотный остаток кислоты.

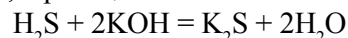
**Основность кислоты** определяется числом атомов водорода, способных замещаться на металл. Так, ортофосфорная кислота  $H_3PO_4$  может быть максимально трехосновной, так как замещаются на металл только атомы водорода, связанные с кислородом:



Фосфорноватистая кислота  $H_3PO_2$  и уксусная кислота  $CH_3COOH$  будут одноосновными кислотами, так как имеют только один атом водорода, связанный с кислородом:

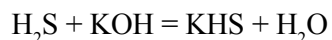


Одна и та же кислота в зависимости от реакции может иметь разную основность. Например, в реакции



участвуют два атома водорода кислоты. Следовательно, основность  $H_2S$  в этой реакции равна 2.

Однако в реакции



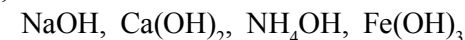
участвует один атом водорода кислоты, поэтому в данной реакции основность  $H_2S$  равна 1. Если нет конкретной реакции, то для расчета мы берем максимально возможную основность.

Для успешного выполнения учебной программы по химии следует знать формулы и названия следующих кислот, которые наиболее

часто используются в лабораторном практикуме, а также при решении задач и контрольных тем:

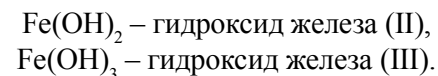
$HNO_3$ – азотная	$HF$ – фтороводород (плавиковая)
$HNO_2$ – азотистая	$HCl$ – хлороводород (соляная)
$H_2SO_4$ – серная	$HBr$ – бромоводород
$H_2SO_3$ – сернистая	$HI$ – йодоводород
$H_2CO_3$ – угольная	$H_2S$ – серодород
$H_2SiO_3$ – кремниевая	
$H_2CrO_4$ – хромовая	$CH_3COOH$ – уксусная
$H_3PO_4$ – фосфорная (орто-)	

**Основания.** Основанием можно назвать соединение, состоящее из положительного иона (как правило, иона металла) и одной или нескольких групп  $OH^-$ , способных замещаться на кислотный остаток кислоты. Например,



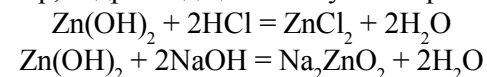
Название этого класса соединений складывается из слова *гидроксид* с указанием элемента или названия иона, которые связаны с группами  $OH^-$ :  $NaOH$  – гидроксид натрия,  $Ca(OH)_2$  – гидроксид кальция,  $NH_4OH$  – гидроксид аммония.

Если какой-либо элемент образует несколько оснований, то после его названия в скобках следует указать валентность элемента. Валентность определяется по числу групп  $OH^-$ , входящих в основание. Например,

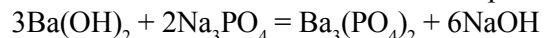


Основания бывают трех типов:

- 1) растворимые основания. Они называются щелочами. Щелочи образуют следующие элементы: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ca, Sr, Ba, Ra;
- 2) нерастворимые в воде гидроксиды:  $Fe(OH)_2$ ,  $Cu(OH)_2$ ,  $Ni(OH)_2$  и др.;
- 3) амфотерные гидроксиды. Они взаимодействуют как с кислотами, так и с растворами щелочей. Сюда можно отнести гидроксид цинка  $Zn(OH)_2$ , гидроксид алюминия  $Al(OH)_3$ , гидроксид хрома (III) –  $Cr(OH)_3$  и другие. Например, гидроксид цинка вступает в реакции:



**Кислотность основания** определяется числом групп  $\text{OH}^-$ , способных замещаться на кислотный остаток кислоты. Например, в реакции



кислотность гидроксида бария равна 2, так как в реакции заместились обе группы  $\text{OH}^-$ . Расчет ведется исходя из отдельно взятой молекулы вещества.

**Соли** можно рассматривать как продукты полного или частично замещения ионов водорода в молекулах кислоты другими положительно заряженными ионами.

При полном замещении образуются *средние соли*. Например,



Название соли складывается из названия кислотного остатка кислоты и положительно заряженного иона, связанного с ним.

Названия кислотных остатков некоторых кислот и названия соответствующих средних солей приведены в табл. 2.

Таблица 2

Названия кислотных остатков и солей наиболее известных кислот

Кислота		Кислотный остаток		Средние соли	
Формула	Название	Формула	Название	Формула	Название
$\text{HNO}_3$	Азотная	$\text{NO}_3^-$	Нитрат	$\text{KNO}_3$	Нитрат калия
$\text{HNO}_2$	Азотистая	$\text{NO}_2^-$	Нитрит	$\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$	Нитрит кальция
$\text{H}_2\text{SO}_4$	Серная	$\text{SO}_4^{2-}$	Сульфат	$\text{CuSO}_4$	Сульфат меди
$\text{H}_2\text{SO}_3$	Сернистая	$\text{SO}_3^{2-}$	Сульфит	$\text{MgSO}_3$	Сульфит магния
$\text{H}_2\text{CO}_3$	Угльная	$\text{CO}_3^{2-}$	Карбонат	$\text{Na}_2\text{CO}_3$	Карбонат натрия
$\text{H}_2\text{SiO}_3$	Кремниевая	$\text{SiO}_3^{2-}$	Силикат	$\text{BaSiO}_3$	Силикат бария
$\text{H}_2\text{CrO}_4$	Хромовая	$\text{CrO}_4^{2-}$	Хромат	$\text{Cs}_2\text{CrO}_4$	Хромат цезия
$\text{H}_3\text{PO}_4$	Фосфорная	$\text{PO}_4^{3-}$	Фосфат	$\text{Li}_3\text{PO}_4$	Фосфат лития
$\text{CH}_3\text{COOH}$	Уксусная	$\text{CH}_3\text{COO}^-$	Ацетат	$\text{CH}_3\text{COOK}$	Ацетат калия
$\text{HF}$	Фтороводород	$\text{F}^-$	Фторид	$\text{CaF}_2$	Фторид кальция
$\text{HCl}$	Хлороводород	$\text{Cl}^-$	Хлорид	$\text{FeCl}_2$	Хлорид железа
$\text{HBr}$	Бромоводород	$\text{Br}^-$	Бромид	$\text{SnBr}_3$	Бромид олова
$\text{HI}$	Йодоводород	$\text{I}^-$	Йодид	$\text{RbI}$	Йодид рубидия
$\text{H}_2\text{S}$	Сероводород	$\text{S}^{2-}$	Сульфид	$\text{NiS}$	Сульфид никеля

Если имеется обратная задача – по названию соли составить ее формулу. Например, нужно написать формулу фосфата кальция, для чего пишем сначала основу формулы, указывая частицы, входящие в состав соли:  $\text{Ca}$  и  $\text{PO}_4$ . В таблице растворимости солей находим заряды частиц:  $\text{Ca}^{+2}$ ;  $\text{PO}_4^{-3}$ . Умножаем эти две цифры (без знаков) друг на друга:  $2 \cdot 3 = 6$ . Произведение делим на 2 – численное значение заряда иона кальция ( $6 : 2 = 3$ ). Получаем число ионов кальция в соли. Произведение делим на 3 – численное значение заряда фосфат иона ( $6 : 3 = 2$ ). Получаем число фосфат ионов в формуле соли. Следовательно, формула фосфата кальция –  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ .

**Кислые соли** получаются при неполном замещении ионов водорода в кислоте, т. е. кислые соли получаются при избытке кислоты и недостатке основания. В формуле кислой соли присутствует один или несколько ионов водорода:  $\text{NaHCO}_3$ ,  $\text{KH}_2\text{PO}_4$ ,  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ .

Присутствие ионов водорода отражается в названии соли. Ион водорода обозначается частицей *гидро-*, два иона водорода обозначаются как *дигидро-*, три иона водорода – *тригидро-* и т. д.

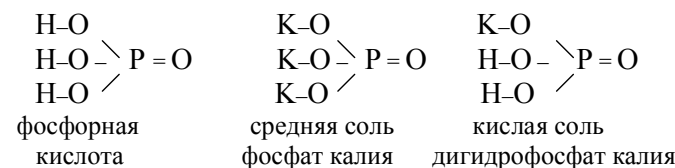
Тогда названия приведенных выше кислых солей будут такими:

$\text{NaHCO}_3$  – гидрокарбонат натрия, или кислый углекислый натрий, или бикарбонат натрия;

$\text{KH}_2\text{PO}_4$  – дигидрофосфат калия, или однозамещенный фосфат калия;

$\text{K}_2\text{HPO}_4$  – гидрофосфат калия, или двузамещенный фосфат калия;  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  – гидрокарбонат кальция.

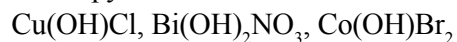
В последней формуле один атом водорода приходится на одну кислотную группу ( $\text{HCO}_3^-$ ), поэтому соль называется гидрокарбонат, а не дигидрокарбонат.



Если поставлена обратная задача – по названию соли составить формулу, например, *гидросульфита магния*, то порядок действий будет следующим:

1. Пишем основу формулы –  $\text{MgHSO}_3$ .
2. Условно делим формулу на две части: на атом металла Mg и кислотный остаток с атомом водорода  $\text{HSO}_3$ .
3. С помощью таблицы растворимости солей находим заряды этих частей: у Mg заряд +2, у  $\text{HSO}_3$  –1 ( $\text{H}^+$  плюс  $\text{SO}_3^{-2}$ ). В целом заряд соединения, в данном случае кислой соли, должен быть равен нулю. Следовательно, чтобы компенсировать заряд  $\text{Mg}^{+2}$ , нужно взять две группы  $(\text{HSO}_3)^-$ :  $[+2 \text{ (это магний)} + (-1 - \text{заряд одной группы } \text{HSO}_3) 2 = 0]$ .
4. Тогда правильная формула гидросульфита магния будет такой:  $\text{Mg}(\text{HSO}_3)_2$ .

Основные соли образуются при неполном замещении ионов  $\text{OH}^-$  в основаниях, т. е. в формуле основной соли присутствует одна или несколько групп  $\text{OH}^-$ :



Присутствие группы  $\text{OH}^-$  отражается в названии основной соли. Группа  $\text{OH}^-$  обозначается частицей *гидроксо-*, две группы  $\text{OH}^-$  – *дигидроксо-* и т. д.

Названия приведенных выше основных солей:

$\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$  – хлорид гидроксомеди, или гидроксохлорид меди;

$\text{Bi}(\text{OH})_2\text{NO}_3$  – нитрат дигидроксовисмута, или дигидроксонитрат висмута;

$\text{Co}(\text{OH})\text{Br}_2$  – бромид гидроксокобальта (III), или гидроксобромид кобальта (III).

При обратной задаче – написании формулы соли по ее названию, например фторида гидроксоникеля (III), порядок действия может быть следующим:

1. Пишем основу формулы: Ni OH F.
2. Условно делим формулу на две части: на кислотный остаток F и атом металла с группой  $\text{OH}^-$ : NiOH — F.
3. С помощью таблицы растворимости солей находим заряды этих частей: у фтора –1, у никеля +3, у группы  $\text{OH}^-$  –1. Заряд металла (никеля) определяем по римской цифре после названия соли.

Добавляем к этой цифре знак +, так как металлы в соединениях всегда положительно заряжены, и получаем заряд металла в данном соединении  $\text{Ni}^{+3}$ .

4. Заряд частицы NiOH будет равен +2 (у никеля +3 плюс –1 у группы  $\text{OH}^-$ ), поэтому для его «компенсации» следует взять два кислотных остатка  $\text{F}^-$ .
5. Тогда правильная формула основной соли будет такой:  $(\text{NiOH})\text{F}_2$ .

#### Задания к теме

##### Вариант 1

1. По формулам написать названия веществ:  
а)  $\text{TiO}_2$ ; б)  $(\text{MgOH})_2\text{S}$ .
2. По названию написать формулы веществ:  
а) хромовая кислота; б) гидроксид никеля (II).

##### Вариант 2

1. По формулам написать названия веществ:  
а)  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; б)  $\text{CoBr}_2$ .
2. По названию написать формулы веществ:  
а) гидроксид кобальта (II); б) оксид мышьяка (V).

##### Вариант 3

1. По формулам написать названия веществ:  
а)  $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ ; б)  $\text{CsOH}$ .
2. По названию написать формулы веществ:  
а) кремниевая кислота; б) оксид хлора (VII).

##### Вариант 4

1. По формулам написать названия веществ:  
а)  $\text{Cu}_2\text{O}$ ; б)  $\text{HMnO}_4$ .
2. По названию написать формулы веществ:  
а) гидросульфид меди (II); б) гидроксид калия.

##### Вариант 5

1. По формулам написать названия веществ:  
а)  $\text{Pb}(\text{OH})_4$ ; б)  $\text{HI}$ .
2. По названию написать формулы веществ:  
а) нитрат тригидроксоцинца; б) оксид углерода (II).

## Вариант 6

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $N_2O_4$ ; б)  $KH_2BO_3$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) гидроксид золота (III); б) сероводородная кислота.

## Вариант 7

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $HNO_2$ ; б)  $LiOH$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) гидросиликат натрия; б) оксид азота (III).

## Вариант 8

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $Cr_2O_3$ ; б)  $HCN$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) гидроксид бария; б) хлорид никеля (III).

## Вариант 9

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $Bi(OH)_3$ ; б)  $Cr(OH)_2$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) фтороводородная кислота; б) оксид железа (III).

## Вариант 10

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $Cr(OH)_2$ ; б)  $P_2O_5$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) двухромовая кислота; б) сульфид аммония.

## Вариант 11

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $Ti(OH)_2SO_4$ ; б)  $Fe(OH)_3$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) сернистая кислота; б) оксид вольфрама (VI).

## Вариант 12

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $H_2CO_3$ ; б)  $PbO_2$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) гидроксид меди(II); б) ацетат свинца (II).

## Вариант 13

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $SO_3$ ; б)  $Cd(OH)_2$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) азотистая кислота; б) сульфат гидроксикальция.

## Вариант 14

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $HCl$ ; б)  $NiSO_3$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) гидроксид алюминия; б) оксид осмия (VIII).

## Вариант 15

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $SiO_2$ ; б)  $NH_4OH$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) йодоводородная кислота; б) гидрокарбонат калия.

## Вариант 16

- По формулам написать названия веществ:  
а)  $Fe(NO_3)_2$ ; б)  $H_3PO_3$ .
- По названию написать формулы веществ:  
а) гидроксид кальция; б) оксид кремния.

## Вариант 17

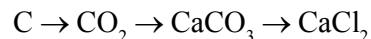
- Из приведенных ниже формул выписать отдельно формулы и названия кислот с разной максимальной основностью:  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HI$ ,  $HNO_2$ ,  $H_4SiO_4$ ,  $H_2CO_3$ .

Вариант 18

1. Из приведенных ниже формул выписать отдельно формулы и названия оснований с разной максимальной кислотностью:  $Zn(OH)_2$ ,  $Fe(OH)_2$ ,  $NaOH$ ,  $Fe(OH)_3$ ,  $Al(OH)_3$ ,  $Sn(OH)_4$ .

Вариант 19

1. При помощи каких реакций можно осуществить следующие превращения:



Написать уравнения этих реакций, дать названия всем веществам.

Вариант 20

1. По формулам написать названия веществ:

а)  $AlPO_4$ ; б)  $Mn_2O_3$ .

2. По названию написать формулы веществ:

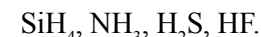
а) гидроксид хрома (III); б) оксид свинца (IV).

Вариант 21

1. Ниже приведены формулы солей, имеющих технические названия: пищевая сода  $NaHCO_3$ , мрамор  $CaCO_3$ , поташ  $K_2CO_3$ , калийная селитра  $KNO_3$ , ляпис  $AgNO_3$ , поваренная соль  $NaCl$ . Дать этим солям химическое название.

## Тема 5. ЭКВИВАЛЕНТ ВЕЩЕСТВА. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

**Эквивалентом** вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает 1 моль атомов водорода в химических реакциях. Как правило, эквивалент обозначается буквой  $\mathcal{E}$  и имеет размерность «моль». Рассмотрим ряд соединений, содержащих водород:



Чему будет равен эквивалент соответственно Si, N, S и F? Составим пропорцию:

на 1 атом Si приходится 4 атома H (из формулы), тогда  $\mathcal{E}_{Si}$  будет соответствовать  $6,02 \cdot 10^{23}$  атомов H (1 моль), или по-другому:

1 атом кремния – 4 атома водорода;

$\mathcal{E}_{Si} - 1$  моль атомов водорода.

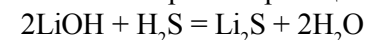
Отсюда следует, что эквивалент кремния  $\mathcal{E}_{Si} = 1$  атом умножить на 1 моль и разделить на 4 атома =  $1/4$  моль.

Рассуждая аналогично, находим, что эквивалент азота  $\mathcal{E}_N = 1/3$  моль;  $\mathcal{E}_S = 1/2$  моль и  $\mathcal{E}_F = 1$  моль. Последнее значение – это максимально возможное значение эквивалента.

Для практических расчетов гораздо чаще применяется понятие «эквивалентная масса». **Эквивалентной массой** (молярной массой эквивалента) называется масса 1 эквивалента вещества. Как правило, эквивалентная масса обозначается  $m$ , и имеет размерность г/моль (кг/моль). Рассчитывают эквивалентные массы по формулам, которые рассматриваются на практических занятиях по химии.

Обратим особое внимание на переменное значение эквивалентной массы некоторых видов веществ в зависимости от характера химических реакций:

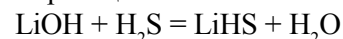
1. Эквивалентная масса многоосновных кислот определяется основностью этих кислот в конкретной реакции. Например, в реакции



сероводород является двухосновной кислотой, так как в реакции принимают участие 2 атома водорода (они заместились на атомы лития).

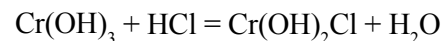
Эквивалентная масса кислоты в этой реакции будет  $m_3 = M / 2$ , где  $M$  – молярная масса кислоты.

В то же время в реакции



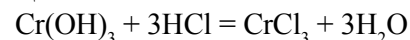
сероводород – одноосновная кислота, так как в процессе участвует только один атом водорода. Эквивалентная масса  $\text{H}_2\text{S}$  в этой реакции будет  $m_3 = M / 1$ .

2. Эквивалентная масса многокислотных оснований определяется кислотностью этих оснований в конкретной реакции. Например, в реакции



гидроксид хрома (III) является однокислотным основанием, так как в процессе участвует только одна группа  $\text{OH}^-$ . Эквивалентная масса гидроксида хрома в этой реакции будет  $m_3 = M / 1$ .

Однако в реакции



гидроксид хрома является трехкислотным основанием, его  $m_3 = M / 3$ .

**Эквивалентным объемом** называется объем, занимаемый 1 эквивалентом газообразного вещества. Как правило, эквивалентный объем обозначается  $V_3$  и имеет размерность л/моль. Эквивалентные объемы простых газов имеют следующие значения:

$$V_3 = 11,2 \text{ л/моль у } \text{H}_2, \text{Cl}_2 \text{ и } \text{F}_2; V_3 = 5,6 \text{ л/моль у } \text{O}_2;$$

$$V_3 = 3,7 \text{ л/моль у азота.}$$

Согласно закону эквивалентов, массы (объемы) реагирующих веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам), т. е.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{m_{31}}{m_{32}} \quad \text{или} \quad \frac{V_1}{V_2} = \frac{V_{31}}{V_{32}} .$$

**Пример.** На нейтрализацию кислоты массой 8,31 г израсходовано  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  массой 7,5 г. Найти эквивалентную массу кислоты.

*Решение.* Рассчитаем эквивалентную массу гидроксида кальция.

$$m_{3 \text{ Ca}(\text{OH})_2} = \frac{M_{\text{Ca}(\text{OH})_2}}{\text{кислотность}} = \frac{74}{2} = 37 \text{ г/моль.}$$

По закону эквивалентов

$$\frac{m_{\text{кислоты}}}{m_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = \frac{m_{3 \text{ кислоты}}}{m_{3 \text{ Ca}(\text{OH})_2}}, \text{ отсюда}$$

$$m_{3 \text{ кислоты}} = \frac{m_{\text{кислоты}} \cdot m_{3 \text{ Ca}(\text{OH})_2}}{m_{\text{Ca}(\text{OH})_2}} = \frac{8,31 \cdot 37}{7,5} = 41 \text{ г/моль.}$$

Из закона эквивалентов следует, что молярная масса эквивалента химического соединения равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частей. Например, если известно, что из 3,85 г нитрата металла получено 1,6 г его гидроксида, то молярную массу эквивалента металла вычисляют из соотношения

$$\frac{3,85}{1,60} = \frac{m_{3 \text{ Me}} + m_{3 \text{ NO}_3^-}}{m_{3 \text{ Me}} + m_{3 \text{ OH}^-}}, \quad \text{или} \quad \frac{3,85}{1,60} = \frac{m_{3 \text{ Me}} + 62}{m_{3 \text{ Me}} + 17},$$

откуда  $m_{3 \text{ Me}} = 15 \text{ г/моль.}$

#### Задания к теме

##### Вариант 1

На нейтрализацию 0,943 г фосфористой кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_3$  израсходовано 1,291 г КОН. Вычислить эквивалент, эквивалентную массу и основность кислоты.

##### Вариант 2

При взаимодействии 3,24 г трехвалентного металла с кислотой выделилось 4,03 л водорода (н. у.). Вычислить эквивалентную, молярную и атомную массу металла.

##### Вариант 3

2,48 г оксида одновалентного металла содержит 1,84 г металла.

Вычислить эквивалентные массы металла и его оксида. Чему равны атомная и молярная массы этого металла?

##### Вариант 4

Для растворения 16,8 г металла потребовалось 14,7 г серной кислоты. Определить эквивалентную массу металла и объем выделившегося водорода (н. у.).

## Вариант 5

Кальций массой 0,69 г и цинк массой 1,13 г вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Определить эквивалентную массу цинка, зная эквивалентную массу кальция, равную 20 г/моль.

## Вариант 6

Один оксид марганца содержит 22,56 % масс. кислорода, а другой 50,50 % масс. Вычислить эквивалентную массу и валентность марганца в этих оксидах. Составить формулы оксидов.

## Вариант 7

Вещество содержит 39,1 % масс. серы и мышьяк. Эквивалентная масса серы 16,0 г/моль. Вычислить эквивалентную массу и валентность мышьяка, составить формулу сульфида.

## Вариант 8

Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 27,9 г/моль, вытесняет из кислоты 700 мл водорода (н. у.). Определить массу металла.

## Вариант 9

Чему равен объем молярной массы эквивалента кислорода? На сжигание 0,5 г металла требуется 0,23 л кислорода. Вычислить молярную массу эквивалента этого металла. Определить, что это за металл, если его валентность равна 2.

## Вариант 10

На нейтрализацию 7,33 г фосфорноватистой кислоты  $\text{H}_3\text{PO}_2$  пошло 4,44 г NaOH. Вычислить эквивалент и эквивалентную массу этой кислоты, ее основность. Написать уравнение реакции нейтрализации.

## Вариант 11

Выразить в молях:

а)  $6,02 \cdot 10^{21}$  молекул  $\text{NH}_3$ ; б)  $1,2 \cdot 10^{24}$  молекул  $\text{H}_2\text{S}$ ; в)  $2 \cdot 10^{23}$  молекул HCl. Чему равен эквивалент и эквивалентная масса азота, серы и хлора в этих соединениях?

## Вариант 12

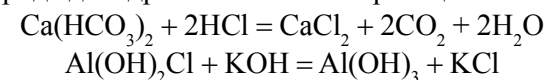
Из 2,7 г оксида некоторого металла можно получить 6,3 г его нитрата. Вычислить молярную массу эквивалента металла.

## Вариант 13

Из 1,3 г гидроксида некоторого металла можно получить сульфат этого металла массой 2,85 г. Вычислить молярную массу эквивалента металла.

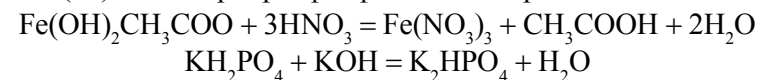
## Вариант 14

Вычислить эквивалент и эквивалентную массу гидрокарбоната кальция и хлорида дигидроксиалюминия в реакциях:



## Вариант 15

Вычислить эквивалент и эквивалентную массу ацетата дигидроксижелеза (III) и дигидроортофосфата калия в реакциях:



## Вариант 16

При взаимодействии 2,5 г карбоната металла с азотной кислотой образовалось 4,1 г нитрата этого же металла. Вычислить молярную массу эквивалента металла.

## Вариант 17

Какой объем водорода вступит в реакцию со 150 л азота?

## Вариант 18

Пероксид водорода разлагается при нагревании по уравнению  $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ . Какой объем кислорода выделится при разложении 50 г пероксида водорода?



Вариант 19

При взаимодействии ортофосфорной кислоты с щелочью образовалась соль  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Рассчитать эквивалентную массу кислоты для этого случая. Написать уравнение реакции.

Вариант 20

Какая масса плавиковой кислоты потребуется на ее взаимодействие с 55 г карбоната натрия? Написать уравнение реакции.

## Тема 6. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Кинетика – учение о скорости различных процессов, в том числе химических реакций. Следует различать гомогенные и гетерогенные химические реакции. В первом случае между участниками реакции нет физических границ раздела, и реакция идет по всему объему системы. Это возможно, если взаимодействуют между собой газы, а также легко смешивающиеся жидкости. В гетерогенных процессах участвуют вещества, между которыми существует физическая граница раздела. Реакция идет именно на этой поверхности. Например, это происходит при реакции газа и твердого вещества или жидкости и газа.

Скоростью химической реакции считается количество вещества, вступившего в реакцию или образовавшегося в результате реакции, в единицу времени в единице объема (для гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела (для гетерогенных реакций).

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, их концентрации (а также давления, если в реакции участвуют газы), от температуры, наличия или отсутствия катализаторов.

Зависимость скорости реакции от концентрации может быть выражена законом действия масс, согласно которому скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Для реакции  $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$  скорость реакции  $v$  определяется выражением  $v = k [\text{H}_2] \cdot [\text{Cl}_2]$ , где  $[\text{H}_2]$  и  $[\text{Cl}_2]$  – молярные концентрации, а  $k$  – константа скорости реакции. Константа скорости – постоянная для данной химической реакции величина, которая зависит от природы реагирующих веществ, температуры и катализатора, но не зависит от концентрации веществ.

Если в уравнении реакции имеются коэффициенты, то в выражении закона действия масс концентрация вещества возводится в степень, соответствующую коэффициенту перед веществом в уравнении. Например, для реакции  $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$   $v = k [\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$ .

Следует учитывать, что в гетерогенных реакциях концентрация твердого вещества является постоянной величиной, поэтому в выражение для закона действия масс твердое вещество не включается. Например,

скорость гетерогенной реакции  $\text{FeO}_T + \text{CO}_T = \text{Fe} + \text{CO}_2$  будет зависеть только от концентрации газа CO:  $v = k [\text{CO}]$ .

Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа, согласно которому при повышении температуры на  $10^\circ\text{C}$  скорость реакции возрастает примерно в 2–4 раза. Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость химической реакции при повышении температуры на  $10^\circ\text{C}$ , называется температурным коэффициентом  $g$ . Если температура протекания реакции изменилась на  $\Delta t$  градусов, то изменение скорости реакции можно рассчитать по уравнению

$$v_{t1} = v_{t0} \cdot g^{\Delta t/10}.$$

Скорость химической реакции возрастает при повышении температуры. Это связано с тем, что химическое взаимодействие с превращением одного вещества в другое протекает не при всяком столкновении. Реагируют только те молекулы, которые обладают достаточной энергией, чтобы разорвать или ослабить старые химические связи в исходных веществах. Отсюда каждая реакция характеризуется определенным энергетическим барьером; для его преодоления необходима энергия активации – некоторая избыточная энергия, которой должны обладать молекулы для того, чтобы их столкновение было эффективным. С ростом температуры число активных столкновений молекул возрастает, что приводит к росту скорости реакции.

Скорость химической реакции возрастает в присутствии катализатора. При участии катализатора возникают нестойкие промежуточные соединения (активированные комплексы), снижая энергию активации реагирующих молекул. По окончании реакции масса и химический состав катализатора остаются неизменными.

**Пример 1.** Как изменится скорость гомогенной реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , если уменьшить объем реакционного сосуда в 3 раза?

*Решение.* Согласно закону действия масс, скорость реакции до изменения объема  $v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$ .

Вследствие уменьшения объема системы концентрация каждого из реагирующих веществ возрастает в 3 раза. Считаем скорость реакции при повышенной концентрации:  $v' = k (3[\text{NO}])^2 \cdot (3[\text{O}_2])$ . Выносим тройки за пределы скобок:  $3^2 = 9$  и 3 просто. Перемножаем эти цифры.

В результате получаем  $v' = 27 k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$ . Сравнивая выражения  $v$  и  $v'$ , находим, что скорость реакции возросла в 27 раз.

**Пример 2.** Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,8. Как изменится скорость реакции при повышении температуры с 20 до  $75^\circ\text{C}$ ?

*Решение.* Поскольку  $\Delta t = 55^\circ\text{C}$ , то, обозначив скорость реакции при 20 и  $75^\circ\text{C}$  соответственно через  $v$  и  $v'$ , можно записать

$$v'/v = 2,8^{55/10} = 2,8^{5,5} = 287.$$

### Задания к теме

#### Вариант 1

Написать выражение для расчета скорости гомогенной химической реакции  $\text{A} + 2\text{B} = \text{AB}_2$ . Рассчитать, как изменится скорость реакции, если: а) концентрация вещества В уменьшится в 4 раза; б) концентрация обоих веществ возрастет в 3 раза.

#### Вариант 2

Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода в системе  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3$ , чтобы скорость реакции образования аммиака возросла в 100 раз?

#### Вариант 3

Реакция между веществами А и В выражается кинетическим уравнением  $\text{A} + 2\text{B} = \text{C}$ . Начальные концентрации веществ составляют:  $[\text{A}]_0 = 0,03$  моль/л,  $[\text{B}]_0 = 0,05$  моль/л. Константа скорости реакции равна 0,4. Найти начальную скорость реакции и скорость реакции, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,01 моль/л.

#### Вариант 4

Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при увеличении температуры на  $40^\circ\text{C}$  скорость реакции возрастает в 16,4 раза?

## Вариант 5

Как изменится скорость гомогенной реакции  $\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ , если:  
а) увеличить давление в системе в 3 раза; б) уменьшить концентрацию NO в 2 раза?

## Вариант 6

Как изменится скорость реакции при изменении температуры с  $+10$  до  $-15$  °С, если температурный коэффициент реакции равен 3?

## Вариант 7

Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода в системе  $2\text{CO} = \text{CO}_2 + \text{C}$ , чтобы скорость реакции возросла в 4 раза?

## Вариант 8

Вычислить, как изменится скорость реакции при изменении температуры со  $110$  до  $70$  °С, если температурный коэффициент реакции равен 3.

## Вариант 9

Реакция идет по уравнению  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ . Концентрация исходных веществ  $[\text{NO}] = 0,03$  моль/л;  $[\text{O}_2] = 0,05$  моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию кислорода до  $0,1$  моль/л, а концентрацию NO – до  $0,06$  моль/л?

## Вариант 10

Две реакции протекают при  $25$  °С с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 2, второй равен 2,5. Найти соотношение скоростей этих реакций при  $75$  °С.

## Вариант 11

Во сколько раз следует увеличить концентрацию вещества  $\text{B}_2$  в системе  $2\text{A}_2 + \text{B}_2 = 2\text{A}_2\text{B}$ , чтобы при уменьшении концентрации  $\text{A}_2$  в четыре раза скорость прямой реакции не изменилась?

## Вариант 12

Во сколько раз следует увеличить давление, чтобы скорость образования  $\text{NO}_2$  по реакции  $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$  возросла в 1000 раз?

## Вариант 13

При  $150$  °С некоторая реакция заканчивается за 16 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,5, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если ее проводить при  $200$  °С.

## Вариант 14

При  $150$  °С некоторая реакция заканчивается за 20 мин. Принимая температурный коэффициент скорости реакции равным 2,8, рассчитать, через какое время закончится эта реакция, если ее проводить при  $110$  °С.

## Вариант 15

На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекающей в ней реакции возросла в 30 раз? Температурный коэффициент протекающей реакции равен 2.

## Вариант 16

В системе  $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$  концентрацию оксида углерода изменили с  $0,04$  до  $0,12$  моль/л, а концентрацию хлора изменили с  $0,06$  до  $0,03$  моль/л. Во сколько раз увеличилась или уменьшилась при этом скорость реакции?

## Вариант 17

Как изменится скорость реакции  $3\text{H}_2 + \text{N}_2 = 2\text{NH}_3$  при увеличении давления в системе в 3 раза?

## Вариант 18

Как изменится скорость прямой реакции  $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{CO} = 2\text{Fe}_{(\text{т})} + 3\text{CO}_2$  при уменьшении давления в системе в 3 раза?

## Вариант 19

Как изменится скорость реакции  $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 4\text{HNO}_3$  при увеличении давления в системе в 3 раза?

## Вариант 20

В системе  $2\text{PH}_3 + 4\text{O}_2 = \text{P}_2\text{O}_5 + 2\text{PH}_3$  увеличили концентрацию  $\text{PH}_3$  в 2 раза. Как следует изменить концентрацию кислорода, чтобы скорость реакции не изменилась?

Вариант 21

Температурный коэффициент скорости реакции равен 3,2. При 298 К эта реакция завершается за 5,5 мин. Сколько времени будет идти эта реакция при 278 К?

## Тема 7. РАСТВОРЫ. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

Раствором называется гомогенная (однородная) система, состоящая из двух или более компонентов. Гомогенность означает, что между компонентами раствора отсутствуют поверхности раздела.

Газообразным раствором можно считать любую смесь газов. Возьмем для примера воздух. Это смесь азота, кислорода, углекислого газа и других газов, между которыми нет поверхностей раздела.

К растворам относятся сплавы некоторых металлов. Это так называемые твердые сплавы.

Однако наибольшее значение имеют жидкие растворы, состоящие из растворителя и растворенных веществ. Наиболее распространенным растворителем является вода и водные растворы.

Отношение количества растворенного вещества к массе (или объему) раствора (или растворителя) называют *концентрацией раствора*.

Концентрация раствора может быть выражена несколькими способами: как массовая доля растворенного вещества (или *процентная концентрация*), как *молярная* концентрация (или *молярность*), как *нормальная* концентрация (или *нормальность*), как *моляльная* концентрация, как *титр* раствора.

**Пример 1.** Вычислить: а) процентную ( $\omega$  %), б) молярную ( $C_m$ ), в) нормальную ( $C_n$ ), г) моляльную ( $C_m$ ) концентрации раствора  $H_3PO_4$ , полученного при растворении 18 г кислоты в 282 см<sup>3</sup> воды, если плотность его 1,031 г/см<sup>3</sup>. Чему равен титр (Т) этого раствора?

*Решение.* Выполним расчет концентрации раствора различными способами:

а) процентная концентрация показывает число граммов вещества, содержащееся в 100 г раствора. Так как массу 282 см<sup>3</sup> воды можно принять равной 282 г ( $\rho = 1$  г/см<sup>3</sup>), то масса полученного раствора равна  $18 + 282 = 300$  г, следовательно,

в 300 г раствора содержится 18 г растворенного вещества;

в 100 г раствора содержится  $x$  г растворенного вещества, т. е.

$$\omega (\%) = (100 \cdot 18) / 300 = 6 (\%);$$

б) молярность показывает число молей растворенного вещества, содержащегося в 1 л раствора.

Находим массу 1 л раствора, учитывая его плотность  $\rho = m/v$ ; отсюда  $m = \rho \cdot v$ , т. е.  $m = 1,031 \cdot 1000 = 1031$  г.

Массу кислоты в литре раствора находим из соотношения  
300 г – 18 г,

$$1031 \text{ г} - x \text{ г} \cdot x = (1031 \cdot 18) / 300 = 61,86 \text{ г.}$$

Молярность раствора получим делением числа граммов  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в 1 л раствора на молярную массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$  (98 г/моль):

$$C_m = 61,86 / 98 = 0,63 \text{ M,}$$

где  $M$  соответствует единице измерения моль/л;

в) нормальность показывает число эквивалентных масс растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Эквивалентная масса  $\text{H}_3\text{PO}_4$  будет равна:  $m_3 = M / 3 = 98 / 3 = 32,66$  г/моль, то  $C_n = 61,86 / 32,66 = 1,89$  н., где **н.** соответствует единице измерения: эквивалентная масса, деленная на литр раствора;

г) молярная концентрация показывает число молей растворенного вещества, содержащихся в 1000 г растворителя.

Массу  $\text{H}_3\text{PO}_4$  в 1000 г растворителя находим из следующего соотношения:

на 282 г воды приходится 18 г кислоты,

на 1000 г воды приходится  $x$  г кислоты;

Масса кислоты ( $x$ ) =  $(1000 \cdot 18) / 282 = 68,83$  г, отсюда молярность  $C_m = 68,8 / 98 = 0,65$  моль / 1000 г растворителя;

д) титром раствора называется количество граммов растворенного вещества в 1 см<sup>3</sup> (мл) раствора. Так как в 1 л раствора содержится 61,86 г кислоты, то  $T_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 61,86 / 1000 = 0,06186$  г/см<sup>3</sup>.

Зная нормальность раствора и  $m_3$  растворенного вещества, титр легко найти по формуле

$$T = C_n \cdot m_3 / 1000.$$

**Пример 2.** На нейтрализацию 50 см<sup>3</sup> раствора кислоты израсходовано 25 см<sup>3</sup> раствора щелочи. Чему равна нормальность кислоты?

*Решение.* Так как вещества взаимодействуют между собой в эквивалентных количествах, то растворы равной нормальности реагируют в равных объемах. При разных нормальностях объемы растворов реагирующих веществ обратно пропорциональны их нормальностям,

т. е.  $V_1 / V_2 = C_{n,2} / C_{n,1}$ . Таким образом,  $50 / 25 = 0,5 / C_{n,\text{кислоты}}$ , отсюда  $C_{n,\text{кислоты}} = (25 \cdot 0,5) / 50 = 0,25$  н.

**Пример 3.** К 1 л 10%-ного раствора КОН (пл. 1,092 г/см<sup>3</sup>) прибавили 0,5 л 5%-ного раствора КОН (пл. 1,045 г/см<sup>3</sup>). Объем смеси довели до 2 л. Вычислить молярную концентрацию полученного раствора.

*Решение.* Масса одного литра 10%-ного раствора КОН составляет  $1000 \cdot 1,092 = 1092$  г. Находим количество КОН в этом растворе из соотношения

$$100 \text{ г} - 1 \text{ г КОН,}$$

$$1092 \text{ г} - x \text{ г КОН}$$

$$x = (1092 \cdot 10) / 100 = 109,2 \text{ г КОН.}$$

Масса 0,5 л 5%-ного раствора составит

$$(2500 \cdot 1,045 \cdot 5) / 100 = 26,125 \text{ г КОН.}$$

В общем объеме полученного раствора (2 л) масса КОН составляет  $109,2 + 26,125 = 135,325$  г. В 1 л раствора содержится  $135,325 / 2 = 67,66$  г КОН; молярность этого раствора  $C_m = 67,66 / 56 = 1,2$  M, где 56 г/моль – молярная масса КОН.

#### Задания к теме

Вариант 1

Вычислить молярную и нормальную концентрации 20%-ного раствора хлорида кальция, плотность которого равна 1,178 г/см<sup>3</sup>.

Вариант 2

Чему равна нормальность 30%-ного раствора NaOH, плотность которого 1,328 г/см<sup>3</sup>? К 1 л этого раствора прибавили 5 л воды. Вычислить процентную концентрацию полученного раствора.

Вариант 3

Вычислить нормальность и молярную концентрации 20,8%-ного раствора  $\text{HNO}_3$ , плотность которого 1,12 г/см<sup>3</sup>. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?

## Вариант 4

К 3 л 10%-ного раствора  $\text{HNO}_3$ , плотность которого  $1,054 \text{ г/см}^3$ , прибавили 5 л 2%-ного раствора той же кислоты плотностью  $1,009 \text{ г/см}^3$ . Вычислить процентную и молярную концентрации полученного раствора при условии, что его объем равен 8 л.

## Вариант 5

Вычислить молярную, нормальную и моляльную концентрации 16%-ного раствора хлорида алюминия, плотность которого равна  $1,149 \text{ г/см}^3$ .

## Вариант 6

Сколько и какого вещества останется в избытке, если к  $75 \text{ см}^3$  0,3 н. раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  прибавить  $125 \text{ см}^3$  0,2 н. раствора  $\text{KOH}$ ?

## Вариант 7

Для осаждения в виде  $\text{AgCl}$  всего серебра, содержащегося в  $100 \text{ см}^3$  раствора  $\text{AgNO}_3$ , потребовалось  $50 \text{ см}^3$  0,2 н. раствора  $\text{HCl}$ . Чему равна нормальность раствора  $\text{AgNO}_3$ ? Сколько граммов  $\text{AgCl}$  выпало в осадок?

## Вариант 8

Какой объем 20,01%-ного раствора  $\text{HCl}$  (плотность  $1,100 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 1 л 10,17%-ного раствора (плотность  $1,050 \text{ г/см}^3$ )?

## Вариант 9

Смешали  $10 \text{ см}^3$  10%-ного раствора  $\text{HNO}_3$  (плотность  $1,056 \text{ г/см}^3$ ) и  $100 \text{ см}^3$  30%-ного раствора  $\text{HNO}_3$  (плотность  $1,184 \text{ г/см}^3$ ). Вычислить процентную концентрацию полученного раствора.

## Вариант 10

Какой объем 50%-ного раствора  $\text{KOH}$  (плотность  $1,538 \text{ г/см}^3$ ) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора  $\text{KOH}$  (плотность  $1,048 \text{ г/см}^3$ )?

## Вариант 11

На нейтрализацию  $31 \text{ см}^3$  0,16 н. раствора щелочи требуется  $217 \text{ см}^3$  раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ . Чему равны нормальность и титр раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

## Вариант 12

Какой объем 0,3 н. раствора кислоты требуется для нейтрализации раствора, содержащего 0,32 г  $\text{NaOH}$  в  $40 \text{ см}^3$ ?

## Вариант 13

В 175 г воды растворили 25 г нитрата калия. Чему равна массовая доля  $\text{KNO}_3$  в полученном растворе?

## Вариант 14

При выпаривании  $300 \text{ г}$  4%-ного раствора сахара его масса уменьшилась на 60 г. Чему стала равна массовая доля сахара в полученном растворе?

## Вариант 15

Сколько граммов  $\text{NaNO}_3$  нужно растворить в 400 г воды, чтобы приготовить 20%-ный раствор?

## Вариант 16

Из 700 г 60%-ного раствора серной кислоты выпариванием удалили 200 г воды. Чему равна процентная концентрация оставшегося раствора?

## Вариант 17

Винный спирт содержит 4 % воды по массе. Сколько граммов воды в 1 л спирта? (Плотность спирта равна  $0,8 \text{ г/мл}$ .)

## Вариант 18

Содержание солей в морской воде достигает 3,5%. Сколько граммов соли останется после выпаривания 10 кг морской воды?

## Вариант 19

Сколько граммов карбоната калия потребуется для приготовления 200 мл 0,3 M раствора?

Вариант 20

В 300 мл раствора содержится 40 г сульфата натрия. Рассчитать молярную концентрацию раствора.

Вариант 21

Иногда в больницах в кровь вводится 0,85%-ный раствор поваренной соли, называемый физиологическим раствором. Вычислить, сколько граммов соли вводится в организм при вливании 400 г физиологического раствора.

## Тема 8. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Все растворимые в воде вещества принято условно делить на две категории: а) электролиты – вещества, которые при взаимодействии с растворителем распадаются на ионы; б) неэлектролиты – вещества, которые не распадаются на ионы. Растворы электролитов в большей или меньшей степени проводят электрический ток, неэлектролиты ток не проводят.

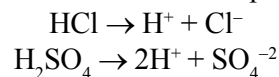
Процесс распада молекул вещества на ионы при растворении в воде называют электролитической диссоциацией. Впервые стройную теорию электролитической диссоциации предложил шведский ученый С. Аррениус. Согласно этой теории, при растворении в воде электролиты распадаются или диссоциируют на положительно и отрицательно заряженные ионы. Положительно заряженные ионы называются катионами, отрицательно заряженные – анионами. Как и молекулы растворителя, ионы в растворе находятся в состоянии неупорядоченного теплового движения.

Электролиты могут распадаться на ионы полностью или частично. Количественно этот процесс характеризует степень диссоциации ( $\alpha$ ). Степень диссоциации – это отношение числа распавшихся на ионы частиц к общему числу частиц. Степень диссоциации выражают в долях единицы или в процентах. Она может изменяться от 0 (диссоциации нет) до 1 (100%-ная, полная диссоциация). Например, если из 2000 молекул поваренной соли распалось при диссоциации на ионы 1650, то  $\alpha = 1650 : 2000 = 0,825$  (82,5 %).

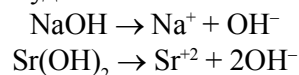
Электролиты со степенью диссоциации больше 0,3 (30 %) называют сильными, со степенью диссоциации от 0,03 до 0,3 – средними, менее 0,03 (3 %) – слабыми электролитами.

Помимо степени диссоциации, существует еще один показатель, характеризующий процесс диссоциации, – константа диссоциации ( $K_d$ ). Константа диссоциации – это отношение произведения концентраций получившихся в результате диссоциации частиц к концентрации частиц на начальной стадии процесса. Если диссоциация протекает ступенчато, то выражение для константы диссоциации можно записать для каждой отдельной стадии, а также для суммарного процесса.

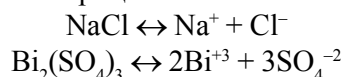
Сильные электролиты – это сильные кислоты (HCl, HBr, HI, HNO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>), сильные основания (LiOH, NaOH, KOH, Ba(OH)<sub>2</sub>) и все растворимые соли. Сильные кислоты почти полностью диссоциируют с образованием иона водорода H<sup>+</sup> и отрицательно заряженного иона кислотного остатка. Серная кислота двухосновная, она при диссоциации дает удвоенное количество ионов водорода:



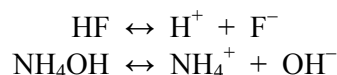
Сильные основания диссоциируют с образованием отрицательного гидроксид-иона OH<sup>-</sup> и положительного иона металла. Многокислотные сильные основания дают удвоенное количество гидроксид-ионов:



Растворимые в воде соли диссоциируют с образованием положительного иона металла и отрицательного иона кислотного остатка:

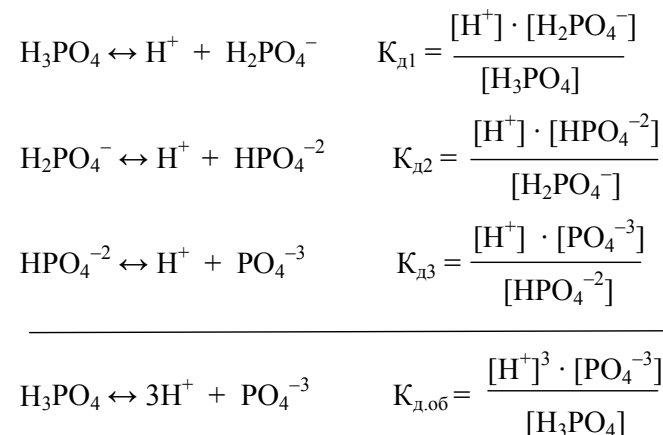


К слабым электролитам относятся слабые кислоты (H<sub>2</sub>S, H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, HNO<sub>2</sub>, HF, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>COOH), слабые основания (NH<sub>4</sub>OH, Cu(OH)<sub>2</sub>, Fe(OH)<sub>2</sub> и др.), а также нерастворимые и малорастворимые соли. Растворимость соединения можно определить по таблице растворимости солей. Слабые электролиты в растворе обратимо диссоциируют на ионы:



Слабые многоосновные кислоты отщепляют ионы водорода последовательно, в несколько стадий. Число стадий определяется числом атомов водорода в кислоте. Исключение – уксусная кислота, которая диссоциирует с образованием одного иона водорода H<sup>+</sup>. Например, фосфорная кислота будет диссоциировать в три ступени.

Выражение для константы диссоциации справедливо только для слабых электролитов и, в какой то степени, для электролитов средней силы. Для сильных электролитов – сильных кислот и щелочей – константа диссоциации не пишется.



В случае электролита КА, диссоциирующего на катион К<sup>+</sup> и анион А<sup>-</sup>, константа и степень диссоциации связаны соотношением (закон разбавления Освальда):

$$K_d = \alpha^2 \cdot C_m / (1 - \alpha).$$

Здесь C<sub>м</sub> – молярная концентрация электролита, моль/л.

Для слабых электролитов выражение в знаменателе 1 – α ≈ 1. Тогда формула упрощается:

$$K_d = \alpha^2 \cdot C_m, \text{ откуда } \alpha = \sqrt{K_d / C_m}.$$

Если в растворе электролита КА степень его диссоциации равна α, то концентрация ионов К<sup>+</sup> и А<sup>-</sup> в растворе одинаковы и составляют:

$$\begin{aligned} \text{например, } \text{КА} &= \text{K}^+ + \text{A}^- & [\text{K}^+] \cdot [\text{A}^-] &= \alpha \cdot C_m \text{ или } \sqrt{K_d \cdot C_m}, \\ \text{HF} &= \text{H}^+ + \text{F}^- & [\text{H}^+] \cdot [\text{F}^-] &= \alpha \cdot C_m \text{ или } \sqrt{K_d \cdot C_m}. \end{aligned}$$

**Пример 1.** Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна 1,32 · 10<sup>-2</sup>. Рассчитать константу диссоциации кислоты.

*Решение.* Подставим данные задачи в уравнение Освальда:

$$K_d = \alpha^2 C_m / (1 - \alpha) = (1,32 \cdot 10^{-2})^2 0,1 / (1 - 0,0132) = 1,77 \cdot 10^{-5}.$$

Расчет по приближенной формуле K<sub>д</sub> = α<sup>2</sup>C<sub>м</sub> приводит к близкому значению K<sub>д</sub>:

$$K_d = (1,32 \cdot 10^{-2})^2 0,1 = 1,74 \cdot 10^{-5}.$$



**Пример 2.** Константа диссоциации слабой синильной кислоты равна  $7,9 \cdot 10^{-10}$ . Найти степень диссоциации HCN в 0,001 M растворе.

*Решение.* Так как синильная кислота является слабым электролитом, то для расчета применяем упрощенную формулу

$$\alpha = \sqrt{K_d/C_M} = \sqrt{7,9 \cdot 10^{-10} / 10^{-3}} = 8,9 \cdot 10^{-4}.$$

**Пример 3.** Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,1 M растворе хлорноватистой кислоты HOCl ( $K_d = 5 \cdot 10^{-8}$ ).

*Решение.* Найдем степень диссоциации HOCl:

$$\alpha = \sqrt{K_d C_M} = \sqrt{5 \cdot 10^{-8} / 0,1} = 7 \cdot 10^{-4}.$$

#### Задания к теме

##### Вариант 1

1. Написать уравнение диссоциации плавиковой кислоты и выражение для константы диссоциации.

2. Константа диссоциации масляной кислоты  $C_3H_7COOH$  равна  $1,5 \cdot 10^{-5}$ . Вычислить степень диссоциации в 0,005 M растворе.

##### Вариант 2

1. Написать уравнение диссоциации цианистоводородной кислоты и выражение для константы диссоциации.

2. Найти степень диссоциации хлорноватистой кислоты HOCl в 0,2 M растворе.  $K_d = 5 \cdot 10^{-8}$ .

##### Вариант 3

1. Написать уравнение диссоциации гидроксида цинка и выражение константы диссоциации для суммарного уравнения.

2. Степень диссоциации муравьиной кислоты HCOOH в 0,2 M растворе равна 0,03. Определить константу диссоциации кислоты.

##### Вариант 4

1. Написать уравнение диссоциации селеноводорода и выражение константы диссоциации для первой ступени.

2. Степень диссоциации угольной кислоты по первой ступени в 0,1 M растворе равна  $2,11 \cdot 10^{-3}$ . Вычислить  $K_{d1}$ .

##### Вариант 5

1. Написать уравнение диссоциации гидроксида меди и выражение константы диссоциации для суммарного уравнения.

2. При какой концентрации раствора степень диссоциации азотистой кислоты  $HNO_2$  будет равна 0,2?  $K_d = 4 \cdot 10^{-4}$ .

##### Вариант 6

1. Написать уравнение диссоциации хлорида меди и выражение для константы диссоциации.

2. Рассчитать значение степени диссоциации 0,5 M раствора азотной кислоты, если константа диссоциации равна 43,6.

##### Вариант 7

1. Написать уравнение диссоциации нитрата хрома (II) и выражение для константы диссоциации.

2. Чему равна концентрация ионов водорода  $H^+$  в водном растворе муравьиной кислоты, если  $\alpha = 0,03$ ?  $K_d = 1,8 \cdot 10^{-4}$ .

##### Вариант 8

1. Написать уравнение диссоциации сульфата железа (III) и выражение для константы диссоциации.

2. Вычислить  $[H^+]$  в 0,02 M растворе сернистой кислоты. Диссоциацией по второй ступени пренебречь.  $K_d = 1,6 \cdot 10^{-2}$ .

##### Вариант 9

1. Написать уравнение диссоциации уксусной кислоты и выражение для константы диссоциации.

2. Константа диссоциации  $NH_4OH$  аммония равна  $1,8 \cdot 10^{-5}$ . Рассчитать степень диссоциации  $NH_4OH$  в 0,01 M растворе.

##### Вариант 10

1. Написать уравнение ступенчатой диссоциации сероводорода и выражение для констант диссоциации для каждой ступени.

2. Вычислить концентрацию ионов  $H^+$  в 0,01 M растворе кремниевой кислоты.  $K_{d1} = 2,2 \cdot 10^{-12}$ .

## Вариант 11

1. Написать уравнение ступенчатой диссоциации угольной кислоты и выражение для констант диссоциации для каждой ступени.
2. Константа диссоциации слабой кислоты  $\text{H}_2\text{Se}$  по первой ступени равна  $1,7 \cdot 10^{-4}$ . Рассчитать степень диссоциации  $\text{H}_2\text{Se}$  в  $0,005 \text{ M}$  растворе.

## Вариант 12

1. Написать уравнение диссоциации ацетата алюминия и выражение для константы диссоциации.
2. Вычислить концентрацию ионов  $\text{OH}^-$  в  $0,005 \text{ M}$  растворе гидроксида бериллия.  $K_{\text{д1}} = 5 \cdot 10^{-11}$ .

## Вариант 13

1. Написать уравнение диссоциации фосфата калия и выражение для константы диссоциации.
2. Константа диссоциации слабого основания  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  по первой ступени равна  $3 \cdot 10^{-8}$ . Рассчитать степень диссоциации  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  в  $0,003 \text{ M}$  растворе.

## Вариант 14

1. Написать уравнение диссоциации гидроксида свинца (II) и выражение константы диссоциации для первой ступени диссоциации.
2. Рассчитать  $K_{\text{д}}$  хлорной кислоты  $\text{HOCl}_4$  в  $0,1 \text{ M}$  растворе, если степень ее диссоциации равна 99,999 %.

## Вариант 15

1. Написать уравнение диссоциации сульфида натрия и выражение для константы диссоциации.
2. Степень диссоциации алюминиевой кислоты  $\text{HAlO}_2$  в  $0,05 \text{ M}$  растворе равна  $2,83 \cdot 10^{-6}$ . Вычислить константу диссоциации.

## Вариант 16

1. Написать уравнение диссоциации гидрокарбоната натрия и выражение для константы диссоциации.
2. Степень диссоциации борной кислоты  $\text{H}_3\text{BO}_3$  по первой ступени в  $0,08 \text{ M}$  растворе равна  $8,51 \cdot 10^{-5}$ . Вычислить константу диссоциации по первой ступени.

## Вариант 17

1. Написать уравнение диссоциации борной кислоты по первой ступени и выражение константы диссоциации для этой стадии.
2. Чему равна концентрация ионов водорода  $[\text{H}^+]$  в растворе фтороводорода, если степень диссоциации равна 0,04?

## Вариант 18

1. Написать уравнение диссоциации азотистой кислоты и выражение для константы диссоциации.
2. Чему равна концентрация ионов водорода  $[\text{H}^+]$  в растворе циановодорода, если степень диссоциации равна 0,01?

## Вариант 19

1. Написать уравнение диссоциации сульфата висмута и выражение для константы диссоциации.
2. Вычислить константу диссоциации электролита, если его концентрация равна  $0,4 \text{ M}$ , а степень диссоциации равна 15 %.

## Вариант 20

1. Написать уравнения диссоциации гидроксида хрома (II) по первой и второй ступени, а также выражения для констант диссоциации по этим ступеням.
2. Вычислить константу диссоциации электролита, если его концентрация равна  $2 \text{ M}$ , а степень диссоциации – 75 %.

## Вариант 21

1. Написать уравнение полной диссоциации гидроксида железа (III) и выражение для константы диссоциации для этого случая.
2. При какой концентрации раствора степень диссоциации гидроксида аммония будет равна 15 %?

## Тема 9. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

При растворении солей в воде наряду с процессами электролитической диссоциации с образованием гидратированных ионов могут протекать обменные реакции между молекулами воды и растворенного вещества. Процесс взаимодействия молекул соли с молекулами воды, приводящий к образованию слабого электролита, называется гидролизом солей. Слабыми электролитами считаются слабая кислота, слабое основание или нерастворимое соединение.

Следует помнить, что вода является очень слабым электролитом. Равновесие реакции  $\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}^+ + \text{OH}^-$  или  $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$  характеризует ионное произведение воды

$$K_{(\text{H}_2\text{O})} = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14} \quad (T = 25 \text{ }^\circ\text{C}).$$

В чистой воде при 25 °C  $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$  моль/л.

Концентрацию ионов водорода в растворе удобно выражать в логарифмической шкале. Отрицательный десятичный логарифм этой концентрации называют *водородным показателем* и обозначают рН.

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Для нейтрального раствора рН = 7, для кислого рН < 7, для щелочного рН > 7.

Помимо водородного показателя, существует также гидроксидный показатель:

$$\text{pOH} = -\lg [\text{OH}^-].$$

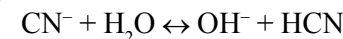
Водородный и гидроксидный показатели взаимосвязаны уравнением  $\text{pH} + \text{pOH} = 14$  (для 20 °C).

Характер гидролиза определяется природой соли. Различают несколько вариантов взаимодействия соли с водой. Следует иметь в виду, что соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергаются. Соли подобного типа просто диссоциируют в воде на ионы. Их растворы имеют нейтральную реакцию со значением рН = 7.

**Пример 1.** Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой, гидролизуется по аниону, так как анион образует с ионами водорода воды слабую кислоту:

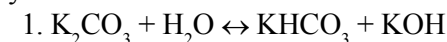


или, в ионной форме,

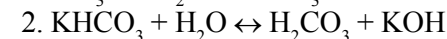
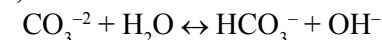


Реакция среды в таких растворах щелочная с рН > 7.

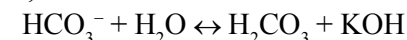
Соли, образованные многоосновными кислотами, например  $\text{H}_2\text{CO}_3$ , гидролизуются ступенчато:



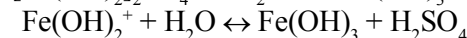
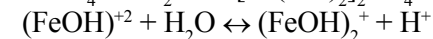
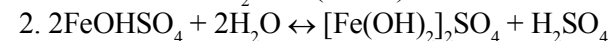
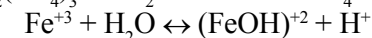
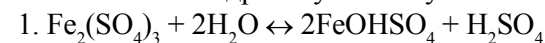
или, в ионной форме,



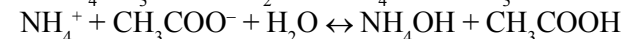
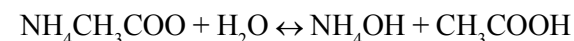
или, в ионной форме,



**Пример 2.** Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой, гидролизуется по катиону, так как катион образует с ионами гидроксила слабое основание. Так как в результате гидролиза образуется сильная кислота, то раствор такой соли имеет рН < 7. Соли слабых многокислотных оснований гидролизуются ступенчато:



**Пример 3.** Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой, гидролизуется и по катиону, и по аниону с образованием слабой кислоты и слабого основания:



Значение водородного показателя таких растворов зависит от силы образующихся слабой кислоты и основания; обычно для растворов таких солей рН составляет 6–8.

Кислотность или щелочность среды, как правило, определяют приборами – рН-метрами. Для ориентировочного определения характера среды можно воспользоваться химическими индикаторами. Химические индикаторы – это вещества, меняющие свою окраску в зависимости от характера среды.

Таблица 3

## Важнейшие индикаторы

Индикатор	Цвет индикатора в различных средах		
	кислой	нейтральной	щелочной
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Желтый
Метиловый красный	Красный	Оранжевый	Желтый
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый

## Задания к теме

## Вариант 1

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  и  $\text{Ba}(\text{CN})_2$ . Какой цвет будет иметь лакмус в раствор первой и второй солей?

## Вариант 2

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Какой цвет будет иметь метилоранж в раствор первой и второй солей?

## Вариант 3

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{NaBr}$  и  $\text{CoCl}_2$ . Какой цвет будет иметь метиловый красный в раствор первой и второй солей?

## Вариант 4

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{NaI}$  и  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ . Какой цвет будет иметь фенолфталеин в растворах первой и второй солей?

## Вариант 5

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{CuCl}_2$  и  $\text{K}_2\text{SO}_4$ . Какой цвет будет иметь лакмус в растворах первой и второй солей?

## Вариант 6

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Какой цвет будет иметь метилоранж в растворах первой и второй солей?

## Вариант 7

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{KCN}$  и  $\text{NaCH}_3\text{COO}$ . Какой цвет будет иметь метиловый красный в растворах первой и второй солей?

## Вариант 8

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{FeCl}_2$  и  $\text{Na}_2\text{S}$ . Какой цвет будет иметь фенолфталеин в растворах первой и второй солей?

## Вариант 9

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{MgCl}_2$  и  $\text{KI}$ . Какой цвет будет иметь лакмус в растворах первой и второй солей?

## Вариант 10

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ . Какой цвет будет иметь метилоранж в растворах первой и второй солей?

## Вариант 11

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2$  и  $\text{KCl}$ . Какой цвет будет иметь метиловый красный в растворах первой и второй солей?

## Вариант 12

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{K}_2\text{SO}_3$  и  $\text{NaF}$ . Какой цвет будет иметь фенолфталеин в растворах первой и второй солей?

## Вариант 13

Составить молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей  $\text{Li}_2\text{S}$  и  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ . Какой цвет будет иметь лакмус в растворах первой и второй солей?

Вариант 14

Смешали равные объемы растворов сильной кислоты и сильного основания с рН 2 и рН 11 соответственно. Вычислить рН полученного раствора.

Вариант 15

Смешали равные объемы растворов сильных кислот со значением рН 1 и рН 2. Вычислить рН полученного раствора.

Вариант 16

Вычислить рН раствора, полученного смешением равных объемов растворов щелочей с рН 12 и рН 11.

Вариант 17

Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза фосфата алюминия. Какой цвет будет иметь метиловый красный в растворе этой соли?

Вариант 18

Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения гидролиза дигидрофосфата натрия. Какой цвет будет иметь фенолфталеин в растворе этой соли?

Вариант 19

Какая из этих солей будет подвергаться гидролизу:  $\text{NaNO}_3$  или  $\text{Na}_2\text{S}$ ? Написать уравнение гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме.

Вариант 20

Какая среда – кислая, нейтральная или щелочная – возникает при гидролизе солей, формулы которых  $\text{SnCl}_2$  и  $\text{KCl}$ ? Написать уравнение гидролиза для соответствующих реакций.

Вариант 21

При сливании растворов  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  и  $\text{Na}_2\text{S}$  образуется осадок гидроксида хрома (III) и выделяется газ. Составить молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза этих солей.

## Тема 10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Окислительно-восстановительными реакциями называются процессы, в ходе которых меняется степень окисления элементов. Важно знать, что это процессы парные: если есть процесс окисления, то обязательно должен быть процесс восстановления.

**Степенью окисления** можно назвать число, соответствующее реальному или условному заряду элемента при образовании данного соединения.

Если при образовании какого-либо соединения элемент отдает электроны другому элементу, то он приобретает или увеличивает положительную степень окисления; если элемент принимает электроны от другого элемента, то приобретает или увеличивает отрицательную степень окисления.

Элемент, отдающий электроны (донор электронов), является восстановителем. Элемент, принимающий электроны (акцептор электронов), является окислителем.

Некоторые элементы имеют постоянную степень окисления практически во всех соединениях:

+1: Li, Na, K, Rb, Cs, Fr;

+2: Be, Mg, Ca, Zn, Sr, Cd, Ba;

+3: B, Al;

-1: F, (Cl, Br, I, кроме их соединений со фтором, кислородом);

-2: O (кроме  $\text{O}^{+2}\text{F}_2$  и пероксидов, например  $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ ).

У водорода возможны две степени окисления: +1 и -1. Степень окисления -1 водород проявляет в его соединениях с металлами ( $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$  и т. д.). В остальных случаях степень окисления водорода равна +1.

В одноатомных и многоатомных простых соединениях, состоящих из одного вида атомов, степень окисления каждого атома равна нулю (S, Fe,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и т. д.).

**Расчет степени окисления элемента в соединении**

Следует знать, что в целом любое соединение электронейтрально, т. е. сумма степеней окисления всех элементов равна нулю.

**Вариант 1.** В соединении только один элемент с неизвестной степенью окисления.

**Пример 1.** Найти степень окисления углерода в соединении  $\text{CaCO}_3$ .

В соединении два элемента с постоянной степенью окисления: Ca (+2) и O (-2). Для расчета степени окисления углерода составим алгебраическое уравнение, обозначив за  $x$  степень окисления углерода. Получаем

$$(+2) + x + (-2) \cdot 3 = 0.$$

Решая уравнение, получаем, что степень окисления углерода равна +4.

**Пример 2.** Найти степень окисления серы в соединении  $\text{Ba(HS)}_2$ .

Составляя аналогичным образом алгебраическое выражение, где  $x$  – это степень окисления серы, получаем:

$$(+2) + (+1) \cdot 2 + 2x = 0,$$

откуда  $x$  (степень окисления серы) равен -2.

**Пример 3.** Найти степень окисления хлора в соединении  $\text{KClO}_3$ .

Составляем уравнение, обозначив степень окисления хлора за  $x$ :

$$(+1) + x + (-2) \cdot 3 = 0.$$

Следовательно, степень окисления хлора равна +5.

**Вариант 2.** В соединении два и более элементов с переменной степенью окисления.

В этом случае необходимо разбить соединение на части с известным зарядом (суммой степеней окисления). В качестве справочного материала можно использовать таблицу растворимости соединений, где приведены заряды наиболее распространенных кислотных остатков соответствующих кислот.

**Пример 1.** Возьмем сульфит железа (III) –  $\text{Fe}_2(\text{SO}_3)_3$ . В него входят два элемента с переменной степенью окисления: Fe и S.

Находим в таблице растворимости солей кислотный остаток  $(\text{SO}_3)^{-2}$ . Его заряд равен (-2). В формулу входят три таких частицы, и в сумме они составляют заряд (-6). Этот заряд (-6) должен компенсироваться зарядами двух ионов железа. Напомним, что в целом заряд любого соединения должен быть равным нулю. Следовательно, заряд (степень окисления) одного иона железа будет равен (+3). Проверяем:  $(+3) \cdot 2 = (+6)$ . Это заряд двух ионов железа  $(-2) \cdot 3 = (-6)$ . Это заряд трех групп  $\text{SO}_3^{-2}$ . В итоге  $(+6) + (-6) = 0$ .

Степень окисления серы в этом соединении определяем так: составляем алгебраическое выражение, похожее на те, что мы использовали ранее. Разница лишь в том, что выражение будет равно не нулю, а заряду иона, содержащего серу,  $(\text{SO}_3)^{-2}$ :

$$x + (-2) \cdot 3 = (-2), \text{ откуда } x = (+4).$$

Следовательно, степень окисления серы в данном соединении равна +4.

**Пример 2.** Найдем степень окисления элементов в соединении  $\text{Ni(NO}_2)_2$ .

Заряд нитрит-иона  $(\text{NO}_2)^-$  согласно таблице растворимости солей равен (-1). Два таких иона в сумме дадут (-2). Для того чтобы соединение было электронейтральным, степень окисления Ni должна быть равной (+2). Далее находим степень окисления азота в группе  $\text{NO}_2$ :  $x + (-2) \cdot 2 = (-1)$ . Следовательно, степень окисления азота в этом соединении равна +3.

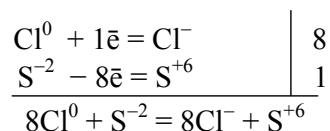
**Составление уравнений окислительно-восстановительных процессов**

**Пример 1.** Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:

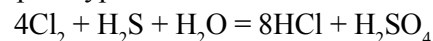


Вначале определим элементы, которые поменяли свою степень окисления. В данной реакции это хлор Cl с 0 до -1, а также сера S с -2 до +6. Следовательно, в данной реакции хлор будет принимать электроны (процесс восстановления; хлор – окислитель), а сера отдавать электроны (процесс окисления; сероводород – восстановитель).

Составим уравнения полуреакций:



Составим электронный баланс. Уравняем число отданных и принятых электронов, поставив соответствующие поправочные коэффициенты. В нашем случае это цифры 8 и 1. Теперь у нас 8 электронов отдано и 8 электронов принято. Далее переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение:



Проверяем остальные элементы: кислород и водород. В левой части уравнения 1 атом кислорода, в правой – 4. Уравниваем число атомов кислорода, поставив у  $\text{H}_2\text{O}$  коэффициент 4:



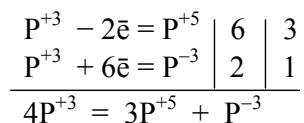
В левой части получается 10 атомов водорода, в правой – столько же. Значит, уравнение составлено верно.

**Пример 2.** Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:

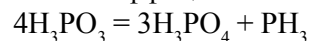


В данной реакции меняет свою степень окисления только один элемент – фосфор. У фосфора было (+3) в начале реакции, (+5) и (–3) – в конце реакции, т. е. фосфор одновременно и окисляется и восстанавливается, а  $\text{H}_3\text{PO}_3$  является одновременно и окислителем и восстановителем. Подобные реакции называются реакциями самоокисления-самовосстановления или диспропорционирования.

Составим полуреакции окисления и восстановления:



Переносим полученные коэффициенты в молекулярное уравнение

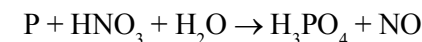


Проверяем кислород и водород. Кислорода и в левой и в правой части по 12 атомов, водород также уравнен.

Задания к теме

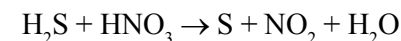
Вариант 1

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



Вариант 2

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



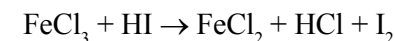
Вариант 3

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



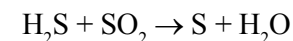
Вариант 4

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



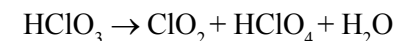
Вариант 5

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



Вариант 6

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



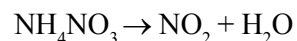
Вариант 7

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



## Вариант 8

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



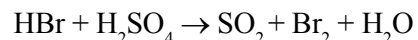
## Вариант 9

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



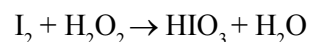
## Вариант 10

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



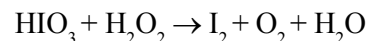
## Вариант 11

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



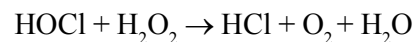
## Вариант 12

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



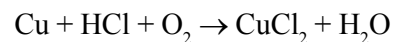
## Вариант 13

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



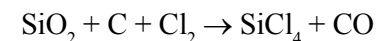
## Вариант 14

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



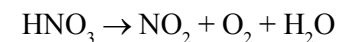
## Вариант 15

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



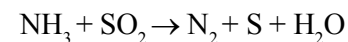
## Вариант 16

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



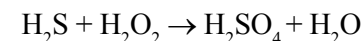
## Вариант 17

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



## Вариант 18

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:

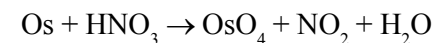


## Вариант 19

Аммиачная селитра может разлагаться со взрывом по уравнению  $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$ . Расставить коэффициенты, указать окислитель и восстановитель.

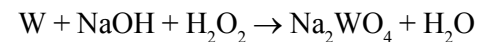
## Вариант 20

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:



## Вариант 21

Расставить коэффициенты в уравнении реакции, указать окислитель и восстановитель:





## Тема 11. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

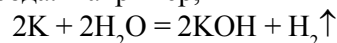
Химические свойства металлов весьма разнообразны, однако во всех случаях в свободном состоянии металлы будут только восстановителями. В соединениях металлы проявляют только положительную степень окисления.

Об активности металла можно судить по ряду активности металлов или таблице стандартных окислительно-восстановительных потенциалов (ряд напряжений металлов – см. прил. 1).

Чем отрицательнее электродный потенциал ( $\varphi^0$ ), тем более активен металл. Например,  $\varphi^0$  калия равен (-2,92 В), а  $\varphi^0$  магния равен (2,38 В). Отсюда следует, что калий более активный металл, чем магний. Другой пример:  $\varphi^0$  (Al) = -1,66 В, а  $\varphi^0$  (Pb) = -0,13 В. Алюминий более активен.

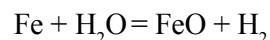
### Взаимодействие металлов с водой

Активные металлы от лития ( $\varphi^0 = -3,02$  В) до магния включительно взаимодействуют с водой с образованием гидроксида металла и газообразного водорода. Например,



Металлы от магния до железа включительно взаимодействуют только при повышенных температурах, при этом образуется *оксид металла* и водород.

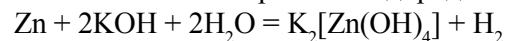
Например, железо взаимодействует с водой при температуре красного каления по уравнению



Металлы менее активные, чем железо, с водой не взаимодействуют.

### Взаимодействие с растворами щелочей

Некоторые металлы способны взаимодействовать с водными растворами щелочей. При этом, как правило, образуются комплексное соединение этого металла и газообразный водород. Например:



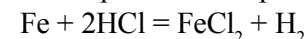
Помимо цинка, из наиболее распространенных металлов в подобные реакции вступают алюминий, олово, свинец и хром, причем коор-

динационное число этих металлов в их комплексных соединениях, как правило, равно 6, в то время как у цинка оно равно 4 (4 группы  $\text{OH}^-$  внутри квадратных скобок).

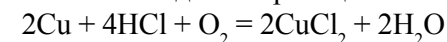
### Взаимодействие металлов с кислотами

#### С хлороводородной (соляной) кислотой

Все металлы от начала ряда активности металлов (от лития) до водорода взаимодействуют с HCl (см. примечание). При этом образуются хлорид металла и газообразный водород. Например:

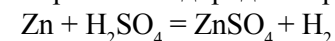


Кроме того, концентрированная HCl в присутствии кислорода может взаимодействовать с медью по реакции

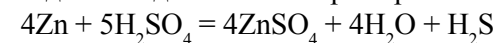


#### С серной кислотой

С разбавленной серной кислотой реагируют все металлы от начала ряда (от Li) до водорода (см. примечание). При этом образуются сульфат металла и газообразный водород. Например:



Концентрированная серная кислота является сильным окислителем, поэтому с ней взаимодействуют все металлы, кроме золота и платины. При этом образуются три продукта реакции: обязательно сульфат металла и вода, а третий продукт определяется активностью металла. Третьим продуктом может быть  $\text{H}_2\text{S}$  (если металл активный), S (если металл средней активности) или  $\text{SO}_2$  (если металл неактивен). Водород при взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами никогда не выделяется. Например:



#### С азотной кислотой

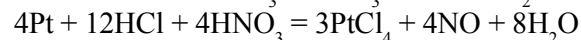
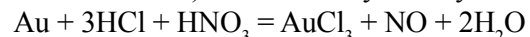
Свойства азотной кислоты особенные. При взаимодействии этой кислоты с металлами никогда не выделяется газообразный водород, так как ион  $\text{NO}_3^-$  является более сильным окислителем, чем ион  $\text{H}^+$ .

Азотная кислота любой концентрации взаимодействует со всеми металлами, кроме золота и платины и некоторых металлов платиновой группы (см. примечание). При этом образуются три продукта реакции:

первые два, как правило, нитрат металла и вода, а третий продукт определяется активностью металла и концентрацией кислоты. Этим третьим продуктом могут быть  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NO}_2$ . Если в ходе реакции газ не выделяется, то образуется  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , если выделяется бурожелтый газ, то образуется  $\text{NO}_2$ . Остальные три газа ( $\text{N}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ) органолептически различить трудно. Пример реакции металла с азотной кислотой:



Смесь концентрированных соляной и азотной кислот (в объемном отношении 3:1) называется «царской водкой». В этой смеси растворяются даже золото и платина в результате взаимодействия с  $\text{NOCl}$  (промежуточный окислитель). Реакции идут следующим образом:



С избытком соляной кислоты образуются комплексные соединения золота –  $\text{H}[\text{AuCl}_4]$  и платины –  $\text{H}_2[\text{PtCl}_6]$ .

**Правило вытеснения металлов:** более активный металл вытесняет менее активный из раствора соли. Например, железо ( $\varphi^0 = -0,44 \text{ В}$ ) будет вытеснять серебро ( $\varphi^0 = 0,8 \text{ В}$ ) из раствора:  $\text{Fe} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$ . Обратная реакция невозможна.

*Примечание.* Иногда металлы пассивируются той или иной кислотой, т. е. сначала они вступают с ней в реакцию, но затем реакция либо замедляется, либо прекращается. Причина тому – нерастворимые соли или оксиды металла, образующиеся на его поверхности и препятствующие дальнейшей реакции. Например, алюминий с азотной кислотой при комнатной температуре практически не взаимодействует из-за слоя оксида алюминия. Однако при нагревании слой оксида алюминия растворяется и металл активно взаимодействует с кислотой. В некоторых случаях реакция может отклоняться от предложенных схем. Например, ванадий (V) и ниобий (Nb) при взаимодействии с азотной кислотой образуют не нитраты, а кислоты с общей формулой  $(\text{HMeO}_3)_x$  – координационные полимеры.

### Задания к теме

#### Вариант 1

Написать уравнение реакции рубидия с водой.

#### Вариант 2

Если в раствор нитрата серебра внести каплю ртути, на ней вырастают блестящие металлические кристаллы. Объяснить это явление, написать ионное уравнение реакции.

#### Вариант 3

Медные предметы после погружения в раствор хлорида ртути (II) становятся как бы «серебряными». Объяснить это явление, написать ионное уравнение реакции.

#### Вариант 4

Написать уравнение реакции марганца с водой.

#### Вариант 5

Написать уравнение реакции кадмия с азотной кислотой.

#### Вариант 6

Написать уравнение реакции серебра с концентрированной серной кислотой.

#### Вариант 7

Между какими веществами произойдет реакция:  $\text{Cu}$  и  $\text{HCl}$ ;  $\text{Cu}$  и  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ? Написать уравнения соответствующих реакций.

#### Вариант 8

Между какими веществами произойдет реакция:  $\text{Ag}$  и  $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{Zn}$  и  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ? Написать уравнения соответствующих реакций.

#### Вариант 9

Написать уравнение реакции титана с соляной кислотой.

#### Вариант 10

Учтя положение меди в ряду напряжений, написать два уравнения реакций получения сульфата меди.

#### Вариант 11

Между какими веществами произойдет реакция:  $\text{Zn}$  и  $\text{HBr}$ ;  $\text{Sn}$  и  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ ? Написать уравнения соответствующих реакций.

Вариант 12

Имеется раствор железного купороса с примесью медного купороса. Каким простым способом можно очистить раствор от примеси? Привести соответствующее уравнение реакции.

Вариант 13

Написать уравнение реакции палладия с «царской водкой».

Вариант 14

Написать уравнение реакции олова с водным раствором щелочи.

Вариант 15

Написать уравнение реакции свинца с водным раствором щелочи.

Вариант 16

К раствору, содержащему сульфат алюминия и сульфат меди, добавили цинк. Что будет наблюдаться? Привести уравнение реакции.

Вариант 17

Написать уравнение реакции кобальта с азотной кислотой.

Вариант 18

Написать уравнение реакции алюминия с соляной кислотой.

Вариант 19

Оксид меди (II) при прокаливании переходит в оксид меди (I). Написать уравнение реакции, указать окислитель и восстановитель.

Вариант 20

Написать уравнение реакции титана с «царской водкой».

Вариант 21

Написать уравнение реакции таллия с концентрированной серной кислотой.

## Тема 12. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

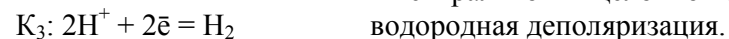
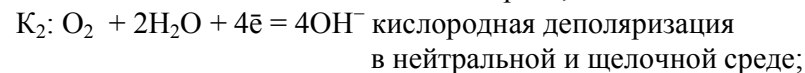
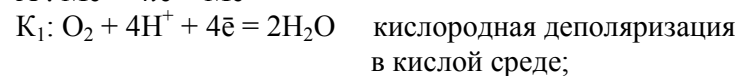
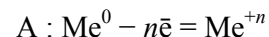
Коррозия – это процесс самопроизвольного разрушения металлов под воздействием внешней окружающей среды. Это всегда окислительный процесс.

По механизму протекания коррозия может быть химической и электрохимической.

Химическая коррозия – это окисление металла, не сопровождающееся возникновением электрического тока. Химическая коррозия протекает при воздействии агрессивных газов ( $O_2$ ,  $Cl_2$ ,  $SO_2$  и др.) на металлы, особенно при повышенных температурах, а также под воздействием органических и неорганических неэлектролитов (керосин, бензол, сероуглерод и т. п.). При этом может протекать, например, такая реакция:  $Fe + Cl_2 = FeCl_2$ . Образуется химическое соединение без пространственного переноса электронов. Электрохимическая коррозия протекает в присутствии раствора электролита и сопровождается возникновением в системе электрического тока. В современной технике редко применяются чистые металлы. Как правило, это сплавы, состоящие из нескольких металлов. В том месте, где соприкасаются микрокристаллы различных металлов в присутствии влаги, будет происходить работа микрогальванического элемента, результатом которой будет разрушение одного из металлов. Подобный гальванический процесс будет протекать и в случае контакта макрообъектов, например, алюминиевой и медной проволоки, или стального изделия и свинцовой заклепки. Обязательным является присутствие влаги на месте контакта. Из двух металлов более активный (с более отрицательным значением электродного потенциала  $\varphi^0$ ) будет анодом, который в результате коррозии постепенно разрушается, окисляется. Менее активный металл будет катодом, он коррозии не подвергается, но на его поверхности будет происходить восстановительный процесс, который называется катодной деполяризацией.

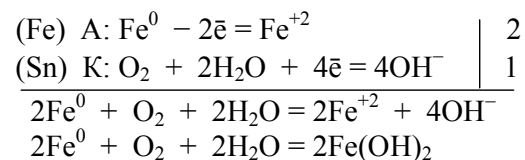
Деполяризаторами являются растворенный в воде кислород – кислородная деполяризация, а также ионы водорода – водородная деполяризация.

Общую схему электрохимической коррозии можно записать так:



**Пример.** Составить схему электрохимической коррозии луженого железа, если коррозия протекает в нейтральной среде с кислородной деполяризацией. Указать продукты коррозии.

*Решение.* Луженое железо – это железо, покрытое оловом. Сравниваем электродные потенциалы Fe (–0,44 В) и Sn (–0,13 В). Из этих двух металлов более активным будет железо, так как у него более отрицательный электродный потенциал. В этой паре при коррозии разрушаться будет именно железо, оно будет анодом. Олово разрушаться не будет, но на поверхности олова будет протекать катодный процесс – деполяризация. В нашем случае будет идти второй катодный процесс из общей схемы –  $K_2$ . Составляем схему:



Продуктом коррозии будет гидроксид железа (II).

Вещества, замедляющие скорость коррозии, называются ингибиторами коррозии.

**Защита от коррозии.** Наиболее распространенным методом защиты от коррозии является метод создания на поверхности металла защитного слоя из оксида металла или труднорастворимого соединения. Защитный слой может иметь органическую, неорганическую или металлическую природу.

*Органический защитный слой* – это слой органического полимерного материала, который наносится на металл в виде краски, эмали, лака.

*Неорганический слой* – это слой оксида металла или малорастворимой соли. Подобный слой может возникать самопроизвольно, а может быть создан искусственно.

*Металлический защитный слой* может быть создан из малоактивного металла, например золота или меди, либо из металла, способного самопроизвольно переходить в пассивное состояние (цинк, хром, титан).

К специальным методам защиты от коррозии относятся *протекторная* и *катодная* защита. В случае протекторной защиты защищаемая деталь с помощью проводника соединяется с более активным металлом – протектором. Создается гальваническая пара, в которой протектор играет роль анода. Под воздействием внешних факторов протектор постепенно разрушается и его нужно менять. В случае катодной защиты применяется внешний электрический ток. Защищаемая деталь присоединяется к катоду, анодом может быть любой металл. Внешний потенциал не дает катоду корродировать. Анод же постепенно разрушается.

#### Задания к теме

##### Вариант 1

Составить схему электрохимической коррозии пары Fe – Ni, если коррозия протекает с кислородной деполяризацией в присутствии соляной кислоты. Указать продукты коррозии.

##### Вариант 2

Составить схему электрохимической коррозии пары Fe – Co, если коррозия протекает с кислородной деполяризацией в присутствии гидроксида натрия. Указать продукты коррозии.

##### Вариант 3

Составить схему электрохимической коррозии пары Fe – Al, если коррозия протекает с кислородной деполяризацией в нейтральной среде. Указать продукты коррозии.

##### Вариант 4

Составить схему электрохимической коррозии пары Fe – Mg, если коррозия протекает с водородной деполяризацией в присутствии соляной кислоты. Указать продукты коррозии.

## Вариант 5

Составить схему электрохимической коррозии пары Fe – Pb, если коррозия протекает с кислородной деполяризацией в присутствии азотной кислоты. Указать продукты коррозии.

## Вариант 6

Составить схему электрохимической коррозии пары Ag – Cu, если коррозия протекает с кислородной деполяризацией в нейтральной среде. Указать продукты коррозии.

## Вариант 7

Составить схему электрохимической коррозии пары Zn – Cu, если коррозия протекает с кислородной деполяризацией в присутствии гидроксида калия. Указать продукты коррозии.

## Вариант 8

Какой металл целесообразнее выбрать для протекторной защиты свинцовой оболочки кабеля: цинк, магний или хром? Составить уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Указать продукты коррозии.

## Вариант 9

Составить схему электрохимической коррозии пары Cu – Sn, если коррозия протекает с кислородной деполяризацией в присутствии соляной кислоты. Указать продукты коррозии.

## Вариант 10

Написать уравнения реакций химической коррозии железа под воздействием кислорода (не менее двух реакций). Указать продукты коррозии.

## Вариант 11

Написать уравнение реакции химической коррозии железа под воздействием оксида серы (IV). Указать продукты коррозии.

## Вариант 12

Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, а другая медью, находятся во влажном воздухе. На какой пластинке быстрее

образуется ржавчина? Составить уравнения анодного и катодного процессов. Указать продукты коррозии.

## Вариант 13

В чем сущность протекторной защиты от коррозии? Привести пример протекторной защиты железа в электролите, содержащем растворенный кислород. Написать уравнения анодного и катодного процессов.

## Вариант 14

Какой металл можно выбрать в качестве протектора свинцовой оболочки кабеля, который находится во влажной почве? Составить схему соответствующих электрохимических процессов. Указать возможные продукты коррозии.

## Вариант 15

Какой металл можно выбрать в качестве протектора детали из цинка, которая находится во влажной почве? Составить схему соответствующих электрохимических процессов. Указать возможные продукты коррозии.

## Вариант 16

Олово спаяно с серебром. Какой металл будет окисляться при коррозии в щелочной среде? Составить схему электрохимической коррозии.

## Вариант 17

Медь со временем покрывается зеленым налетом, который представляет собой основную соль меди. Написать уравнение реакции образования этого соединения. Какой процесс – окисление или восстановление – происходит при этом с медью?

## Вариант 18

Серебро малоактивный металл, однако в присутствии соединений серы оно покрывается темным налетом. Написать уравнение реакции образования подобного налета.

Вариант 19

При воздействии высоких температур на поверхности стальных (железных) изделий появляется окалина. Какой химический состав она имеет? Написать уравнения реакций образования окислы.

Вариант 20

Золото неактивный металл. Однако иногда оно вступает в реакцию. Написать два уравнения реакции коррозии золота. Какой тип коррозионного процесса будет при этом наблюдаться?

Вариант 21

Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа, содержащего марганец в качестве примеси, во влажном воздухе и в кислой среде.

## Тема 13. ХИМИЯ СТРОИТЕЛЬНЫХ МАТЕРИАЛОВ

### 13.1. Вяжущие материалы

Вяжущими материалами называются материалы обычно в виде порошков, которые при смешивании с водой образуют пластичную массу, затвердевающую с течением времени в камневидное тело.

По условиям твердения и водостойкости продуктов твердения вяжущие вещества разделяются на *воздушные* и *гидравлические*. Воздушные вяжущие твердеют только на воздухе, продукты их твердения в воде нестойки. К ним относятся гашеная известь, строительный гипс, магнезиальный цемент, растворимое стекло. Гидравлические вяжущие после непродолжительного твердения на воздухе в дальнейшем могут твердеть и в воде. К ним относится портландцемент и его разновидности, глиноземистый цемент, пуццолановый цемент и др.

*Гашеную известь* можно получить путем обжига известняка или мела при температуре 900–1000 °С:  $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$ . Одним из продуктов будет негашеная известь. Далее проводится гашение извести водой:  $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ . Получается гашеная известь. Применяют ее, как правило, в смеси с песком в виде строительного раствора при кладке кирпичных и каменных стен, а также для изготовления штукатурки.

Твердение гашеной извести может протекать по двум химическим реакциям. Во-первых, при взаимодействии с углекислым газом воздуха:  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Во-вторых, при взаимодействии с оксидом кремния из песка:  $\text{Ca(OH)}_2 + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ . Обе реакции протекают очень медленно – годами и даже десятилетиями.

*Строительный гипс (алебастр)* получают из природного гипса путем его обжига при температуре 150–170 °С:



Твердение строительного гипса протекает по реакции, обратной реакции его получения. Твердение протекает очень быстро, переход из пластичного состояния в твердое завершается в течение 5–10 мин.

*Магнезиальный цемент (цемент Сореля)* получают путем обжига природного минерала магнезита при температуре 600–800 °С:

$\text{MgCO}_3 \rightarrow \text{MgO} + \text{CO}_2$ . Одним из продуктов обжига будет жженая магнезия. Смесь жженой магнезии с раствором хлорида магния либо с раствором сульфата магния и называется магнезиальным цементом.

Твердение магнезиального цемента сопровождается реакциями полимеризации с образованием полимерных молекул, в которых чередуются атомы магния и кислорода:  $-\text{Mg}-\text{O}-\text{Mg}-\text{O}-$ .

Основу *растворимого стекла* составляют  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$  и  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ . По внешнему виду материал похож на обычное стекло, но оно растворимо в воде, особенно при высоких температурах. Твердение растворимого стекла сопровождается реакциями полимеризации с образованием полимерных молекул, в которых чередуются атомы кислорода и кремния.

*Портландцементный клинкер* получают путем обжига смеси известняка, глины и добавок при температуре 1300–1400 °С. При этом протекают химические реакции с образованием сложных химических соединений, главным образом силикатов и алюминатов кальция. Портландцементный клинкер включает в себя четыре основных искусственных минерала:  $3\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$  – трехкальциевый силикат (алит);  $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$  – двухкальциевый силикат (белит);  $3\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3$  – трехкальциевый алюминат (целит);  $4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$  – четырехкальциевый алюмоферрит (браунмиллерит).

Измельченный портландцементный клинкер с добавками называется портландцементом.

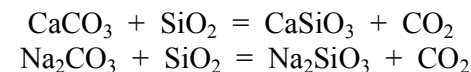
При взаимодействии минералов клинкера с водой протекают сложные химические реакции с образованием различных минералов переменного состава. Основу их составляют гидросиликаты и гидроалюминаты кальция, например  $2\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$  или  $2\text{CaO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ .

### 13.2. Стекло

При нагревании смеси силикатов некоторых элементов с диоксидом кремния получают прозрачные аморфные сплавы, относимые к стеклам.

*Стеклом* называют все аморфные тела, полученные путем переохлаждения расплава, независимо от их химического состава. По структуре стёкла представляют собой переохлажденные жидкости. Наиболее распространены оксидные стекла: силикатные (на основе  $\text{SiO}_2$ ), алюмосиликатные ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ), боросиликатные ( $\text{B}_2\text{O}_3$ ,  $\text{SiO}_2$ ) и др.

Обычное оконное стекло, а также стекло, из которого готовится большая часть стеклянной посуды, состоит главным образом из силикатов натрия и кальция, сплавленных с диоксидом кремния. Состав такого стекла можно приблизительно выразить формулой  $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ . Получают его при сплавлении белого песка ( $\text{SiO}_2$ ), соды ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ) и известняка или мела ( $\text{CaCO}_3$ ). При этом протекают такие реакции:



Если при варке стекла заменить соду поташом ( $\text{K}_2\text{CO}_3$ ), то получается тугоплавкое стекло.

При сплавлении  $\text{SiO}_2$  с поташом и оксидом свинца  $\text{PbO}$  получается тяжелое стекло, называемое хрусталем. Такое стекло обладает большой лучепреломляющей способностью и при шлифовании приобретает сильный блеск.

Большое значение имеет стекло, приготовленное непосредственно из расплавленного кварца ( $\text{SiO}_2$ ) – кварцевое стекло. В отличие от обычного стекла, кварцевое стекло пропускает ультрафиолетовые лучи и имеет очень малый коэффициент термического расширения.

### 13.3. Керамика

*Керамикой* называют материалы и изделия, изготавливаемые из огнеупорных веществ, например из глины, карбидов, оксидов, нитридов различных соединений.

В зависимости от применения различают строительную, огнеупорную, химически стойкую, бытовую и техническую керамику. К *строительной керамике* относятся кирпич, черепица, облицовочные плитки. *Огнеупорные* керамические материалы применяют для внутренней облицовки печей, например доменных. *Химически стойкая* керамика применяется в химической промышленности. К *бытовой* керамике относятся фарфоровые и фаянсовые изделия. *Техническая* керамика применяется при изготовлении изоляторов, конденсаторов, тиглей и т. п.

Самая применяемая строительная керамика – *кирпич* – получается из смеси глины с добавками путем ее обжига при температуре порядка 900 °С. Обжиг проводится по строго определенному режиму. Ос-

новную реакцию, протекающую при обжиге глины, можно схематически представить уравнением



### Задания к теме

#### Вариант 1

При термической диссоциации известняка выделяется углекислый газ и получается негашеная известь. Написать уравнение реакции и рассчитать объем выделившегося углекислого газа при разложении 75 кг известняка.

#### Вариант 2

На приготовление строительного раствора израсходовано 150 кг гашеной извести. Написать уравнение твердения известкового раствора и рассчитать объем углекислого газа, выделившегося в ходе полного затвердевания раствора.

#### Вариант 3

Известняк разлагается при нагревании на оксид кальция и оксид углерода (IV). Какая масса известняка, содержащего 65 % масс. карбоната кальция, потребуется для получения 7 т негашеной извести?

#### Вариант 4

Антрацит используется при обжиге глиняного кирпича. При сжигании 3 г антрацита выделяется 5,3 л  $\text{CO}_2$ . Сколько процентов углерода (по массе) содержит антрацит?

#### Вариант 5

Определить массовые доли оксидов в процентах, составляющих основу оконного стекла.

#### Вариант 6

Сколько килограммов негашеной извести получится при прокаливании 1 т известняка, содержащего 20 % масс. примесей?

#### Вариант 7

При обжиге 100 кг известняка выделилось 18 м<sup>3</sup> оксида углерода (IV). Сколько примесей, % масс., содержится в исходном материале?

#### Вариант 8

Определить массы оксида кремния и поташа, которые потребуются для получения 3 кг растворимого стекла, состоящего только из метасиликата калия.

#### Вариант 9

Сколько магнезита, содержащего 26 % масс. примесей, потребуется для получения 5 т жженой магнезии?

#### Вариант 10

Рассчитать массу строительного гипса, полученного из 200 кг природного гипса.

#### Вариант 11

Рассчитать, какая масса воды потребуется на полное затвердевание 20 кг алебаstra.

#### Вариант 12

Написать уравнение гидролиза солей, составляющих основу растворимого стекла. Какого цвета будет фенолфталеин в их растворе?

#### Вариант 13

В состав хрусталя входит 35 % оксида свинца. Какая масса оксида свинца потребуется для получения 7 кг хрусталя?

#### Вариант 14

Как, имея соду, поташ и кварц, можно получить растворимое стекло? Написать уравнения соответствующих реакций.

#### Вариант 15

Один из основных компонентов глины имеет примерный состав  $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ . Рассчитать процентное содержание оксидов в этом компоненте.



Вариант 16

Рассчитать, сколько природного гипса, содержащего 13 % масс. примесей, потребуется для получения 50 кг строительного гипса.

Вариант 17

Кварцевое стекло на 98 % состоит из оксида кремния. Сколько граммов оксида кремния содержится в 1 кг кварцевого стекла?

Вариант 18

Один из компонентов цементного клинкера – четырехкальциевый алюмоферрит – имеет состав  $4\text{CaO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$ . Рассчитать процентное содержание оксидов в этом минерале.

Вариант 19

Природный гипс содержит 15 % примесей. Сколько природного гипса потребуется для получения 2 т строительного гипса?

Вариант 20

При гашении 1 моля негашеной извести выделяется 15,3 кДж теплоты. Сколько теплоты выделится при гашении 150 кг негашеной извести?

Вариант 21

Рассчитать, сколько воды потребуется для полного затвердевания 3 кг строительного гипса?

## Тема 14. НЕКОТОРЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

Органическая химия – большой и самостоятельный раздел химической науки, которая выделилась в отдельную отрасль в XIX веке. Число органических соединений во много раз превосходит количество неорганических. В 1822 г. было известно около 80 веществ, выделенных из растений и животных. В 1847 г. их число возросло до 500, а к 1897–1900 гг. – до ~100 000. В наши дни число органических соединений, выделенных из природного сырья и полученных синтетически, превышает 5 млн. Интересно отметить, что почти все остальные элементы периодической системы образуют приблизительно 100 000 неорганических соединений.

Большинство органических веществ образовано небольшим количеством элементов. Практически во все соединения, помимо углерода, входит водород, многие из них содержат кислород и азот. В состав довольно большого числа органических соединений входят также сера, фосфор и галогены.

Существуют следующие основные природные источники, из которых получают простейшие органические соединения: нефть, каменный уголь, природный газ.

*Природный газ* на 98 % состоит из простейших углеводородов (метан, этан, пропан, бутан). Служит сырьем для производства более сложных соединений, используется в качестве топлива.

*Нефть* – не только топливо, но ценное сырье для получения большого числа органических соединений. Представляет собой сложную смесь жидких и твердых углеводородов различной молекулярной массы. Как правило, нефть подвергают переработке. Методы переработки могут быть *физическими* и *химическими*.

Основным физическим процессом является прямая перегонка – термическое разделение на фракции. При этом не происходит разложения соединений. Разделение на фракции основано на различии температур кипения отдельных фракций, имеющих разную молекулярную массу.

Обычно получают следующие фракции:

1. **Бензиновая** ( $T_{\text{кип}} = 40\text{--}180\text{ }^\circ\text{C}$ ). Содержит соединения с 5–10 атомами углерода. При более точной перегонке из нее могут быть выделены фракции, кипящие в более узких пределах: а) петролейный эфир (40–70 °C); б) авиационный бензин (70–100 °C); в) автомобильный бензин (100–120 °C); г) лигроин (120–180 °C).

2. **Керосиновая** ( $T_{\text{кип}} = 180\text{--}270\text{ }^\circ\text{C}$ ). Содержит соединения, которые содержат 10–16 атомов углерода. Применяется как бытовое и авиационное топливо.

3. **Солярная** ( $T_{\text{кип}} = 270\text{--}360\text{ }^\circ\text{C}$ ). Другое название – газойль. Применяется как дизельное топливо.

Остаток нефти после отгонки этих фракций – **мазут**. Из мазута дальнейшей перегонкой с применением вакуума получают смазочные масла, вазелин, парафин.

Остаток от перегонки мазута называется **гудроном**, из него вырабатывают **битум**.

Для повышения выхода легких фракций мазут можно подвергнуть вторичной переработке с частичным разложением входящих в него соединений. Речь идет о химических методах переработки, основанных на воздействии высокой температуры, давления и катализаторов. Среди различных химических методов наиболее распространенным является **крекинг**.

Основные виды крекинга – *термический* и *каталитический*. Термический крекинг – расщепление органических соединений под воздействием высоких температур (500–700 °C) и повышенном давлении 2–7 МПа. Процесс термического крекинга разработал русский инженер В. Шухов в 1891 г., например:  $\text{C}_{20}\text{H}_{42} \rightarrow \text{C}_{10}\text{H}_{22} + \text{C}_{10}\text{H}_{20}$ . При этом из твердого соединения получают жидкие, входящие в состав керосиновой фракции. Термическим крекингом получают автомобильный бензин, технический углерод, газообразные углеводороды.

Каталитический крекинг проводится при более низком давлении и более низкой температуре (450–525 °C) в присутствии катализаторов. Процесс каталитического крекинга протекает с более высокой скоростью, чем термический. При этом углеводороды не только расщепляются, но и подвергаются изомеризации, в результате чего образуются углеводороды с разветвленной структурой. С помощью каталитического крекинга получают бытовое топливо (пропан – бутан), автомобильный бензин, газойль.

Простейшим классом органических соединений является класс **углеводородов**, состоящих только из атомов углерода и водорода. Например:  $\text{C}_5\text{H}_{12}$  – пентан,  $\text{C}_4\text{H}_8$  – бутен.

Если от молекулы углеводорода отнять один или несколько атомов водорода, то получатся частицы, которые называются **углеводородными радикалами**:  $\text{R}\cdot$ ;  $-\text{R}\cdot$ ;  $-\text{R}\cdot$ . Например,  $\text{CH}_3\cdot$  – метил,  $-\text{CH}_2\cdot$  – метилен,  $\text{C}_3\text{H}_7\cdot$  – пропил.

Если к углеводородному радикалу присоединить функциональную группу, то получится другой класс органических соединений. *Функциональная группа* – это атом или группа атомов, которые определяют основные химические свойства всего соединения. Это наиболее химически активная часть молекулы. Углеводородный радикал ( $\text{R}\cdot$ ) может быть очень большим, включающим в себя 10, 20 и более атомов углерода, а функциональная группа – состоять из одного атома. Но ключевые химические реакции будут происходить именно с этим атомом.

Основные классы органических соединений, помимо углеводородов, имеют следующие общие формулы и названия:

1. Галогенопроизводные углеводородов:  **$\text{R}-\text{Hal}$** .

2. Кислородсодержащие соединения:  **$\text{R}-\text{OH}$**  → спирты;

**$\text{R}-\text{O}-\text{R} (\text{R}^*)$**  → простые эфиры;  **$\text{R}-\text{CHO}$**  → альдегиды;

**$\text{R}-\text{CO}-\text{R} (\text{R}^*)$**  → кетоны;  **$\text{R}-\text{COOH}$**  → карбоновые кислоты;

**$\text{R}-\text{CO}-\text{OR} (\text{R}^*)$**  → сложные эфиры.

3. Азотсодержащие соединения:

**$\text{R}-\text{NO}_2$**  → нитросоединения;  **$\text{R}-\text{NH}_2$** ,  **$\text{R}-\text{NH}-\text{R}$**  → амины.

Возможны соединения с повторяющимися функциональными группами:  **$\text{OH}-\text{R}-\text{OH}$**  → двухатомные спирты;

**$\text{HOOC}-\text{R}-\text{COOH}$**  → двухосновные кислоты.

Вещества с разными функциональными группами проявляют смешанные свойства:  **$\text{H}_2\text{N}-\text{R}-\text{OH}$**  → аминокспирты;

**$\text{H}_2\text{N}-\text{R}-\text{COOH}$**  → аминокислоты.

#### Задания к теме

##### Вариант 1

Написать общую формулу галогенопроизводных углеводородов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 2

Написать общую формулу одноатомных спиртов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 3

Написать общую формулу альдегидов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 4

Написать общую формулу кетонов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 5

Написать общую формулу простых эфиров, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 6

Написать общую формулу алканов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 7

Написать общую формулу карбоновых кислот, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 8

Написать общую формулу алкенов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 9

Написать общую формулу аминов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 10

Написать общую формулу алкинов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 11

Написать общую формулу двухатомных спиртов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 12

Написать общую формулу двухосновных кислот, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 13

Написать общую формулу сложных эфиров, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 14

Написать общую формулу одноатомных спиртов, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 15

Написать общую формулу карбоновых кислот, а также формулы и названия двух представителей этого класса органических соединений.

Вариант 16

Написать формулы и названия двух ароматических органических соединений.

Вариант 17

Написать формулы и названия двух простейших углеводородных радикалов.

Вариант 18

Написать формулы и названия двух ароматических спиртов.

Вариант 19

Написать общую формулу карбоновых кислот, а также формулы и названия двух представителей высших жирных кислот.

Вариант 20

Написать общую формулу сложных эфиров, а также формулы и названия двух представителей этого класса соединений.

Вариант 21

Написать уравнение реакции горения бензола. Сколько литров углекислого газа выделится при сгорании 500 г бензола?

## Тема 15. ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Высокомолекулярные соединения (ВМС) – это органические вещества с большой молекулярной массой, обладающие особыми свойствами. Молекулы большинства ВМС построены из одинаковых многократно повторяющихся групп атомов, которые связаны между собой. Эти группы атомов называются элементарными звеньями:

$(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$  – полиэтилен;  $(-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2-)_n$  – полибутилен.

Число элементарных звеньев в макромолекуле полимера ( $n$ ) называется степенью полимеризации. Оно может превышать 10 000.

Названия полимеров составляются из названия исходного мономера (простого органического соединения) и приставки *поли-*, либо по названию класса соединения с приставкой *поли-*, например, *полиэфир*, *полиуретан*.

У полимеров есть свои отличительные особенности, которые послужили основанием для выделения химии полимеров в самостоятельную область. Наиболее важными из них являются:

1. Молекулярная масса полимеров. Если для обычных органических соединений молекулярная масса – величина постоянная, то для полимеров – среднестатистическая. Это связано с тем, что ВМС состоят из молекул разной длины и, соответственно, разной молекулярной массы.

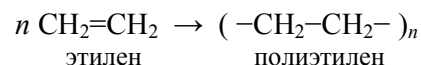
2. ВМС не имеют точной температуры плавления и кристаллизации. Переход из твердого состояния в пластичное и обратно происходит в определенном интервале температур (20–50 °С). Объясняется это различной молекулярной массой макромолекул, составляющих полимер.

3. Только для ВМС характерно высокоэластичное состояние, в котором материал обратимо деформируется под воздействием небольших нагрузок.

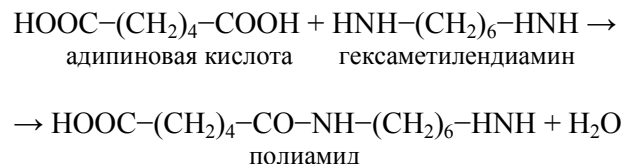
4. В отличие от низкомолекулярных веществ, ВМС могут находиться только в двух агрегатных состояниях: твердом и жидком.

Существуют два основных способа получения ВМС: *полимеризация* и *поликонденсация*.

*Полимеризация* – это процесс получения полимера из мономеров, имеющих кратные связи, при котором получается только полимер без побочных продуктов:



*Поликонденсация* – процесс образования полимеров из мономеров с разными функциональными группами, при этом помимо полимера обязательно образуется низкомолекулярный побочный продукт (вода, аммиак, галогеноводород):



*Пластмассы.* Пластмассами называются композиции, состоящие из высокомолекулярных органических соединений, обладающих в том или ином состоянии пластичностью, которая теряется при переходе к другим условиям. Это дает возможность получать из таких материалов образцы нужной формы в пластичном состоянии, а затем использовать полученные изделия в других условиях как твердые тела. Наряду с полимером, пластмассы большей частью содержат наполнители, пластификаторы, красители и другие компоненты.

Под воздействием внешней окружающей среды полимерные материалы старятся, теряют свои эксплуатационные свойства: снижается прочность и эластичность, материал становится ломким и т. д.

#### Задания к теме

Вариант 1

Написать схему получения полипропилена из пропена.

Вариант 2

Написать схему получения полиизобутилена из изобутилена.

Вариант 3

Написать схему получения полистирола из стирола.

Вариант 4

Написать схему получения поливинилхлорида из винилхлорида.

Вариант 5

Написать схему получения поливинилацетата из винилацетата.

Вариант 6

Написать схему получения поливинилового спирта из винилового спирта.

Вариант 7

Написать схему получения полиметилметакрилата из метилметакрилата.

Вариант 8

Написать схему получения полиуретана.

Вариант 9

Написать схему получения фенолформальдегидного полимера.

Вариант 10

Написать схему получения натурального каучука.

Вариант 11

Написать схему получения тефлона из тетрафторэтилена.

Вариант 12

Написать схему получения полиакрилонитрила из акрилонитрила.

Вариант 13

Написать схему получения полибутадиена из бутадиена.

Вариант 14

Написать схему получения поливинилхлорида из винилхлорида.

Вариант 15

Написать схему получения поливинилацетата из винилацетата.

Вариант 16

Написать схему получения полибутилена из бутилена.

Вариант 17

Написать схему получения натурального каучука из изопрена.

Вариант 18

Написать схему получения фенолформальдегидного полимера.

Вариант 19

Написать схему получения полипропилена из простого органического соединения.

Вариант 20

Написать схему получения поливинилхлорида из простого органического соединения.

Вариант 21

Написать схему получения капрона из простых органических соединений.

## Тема 16. ГОРЮЧЕ-СМАЗОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

### 16.1. Топливо и его виды

К основным видам топлива относятся ископаемый уголь, торф, дрова, нефть и природный газ.

**Ископаемый уголь** представляет собой остатки древнего растительного мира. Чем старше уголь, тем богаче он углеродом. Различают три основных вида ископаемых углей. *Антрацит* – самый древний из ископаемых углей. Отличается большой плотностью и блеском. Содержит в среднем 95 % углерода. *Каменный уголь* содержит 75–90 % углерода. Применяется наиболее широко. *Бурый уголь* содержит 65–70 % углерода. Как самый молодой из ископаемых углей, часто содержит следы структуры деревьев, из которых он образовался. Отличается большой зольностью, поэтому используется только как местное топливо и как сырье для химической переработки.

**Торф** – продукт первой стадии образования ископаемых углей. Он отлагается на дне болот из отмирающих частей болотных растений. Содержание углерода в торфе составляет 55–60 %. Главный недостаток торфа – его высокая зольность. Он используется как местное топливо.

**Дрова** занимают второстепенное место в общем балансе топлива. Их доля в качестве топлива непрерывно уменьшается.

**Нефть** – не только удобное и высококалорийное топливо, но и важнейший вид сырья для производства самых разнообразных химических продуктов.

**Природный газ**, состоящий из метана и других непредельных углеводородов, – весьма дешевое и удобное топливо. В то же время природный газ является исключительно ценным и экономически выгодным сырьем для промышленности органического синтеза.

Одинаковые количества топлива дают при сжигании различные количества теплоты. Поэтому при оценке качества топлива определяют его теплотворную способность, т. е. количество теплоты, выделившейся при полном сгорании 1 кг топлива. Приведем некоторые при-

мерные значения удельной теплотворной способности (в кДж/кг) различных видов топлива:

дерево сухое	19 000	древесный уголь	34 000
торф сухой	23 000	каменный уголь	35 000
бурый уголь	28 000	нефть	44 000
антрацит	34 000	природный газ	50 000

Среди новых и перспективных видов топлива особое внимание привлекает **метанол**  $\text{CH}_3\text{OH}$ . Для его производства имеется хорошая сырьевая база; технология его получения хорошо отработана. По сравнению с бензином метанол имеет более высокие антидетонационные свойства, и его применение позволяет увеличить мощность двигателя приблизительно на 15 %. К недостаткам применения метанола относятся повышенные, по сравнению с бензином, расход и химическая активность, гигроскопичность и то, что метанол – сильнодействующий яд.

## 16.2. Смазочные материалы

В технике смазочные материалы делятся на масла, пластичные и твердые смазки. Из смазочных материалов наиболее часто применяются масла. Маслами называются смеси высокомолекулярных соединений, находящиеся в обычных условиях в жидком состоянии.

В зависимости от назначения выделяют масла моторные, трансмиссионные, компрессионные и др.

В зависимости от способа получения различают масла нефтяные (минеральные) и синтетические. Нефтяные масла получают из нефти путем вакуумной перегонки. Часть масел получают деструктивной переработкой и гидрированием нефти или угля; синтетические масла получают из соответствующих мономеров с помощью реакций полимеризации и поликонденсации.

Все моторные масла можно разделить по трем признакам: 1) по типу (минеральное, полусинтетическое, синтетическое); по вязкости (сезонное или всесезонное, низковязкостное или густое); по качеству.

Выбирать моторное масло можно по такой схеме. Для автомобилей СНГ, импортного производства старше 20 лет, а также с изношенным двигателем рекомендуется использовать масла на минеральной основе, так как синтетические масла агрессивно воздействуют на материал, из которого изготавливают уплотнения, сальники и другие ча-

сти автомобиля. Для микроавтобусов и джипов предпочтительно полусинтетическое масло. Для спортивных, гоночных автомобилей рекомендуется использовать синтетические масла.

Чаще всего масла классифицируются по вязкости по стандарту SAE J 300. Согласно этому стандарту, масла делятся на шесть зимних классов (0W, 5W, 10W, 15W, 20W, 25W) в зависимости от вязкости при минус 18 °С и пять летних (20, 30, 40, 50, 60) – по вязкости при 100 °С. Индекс «W» (Winter) означает зимнее. Сдвоенное обозначение указывает на всесезонное назначение масла: например, 0W – 40; 10W – 30.

В обозначении всесезонного масла первое число указывает, при какой температуре достигается динамическая вязкость 30 000 сП (полное застывание масла). Второе число означает кинематическую вязкость при 100 °С. Принятый для летних классов числовой ряд приблизительно соответствует температуре воздуха в °С, до которой допускается применение данного масла. Рабочий диапазон температур для различных масел по требованию стандарта SAE:

Класс	Рабочая температура, °С
SAE 5W40	– 30 ... +45
SAE 10W40	– 25 ... +45
SAE 15W40	– 20 ... +45
SAE 20W50	– 10 ... +50
SAE 30W	– 5 ... +35

**Вязкость** – физико-химическая величина, характеризующая способность газов и жидкостей оказывать сопротивление перемещению одной их части относительно другой. Количественными характеристиками вязкости являются динамическая, кинематическая и относительная вязкости.

*Динамическая вязкость* характеризует сопротивление, которое оказывает среда при перемещении двух ее слоев площадью 1 м<sup>2</sup>, отстоящих друг от друга на расстоянии 1 м, под влиянием внешней силы в 1 Н при скорости перемещения 1 м/с. Обозначается динамическая вязкость символом  $\eta$  (эта) и измеряется в паскалях в секунду – Па · с. Внесистемной единицей динамической вязкости является пуаз. Справедливо соотношение 1 Па · с = 10 П. Динамическая вязкость воды при 20 °С:  $\eta = 0,01 \text{ П} = 1 \text{ сП}$  (сантипуазу) = 0,001 Па · с.

Величина, обратная динамической вязкости, называется *текучестью*:

$$\varphi = 1 / \eta.$$

В технике часто используется понятие *кинематической вязкости*, равной отношению динамической вязкости к плотности среды при той же температуре:

$$\nu = \eta / \rho.$$

Размерность кинематической вязкости [ $\text{м}^2 \cdot \text{с}$ ]. внесистемная единица кинематической вязкости называется Стоксом [ $\text{Ст} = \text{см}^2 \cdot \text{с}$ ].

При эксплуатации масел интенсивно развиваются процессы окисления, полимеризации и поликонденсации, в конечном счете приводящие к образованию смол. Способность масла под влиянием высоких температур разлагаться с образованием твердых остатков (кокса) называется *коксуемостью*. Она зависит от состава масла, степени очистки, наличия присадок (чем больше присадок, тем выше коксуемость).

Синтетические углеводородные масла обычно отличаются слабой стабильностью к окислению, но имеют незначительную коксуемость. Масла на основе эфиров двухосновных кислот и эфиров многоатомных спиртов имеют малую летучесть, хорошие антиизносные свойства, незначительную коксуемость, не агрессивны к металлам. Чрезвычайно устойчивы к действию окислителей фторуглеродные синтетические масла. Они отличаются слабой и незначительной коксуемостью, инертностью к металлам.

## Рекомендуемая литература

1. Глинка Н. Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. А. И. Ермакова. – М.: Интеграл-Пресс, 2007. – 728 с.
2. Егоров А. С. Химия. Новое учебное пособие для поступающих в вузы / А. С. Егоров. – Ростов н/Д: Феникс, 2006. – 672 с.
3. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Рабиновича, Х. М. Рубиной. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с.
4. Коровин Н. В. Общая химия: учебник для технических направлений и специалистов вузов / Н. В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2005. – 557 с.
5. Инчик В. В. Строительная химия: учеб. пособие / В. В. Инчик; СПбГАСУ. – СПб., 1995. – 128 с.
6. Павлов А. И. Основные термины и понятия химии: учеб. пособие для студ. всех спец. / А. И. Павлов; СПбГАСУ. – СПб., 2003. – 34 с.



## ПРИЛОЖЕНИЯ

## Приложение 1

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы ( $\varphi^0$ )  
(ряд напряжений металлов)

Элемент	Электродный процесс	$\varphi^0$ , В
Li	$\text{Li} - e^- \leftrightarrow \text{Li}^+$	-3,04
Rb	$\text{Rb} - e^- \leftrightarrow \text{Rb}^+$	-2,95
K	$\text{K} - e^- \leftrightarrow \text{K}^+$	-2,93
Cs	$\text{Cs} - e^- \leftrightarrow \text{Cs}^+$	-2,92
Ba	$\text{Ba} - 2e^- \leftrightarrow \text{Ba}^{+2}$	-2,90
Sr	$\text{Sr} - 2e^- \leftrightarrow \text{Sr}^{+2}$	-2,89
Ca	$\text{Ca} - 2e^- \leftrightarrow \text{Ca}^{+2}$	-2,87
Na	$\text{Na} - e^- \leftrightarrow \text{Na}^+$	-2,71
Mg	$\text{Mg} - 2e^- \leftrightarrow \text{Mg}^{+2}$	-2,37
Al	$\text{Al} - 3e^- \leftrightarrow \text{Al}^{+3}$	-1,66
Mn	$\text{Mn} - 2e^- \leftrightarrow \text{Mn}^{+2}$	-1,18
Zn	$\text{Zn} - 2e^- \leftrightarrow \text{Zn}^{+2}$	-0,76
Cr	$\text{Cr} - 3e^- \leftrightarrow \text{Cr}^{+3}$	-0,74
Fe	$\text{Fe} - 2e^- \leftrightarrow \text{Fe}^{+2}$	-0,44
Cd	$\text{Cd} - 2e^- \leftrightarrow \text{Cd}^{+2}$	-0,40
Co	$\text{Co} - 2e^- \leftrightarrow \text{Co}^{+2}$	-0,28
Ni	$\text{Ni} - 2e^- \leftrightarrow \text{Ni}^{+2}$	-0,25
Sn	$\text{Sn} - 2e^- \leftrightarrow \text{Sn}^{+2}$	-0,14
Pb	$\text{Pb} - 2e^- \leftrightarrow \text{Pb}^{+2}$	-0,13
<b>H</b>	<b><math>\text{H}_2 - 2e^- \leftrightarrow 2\text{H}^+</math></b>	<b>0,00</b>
Sb	$\text{Sb} - 3e^- \leftrightarrow \text{Sb}^{+3}$	+0,20
Bi	$\text{Bi} - 3e^- \leftrightarrow \text{Bi}^{+3}$	+0,22
Cu	$\text{Cu} - 2e^- \leftrightarrow \text{Cu}^{+2}$	+0,34
I	$2\text{I}^- - 2e^- \leftrightarrow \text{I}_2$	+0,54
Ag	$\text{Ag} - e^- \leftrightarrow \text{Ag}^+$	+0,80
Hg	$\text{Hg} - 2e^- \leftrightarrow \text{Hg}^{+2}$	+0,85
Br	$2\text{Br}^- - 2e^- \leftrightarrow \text{Br}_2$	+1,07
Pt	$\text{Pt} - 2e^- \leftrightarrow \text{Pt}^{+2}$	+1,19
Cl	$2\text{Cl}^- - 2e^- \leftrightarrow \text{Cl}_2$	+1,36
Au	$\text{Au} - 3e^- \leftrightarrow \text{Au}^{+3}$	+1,50
F	$2\text{F}^- - 2e^- \leftrightarrow \text{F}_2$	+2,87

## Приложение 2

## Таблица растворимости солей и оснований в воде

Анион / Катион	H	Cl <sup>-</sup>	Br <sup>-</sup>	I <sup>-</sup>	NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	S <sup>2-</sup>	SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>
Na <sup>+</sup> , K <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Cu <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	H	H	P	-	H	P
Ag <sup>+</sup>	-	H	H	H	P	H	H	M	H	H	P
Mg <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	-	H	P	H	H	P
Ca <sup>2+</sup>	M	P	P	P	P	P	H	M	H	H	P
Ba <sup>2+</sup>	P	P	P	P	P	P	H	H	H	H	P
Zn <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	H	H	P	H	H	P
Al <sup>3+</sup>	H	P	P	P	P	-	-	P	-	H	P
Sn <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	H	-	P	-	H	P
Cr <sup>3+</sup>	H	P	P	P	P	-	-	P	-	H	P
Pb <sup>2+</sup>	H	M	M	H	P	H	H	H	H	H	P
Fe <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	H	H	P	H	H	P
Fe <sup>3+</sup>	H	P	P	-	P	H	-	P	-	H	-
Ni <sup>2+</sup> , Co <sup>2+</sup>	H	P	P	P	P	H	H	P	H	H	P

Примечание: P – растворимое соединение; M – малорастворимое соединение; H – практически нерастворимое вещество; прочерк – вещество не существует или разлагается водой.

## Оглавление

Предисловие .....	3
Тема 1. Основные законы и понятия химии .....	4
Тема 2. Строение атома .....	9
Тема 3. Семейства и родственные группы атомов в периодической системе элементов .....	15
Тема 4. Классификация неорганических соединений .....	17
Тема 5. Эквивалент вещества. Закон эквивалентов .....	27
Тема 6. Скорость химических реакций .....	33
Тема 7. Растворы. Концентрация растворов .....	39
Тема 8. Электролитическая диссоциация .....	45
Тема 9. Водородный показатель. Гидролиз солей .....	52
Тема 10. Окислительно-восстановительные процессы .....	57
Тема 11. Химические свойства металлов .....	64
Тема 12. Коррозия металлов .....	69
Тема 13. Химия строительных материалов .....	75
Тема 14. Некоторые положения органической химии .....	81
Тема 15. Высокомолекулярные соединения .....	87
Тема 16. Горюче-смазочные материалы .....	91
Рекомендуемая литература .....	95
Приложения .....	96

Учебное издание

**Павлов Александр Иванович**

**ИЗБРАННЫЕ ГЛАВЫ КУРСА ХИМИИ**

Учебное пособие

Редактор О. Д. Камнева

Корректоры А. А. Стешко, М. А. Молчанова

Компьютерная верстка И. А. Яблоковой

Подписано к печати 14.11.11. Формат 60×84 1/16. Бум. офсетная.

Усл. печ. л. 5,8. Тираж 200 экз. Заказ 132. «С» 69.

Санкт-Петербургский государственный архитектурно-строительный университет.  
190005, Санкт-Петербург, 2-я Красноармейская ул., д. 4.

Отпечатано на ризографе. 190005, Санкт-Петербург, 2-я Красноармейская ул., д. 5.

**ДЛЯ ЗАПИСЕЙ**