

**ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ:
ПОНЯТИЯ, ЗАКОНЫ, РАСЧЕТЫ**

Министерство просвещения Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«ЮЖНО-УРАЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ГУМАНИТАРНО-ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

**ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ:
ПОНЯТИЯ, ЗАКОНЫ, РАСЧЕТЫ**

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

Челябинск

2021

УДК 54(07)(021)
ББК 74.262.4я73
К 26

Карпенко, И.Г. Основы общей химии: понятия, законы, расчеты: учебное пособие / И.Г. Карпенко, С.Г. Левина. – Челябинск: ЮУрГГПУ, 2021. – 129 с. – Текст: непосредственный.

Пособие предназначено для методического обеспечения лабораторных занятий дисциплин «Основы общей химии» («Введение в химию»), «Технология решения задач по химии», «Общая и неорганическая химия» основной профессиональной образовательной программы по направлению подготовки 44.03.05 «Педагогическое образование (с двумя профилями подготовки)» (уровень образования бакалавр). Целью пособия является повышение эффективности подготовки студентов к занятиям указанных химических дисциплин и, как следствие, повышению качества усвоения химии.

Учебное пособие поможет учителям химии при проведении уроков, факультативных занятий; будет полезно учителям, работающим в классах с углубленным изучением химии, так как содержат задачи разного уровня сложности: от простейших до олимпиадных.

Рецензенты: В.В. Авдин, д-р хим. наук, доцент
В.А. Сычев, канд. хим. наук, доцент

ISBN 978-5-907409-79-8

© Карпенко И.Г., 2021
© Левина С.Г., 2021
© Издательство Южно-Уральского
государственного гуманитарно-
педагогического университета, 2021

СОДЕРЖАНИЕ

I. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. Основные понятия химии	7
Расчетные формулы, показывающие взаимосвязь между количеством вещества и массой, числом частиц и объемом газа	10
Разбор типовых задач	11
Взаимосвязь между массой и количеством вещества	11
Взаимосвязь между массой, числом частиц и количеством вещества	13
Вычисление абсолютных масс атомов и молекул	13
Вычисление объема, приходящегося на 1 атом в кристаллической решетке; вычисление среднего радиуса атома	14
2. Законы сохранения	15
3. Газовые законы	18
Разбор типовых задач	21
Расчет объема смеси газов при нормальных условиях	21
Вычисление плотности газов при нормальных условиях и молярной массы по плотности газов	22
Задачи на относительную плотность газов	22
Взаимосвязь объема и числа частиц газа	23
4. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений.	
Границы применения законов	27
Закон постоянства состава	27
Закон кратных отношений	30
Разбор типовых задач	32
Вычисление по формуле качественного состава вещества	32

Вычисление массы компонента по массе сложного вещества, или вычисление массы вещества по массе компонента	34
Вычисление массовой доли вещества, содержащего примеси, по массовой доле содержащихся в нем элементов	34
Вывод формулы вещества по массовым долям (%) или соотношению масс элементов	35
Вывод формулы вещества по данным опыта	36
5. Химический эквивалент	38
Эквивалент вещества. Фактор эквивалентности	38
Количество вещества эквивалента. Закон эквивалентов	41
Разбор типовых задач	43
Определение эквивалента по известным массам исходных веществ или массе исходного вещества и массе продукта	43
Определение эквивалента по известным массовым долям элементов в образовавшемся соединении	46
Определение эквивалента по известным массе и объему исходных веществ и (или) продуктов реакции	46

II. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1. Классификация и номенклатура простых и сложных веществ	49
2. Степень окисления	50
3. Оксиды	52
Состав и номенклатура оксидов	52
Классификация оксидов	53
Свойства оксидов	56
4. Кислоты	58
Состав и классификация кислот	58
Номенклатура кислот	59
Графические формулы кислот	61

Диссоциация кислот	61
Свойства кислот	62
5. Основания	64
Состав, номенклатура и классификация оснований	64
Диссоциация оснований	65
Свойства оснований	66
6. Амфотерные гидроксиды	67
7. Соли	68
Состав классификация и номенклатура солей	68
Получение солей	69
Взаимопревращения между различными типами солей	71
Свойства солей	72
8. Генетическая связь между неорганическими веществами	73

III. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Способы выражения состава растворов	77
Разбор типовых задач	79
Массовая доля компонента в растворе	79
Объемная доля компонента в растворе	82
Молярная доля компонента в растворе	84
Массовая концентрация компонента в растворе	85
Молярная концентрация компонента в растворе	86
Молярная концентрация эквивалентов в растворе	89
Расчеты состава при приготовлении растворов	90
Расчеты по уравнениям реакций с использованием различных способов выражения состава растворов	92

IV. АЛГОРИТМЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

Задачи на нахождение массы (объема) одного из веществ по известной массе (объему) другого вещества	108
Задачи с использованием объемных отношений газов в реакции	109
Задачи с использованием понятия «массовая доля примесей»	110
Задачи на определение состава смеси, если в реакцию вступает один из компонентов	111
Задачи с использованием понятия «выход продукта от теоретически возможного»	112
Задачи на избыток – недостаток	115
Задачи на «последовательные реакции» (с использованием цепочки превращений)	116
Задачи на определение состава продуктов взаимодействия (альтернативные реакции)	117
Вывод химической формулы по известной массовой доле элементов или известному отношению масс элементов в соединении	119
Задачи на вывод формулы по массе (объему) продуктов горения	120
Задачи на «разность объемов»	121
Задачи на «разность масс»	122
Задачи на определение состава смеси, если в реакцию вступают оба ее компонента (одновременно протекающие или «параллельные» реакции)	124
Список рекомендуемой литературы	127

I. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ ХИМИИ

1. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ХИМИИ

Химия изучает вещество в форме атомов и молекул.

Вещество – одна из основных форм существования материи, частицы которой обладают массой покоя, не равной нулю.

Атом – частица вещества, представляющая собой сложную систему, состоящую из ядра и электронов. Это мельчайшая частица химического элемента. Атом электронейтрален, то есть заряд ядра (+) равен по величине и противоположен по знаку сумме зарядов всех электронов (–).

Химический элемент – вид атомов с определенным зарядом атомного ядра. Например, атомы нуклидов хлора $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$ имеют одинаковый заряд ядра (+17) и содержат по 17 электронов.

Ион – атом (или совокупность атомов), в котором имеется избыток электронов (это отрицательно заряженный ион, или анион) или недостаток электронов (положительно заряженный ион, или катион). Заряд иона обозначается арабской цифрой вверху справа, с соответствующим знаком, который ставится после цифры.

Пример. Знак S означает атом серы, знак S^{2-} – ион серы, имеющий два избыточных электрона.

Молекула – мельчайшая частица вещества. Это наименьшая совокупность атомов, соединенных между собой химическими связями.

Химическая связь – вид взаимодействия, при котором происходит перераспределение электронов между атомами. Химическое взаимодействие отличается от других видов, например, от межмолекулярного взаимодействия, по энергии и другим свойствам.

Основные свойства молекулы:

- 1) устойчивость (существует в некотором интервале температур и может быть обнаружена физико-химическими методами) и способность к самостоятельному существованию;
- 2) наличие химической связи между атомами;
- 3) электронейтральность;
- 4) наличие определенных свойств и определенной химической структуры (или химического строения).

Под *химическим строением* понимают:

- 1) порядок связи атомов в молекуле, т.е. распределение валентных электронов;
- 2) пространственное расположение ядер атомов в молекуле (межъядерные расстояния, валентные углы).

Число атомов того или другого элемента, входящих в состав молекулы, обозначают индексами, стоящими внизу справа.

Пример. Формула N_2 обозначает молекулу азота, состоящую из двух атомов, связанных между собой химическими связями, а $2N$ – два отдельных атома азота, не связанных друг с другом.

Молекулярные ассоциаты и агрегаты – сложные системы, состоящие из большого числа атомов или молекул, связанных друг с другом химическими связями. Это, например, кристаллы ионного, металлического и атомного типа.

Атомы различных элементов отличаются друг от друга своими свойствами, важнейшими из которых являются заряд ядра (и равное ему число электронов в атоме), размеры атома (его

радиус) и масса атома. Так как абсолютная масса атома очень мала, то обычно вместо абсолютной используют для расчётов относительную массу атома.

Относительная атомная масса химического элемента A_r (r – первая буква английского слова *relative* – относительный) – это величина, равная отношению средней массы атома данного элемента m_a к $1/12$ массы атома нуклида углерода $^{12}_6\text{C}$ (1):

$$A_r = \frac{m_a}{\frac{1}{12}m(^{12}_6\text{C})} \cdot \quad (1)$$

Относительная атомная масса – величина безразмерная.

Относительная молекулярная масса M_r – это величина, равная отношению средней массы молекулы данного вещества $m_{\text{мол}}$ к $1/12$ массы атома нуклида углерода $^{12}_6\text{C}$ (2):

$$M_r = \frac{m_{\text{мол}}}{\frac{1}{12}m(^{12}_6\text{C})} \cdot \quad (2)$$

M_r также величина безразмерная. Среднее значение A_r для естественной (природной) смеси изотопов можно определить из периодической системы элементов Д. И. Менделеева. Относительная молекулярная масса определяется как сумма средних атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы.

В химии пользуются особой величиной – *количество вещества*. Оно характеризует число частиц (атомов, молекул, ионов) в данной системе. Обозначается количество вещества буквой ν (или n). Единица количества вещества – моль.

Моль – это количество вещества, содержащее столько же частиц (атомов, молекул, ионов), сколько атомов содержится в 0,012 кг (12 г) нуклида углерода $^{12}_6\text{C}$. Это число равно $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц и называется *числом Авогадро*, или *постоянной Авогадро*. Взаимосвязь между постоянной Авогадро и количеством вещества выражается формулой (3):

$$v = \frac{N}{N_A}, \quad (3)$$

где N – число частиц в данной системе,
 N_A – постоянная Авогадро, 1/моль (моль⁻¹).

Масса одного моль вещества называется *молярной массой* M .

Молярная масса рассчитывается как отношение массы вещества m к количеству вещества v (4):

$$M = \frac{m}{v}, \quad (4)$$

поэтому молярная масса измеряется в кг/моль, г/моль.

Для данного вещества числовое значение молярной массы, выраженное в г/моль, численно равно относительной молекулярной массе.

Расчетные формулы, показывающие взаимосвязь между количеством вещества и массой, числом частиц или объемом газа

$$v = \frac{m}{M}, \quad (5)$$

где v – количество вещества, моль,
 m – масса, г,
 M – молярная масса, г/моль.

$$v = \frac{N}{N_A}, \quad (3)$$

где v – количество вещества, моль,
 N – число частиц (атомов, молекул, ионов),
 N_A – число Авогадро, моль⁻¹.

$$v = \frac{V}{V_M}, \quad (6)$$

где v – количество вещества, моль,

V – объем, л,

V_M – молярный объем газа при нормальных условиях, л/моль.

Приведенные расчетные формулы можно объединить в одно выражение и в расчетах использовать любую пару дробей:

$$v = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A} = \frac{V}{V_M} \quad (7)$$

РАЗБОР ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Взаимосвязь между массой и количеством вещества

Задача 1. Найти массу а) порции кислорода O_2 количеством вещества 1 моль; б) порции хлороводорода количеством вещества 5 моль; в) порции атомного водорода количеством вещества 0,2 моль.

Решение.

$$а) M_r(O_2) = 32$$

$$M(O_2) = M_r(O_2) = 32 \text{ г/моль}$$

$$m(O_2) = v \cdot M = 1 \cdot 32 = 32 \text{ г.}$$

$$б) M_r(HCl) = 1 + 35,5 = 36,5$$

$$M(HCl) = M_r(HCl) = 36,5 \text{ г/моль,}$$

$$m(HCl) = v \cdot M = 5 \cdot 36,5 = 182,5 \text{ г.}$$

$$в) A_r(H) = 1$$

$$M(H) = A_r(H) = 1 \text{ г/моль}$$

$$m(H) = v \cdot M = 0,2 \cdot 1 = 0,2 \text{ г.}$$

Задача 2. Найти количество вещества, которое содержит а) порция диоксида углерода массой 4,4 г; б) порция алюминия массой 540 г.

Решение.

$$\text{а) } M_r(\text{CO}_2) = 12 + 32 = 44$$

$$M(\text{CO}_2) = M_r(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$$

$$v(\text{CO}_2) = \frac{m}{M} = \frac{4,4}{44} = 0,1 \text{ моль.}$$

$$\text{б) } A_r(\text{Al}) = 27$$

$$M(\text{Al}) = A_r(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}$$

$$\text{тогда } v(\text{Al}) = \frac{m}{M} = \frac{540}{27} = 20 \text{ моль.}$$

Задача 3. Найти количество вещества, которое содержится в порции воды объемом 1 литр.

Для решения используем также формулу для количества вещества. Однако предварительно следует рассчитать массу воды, используя формулу плотности (8):

$$\rho = \frac{m}{V}, \quad (8)$$

где ρ – плотность вещества (для воды при н.у. $\rho = 1 \text{ кг/л} = 1 \text{ г/мл}$),
г/мл,

m – масса, г,

V – объем, мл.

Решение.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho \cdot V = 1 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1000 \text{ г.}$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль.}$$

$$v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M} = \frac{1000 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 55,56 \text{ моль.}$$

Взаимосвязь между массой, числом частиц и количеством вещества

Задача 4. Где содержится больше атомов – в порции бора массой 1 г или в порции алюминия такой же массы? Определить число частиц в каждой порции.

Решение.

Найдем число атомов, содержащихся в порции каждого вещества:

$$\text{а) } M(\text{B}) = A_r(\text{B}) = 11 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{B}) = \frac{m}{M} = \frac{1 \text{ г}}{11 \text{ г/моль}} = 0,090 \text{ моль}$$

$$M(\text{Al}) = A_r(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль, тогда}$$

$$\nu(\text{Al}) = \frac{m}{M} = \frac{1 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,037 \text{ моль}$$

б) Находим число частиц в каждой порции вещества:

$$\begin{aligned} N(\text{B}) &= \nu \cdot N_A = 0,090 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = \\ &= 5,48 \cdot 10^{22} \text{ частиц} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} N(\text{Al}) &= \nu \cdot N_A = 0,037 \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = \\ &= 2,227 \cdot 10^{22} \text{ частиц} \end{aligned}$$

Вычисление абсолютных масс атомов и молекул

Задача 5. Вычислить массу: а) атома алюминия; б) молекулы H_2O .

Решение. Молярная масса M численно равна массе порции вещества, содержащего N_A частиц. Следовательно, используя формулы расчета количества вещества (7), получаем:

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

$$\text{при } N = 1 \quad m_0 = \frac{M}{N_A}, \text{ где } m_0 \text{ – масса одной частицы.}$$

Находим массу 1 атома алюминия:

$$M(\text{Al}) = A_r(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}$$

$$m_0(\text{Al}) = \frac{27 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 4,5 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Находим массу 1 молекулы воды:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль}$$

$$m_0(\text{H}_2\text{O}) = \frac{18 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 3 \cdot 10^{-23} \text{ г}$$

Следует отметить, что абсолютную массу атома можно определять только для элементов, которые в природе встречаются в виде одного изотопа (моноизотопные элементы). Это, например, Be, Al, F, Sc, Co, Nb, Cs, Ta, Au, Bi, I и некоторые другие. Для некоторых элементов природная смесь изотопов более, чем на 99,5 %, состоит из одного какого-то изотопа. Это H, C, O, Ne, Ar, V, La, U. Для этих элементов и их соединений также можно определять абсолютные массы атомов и молекул без особой погрешности. Для всех остальных полиизотопных элементов вычисление абсолютных масс по молярным массам некорректно, так как дает в результате некоторую среднюю величину.

**Вычисление объема, приходящегося на 1 атом
в кристаллической решетке;
вычисление среднего радиуса атома**

Задача 6. Зная плотность металлической меди ($\rho = 8,92 \text{ г/см}^3$), вычислить объем, приходящийся на 1 атом меди в кристаллической решетке, а также средний радиус атома меди.

а) Найдем объем, который занимает образец меди количеством вещества 1 моль – V_M .

Так как $\rho = \frac{m}{V}$, где m – масса, V – объем, то для порции

количеством вещества 1 моль:

$$\rho = \frac{M}{V_M}, \text{ откуда } V_M = \frac{M}{\rho}.$$

$$M(\text{Cu}) = A_r(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}.$$

$$V_M(\text{Cu}) = \frac{M}{\rho} = \frac{64 \text{ г/моль}}{8,92 \text{ г/см}^3} = 7,29 \text{ см}^3/\text{моль}.$$

Для 1 моля вещества $V_M = V_0 \cdot N_A$, где V_0 – объем, приходящийся на 1 частицу (в данном случае атом). Отсюда

$$V_0 = \frac{V_M}{N_A}; \quad V_0(\text{Cu}) = \frac{7,29 \text{ см}^3/\text{моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 1,21 \cdot 10^{-23} \text{ см}^3$$

Упрощенно атом можно считать шаром. Объем шара $V_0 = 4/3 \pi r^3$, где r – радиус шара. Тогда радиус атома меди:

$$r(\text{Cu}) = \sqrt[3]{\frac{3V_0}{4\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 1,21 \cdot 10^{-23} \text{ см}^3}{4 \cdot 3,14}} = \sqrt[3]{2,88 \cdot 10^{-24}} = 1,42 \cdot 10^{-8} \text{ см}$$

2. ЗАКОНЫ СОХРАНЕНИЯ

Основной закон природы – закон сохранения материи и энергии соблюдается и при протекании химических реакций.

При этом основные свойства веществ – объем, давление, температура, а также количество вещества – могут изменяться.

Пример 1. В реакции $2 \text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$ изменяется количество вещества (из трех моль образуется два моль), объем газов (например, если реакция протекает при постоянном давлении), может измениться температура, так как реакция протекает с выделением тепла.

Однако некоторые свойства остаются неизменными, сохраняются.

В химических реакциях всеобщий закон сохранения материи и энергии проявляется в виде трех частных законов.

1) *Закон сохранения энергии*. Энергия не уничтожается и не возникает из ничего, а только переходит из одного вида в другой в эквивалентных количествах. Так, в химических реакциях внутренняя энергия вещества (химическая энергия) может превращаться в тепловую или электрическую энергию, которая выделяется в окружающую среду.

2) *Закон сохранения массы вещества* (М.В. Ломоносов). Масса веществ, вступивших в реакцию, равна массе продуктов реакции. Этот закон основан на том, что в химических реакциях атомы не разрушаются, а только переходят из одной молекулы в другую; при этом масса их остается постоянной.

Закон сохранения массы широко используется в химии. На нем построены все расчеты по уравнениям реакций (стехиометрические расчеты).

Однако при большом выделении энергии (порядка 100 000 кДж и более) масса продуктов реакции по сравнению с исходными веществами уменьшается довольно заметно («дефект массы»). Это наблюдается, например, в ядерных реакциях.

Масса вещества уменьшается в соответствии с уравнением Эйнштейна (9):

$$E = \Delta m \cdot c^2 \quad (9)$$

где E – выделяющаяся в превращении энергия, Дж,

Δm – «дефект массы», кг,

c – скорость света в вакууме $3 \cdot 10^8$ м/с.

Пример 2. Рассчитать, на сколько должна уменьшиться масса реагирующих веществ, если в результате протекания реакции выделилась энергия, равная 100 кДж.

Решение. Для решения используем формулу Эйнштейна, показывающую зависимость между изменением массы (дефектом массы) и энергией (9):

$$E = \Delta m \cdot c^2,$$

$$\Delta m = \frac{E}{c^2} = \frac{10^5}{(3 \cdot 10^8)^2} = \frac{10^5}{9 \cdot 10^{16}} = 10^{-12} \text{ кг} = 10^{-9} \text{ г}$$

Пример 3. Определить массу углекислого газа, выделившегося при прокаливании 100 г карбоната кальция. Масса твердого остатка равна 70 г.

Решение. Из уравнения реакции $\text{CaCO}_3(\text{ТВ.}) = \text{CaO}(\text{ТВ.}) + \text{CO}_2(\text{ГАЗ})$ видим, что твердый остаток – это CaO, а остальное – это углекислый газ. Тогда согласно закону сохранения вещества, масса углекислого газа равна:

$$m(\text{CO}_2) = m(\text{CaCO}_3) - m(\text{CaO}) = 100 \text{ г} - 70 \text{ г} = 30 \text{ г}$$

3) *Закон сохранения заряда.* Сумма зарядов реагирующих веществ равна сумме зарядов продуктов реакции.

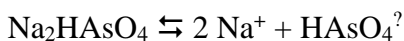
Закон основан на том, что в химических реакциях элементарные заряженные частицы (электроны) не разрушаются и не исчезают, а только переходят от одного атома к другому.

Закон сохранения заряда соблюдается и в ядерных реакциях.

На основании этого закона можно определить заряды ионов, образующихся при диссоциации, этот закон используется при подборе коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях.

Пример 4. Написать уравнения диссоциации следующих веществ: Na_2HAsO_4 ; AlOHSO_4 .

Решение.



Так как при диссоциации нейтральной молекулы Na_2HAsO_4 отщепляются 2 иона натрия, каждый с зарядом «+», то

есть с общим зарядом «2+». Заряд образующегося гидроарсенат-аниона должен быть равен «2-», так как молекула в целом электронейтральна. Аналогично при диссоциации AlOHSO_4 отщепляется сульфат-ион с зарядом «2-», следовательно, образующийся катион гидроксоалюминия имеет заряд «+2».



3. ГАЗОВЫЕ ЗАКОНЫ

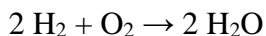
Закон объемных отношений был сформулирован Гей-Люссаком в 1808 г. на основе экспериментальных исследований: при неизменной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа. Например, при получении хлороводорода объемы водорода, хлора и хлороводорода относятся как 1 : 1 : 2.

Эти пропорции небольших и целых чисел нельзя объяснить, исходя из атомистики Дальтона.

Закон объемных отношений нашел объяснение в законе Авогадро и следствиях из него.

Пример 1. После взрыва 40 мл смеси водорода с кислородом осталось 4 мл водорода. Найдите состав исходной смеси.

Решение. Взаимодействие водорода с кислородом протекает по уравнению реакции



Объем смеси водорода с кислородом, вступивших в реакцию, равен:

$$V(2 \text{H}_2 + \text{O}_2) = 40 \text{ мл} - 4 \text{ мл} = 36 \text{ мл}$$

По закону объемных отношений $V(\text{H}_2) : V(\text{O}_2) = 2 : 1$

Отсюда $V(\text{H}_2) + V(\text{O}_2) = 2$ части водорода + 1 часть кислорода = 3 части

Рассчитываем, сколько мл составляет объем одной части и объем каждого газа в исходной смеси:

1 объемная часть = $(V(\text{H}_2) + V(\text{O}_2)) : 3 = 36 \text{ мл} : 3 = 12 \text{ мл}$

Отсюда, $V(\text{O}_2) = 1$ часть = 12 мл

$V(\text{H}_2)$ в смеси = 2 части + остаток = $12 \text{ мл} \cdot 2 + 4 \text{ мл} = 28 \text{ мл}$

Закон Авогадро (1811 г.)

Равные объемы газов при одинаковой температуре и давлении содержат одинаковое число молекул.

Молекулы простых газообразных веществ состоят из двух атомов.

Исключения составляют одноатомные молекулы благородных газов.

Следствия:

1. Массы равных объемов различных газов при одинаковой температуре и давлении относятся друг к другу как молекулярные массы этих газов. Т.е. плотности (а также и массы) различных газов при одинаковых условиях пропорциональны их молярным массам (10):

$$\frac{\rho(\Gamma_1)}{\rho(\Gamma_2)} = \frac{m(\Gamma_1) / V(\text{порции})}{m(\Gamma_2) / V(\text{порции})} = \frac{m(\Gamma_1)}{m(\Gamma_2)} \quad (10)$$

Для порции газа, равной 1 моль наблюдается следующее соотношение (11):

$$\frac{\rho(\Gamma_1)}{\rho(\Gamma_2)} = \frac{M(\Gamma_1)}{M(\Gamma_2)} = D_{\Gamma_2}(\Gamma_1) \quad (11)$$

Это отношение называется относительной плотностью (D) одного газа по другому.

Относительная плотность показывает, во сколько раз один газ тяжелее или легче другого и является безразмерной величиной.

Часто относительная плотность газов определяется по воздуху, по водороду или другим газам (12), (13):

$$D_{\text{возд}}(\Gamma) = \frac{M(\Gamma)}{M_{\text{возд}}} = \frac{M(\Gamma)}{29}, \quad (12)$$

$$D_{\text{H}_2}(\Gamma) = \frac{M(\Gamma)}{M(\text{H}_2)} = \frac{M(\Gamma)}{2}, \quad (13)$$

где $M_{\text{возд}}$ – средняя молярная масса воздуха, равная 29 г/моль.

2. Один моль различных веществ содержит одинаковое число молекул, названное постоянной Авогадро. Оно не зависит от условий и состояния вещества.

3. Постоянство объема 1 моль любого газа при одинаковых условиях. При нормальных условиях (температура 273 К и давление 101 325 Па) объем порции газа количеством вещества 1 моль равен 22,4 л. Это так называемый молярный объем газа (обычно его обозначают V_M).

Единицы измерения молярного объема газа: л/моль, м³/моль.

Зная молярный объем газа, можно рассчитать количество вещества порции газа при н.у., можно рассчитать по формуле (6):

$$v = \frac{V}{V_M}.$$

Пример 2. Какое число молекул и атомов содержит порция кислорода объемом 2 л и порция озона объемом 2 л?

При решении используем закон Авогадро и следствия из него.

Один моль любого газа, в том числе кислорода и озона, содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул (н. у.) Соответственно, т.к. объемы

данных газов равны, число молекул в 2 л этих газов при н.у. тоже будет равно согласно формуле (7):

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{N}{N_A}.$$

$$N(\text{O}_2) = N(\text{O}_3) = \frac{V \cdot N_A}{V_M} = \frac{2 \text{ л} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

Каждая молекула озона содержит по 3 атома, а диоксида – по 2, поэтому атомов в указанных порциях веществ:

$$N(\text{O}) = 2 \cdot N(\text{O}_2) = 2 \cdot 0,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул} = 10^{23} \text{ атомов}$$

$$N(\text{O}) = 3 \cdot N(\text{O}_3) = 3 \cdot 0,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ атомов}$$

То есть атомов кислорода в порции озона в 1,5 раза больше, чем в такой же по объему порции диоксида O_2 .

РАЗБОР ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Расчет объема смеси газов при нормальных условиях

Задача 1. Какой объем при нормальных условиях займет порция газа, содержащая 5 моль CO_2 , 3 моль CO и 2 моль N_2 ?

Решение. При решении используем закон Авогадро и следствия из него. Воспользуемся соотношением (6): $\nu = \frac{V}{V_M}$.

$$\text{Отсюда } V = V_M \cdot \nu.$$

Находим общее количество вещества в системе:

$$\nu_{\text{общ.}} = \nu(\text{CO}_2) + \nu(\text{CO}) + \nu(\text{N}_2) = 5 \text{ моль} + 3 \text{ моль} + 2 \text{ моль} = 10 \text{ моль}$$

$$\text{Отсюда } V(\text{смеси}) = V_M \cdot \nu = 10 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 224 \text{ л}$$

Вычисление плотности газов при нормальных условиях и молярной массы по плотности газов

Задача 2. Вычислить плотность газообразного водорода при нормальных условиях.

Решение. Плотность любого вещества ρ находится по формуле (8):

$$\rho = \frac{m(x)}{V(x)}.$$

Для одного моль любого газа масса газа равна его молярной массе, значит, объем его равен молярному объему (н. у.). Тогда для одного моль газа плотность составит (14):

$$\rho = \frac{M(x)}{V_M}. \quad (14)$$

$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$; $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$.

Отсюда $\rho(\text{H}_2) = \frac{M(\text{H}_2)}{V_M} = \frac{2 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,0892 \text{ г/л}$

Задача 3. Масса порции газа объемом 1 л при нормальных условиях равна 1,25 г. Вычислить молярную массу газа, относительную молекулярную массу газа.

Решение. Масса 1 л газа численно равна его плотности, то есть для данного газа $\rho = 1,25 \text{ г/л}$. Из формулы (14):

$\rho = \frac{M}{V_M}$ находим молярную массу газа.

$$M = \rho \cdot V_M = 1,25 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 28 \text{ г/моль}.$$

Относительная молекулярная масса численно равна молярной массе, следовательно, $M_r = M = 28$.

Задачи на относительную плотность газов

Задача 4. Какие из нижеприведенных газов легче воздуха, тяжелее воздуха: CH_4 ; Xe ; SO_2 ; NH_3 ?

Решение.

Воспользуемся формулой (11)

$$D_{\text{возд}} = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{возд}}} = \frac{M_{\text{газа}}}{29}$$

Тогда легче воздуха все газы, у которых молярная масса меньше 29 г/моль.

Это CH_4 ($M = 16$ г/моль); NH_3 ($M = 17$ г/моль). Остальные газы – SO_2 ($M = 64$ г/моль); Xe ($M = 131$ г/моль) – тяжелее воздуха.

Задача 5. Плотность паров серы по воздуху при температуре 1160 °C равна 2,2. Найти относительную молекулярную массу серы. Каков состав молекул серы в парах?

Решение. Относительная плотность газов по воздуху ($D_{\text{возд}}$) равна по формуле (11):

$$D_{\text{возд}}(S_x) = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{возд}}} = \frac{M_{\text{газа}}}{29}.$$

$$M(S_x) = D_{\text{возд}} \cdot 29 = 2,2 \cdot 29 = 64 \text{ г/моль}$$

$$M_r(S_x) = M(S_x) = 64$$

$$x = \frac{M_r(S_x)}{M_r(S)} = \frac{64}{32} = 2$$

Следовательно, молекула содержит 2 атома серы.

Молекулярная формула S_2 .

Взаимосвязь объема и числа частиц газа

Задача 6. Объемная доля радона в воздухе составляет $6 \cdot 10^{-18}$ %. В каком объеме воздуха содержится 1 молекула радона (условия нормальные)?

Решение.

Для решения используем формулы для мольной (15) и объемной (16) доли газа в смеси:

$$\chi(\Gamma) = \frac{v(\Gamma)}{v_{\text{общ}}}, \quad (15)$$

где $\chi(\Gamma)$ – молярная доля газа в смеси,
 $v(\Gamma)$ – количество вещества газообразного компонента,
 $v_{\text{общ}}$ – суммарное количество вещества,

$$\varphi(\Gamma) = \frac{V(\Gamma)}{V_{\text{смеси}}}, \quad (16)$$

где $\varphi(\Gamma)$ – объемная доля газа в смеси,
 $V(\Gamma)$ – объем газообразного компонента,
 $V_{\text{смеси}}$ – общий объем смеси.

Молярная доля газа численно равна объемной доле:
 $\chi(\text{Газа}) = \varphi(\text{Газа})$.

$$\chi(\text{Rn}) = \varphi(\text{Rn}) = 6 \cdot 10^{-18} \% \cdot 0,01 = 6 \cdot 10^{-20}$$

Найдем количество вещества радона ν_{Rn} , которое приходится на 1 моль воздуха.

$$\nu(\text{Rn}) = \chi(\text{Rn}) \cdot \nu_{\text{общ}} = 6 \cdot 10^{-20} \cdot 1 \text{ моль} = 6 \cdot 10^{-20} \text{ моль}.$$

Рассчитаем число молекул радона из соотношения (3):

$$\nu = \frac{N}{N_A}.$$

$N(\text{Rn}) = \nu \cdot N_A = 6 \cdot 10^{-20} \text{ моль} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 3,6 \cdot 10^4$
 молекул.

Такое количество вещества распределено в объеме, занимаемом 1 молем газа при нормальных условиях, т.е. в объеме 22,4 л.

Определим объем, приходящийся на 1 молекулу радона:

$$V_0(\text{Rn}) = \frac{V_{\text{смеси}}}{N(\text{Rn})} = \frac{22,4 \text{ л}}{3,6 \cdot 10^4 \text{ молекул}} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ л} = 0,6 \text{ мл}.$$

Задача 7. Найти среднюю молярную массу, плотность при нормальных условиях и плотность по водороду для воздуха. Принять, что воздух содержит 20 % O_2 и 80 % N_2 по объему.

Решение. Объемная доля газа совпадает по величине с молярной долей. Поэтому можно принять приближенно, что в воздухе молярное соотношение кислорода к азоту 20 : 80 или 1 : 4, то есть на 1 моль O_2 приходится 4 моля N_2 .

Среднюю молярную массу определим по формуле (4)

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

Находим общее количество вещества:

$$\nu(\text{возд}) = \nu(O_2) + \nu(N_2) = 4 \text{ моль} + 1 \text{ моль} = 5 \text{ моль}$$

Находим массу каждого газа и общую массу газовой смеси:

$$m(O_2) = M \cdot \nu = 32 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 32 \text{ г}$$

$$m(N_2) = M \cdot \nu = 28 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 112 \text{ г}$$

$$m_{\text{общ}} = m(O_2) + m(N_2) = 32 + 112 \text{ г} = 144 \text{ г}$$

Средняя молярная масса воздуха:

$$M(\text{возд}) = \frac{m_{\text{общ}}}{\nu(\text{возд})} = \frac{144 \text{ г}}{5 \text{ моль}} = 29 \text{ г/моль.}$$

Для расчета плотности воздуха определяем объем газовой смеси:

$$V(\text{возд}) = V_M \cdot \nu = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 5 \text{ моль} = 112 \text{ л}$$

Отсюда плотность воздуха при н. у. равна:

$$\rho(\text{возд}) = \frac{m(\text{общ})}{V(\text{возд})} = \frac{144 \text{ г}}{122 \text{ л}} = 1,28 \text{ г/л.}$$

$$D_{H_2}(\text{возд}) = \frac{M(\text{возд})}{M(H_2)} = \frac{29 \text{ г/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 14,5$$

Задача 8. Имеется смесь метана и кислорода плотностью 1 г/л при нормальных условиях. Определить объемную долю каждого газа в смеси.

Решение. Выбираем произвольно общий объем смеси V .

Пусть $V(\text{смеси}) = 1 \text{ л}$.

Предположим, что в этом объеме содержится x литров метана и y литров кислорода.

Получаем уравнение: $x + y = 1$ л.

Далее для составления второго уравнения используем данные по плотности газа.

Находим массу каждого газа из формулы (7) для количества вещества $\nu = \frac{V}{V_M} = \frac{m}{M}$ и общую массу газовой смеси:

$$m(\text{CH}_4) = \frac{M \cdot V}{V_M} = \frac{16x}{22,4} \quad m(\text{O}_2) = \frac{M \cdot V}{V_M} = \frac{32y}{22,4}$$

$$m(\text{смеси}) = m(\text{CH}_4) + m(\text{O}_2) = \frac{16x}{22,4} + \frac{32y}{22,4}$$

Плотность равна $\rho = \frac{m}{V}$, где $V = 1$ л. Следовательно,

$$\rho(\text{смеси}) = \frac{m(\text{смеси})}{V(\text{смеси})} = \frac{\frac{16x}{22,4} + \frac{32y}{22,4}}{1} = \frac{16x}{22,4} + \frac{32y}{22,4} = 1$$

Получаем систему двух уравнений с двумя неизвестными:

$$\begin{cases} x + y = 1 \\ \frac{16x}{22,4} + \frac{32y}{22,4} = 1 \end{cases}$$

Решая эту систему уравнений, получаем:

$$V(\text{CH}_4) = x = 0,6 \text{ л метана} \quad V(\text{O}_2) = y = 0,4 \text{ л кислорода}$$

Находим объемную долю каждого газа:

$$\varphi(\text{CH}_4) = \frac{V(\text{CH}_4)}{V(\text{смеси})} = \frac{0,6 \text{ л}}{1 \text{ л}} = 0,6 = 60\%$$

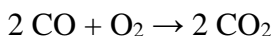
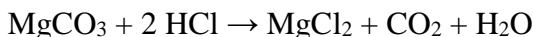
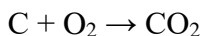
$$\varphi(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{смеси})} = \frac{0,4 \text{ л}}{1 \text{ л}} = 0,4 = 40\%$$

4. ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА. ЗАКОН КРАТНЫХ ОТНОШЕНИЙ. ГРАНИЦЫ ПРИМЕНЕНИЯ ЗАКОНОВ

Закон постоянства состава

К началу XIX в. обобщив большой экспериментальный материал, Ж. Л. Пруст сформулировал закон *постоянства состава*: «Независимо от способа получения данного соединения весовой состав его всегда один и тот же». Данная формулировка закона находится в полном соответствии с атомно-молекулярным учением. Мы знаем, что любое вещество состоит из молекул, а каждая молекула – из определенного числа атомов. Атомы имеют постоянную массу, значит, состав вещества остается всегда постоянным.

Например, оксид углерода (IV) можно получить различными способами:



Однако в химически чистом образце оксида углерода (IV) всегда содержится 27,29 % С и 72,71 % О (по массе).

Следует иметь в виду, что обратное утверждение – каждому определенному составу отвечает только одно химическое соединение – неверно. Например, диметиловый эфир и этиловый спирт имеют одинаковый химический состав – $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, но являются различными химическими соединениями.

Различают качественный, количественный и атомный состав вещества. Качественный указывает на элементы, образующие вещество. Количественный состав выражает отношение масс элементов, образующих вещество. Атомный состав выражает отношение числа атомов элементов, образующих вещество. Качественный состав определяется

посредством качественных реакций, т.е. действием на вещества характерными реактивами, которые при наличии в веществе того или иного элемента влекут за собой характерные реакции. Количественный состав вещества определяется методом синтеза и анализа. Обычно это сводится или к соединению простых веществ в сложные, или к разложению сложных веществ на простые.

Дальнейшее развитие химии показало, что наряду с соединениями постоянного состава имеются соединения переменного состава. Например, в зависимости от условий синтеза оксид титана (II) имеет состав от $TiO_{0,7}$ до $TiO_{1,3}$, а состав TiO_2 изменяется от $TiO_{1,9}$ до $TiO_{2,0}$. Постоянный и неизменный состав имеют только молекулы и кристаллы с молекулярной структурой. Для типичных твердых неорганических простых веществ и соединений характерна немолекулярная форма существования вещества. Н. С. Курнаков в память о Дальтоне и Бертолле назвал вещества, имеющие постоянный состав, дальтонидами, а переменный – бертоллидами. Закон постоянства состава и закон кратных отношений в свое время были сформулированы применительно к молекулам, и они справедливы для молекулярной формы существования вещества. Кроме того, нужно учитывать изотопный состав элементов. Например, обычная вода содержит 11,11 % водорода, а тяжелая – 20,0 %. Поэтому в настоящее время закон постоянства состава формулируется с учетом единства молекулярной и немолекулярной формы существования вещества: «Состав молекулярного соединения остается постоянным независимо от способа получения. В отсутствие молекулярной структуры в данном агрегатном состоянии состав зависит от условий получения и предыдущей обработки».

Пример 1. При сжигании 8 г магния получено 5 г оксида магния. Определить количественный состав оксида магния.

Решение. Определить количественный состав оксида магния – значит установить отношение масс магния и кислорода в оксиде магния.

Нам известна масса магния и масса образовавшегося оксида магния. Отсюда:

$$m(\text{O}) = m(\text{MgO}) - m(\text{Mg}) = 5 \text{ г} - 3 \text{ г} = 2 \text{ г}.$$

Количественный состав оксида магния выражается отношением:

$$m(\text{Mg}) : m(\text{O}) = 3 \text{ г} : 2 \text{ г} = 3 : 2.$$

Пример 2. При разложении 2 г карбоната кальция получено 1,12 г оксида кальция и 0,88 г оксида углерода (IV). Известно, что количественный состав оксида кальция выражается отношением: $m(\text{Ca}) : m(\text{O}) = 5 : 2$, а диоксида углерода – отношением: $m(\text{C}) : m(\text{O}) = 3 : 8$. Вычислить количественный состав карбоната кальция.

Решение. Из условия задачи видно, что карбонат кальция состоит из кальция, углерода и кислорода.

Рассчитаем массовую долю и массу (правомерно при расчете массовой доли элементов вместо массы подставить их долю) кальция и кислорода в полученном образце оксида кальция:

$$\omega(\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{m(\text{Ca}) + m(\text{O})} = \frac{5}{5+2} = \frac{5}{7}, \quad m(\text{Ca}) = m \cdot \omega = 1,12\text{г} \cdot \frac{5}{7} = 0,80 \text{ г},$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{Ca}) + m(\text{O})} = \frac{2}{5+2} = \frac{2}{7}, \quad m(\text{O}) = m \cdot \omega = 1,12\text{г} \cdot \frac{2}{7} = 0,32 \text{ г},$$

Аналогично находим содержание кислорода и углерода в оксиде углерода:

$$\omega(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{m(\text{C}) + m(\text{O})} = \frac{3}{3+8} = \frac{3}{11}, \quad m(\text{C}) = m \cdot \omega = 0,88\text{г} \cdot \frac{3}{11} = 0,24 \text{ г},$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{C}) + m(\text{O})} = \frac{8}{3+8} = \frac{8}{11}, \quad m(\text{O}) = m \cdot \omega = 0,88\text{г} \cdot \frac{8}{11} = 0,64 \text{ г},$$

Вычисляем массу кислорода, содержащегося в массе карбоната кальция, взятого для определения:

$$m(\text{O})_{\text{ОБЩ}} = 0,32 \text{ г} + 0,64 \text{ г} = 0,96 \text{ г},$$

тогда количественный состав карбоната кальция таков:

$$m(\text{Ca}) : m(\text{C}) : m(\text{O})_{\text{ОБЩ}} = 0,80 : 0,24 : 0,96 = 80 : 24 : 96 = \\ = 10 : 3 : 12.$$

Закон кратных отношений

Закон кратных отношений был сформулирован Дж. Дальтоном в 1803 г.: «Если два элемента образуют несколько соединений, то массы одного из элементов в разных соединениях относятся между собой как целые числа». Например, азот и кислород образуют пять оксидов: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 . Массы кислорода в них, приходящиеся на одну и ту же массу азота, относятся как целые числа: $1 : 2 : 3 : 4 : 5$. Это объясняется тем, что одинаковое число атомов азота в молекулах разных оксидов связано с различным числом атомов кислорода. Свойство элементов вступать в соединение лишь определенными «порциями» свидетельствует об атомно-молекулярном строении вещества.

По тем же причинам, что и для закона постоянства состава, закон кратных отношений сейчас формулируется в более общей форме: «Если два элемента образуют между собой несколько молекулярных соединений, то массы одного элемента, приходящиеся на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа. Для соединений, не имеющих молекулярной структуры, массы одного из них, приходящиеся на одну и ту же массу другого, могут относиться между собой как дробные числа».

Пример 1. Даны соединения следующего состава:

Элемент	Массовая доля (%)		
	Вещество X ₁	Вещество X ₂	Вещество X ₃
натрий	30,89	21,60	18,78
хлор	47,62	33,31	28,96
кислород	21,49	45,09	52,26

Сколько массовых долей натрия и массовых долей кислорода приходится в этих соединениях на одну массовую долю хлора? Как относятся между собой массовые доли натрия и массовые доли кислорода?

Решение.

Количество массовых долей натрия на одну массовую долю хлора обозначим X:

$$X_1(\text{Na}) = \omega(\text{Na})_1 : \omega(\text{Cl})_1 = 30,89 : 47,62 = 0,65$$

$$X_2(\text{Na}) = \omega(\text{Na})_2 : \omega(\text{Cl})_2 = 21,60 : 33,31 = 0,65$$

$$X_3(\text{Na}) = \omega(\text{Na})_3 : \omega(\text{Cl})_3 = 18,78 : 28,96 = 0,65$$

Аналогично находим долю кислорода на одну массовую долю хлора:

$$X_1(\text{O}) = \omega(\text{O})_1 : \omega(\text{Cl})_1 = 21,49 : 47,62 = 0,45$$

$$X_2(\text{O}) = \omega(\text{O})_2 : \omega(\text{Cl})_2 = 45,09 : 33,31 = 1,35$$

$$X_3(\text{O}) = \omega(\text{O})_3 : \omega(\text{Cl})_4 = 52,26 : 28,96 = 1,80$$

Отсюда массовые доли натрия и кислорода, приходящиеся на одну массовую долю хлора, относятся как:

$$X_1(\text{Na}) : X_2(\text{Na}) : X_3(\text{Na}) = 0,65 : 0,65 : 0,65 = 1 : 1 : 1$$

$$X_1(\text{O}) : X_2(\text{O}) : X_3(\text{O}) = 0,45 : 1,35 : 1,80 = 1 : 3 : 4$$

Пример 2. Подтвердить закон кратных отношений на примере хлоридов ртути, имеющих состав: ртути 85,2 %, хлора 14,8 % и ртути 74,2 %, хлора 25,8 %.

Решение.

$$\frac{\omega(\text{Hg})_1}{\omega(\text{Cl})_1} : \frac{\omega(\text{Hg})_2}{\omega(\text{Cl})_2} = \frac{85,2}{14,8} : \frac{74,2}{25,8} = 5,76 : 2,88 = 2 : 1$$

Таким образом, масса ртути, приходящаяся на одну массовую часть хлора, в разных соединениях относятся между собой как небольшие целые числа.

РАЗБОР ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Вычисление по формуле качественного состава вещества

1. Вычисление массовых отношений между элементами, входящими в состав вещества.

Задача 1. В каких массовых отношениях находятся элементы в соединении серы с железом?

Решение. $A_r(\text{Fe}) = 56$; $A_r(\text{S}) = 32$;

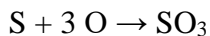
$$m(\text{Fe}) : m(\text{S}) = 56 : 32 = 7 : 4.$$

2. Нахождение массовой доли элементов в химическом соединении.

Задача 2. Вычислить массовые доли серы и кислорода в оксиде серы (VI).

Решение.

Запишем схему, показывающую соотношение количества вещества атомов серы, кислорода и оксида серы (VI):



$$M(\text{SO}_3) = 80 \text{ г/моль}; M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}; M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль}.$$

Рассчитаем количество вещества и массу серы, кислорода и оксида серы на 1 моль оксида:

$$m(\text{SO}_3) = \nu \cdot M = 1 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 80 \text{ г}$$

$$\nu(\text{S}) = \nu(\text{SO}_3) = 1 \text{ моль}$$

$$m(\text{S}) = \nu \cdot M = 1 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 32 \text{ г}$$

$$\omega(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{m(\text{SO}_3)} = \frac{32\text{г}}{80\text{г}} = 0,40 \text{ или } 40\%$$

$$\nu(\text{O}) = 3 \cdot \nu(\text{SO}_3) = 3 \cdot 1 \text{ моль} = 3 \text{ моль},$$

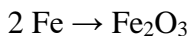
$$m(\text{O}) = \nu \cdot M = 3 \text{ моль} \cdot 16\text{г/моль} = 48\text{ г},$$

$$\omega(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{m(\text{SO}_3)} = \frac{48\text{г}}{80\text{г}} = 0,60 \text{ или } 60\%$$

Задача 3. В каком минерале больше содержание железа и какова его массовая доля: в красном железняке (Fe_2O_3) и магнитном железняке (Fe_3O_4)?

Решение.

Запишем схему, показывающую соотношение количества вещества железа и оксида железа (III), уравнием ее по числу атомов железа:



$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ г/моль}$$

Рассчитаем количество вещества и массу железа и оксида железа (III) на 1 моль оксида:

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \nu \cdot M = 1 \text{ моль} \cdot 160\text{г/моль} = 160\text{ г}$$

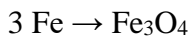
$$\nu(\text{Fe}) = 2 \cdot \nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 1 \text{ моль} = 2 \text{ моль}$$

$$m(\text{Fe}) = \nu \cdot M = 2 \text{ моль} \cdot 56\text{г/моль} = 112\text{ г}$$

Отсюда массовая доля железа в красном железняке:

$$\omega(\text{Fe})_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{m(\text{Fe})}{m(\text{Fe}_2\text{O}_3)} = \frac{112\text{г}}{160\text{г}} = 0,70 \text{ или } 70\%.$$

Аналогично рассчитаем массовую долю железа в магнитном железняке:



$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ г/моль}$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \nu \cdot M = 1 \text{ моль} \cdot 232\text{г/моль} = 232\text{ г}$$

$$\nu(\text{Fe}) = 3 \cdot \nu(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 3 \cdot 1 \text{ моль} = 3 \text{ моль}$$

$$m(\text{Fe}) = \nu \cdot M = 3 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 168 \text{ г}$$

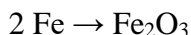
$$\omega(\text{Fe})_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = \frac{m(\text{Fe})}{m(\text{Fe}_3\text{O}_4)} = \frac{168 \text{ г}}{232 \text{ г}} = 0,72 \text{ или } 72 \%$$

Содержание железа больше в магнитном железняке (Fe_3O_4).

**Вычисление массы компонента по массе сложного вещества,
или вычисление массы вещества по массе компонента**

Задача 4. При анализе образца руды в нем найдено 2,8 г железа. Какой массе оксида железа (III) это соответствует?

Решение.



$$\nu(\text{Fe}) = \frac{m}{M} = \frac{2,8 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{1}{2} \cdot \nu(\text{Fe}) = \frac{1}{2} \cdot 0,05 = 0,025 \text{ моль}$$

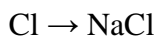
$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \nu \cdot M = 0,025 \text{ моль} \cdot 160 \text{ г/моль} = 4 \text{ г}$$

**Вычисление массовой доли вещества, содержащего примеси,
по массовой доле содержащихся в нем элементов**

Задача 5. При анализе образца поваренной соли было найдено, что массовая доля хлора в нем составляет 55 %. Какова массовая доля чистого хлорида натрия, содержащегося в образце?

Решение.

Примем массу образца соли за 100 г. Рассчитаем массу хлорида натрия в этой массе поваренной соли:



$$m(\text{образца}) = 100 \text{ г},$$

$$m(\text{Cl}) = \omega \cdot m(\text{образца}) = 0,55 \cdot 100 \text{ г} = 55 \text{ г}$$

$$\nu(\text{Cl}) = \frac{m}{M} = \frac{55 \text{ г}}{35,5 \text{ г/моль}} = 1,55 \text{ моль}$$

$$v(\text{NaCl}) = v(\text{Cl}) = 1,55 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaCl}) = v \cdot M = 1,55 \text{ моль} \cdot 58,5 \text{ г/моль} = 90,6 \text{ г}$$

Отсюда массовая доля хлорида натрия равна:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(\text{образца})} = \frac{90,6 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 0,906 \text{ (90,6 \%)}$$

Вывод формулы вещества по массовым долям (%)

или соотношению масс элементов

Задача 6. Найти простейшую формулу соединения по массовым долям (%) элементов: натрия – 43,4 %, углерода – 11,3 %, кислорода – 45,3 %.

Решение.

Для расчета примем массу соединения за 100 г. Рассчитаем массы и количество вещества натрия, углерода и кислорода:

$$m(\text{Na}) = m(\text{соли}) \cdot \omega(\text{Na}) = 100 \text{ г} \cdot 0,434 = 43,4 \text{ г}$$

$$m(\text{C}) = m(\text{соли}) \cdot \omega(\text{C}) = 100 \text{ г} \cdot 0,113 = 11,3 \text{ г}$$

$$m(\text{O}) = m(\text{соли}) \cdot \omega(\text{O}) = 100 \text{ г} \cdot 0,453 = 45,3 \text{ г}$$

$$v(\text{Na}) = \frac{m(\text{Na})}{M(\text{Na})} = \frac{43,4 \text{ г}}{23 \text{ г/моль}} = 1,89 \text{ моль}$$

$$v(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{11,3 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 0,94 \text{ моль}$$

$$v(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{45,3 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 2,83 \text{ моль}$$

Определим молярное отношение натрия, углерода и кислорода, разделив каждое из этих чисел на наименьшее количество вещества (0,94):

$$v(\text{Na}) : v(\text{C}) : v(\text{O}) = 1,89 \text{ моль} : \underline{0,94} \text{ моль} : 2,83 \text{ моль} = 2 : 1 : 3.$$

Отсюда простейшая формула данного вещества – Na_2CO_3 .

Задача 7. Найти формулу глинозема, если масса алюминия относится к массе кислорода в глиноземе как 9 : 8.

Решение.

Для расчета примем массу соединения за сумму указанных в условии массовых частей, то есть $m(xO_y) = 9 + 8 = 17$ г.

Рассчитаем массы и количество вещества алюминия и кислорода:

$$m(\text{Al}) = 9 \text{ г}$$

$$m(\text{O}) = 8 \text{ г}$$

$$v(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{9 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = 0,33 \text{ моль}$$

$$v(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{8 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

Определим молярное отношение алюминия и кислорода и простейшую формулу глинозема:

$$v(\text{Al}) : v(\text{O}) = \underline{0,33} \text{ моль} : 0,5 \text{ моль} = 1 : 1,5 = 2 : 3.$$

Формула глинозема – Al_2O_3 .

Вывод формулы вещества по данным опыта

Задача 8. При нагревании 1 г соединения выделяется 0,45 г кислорода. Твердый остаток представляет собой хлорид натрия. Какова простейшая формула соединения?

Решение.

Формулу вещества можно представить в виде $(\text{NaCl})_x\text{O}_y$.

Определим массу, количество вещества хлорида натрия и кислорода:

$$v(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{0,45 \text{ г}}{16 \text{ г/моль}} = 0,0281 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaCl}) = m(\text{NaCl}) - m(\text{O}) = 1 \text{ г} - 0,45 \text{ г} = 0,55 \text{ г}$$

$$v(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{0,55 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль}} = 0,0094 \text{ моль}$$

Определим молярное отношение компонентов соединения и простейшую формулу:

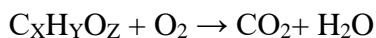
$$x : y = \nu(\text{NaCl}) : \nu(\text{O}) = 0,0281 \text{ моль} : \underline{0,0094} \text{ моль} = 1 : 3$$

Формула соединения NaClO_3 .

Задача 9. При сгорании 2,3 г вещества образуется 4,4 г углекислого газа и 2,7 г воды. Плотность паров этого вещества по воздуху 1,59. Из каких элементов состоит данное вещество? Какова его молекулярная формула?

Решение.

Составим схему взаимодействия, предварительно предположив, из каких элементов могло состоять исходное вещество



Найдем количество вещества каждого из продуктов.

$$\nu(\text{CO}_2) = m : M = 4,4 \text{ г} : 44 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = m : M = 2,7 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,15 \text{ моль}$$

Определим количество каждого элемента, перешедшего из исходного вещества в продукт. Для этого составим и уравняем схему

«элемент \rightarrow продукт взаимодействия».

$$\text{C} \rightarrow \text{CO}_2 \quad \nu(\text{C}) = \nu(\text{CO}_2) = 0,1 \text{ моль}$$

$$2 \text{ H} \rightarrow \text{H}_2\text{O} \quad \nu(\text{H}) = 2 \nu(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 0,15 = 0,3 \text{ моль}$$

Определим массу найденных элементов и их сумму.

$$m(\text{C}) = \nu \cdot M = 0,1 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г} = 1,2 \text{ г}$$

$$m(\text{H}) = \nu \cdot M = 0,3 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г} = 0,3 \text{ г}$$

$$m(\text{C}) + m(\text{H}) = 1,2 \text{ г} + 0,3 \text{ г} = 1,5 \text{ г}$$

По разнице масс соединения и найденных элементов определим, содержится ли в соединении кислород, его массу и количество вещества:

$m(\text{C}) + m(\text{H}) \neq m(\text{в-ва})$, следовательно, кислород в соединении содержится.

$$m(\text{O}) = m(\text{в-ва}) - (m(\text{C}) + m(\text{H})) = 2,3 \text{ г} - 1,5 \text{ г} = 0,8 \text{ г}$$

$$v(\text{O}) = m : M = 0,8 \text{ г} : 16 \text{ г/моль} = 0,05 \text{ моль}$$

Определим молярное отношение компонентов соединения и простейшую формулу:

$$x : y : z = v(\text{C}) : v(\text{H}) : v(\text{O}) = 0,1 \text{ моль} : 0,3 \text{ моль} : \underline{0,05} \text{ моль} = 2 : 6 : 1$$

$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ – простейшая формула.

По формуле относительной плотности (12) рассчитаем молярную массу вещества, отвечающего истинной формуле:

$$D_{\text{возд}}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = \frac{M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)}{M(\text{возд})}$$

$$M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = D_{\text{возд}}(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) \cdot M(\text{возд}) = 1,59 \cdot 29 \text{ г/моль} = 46 \text{ г/моль}$$

Сравнив молярную массу вещества, отвечающего простейшей формуле и рассчитанную молярную массу, определим истинную формулу соединения:

$$\frac{M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z)}{M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O})} = \frac{46 \text{ г/моль}}{46 \text{ г/моль}} = 1$$

Таким образом, истинная формула вещества совпадает с простейшей, то есть $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.

5. ХИМИЧЕСКИЙ ЭКВИВАЛЕНТ

Эквивалент вещества. Фактор эквивалентности

Эквивалент вещества X – реальная или некая условная частица этого вещества, которая равноценна одному иону водорода в кислотно-основной реакции или одному электрону в окислительно-восстановительной реакции.

Эквивалент вещества не всегда является неизменным и может изменяться в зависимости от реакции, в которой это

вещество участвует. Следовательно, для определения эквивалента всегда необходимо указывать соответствующую реакцию, исключая те случаи, когда вероятность другого толкования отсутствует.

Понятие эквивалента вещества связано с понятием *фактор эквивалентности* вещества, который обозначается $f(X)$, где f – числовое значение фактора эквивалентности, а X – формула вещества.

Например, фактор эквивалентности серной кислоты в обменной реакции может быть равен $1/2$. Это можно записать: $f(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$.

Фактор эквивалентности – число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества X эквивалентна одному иону водорода в данной кислотно-основной реакции или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

Фактор эквивалентности рассчитывается на основании стехиометрии данной реакции. Он может быть равен или меньше единицы.

Эквивалент вещества X обозначается $f(X) X$.

Например, эквивалент серной кислоты в реакции

$2 \text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$ можно обозначить $1/2 \text{H}_2\text{SO}_4$.

Фактор эквивалентности простого вещества есть величина, обратная числу переданных электронов в окислительно-восстановительной реакции (17):

$$f(\text{простого вещества}) = \frac{1}{\text{число переданных электронов}} \quad (17)$$

Фактор эквивалентности кислоты в реакциях обмена есть величина, обратная числу ионов водорода, участвующих в этой реакции обмена (18):

$$f(\text{кислоты}) = \frac{1}{\text{число замещенных } \text{H}^+} \quad (18)$$

Фактор эквивалентности основания в реакции обмена есть величина, обратная числу гидроксид-ионов, участвующих в этой реакции обмена (19):

$$f(\text{основания}) = \frac{1}{\text{число замещенных } \text{OH}^-} \quad (19)$$

Фактор эквивалентности соли в реакции полного обмена есть величина, обратная произведению числа ионов металла на заряд иона металла (числа ионов кислотного остатка на заряд ионов кислотного остатка) (20). Подобным образом определяется фактор эквивалентности оксида (21):

$$f(\text{соли}) = \frac{1}{\text{сумма зарядов замещенных в ходе реакции ионов}} \quad (20)$$

$$f(\text{оксида}) = \frac{1}{\text{сумма зарядов замещенных в ходе реакции ионов}} \quad (21)$$

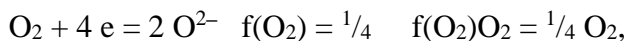
Фактор эквивалентности окислителя или *восстановителя* в данной окислительно-восстановительной реакции есть величина, обратная числу принятых или отданных электронов:

Таким образом, эквивалент сложного вещества может быть определен по уравнению обменной или окислительно-восстановительной реакции, а эквивалент простого вещества – по уравнению окислительно-восстановительной реакции.

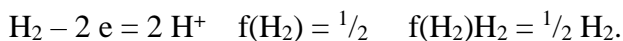
Пример. Определить эквивалент O_2 и H_2 в реакции, протекающей по уравнению: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$.

Решение.

Указанная реакция – окислительно-восстановительная. Фактор эквивалентности и эквивалент кислорода определяется по реакции восстановления:



а фактор эквивалентности и эквивалент водорода определяется по реакции окисления:



Количество вещества эквивалента. Закон эквивалентов

Величина $f(X) X$, называемая эквивалентом или эквивалентной формой вещества, не имеет определенного физического смысла. Однако вполне определенный физический смысл будет иметь понятие *количества вещества эквивалента*. Это количество вещества (в молях), в котором частицами являются эквиваленты, так как понятие «моль» распространяется на любые условные частицы. Количество вещества эквивалента обозначается $\nu(f(X) X)$. Например, $\nu(1/5 \text{ KMnO}_4) = 0,1$ моль.

Молярная масса эквивалента $M(f(X) X)$ – масса одного моль эквивалентов вещества – может быть определена как отношение массы вещества X к количеству вещества эквивалента (22):

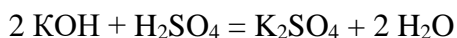
$$M(f(X)X) = \frac{m(X)}{\nu(f(X)X)} \quad (22)$$

Молярную массу эквивалента вещества X можно вычислить как произведение фактора эквивалентности на молярную массу вещества X (23):

$$M(f(X)X) = f(X) \cdot M(X) \quad (23)$$

Пример 1. Определить молярную массу эквивалента серной кислоты в реакции полной нейтрализации с гидроксидом калия.

Решение.

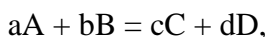


$$M(1/2 \text{ H}_2\text{SO}_4) = 1/2 M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 98 \text{ г/моль} = 49 \text{ г/моль}$$

Закон эквивалентов

Закон эквивалентов сформулирован В. Рихтером (1792–1794 гг.). *Все вещества реагируют и образуются в эквивалентных соотношениях.* Эквивалентное соотношение означает одинаковое число моль эквивалентов.

Рассмотрим реакцию, записанную в общем виде:



где A, B – реагенты,

C, D – продукты,

a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты;

Для реакции справедливо равенство:

$$\nu(f(A)A) = \nu(f(B)B) = \nu(f(C)C) = \nu(f(D)D).$$

Это выражение является математической записью закона эквивалентов.

Если выразить количество вещества эквивалентов как отношение массы и молярной массы эквивалента, получим следующие равенства (24), (25):

$$\frac{m(A)}{M(f(A)A)} = \frac{m(B)}{M(f(B)B)} \quad (24)$$

$$\text{или} \quad \frac{m(A)}{m(B)} = \frac{M(f(A)A)}{M(f(B)B)} \quad (25)$$

Таким образом, закон эквивалентов можно сформулировать так: отношение масс веществ, вступающих в реакцию, равно отношению молярных масс эквивалента этих веществ, что отражено в соотношении (26).

$$\frac{m(X_1)}{m(X_2)} = \frac{M(f(X_1)X_1)}{M(f(X_2)X_2)}. \quad (26)$$

Для газообразных веществ можно говорить о молярном объеме эквивалента вещества X в определенной реакции, протекающей при нормальных условиях, $V_m(f(X)X)$. Этот объем можно вычислить как произведение молярного объема газа на его фактор эквивалентности в данной химической реакции. В этом случае закон эквивалентов можно записать как (27), (28), (29):

$$\nu(f(X_1)X_1) = \nu(f(X_2)X_2) \quad (27)$$

$$\frac{V(X_1)}{V_M(f(X_1)X_1)} = \frac{V(X_2)}{V_M(f(X_2)X_2)} \quad (28)$$

$$\text{или } \frac{V(X_1)}{V(X_2)} = \frac{V_M(f(X_1)X_1)}{V_M(f(X_2)X_2)} \quad (29)$$

Пример 2. Определить молярный объем эквивалента для водорода и кислорода в реакции: $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 = 2 \text{H}_2\text{O}$.

Решение.

Эквивалент кислорода равен $1/4 \text{O}_2$ а водорода – $1/2 \text{H}_2$ (*Пример 1*).

Молярные массы эквивалентов кислорода и водорода соответственно равны:

$$M(1/4 \text{O}_2) = 1/4 M(\text{O}_2) = 1/4 \cdot 32 \text{ г/моль} = 8 \text{ г/моль};$$

$$M(1/2 \text{H}_2) = 1/2 M(\text{H}_2) = 1/2 \cdot 2 \text{ г/моль} = 1 \text{ г/моль}.$$

Молярные объемы эквивалентов кислорода и водорода соответственно равны:

$$V_M(1/4 \text{O}_2) = 1/4 \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5,6 \text{ л/моль}.$$

$$V_M(1/2 \text{H}_2) = 1/2 \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л/моль}.$$

РАЗБОР ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Определение эквивалента по известным массам исходных веществ или массе исходного вещества и массе продукта

Задача 1. Порция хлорида железа массой 1,355 г взаимодействует без остатка с 1 г гидроксида натрия NaOH. Определить молярную массу эквивалента хлорида железа.

Решение. Используем математическое выражение закона эквивалентов (26):

$$\frac{m(\text{FeCl}_x)}{m(\text{NaOH})} = \frac{M(f(\text{FeCl}_x)\text{FeCl}_x)}{M(f(\text{NaOH})\text{NaOH})}.$$

Гидроксид натрия в реакциях обмена эквивалентен 1 иону H^+ , следовательно, его эквивалент – это молекула NaOH, а молярная масса эквивалента равна молярной массе:

$$M(f(\text{NaOH})\text{NaOH}) = M(1 \text{NaOH}) = 1 \cdot M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}.$$

Рассчитаем молярную массу эквивалента хлорида железа

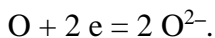
$$M(f(\text{FeCl}_x)\text{FeCl}_x) = \frac{m(\text{FeCl}_x) \cdot M(\text{NaOH})}{m(\text{NaOH})} = \frac{1,355 \text{ г} \cdot 40 \text{ г/моль}}{1 \text{ г}} = 54,2 \text{ г/моль} \cdot$$

Задача 2. При сжигании порции магния массой 3,6 г образовалось 6,0 г его оксида. Определить эквивалент магния.

Решение. При сжигании магний соединяется с кислородом, образуя оксид. Исходя из закона сохранения массы вещества, находим массу кислорода, вступившего в реакцию:

$$m(\text{O}) = m(\text{оксида}) - m(\text{Mg}) = 6,0 \text{ г} - 3,6 \text{ г} = 2,4 \text{ г}$$

Каждый атом кислорода в результате взаимодействия с металлами, как правило, приобретает степень окисления (-2), т.е. присоединяет 2 электрона:



$$f(\text{O}) = \frac{1}{2} \quad M(f(\text{O}) \text{O}) = M(\text{O}) = \frac{1}{2} \cdot M(\text{O}) = \frac{1}{2} \cdot 16 \text{ г/моль} = 8 \text{ г/моль}.$$

$$\frac{m(\text{Mg})}{m(\text{O})} = \frac{M(f(\text{Mg})\text{Mg})}{M(\frac{1}{2}\text{O})}$$

$$M(f(\text{Mg})\text{Mg}) = \frac{m(\text{Mg}) \cdot M(\frac{1}{2}\text{O})}{m(\text{O})} = \frac{3,6 \text{ г} \cdot 8 \text{ г/моль}}{2,4 \text{ г}} = 12 \text{ г/моль}$$

Найдем фактор эквивалентности для магния, зная, что молярная масса атома магния равна 24 г/моль:

$$f(\text{Mg}) = \frac{M(f(\text{Mg})\text{Mg})}{M(\text{Mg})} = \frac{12 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = \frac{1}{2}$$

Таким образом, эквивалент магния $-\frac{1}{2} \text{ Mg}$.

Задача 3. При прокаливании в токе водорода порции оксида металла массой 1 г образуется 0,126 г воды. Определить молярную массу эквивалента металла. Какой это металл?

Решение.

При образовании оксида металл взаимодействует с кислородом в эквивалентных количествах, поэтому определим

молярную массу эквивалента металла с помощью закона эквивалентов (25):

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{O})} = \frac{M(f(\text{Me})\text{Me})}{M(f(\text{O})\text{O})}$$

Рассчитаем массу кислорода в полученной воде:

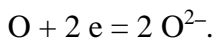
В 1 моль воды содержится 1 моль кислорода, то есть $v(\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O})$

$$v(\text{O}) = v(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0,126\text{г}}{18\text{г/моль}} = 0,007 \text{ моль}$$

$$m(\text{O}) = v \cdot M = 0,007 \text{ моль} \cdot 16 \text{ г/моль} = 0,112 \text{ г}$$

Зная массу кислорода, найдем массу металла, содержащегося в оксиде:

$$m(\text{Me}) = m(\text{оксида}) - m(\text{O}) = 1,0 \text{ г} - 0,112 \text{ г} = 0,888 \text{ г}$$



$$f(\text{O}) = 1/2 \quad M(f(\text{O})\text{O}) = M(\text{O}) = 1/2 \cdot M(\text{O}) = 1/2 \cdot 16 \text{ г/моль} = 8 \text{ г/моль}$$

$$M(f(\text{Me})\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M(1/2\text{O})}{m(\text{O})} = \frac{0,888\text{г} \cdot 8\text{г/моль}}{0,112\text{г}} = 63,4 \text{ г/моль}$$

Определим, какой это металл, используя формулу (23).

Фактор эквивалентности может принимать значения: 1, 1/2, 1/3, 1/4 ... и т.д.

Следовательно, молярная масса атома металла может быть равна:

$$M(1(\text{Me})\text{Me}) = \frac{M(f(\text{Me})\text{Me})}{f(\text{Me})} = \frac{63,4\text{г/моль}}{1} = 63,4 \text{ г/моль}$$

$$M(1/2(\text{Me})\text{Me}) = \frac{M(f(\text{Me})\text{Me})}{f(\text{Me})} = \frac{63,4\text{г/моль}}{1/2} = 126,8 \text{ г/моль}$$

$$M(1/3(\text{Me})\text{Me}) = \frac{M(f(\text{Me})\text{Me})}{f(\text{Me})} = \frac{63,4\text{г/моль}}{1/3} = 190,3 \text{ г/моль}$$

$$M(1/4(\text{Me})\text{Me}) = \frac{M(f(\text{Me})\text{Me})}{f(\text{Me})} = \frac{63,4\text{г/моль}}{1/4} = 253,6 \text{ г/моль} \quad \text{и т.д.}$$

Используя периодическую систему, находим, что в оксиде могла содержаться медь со степенью окисления +1 ($A_r = 63,5$), то есть формула прокаленного оксида Cu_2O .

Определение эквивалента по известным массовым долям элементов в образовавшемся соединении

Задача 4. В оксиде серебра массовая доля серебра составляет 93,09 %, кислорода – 6,91 %. Определить молярную массу эквивалента серебра. Вывести формулу оксида.

Решение. При образовании 100 г оксида 93,09 г серебра соединяются с 6,91 г кислорода. Зная $m(\text{Ag})$, $m(\text{O})$ и молярную массу эквивалента кислорода, равную 8 г/моль (см. задачу 2), находим молярную массу эквивалента серебра по закону эквивалентов (26):

$$\frac{m(\text{Ag})}{m(\text{O})} = \frac{M(f(\text{Ag})\text{Ag})}{M(\frac{1}{2}\text{O})}$$

$$M(f(\text{Ag})\text{Ag}) = \frac{m(\text{Ag}) \cdot M(\frac{1}{2}\text{O})}{m(\text{O})} = \frac{93,09\text{г} \cdot 8\text{г/моль}}{6,91\text{г}} = 108\text{г/моль}$$

Полученная молярная масса эквивалента равна молярной массе атома серебра, следовательно, для серебра в реакции с кислородом $f(\text{Ag}) = 1$, и степень окисления серебра в полученном оксиде +1. Отсюда формула оксида $\text{Ag}_2^{+1}\text{O}^{-2}$

Определение эквивалента по известным массе и объему исходных веществ и (или) продуктов реакции

Задача 5. Порция металла массой 1 г вытесняет из кислоты 0,921 л водорода H_2 (объем измерен при нормальных условиях). Вычислить молярную массу эквивалента металла.

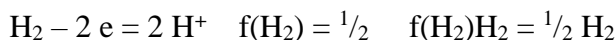
Решение.

Задачу можно решить двумя способами.

I способ. Определим массу вытесненного водорода по формуле (7):

$$v = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_M}, \text{ откуда } m(\text{H}_2) = \frac{V \cdot M}{V_M} = \frac{0,921 \text{ л} \cdot 2 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 8,22 \cdot 10^{-2} \text{ г}$$

Далее определяем молярную массу эквивалента водорода и металла по закону эквивалентов (26):



$$M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\right) = \frac{1}{2} \cdot 2 = 1 \text{ (г/моль)}$$

$$\frac{m(\text{Me})}{m(\text{H}_2)} = \frac{M(f(\text{Me})\text{Me})}{M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\right)}$$

$$M(f(\text{Me})\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\right)}{m(\text{H}_2)} = \frac{1 \text{ г} \cdot 1 \text{ г/моль}}{8,22 \cdot 10^{-2} \text{ г}} = 12,1 \text{ г/моль}$$

II способ. Объединив формулы (26), (27), (28), закон эквивалентов можно представить в следующей форме (30):

$$\frac{m(X_1)}{M(f(X_1)X_1)} = \frac{V(X_2)}{V_M(X_2)X_2} \quad (30)$$

Пусть X_1 – это металл, X_2 – водород. Тогда

$$\frac{m(\text{Me})}{M(f(\text{Me})\text{Me})} = \frac{V(\text{H}_2)}{V_M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\right)}$$

$$V_M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\right) = 1/2 \cdot V_M(\text{H}_2) = 11,2 \text{ л (н.у.)}$$

$$M(f(\text{Me})\text{Me}) = \frac{m(\text{Me}) \cdot V_M\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\right)}{V(\text{H}_2)} = \frac{1 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ л/моль}}{0,921 \text{ г}} = 12,1 \text{ г/моль}$$

Задача 6. При электролизе раствора соли некоторого металла ток силой 3 А в течение 7 секунд выделил из раствора 3,77 мг металла. Определить молярную массу эквивалента металла.

Решение. Согласно законам Фарадея для электролиза, масса выделившегося вещества X равна:

$$m(X) = \frac{M(f(X)X) \cdot q}{F}, \quad (31)$$

где $M(f(X)X)$ – молярная масса эквивалента вещества X;
 q – количество электричества, прошедшего через раствор электролита, равно $q = I \cdot t$ (I – сила тока, t – время электролиза);
 F – постоянная Фарадея ($F = 96500$ Кл/моль).

Находим молярную массу эквивалента:

$$M(f(X)X) = \frac{m \cdot F}{q} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t} = \frac{3,77 \cdot 10^{-3} \text{ г} \cdot 96500 \text{ Кл/моль}}{3 \text{ А} \cdot 7 \text{ с}} = 17,33 \text{ г/моль}.$$

II. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

1. КЛАССИФИКАЦИЯ И НОМЕНКЛАТУРА ПРОСТЫХ И СЛОЖНЫХ ВЕЩЕСТВ

Химия как наука изучает превращения химических веществ, поэтому для нее важна классификация химических соединений. Под *классификацией* понимают объединение разнообразных и многочисленных соединений в определенные группы, обладающие сходными свойствами. С классификацией тесно связана номенклатура. Классификация и номенклатура складывались на протяжении столетий и отражают исторический путь развития науки.

В методических рекомендациях приведены правила ИЮПАК (IUPAC – международный союз чистой и прикладной химии) 1970 г. по номенклатуре неорганических соединений. Правила ИЮПАК являются международной моделью, по которой будут создаваться номенклатурные правила для химических соединений на языке соответствующей страны. Они являются компромиссными, ибо допускают наряду с систематическими и тривиальные названия. Правила ИЮПАК передают эмпирическую формулу, а иногда и основные структурные свойства соединений, отражая состав и свойства вещества.

Простые вещества делятся на металлы и неметаллы. Химические элементы объединяются в группы. Для некоторых групп химических элементов периодической системы применяют следующие названия: щелочные металлы – элементы главной подгруппы I группы с лития по франций; щелочноземельные металлы – элементы главной подгруппы II группы с кальция по

радий; галогены – элементы главной подгруппы VII группы с фтора по астат; халькогены – элементы главной подгруппы VI группы с кислорода по полоний; благородные газы – элементы главной подгруппы VIII группы с гелия по радон; а также элементы побочной подгруппы III группы: лантаноиды – с церия по лютеций и актиноиды – с тория по лоуренсий.

К неметаллам относят благородные газы, галогены, халькогены (кроме Po), а также N, P, As, C, Si, B, H. Все остальные элементы условно относят к металлам.

Названия простых веществ в основном соответствуют названиям химических элементов периодической системы Д. И. Менделеева. Если же простое вещество существует в виде нескольких аллотропных модификаций, то в названиях указывают число атомов в молекуле с помощью числовых приставок: 1 – моно-; 2 – ди-; 3 – три-; 4 – тетра-; 5 – пента-; 6 – гекса-; 7 – гепта-; 8 – окта- и т.д.

Например: H – моноводород; O₂ – диоксигород; P₄ – тетрафосфор; P_n – полифосфор, но Mo – молибден; Ca – кальций.

Иногда в формулах и названиях указывается кристаллическая структура модификаций. Например, S (ромб.) – сера ромбическая, S (монокл.) – сера моноклинная, C (ам.) – углерод аморфный.

Сложные вещества подразделяются на классы: оксиды, основания, кислоты, соли. Деление на классы положено в основу номенклатуры неорганических соединений. При составлении формул и названий сложных веществ широко используется понятие о степени окисления элемента в данном соединении.

2. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

Степень окисления – это условный заряд атома элемента в данном соединении, вычисленный, исходя из предположения, что молекула состоит только из элементарных ионов. Как и любой

заряд, степень окисления может быть положительной, отрицательной и равной нулю. В формулах степень окисления указывается арабской цифрой над символом элемента. Соответствующий

знак (+ или –) ставится перед цифрой, например, $S^{+4}O_2^{-2}$.

Степень окисления одного из элементов в данном соединении можно определить, если известны степени окисления всех остальных. При этом необходимо использовать следующие правила:

– степень окисления водорода в соединениях с более электроотрицательными элементами (неметаллами) равна +1;

– степень окисления кислорода почти во всех соединениях равна –2;

– степень окисления элементов в простых веществах равна нулю;

– для многих элементов максимальная положительная степень окисления равна номеру группы периодической системы, в которой находится данный элемент. Так, для щелочных металлов максимальная степень окисления +1, для элементов II группы +2, III группы +3 и т.д.;

– для неметаллов минимальная (отрицательная) степень окисления равна $(N - 8)$, где N – номер группы.

При определении степени окисления исходим из того, что молекула в целом электронейтральна, т.е. алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в молекулу, равна нулю.

Например, определим степень окисления бора в H_3BO_3 . Степень окисления водорода равна +1, кислорода –2 (см. выше),

степень окисления бора обозначим через x : $H_3^{+1}B^xO_3^{-2}$.

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

Отсюда $x = 3$, т.е. степень окисления бора в H_3BO_3 равна +3.

Определим степень окисления бора в $\overset{+1}{\text{H}}_2 \overset{x}{\text{B}}_4 \overset{-2}{\text{O}}_7$.

Тогда $2 \cdot (+1) + 4 \cdot x + 7 \cdot (-2) = 0$. Откуда $4x = +12$; $x = +3$.

Аналогично определяем степень окисления азота:

$\overset{x+1}{\text{N}} \overset{-2+1}{\text{H}}_2 \quad x + 2 - 2 + 1 = 0 \quad x = -1$.

$\overset{x+1}{\text{N}} \overset{-1}{\text{H}}_4 \text{Cl}$ Хлор – элемент VII группы главной подгруппы,

здесь он имеет отрицательную степень окисления, равную $(7 - 8) = -1$.

$x + 4 - 1 = 0 \quad x = -3$.

Формулы химических соединений составляем, также исходя из электронейтральности молекул. Сумма всех положительных зарядов в молекуле должна быть равна по абсолютной величине сумме всех отрицательных зарядов.

Составим формулу молекулы, образованной ионами Cr^{3+} и S^{2-} . Наименьшее общее кратное чисел 2 и 3 равно 6. Следовательно, общий заряд всех положительных ионов равен +6, отрицательных –6. Значит, молекула должна содержать два иона Cr^{3+} и три иона S^{2-} :

$\overset{+3}{\text{Cr}}_2 \overset{-2}{\text{S}}_3$, $(+3) \cdot 2 + 3 \cdot (-2) = 0$.

Искомые формулы других соединений: $\text{Mg}^{2+}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2^-$; $(\text{Al}(\text{OH})_2)_2^+ \text{SO}_4^{2-}$.

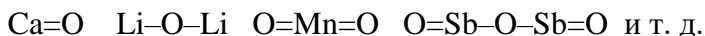
3. ОКСИДЫ

Состав и номенклатура оксидов

Оксидами называются сложные вещества, состоящие из атомов двух элементов, один из которых – кислород в степени окисления –2.

Во всех оксидах степень окисления кислорода равна –2. Поэтому атомы кислорода в оксидах соединены только с атомами

элементов, образующих оксид, чаще всего двойными связями. Отсюда графические формулы оксидов:



К оксидам нельзя отнести некоторые сходные по составу с оксидами вещества, например, BaO_2 , OF_2 .

В веществе BaO_2 степень окисления кислорода равна -1 : $\text{Ba}^{+2}\text{O}_2^{-1}$, так как атомы кислорода соединены не только с атомом бария, но и между собой. Графическая формула этой молекулы:



Вещества, в которых имеются связи $-\text{O}-\text{O}-$, называются пероксидами.

В OF_2 степень окисления кислорода равна $+2$: $\text{O}^{+2}\text{F}_2^{-1}$, то есть это не оксид, а фторид кислорода.

Существует две системы названия оксидов. По первой системе (способ Штока) название оксида складывается из слова «оксид» и названия элемента, образующего оксид, в родительном падеже. Так, CaO – оксид кальция, Li_2O – оксид лития. Если элемент проявляет переменную степень окисления, то она указывается в конце названия римской цифрой в скобках. Например, MnO – оксид марганца (II), MnO_2 – оксид марганца (IV), Mn_2O_7 – оксид марганца (VII).

По другой системе (так называемая систематическая номенклатура) в названии указывается число атомов каждого элемента с помощью числовых приставок.

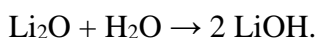
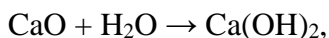
Например, MnO – монооксид марганца; MnO_2 – диоксид марганца; Mn_2O_7 – гептаоксид димарганца.

Классификация оксидов

По химическим свойствам оксиды делятся на несколько типов в зависимости от характера образуемых ими соединений с водой, которые называются гидроксидами. Эти соединения

можно получить при непосредственном взаимодействии оксида с водой (реакция гидратации) или косвенным путем.

Основные оксиды – такие, которым соответствуют гидроксиды – основания. Например, CaO и Li₂O, соединяясь с водой, образуют основания:



Следует помнить, что при получении гидроксида из оксида степень окисления элемента не изменяется. Число гидроксогрупп в основании равно степени окисления металла, так как заряд гидроксид-аниона равен «-1». Поэтому оксиду MnO должен соответствовать гидроксид Mn(OH)₂.

Кислотные оксиды – такие, которым соответствуют гидроксиды – кислоты. Например:



(записываем простейшую формулу вещества).

В кислотных оксидах и соответствующих им кислотах степень окисления элемента, образующего оксид, также одинакова. Сравните: Mn₂⁺⁷O₇ и HMn⁺⁷O₄.

Амфотерные оксиды – это оксиды, проявляющие свойства и кислотных, и основных оксидов. Соответствующие им гидроксиды являются амфотерными, проявляя свойства и основания, и кислоты. Например, оксиду MnO₂ соответствует амфотерный гидроксид Mn(OH)₄.

Основные, кислотные и амфотерные оксиды, вступая в химические реакции, могут образовывать соли, поэтому их объединяют в группу *солеобразующих оксидов*.

Несолеобразующие (безразличные) оксиды не образуют гидроксидов ни прямым, ни косвенным путем. Поэтому они не образуют солей.

Чтобы определить, к какому типу нужно отнести данный оксид, воспользуемся таблицей 1. Из таблицы видно, что характер оксида зависит от природы элемента, образующего оксид (металл это или неметалл) и от степени окисления элемента в данном оксиде.

Таблица 1

Оксиды различных элементов и их типы

Элементы	Оксиды	Степень окисления элемента в оксиде	Примеры	Гидроксиды	Примеры
Металлы	Основные	от +1 до +3	Li ₂ O, CaO, MnO,	Основания	LiOH, Ca(OH) ₂ , Mn(OH) ₂
	Амфотерные	от +2 до +4	ZnO, Al ₂ O ₃ , MnO ₂	Амфотерные гидроксиды	Zn(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Mn(OH) ₄
	Кислотные	от +5 до +8	CrO ₃ , Mn ₂ O ₇	Кислоты	H ₂ CrO ₄ , HMnO ₄
Неметаллы	Кислотные	от +1 до +8	Cl ₂ O, SO ₂ , I ₂ O ₇	Кислоты	HClO, H ₂ SO ₃ , H ₅ IO ₆
	Несолеобразующие	от +1 до +2	CO, NO, SiO, N ₂ O	Не образуют гидроксидов	—

Основные оксиды образуются только металлами, причем в невысокой степени окисления (от +1 до +3). Из перечисленных выше к основным оксидам должны относиться: Ca^{+2}O , Li_2^{+1}O , Mn^{+2}O . Им соответствуют гидроксиды – основания: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Mn}(\text{OH})_2$.

Амфотерные оксиды образуются металлами в промежуточной степени окисления (редко +2, чаще +3, +4), а также элементами, переходными от металлов к неметаллам – Ge, Ga, As и т.д. (Эти элементы располагаются в периодической системе на диагонали, проведенной от бора к астату). К амфотерным относятся Mn^{+4}O_2 и $\text{Sb}_2^{+3}\text{O}_3$. Им соответствуют амфотерные гидроксиды $\text{Mn}^{+4}(\text{OH})_4$ и $\text{Sb}^{+3}(\text{OH})_3$ ($\text{H}_3\text{Sb}^{+3}\text{O}_3$ или $\text{HSb}^{+3}\text{O}_2$).

Кислотные оксиды образуются неметаллами, а также металлами в высокой степени окисления (выше, чем +4). К кислотным должны относиться оксиды S^{+4}O_2 и $\text{Mn}_2^{+7}\text{O}_7$. Им соответствуют гидроксиды – кислоты $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ и $\text{HMn}^{+7}\text{O}_4$.

Несолеобразующие оксиды образуются только неметаллами в низших степенях окисления. Таких оксидов немного, это NO , CO , SiO , N_2O .

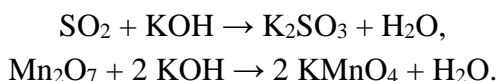
Свойства оксидов

Основные оксиды – твердые вещества, как правило, с кристаллической решеткой ионного типа. Наиболее характерное свойство основных оксидов – взаимодействие с кислотами, в результате которого образуется соль и вода. Следовательно, основные оксиды CaO , Li_2O , MnO могут вступать в реакцию с HCl :



Со щелочами основные оксиды не взаимодействуют. С водой непосредственно соединяются только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов.

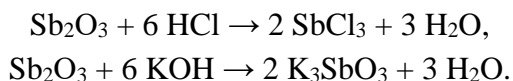
Кислотные оксиды могут быть жидкими (Cl_2O_7 ; Mn_2O_7); твердыми (SiO_2 ; WO_3 и др.) и газообразными (SO_2 ; CO_2 и др.). Наиболее характерное свойство этих оксидов – взаимодействие с основаниями (щелочами), в результате которого образуется соль соответствующей кислоты и вода, поэтому кислотные оксиды SO_2 и Mn_2O_7 могут взаимодействовать с KOH :



С кислотами кислотные оксиды не взаимодействуют.

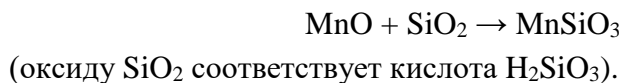
Большинство кислотных оксидов непосредственно соединяется с водой. Исключение составляют SiO_2 , WO_3 и некоторые другие.

Амфотерные оксиды – твердые, кристаллические, часто тугоплавкие вещества. С водой непосредственно не взаимодействуют. Они сочетают в себе свойства и основных, и кислотных оксидов, поэтому вступают в реакцию и с кислотами, и со щелочами, образуя соли и воду. Например:

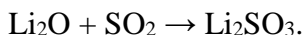


Основные и кислотные оксиды могут взаимодействовать друг с другом, образуя соли.

Основные оксиды большинства металлов реагируют только с твердыми кислотными оксидами при высоких температурах:



Оксиды наиболее активных металлов (щелочных, щелочноземельных) взаимодействуют также и с газообразными кислотными оксидами при обычных условиях:



Несолеобразующие оксиды не вступают в реакцию ни с кислотами, ни со щелочами.

4. КИСЛОТЫ

Состав и классификация кислот

Кислоты – это электролиты, диссоциирующие в водных растворах с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка.

В водном растворе любой кислоты всегда присутствуют гидратированные ионы водорода H^+ , которые и определяют общие свойства кислот, например, изменение окраски индикатора. Поэтому в формулах кислот атомы водорода помещают на первое место.

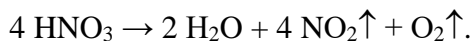
Кислоты классифицируют по различным признакам.

В зависимости от качественного состава молекулы кислоты делятся на бескислородные и кислородсодержащие. Следовательно, HCl , H_2S и т.п. – бескислородные кислоты, HNO_3 ; H_2SO_4 и т.п. – кислородсодержащие.

Число ионов водорода, содержащихся в молекуле кислоты и способных отщепляться при диссоциации, определяет основность кислоты. Например, HCl ; HNO_3 – одноосновные кислоты; H_2S ; H_2SO_4 ; H_2SiO_3 – двухосновные; H_3PO_4 – трехосновная.

Кислоты, которые в водном растворе практически полностью диссоциируют на ионы, относятся к сильным, например, HCl ; HNO_3 ; H_2SO_4 . Кислоты, которые в водном растворе диссоциируют в очень малой степени (<3 % молекул), относятся к слабым: H_2S ; H_2SiO_3 ; H_3BO_3 (а также H_2CO_3 , H_3AsO_3 и многие другие). Промежуточное положение занимает H_3PO_4 – кислота средней силы.

Кислоты можно подразделить также на термически устойчивые и неустойчивые. Так, устойчивыми являются H_2SO_4 ; H_3PO_4 ; H_3BO_3 , неустойчивыми – H_2CO_3 , H_2SiO_3 и другие. Например, HNO_3 при нагревании разлагается, образуя газы:



Выделяют группу летучих кислот, таких, которые выделяются из раствора в молекулярном виде без разложения. К летучим относятся: HBr , HI , CH_3COOH и т.д.).

Таким образом, HCl – кислота сильная, одноосновная, бескислородная, летучая; H_2SO_4 – кислота сильная, двухосновная, кислородсодержащая, термически устойчивая и т.д.

Номенклатура кислот

Названия бескислородных кислот образуются из названия элемента, образующего кислоту, суффикса *-о-* и добавления слова «водородная». Тогда HCl – хлороводородная кислота; H_2S – сероводородная (таблица 2).

Традиционные названия кислородсодержащих кислот строятся на основе русского названия элемента, образующего кислоту, с добавлением соответствующего суффикса. Если элемент в данной кислоте проявляет высшую (или единственную) степень окисления, то используются суффиксы *-н-*, *-ов-* или *-ев-*, если положительную невысшую, то суффикс *-ист-*. При нескольких степенях окисления (больше двух) используются также суффиксы *-новат-* и *-новатист-*. Поэтому H_2SO_3 – кремниевая кислота, $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$ – серная (ср. $\text{H}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$ – сернистая).

Некоторые кислоты различаются по числу молекул воды, присоединившихся к оксиду при образовании кислоты. Тогда в названиях кислоты используются приставки *орто-* для наиболее гидратированной кислоты и *мета* – для наименее гидратированной. Например, $\text{H}_3\text{P}^{+5}\text{O}_4$ и HP^{+5}O_3 получены из одного и того же оксида $\text{P}_2^{+5}\text{O}_5$:



Таблица 2

Наиболее часто употребляемые кислоты и анионы кислотных остатков

Формула кислоты	Наименование кислоты	Формула кислотного остатка	Название аниона кислотного остатка
HNO_2	азотистая	NO_2^-	нитрит-ион
HNO_3	азотная	NO_3^-	нитрат-ион
HBO_2	метаборная	BO_2^-	метаборат-ион
H_2SiO_3	метакремниевая	SiO_3^{2-}	метасиликат-ион
HMnO_4	марганцовая	MnO_4^-	перманганат-ион
H_3AsO_3	ортомышьяковистая	AsO_3^{3-}	ортоарсенит-ион
H_3AsO_4	ортомышьяковая	AsO_4^{3-}	ортоарсенит-ион
H_2SO_3	сернистая	SO_3^{2-}	сульфит-ион
H_2SO_4	серная	SO_4^{2-}	сульфат-ион
H_2CO_3	угольная	CO_3^{2-}	карбонат-ион
H_3PO_4	ортофосфорная	PO_4^{3-}	ортофосфат-ион
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	дифосфорная	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	дифосфат-ион
HClO	хлорноватистая	ClO^-	гипохлорит-ион
HClO_2	хлористая	ClO_2^-	хлорит-ион
HClO_3	хлорноватая	ClO_3^-	хлорат-ион
HClO_4	хлорная	ClO_4^-	перхлорат-ион
H_2CrO_4	хромовая	CrO_4^{2-}	хромат-ион
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромовая	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	дихромат-ион

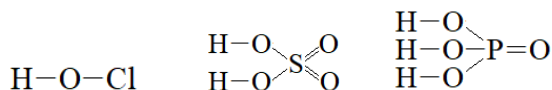
Продолжение таблицы 2

Формула кислоты	Наименование кислоты	Формула кислотного остатка	Название аниона кислотного остатка
HCl	хлороводородная (соляная)	Cl ⁻	хлорид-ион
HF	фтороводородная (плавиковая)	F ⁻	фторид-ион
HBr	бромоводородная	Br ⁻	бромид-ион
HI	йодоводородная	I ⁻	йодид-ион
H ₂ S	сероводородная	S ²⁻	сульфид-ион
HCN	циановодородная (синильная)	CN ⁻	цианид-ион
HCNS	тиоциановая	CNS ⁻	тиоцианат-ион (роданид-ион)

Графические формулы кислот

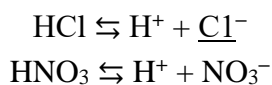
При составлении графических формул учтем, что в бескислородных кислотах атомы водорода связаны непосредственно с атомом элемента, образующего кислоту. Тогда графическая формула H₂S такова: H—S—H.

В молекулах кислородсодержащих кислот атомы водорода, как правило, связаны с атомом кислорода, а последний — с атомом элемента. Тогда графические формулы HClO, H₂SO₄, H₃PO₄ следующие:



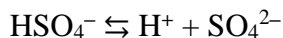
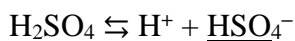
Диссоциация кислот

Одноосновные кислоты диссоциируют в одну стадию и образуют один вид анионов (кислотных остатков):

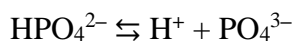
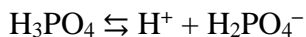


Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато.

Двухосновные кислоты диссоциируют в две стадии и образуют по два вида анионов (кислотных остатков):



Трехосновные кислоты диссоциируют в три стадии, им соответствуют три вида анионов (кислотных остатков):



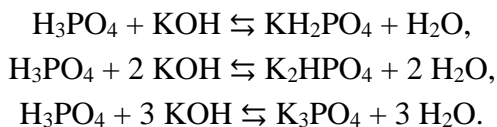
Заряд аниона кислотного остатка определяется числом ионов водорода, отщепляемых при диссоциации. (Проверьте: сумма зарядов в левой части уравнения любой химической реакции должна быть равна сумме зарядов в правой части уравнения – закон сохранения заряда. Учтите, что заряд любого иона всегда указывают вверху справа арабской цифрой. При этом знак заряда ставится после цифры. Цифра 1 обычно опускается).

Названия анионов кислотных остатков образуются из латинского названия элемента, образующего кислоту. Для анионов бескислородных кислот используется суффикс *-ид*, для анионов кислородсодержащих кислот – суффикс *-ат* (если элемент проявляет высшую степень окисления) или *-ит* (низшая степень окисления элемента). Следовательно, Cl^- – хлорид-анион; NO_3^- – нитрат-анион. Названия анионов, содержащих ионы водорода, образуются при добавлении приставки *гидро-*. Число ионов водорода обозначается соответствующими числовыми приставками. Тогда: PO_4^{3-} – ортофосфат-анион; HPO_4^{2-} – гидроортофосфат-анион; H_2PO_4^- – дигидроортофосфат-анион.

Свойства кислот

Наиболее характерное свойство кислот – взаимодействие с основаниями, так называемая реакция нейтрализации, в

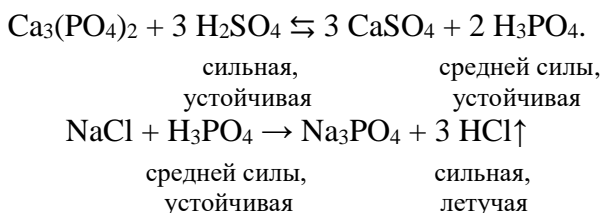
результате которой образуется соль и вода. Многоосновные кислоты образуют несколько кислотных остатков, поэтому в результате реакции такой кислоты с одним и тем же основанием может получиться несколько различных солей. Так, трехосновная H_3PO_4 , взаимодействуя с KOH , образует три различные соли, в зависимости от соотношения количества вещества кислоты и основания:



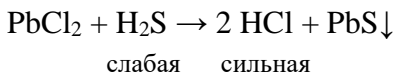
Слабые кислоты взаимодействуют только с сильными основаниями.

Сильные кислоты и кислоты средней силы взаимодействуют с оксидами, основными и амфотерными.

Кислоты вступают в реакцию обмена с солями, образуя новую соль и новую кислоту. При этом, как правило, более сильная кислота вытесняет более слабую из ее солей; устойчивая кислота вытесняет летучую или неустойчивую, даже более сильную, особенно при нагревании:



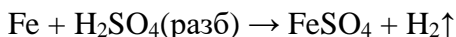
Иногда более слабая кислота может вытеснить более сильную, если при этом образуется малорастворимое вещество или очень слабый электролит. Например:



Реакции такого типа используются для получения многих кислот.

Сильные кислоты и кислоты средней силы взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений до

водорода. При этом образуется соль данного металла и, как правило, выделяется водород. Например:



Некоторые кислоты (концентрированная H_2SO_4 , HNO_3 в любых концентрациях и некоторые другие) взаимодействуют почти со всеми металлами, кроме самых неактивных (Au , Pt). При этом не выделяется водород, а образуются соединения серы (SO_2 , S , H_2S) или азота (NO , NO_2 и др.).

5. ОСНОВАНИЯ

Состав, номенклатура и классификация оснований

Основания – это электролиты, которые в водных растворах диссоциируют на некоторый катион и гидроксид-анион (OH^-). Ионы OH^- определяют все общие свойства оснований («мыльность» растворов, изменение окраски индикаторов и т.д.).

Основания обычно называют по способу Штока: название складывается из слова «гидроксид» и названия металла (катиона) в родительном падеже. Если металл проявляет переменную степень окисления, то она указывается в конце названия римской цифрой в скобках. Тогда NaOH – гидроксид натрия; $\text{Mg}(\text{OH})_2$ – гидроксид магния; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – гидроксид железа (II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ – гидроксид железа (III).

Основания классифицируют по различным признакам.

По растворимости в воде различают растворимые основания (щелочи) и нерастворимые. К щелочам относятся гидроксиды щелочных (например, NaOH) и щелочноземельных металлов, а также гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Обычно последнему приписывают формулу NH_4OH и называют гидроксид аммония. Щелочами являются также некоторые основания, содержащие сложные комплексные катионы.

Число гидроксид-ионов, содержащихся в молекуле основания и способных отщепляться при диссоциации, определяет кислотность основания. Следовательно, NaOH и NH₄OH – однокислотные основания; Mg(OH)₂ и Fe(OH)₂ – двухкислотные; Fe(OH)₃ – трехкислотное.

Основания, которые в водном растворе практически полностью диссоциируют на ионы, относятся к сильным. Сильными основаниями являются гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов, то есть практически все щелочи, кроме NH₄OH.

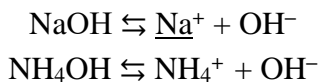
Основания, диссоциирующие в очень малой степени (менее 3 %), относятся к слабым. Это большинство нерастворимых оснований, в частности Fe(OH)₂, Fe(OH)₃, а также растворимый NH₄OH.

Некоторые основания по степени диссоциации занимают промежуточное положение. Это основания средней силы, к ним относится Mg(OH)₂.

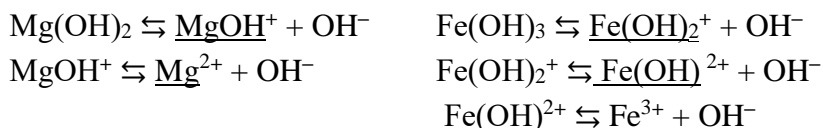
Таким образом, NaOH – сильное основание, щелочь; Fe(OH)₂, Fe(OH)₃ – слабые нерастворимые основания; Mg(OH)₂ – нерастворимое основание средней силы; NH₄OH – щелочь, слабое основание.

Диссоциация оснований

Диссоциация однокислотных оснований протекает в одну стадию:



Диссоциация многокислотных оснований протекает ступенчато, с постепенным отщеплением гидроксид-иона:

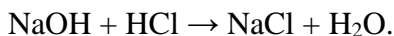


Катион, образующийся после отщепления от молекулы основания одного или нескольких гидроксид-ионов, называется основным остатком. Число основных остатков для каждого основания равно числу отщепляющихся при диссоциации гидроксид-ионов, то есть кислотности основания.

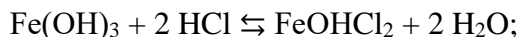
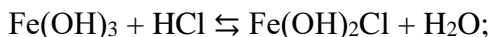
Название основного остатка складывается из слова «катион» и названия катиона в родительном падеже. В конце названия указывают степень окисления элемента, если она переменная. Если катион содержит гидроксид-ионы, то к названию катиона добавляется приставка «гидроксо-». Число OH^- -ионов указывается соответствующей числовой приставкой. Тогда Mg^{2+} – катион магния; MgOH^+ – катион гидроксомагния; Fe^{3+} – катион железа (III); $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$ – катион гидроксожелеза (III); $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ – катион дигидроксожелеза (III).

Свойства оснований

Наиболее характерная реакция для оснований – взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации), в результате которой образуется соль и вода. Многокислотным основаниям соответствует несколько основных остатков, поэтому при взаимодействии с одной и той же кислотой такое основание может образовать несколько различных солей. Так, взаимодействие NaOH с HCl приводит к образованию одной соли:



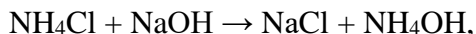
$\text{Fe}(\text{OH})_3$ образует с HCl три различные соли:



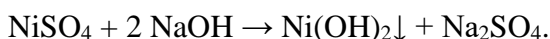
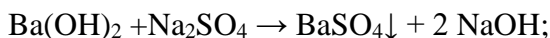
Сильные основания и основания средней силы взаимодействуют с кислотами и амфотерными гидроксидами.

Сильные основания вступают в реакции обмена с растворами солей. При этом образуется новая соль и новое основание. Реакции такого типа протекают практически до конца

только в том случае, если образуется слабый электролит или малорастворимое вещество (осадок, газ). Например:

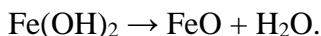


(NH_4OH – слабый электролит, который к тому же способен разлагаться с выделением газа – NH_3),



Такого типа реакции используются для получения нерастворимых оснований.

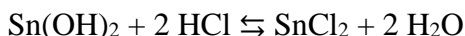
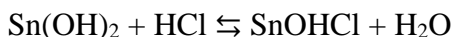
Большинство оснований, кроме гидроксидов щелочных металлов, при нагревании разлагается, образуя соответствующий оксид и воду:



6. АМФОТЕРНЫЕ ГИДРОКСИДЫ

Все амфотерные гидроксиды – твердые кристаллические вещества, нерастворимые в воде. Они проявляют свойства и кислот, и оснований:

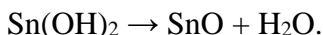
– реагируют с сильными кислотами, образуя соли (или несколько солей) и воду:



– реагируют с сильными основаниями, образуя соль (соли) и воду:



– как и все нерастворимые основания, амфотерные гидроксиды термически неустойчивы:



7. СОЛИ

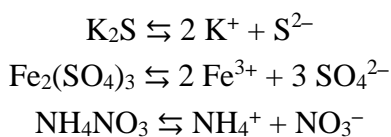
Состав классификация и номенклатура солей

Соли – это электролиты, образующие при диссоциации в водных растворах (или при плавлении) катионы основных остатков и анионы кислотных остатков.

Различают средние (нормальные) соли, например, K_2S ; $Fe_2(SO_4)_3$; $AlCl_3$; NH_4NO_3 ; кислые соли, например, KHS ; $Fe(HSO_4)_3$; основные соли, например, $AlOH(NO_3)_2$, $(CuOH)_2CO_3$, $Cr(OH)_2Cl$.

Названия солей образуются от названий входящих в состав соли кислотного остатка (в именительном падеже) и основного остатка (в родительном падеже). Например, K_2S – сульфид калия; $Fe(HSO_4)_3$ – гидросульфат железа (III); $(CuOH)_2CO_3$ – карбонат гидроксомеди (II).

Средние (нормальные) соли не содержат в молекуле ни атомов водорода, ни гидроксогрупп. Они имеют ионную кристаллическую решетку, поэтому диссоциируют практически полностью, образуя катионы основного остатка и анионы кислотного остатка:



Кислые соли – это соли, кислотный остаток которых содержит в своем составе водород, например, KHS , $Fe(HSO_4)_3$. Такие соли диссоциируют ступенчато. Вначале (по I ступени) происходит полная диссоциация соли на катионы основного остатка и анионы кислотного остатка:



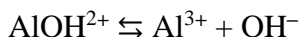
Затем кислотный остаток диссоциирует (теперь уже частично, в малой степени), посылая в раствор ионы водорода:



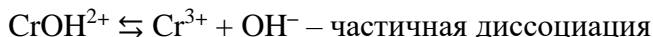
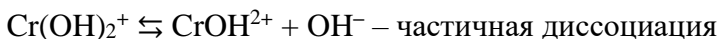
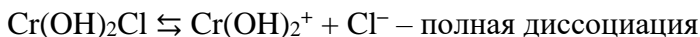
Основные соли – это соли, в молекулах которых основной остаток содержит один или несколько гидроксид-анионов, например, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$. Основные соли также, как и кислые соли, диссоциируют ступенчато, причем по I ступени происходит полная диссоциация соли на катионы основного остатка и анионы кислотного остатка. Затем основной остаток частично диссоциирует, посылая в раствор гидроксид-анионы. Например, $\text{AlOH}(\text{NO}_3)_2$ полностью диссоциирует по I ступени:



далее основной остаток AlOH^{2+} диссоциирует частично:

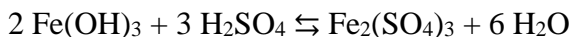
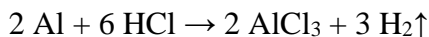


Аналогично диссоциирует хлорид дигидроксохрома (III) $\text{Cr}(\text{OH})_2\text{Cl}$:

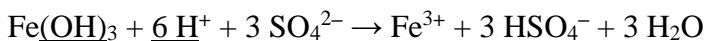
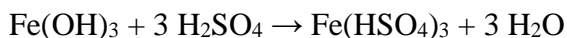


Получение солей

Средние соли можно получить при полном замещении ионов водорода в молекулах кислот атомами металлов или при полном замещении гидроксид-анионов в основаниях на ионы кислотных остатков:

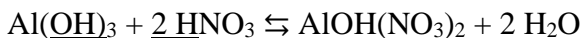


Кислые соли образуются только многоосновными кислотами в случае неполного замещения атомов водорода в кислоте на атом металла, т.е. при взаимодействии основания с двух- или трехосновной кислотой в том случае, когда количество H^+ -ионов в системе больше, чем OH^- -ионов, например:



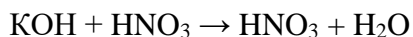
Одноосновные кислоты (HCl, HNO₃ и др.) кислых солей не образуют.

Основные соли можно получить при взаимодействии избытка основания с кислотой:

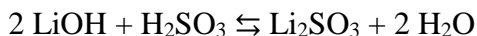
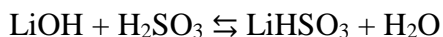


Основные соли образуют только основания, содержащие в своем составе два и более гидроксид-анионов, так как только у таких оснований основные остатки могут содержать OH⁻-группы. Однокислотные основания (KOH, NaOH и др.) основных солей не образуют.

Поскольку KOH имеет один основной остаток (ион калия K⁺), а HNO₃ – одноосновная кислота, которой соответствует только один кислотный остаток (нитрат-ион NO₃⁻), то при взаимодействии KOH и HNO₃ может получиться только средняя соль:



Гидроксиду лития LiOH соответствует один основной остаток (Li⁺ – ион лития), а двухосновной кислоте H₂SO₃ соответствует два кислотных остатка (HSO₃⁻ – гидросульфит-ион и SO₃²⁻ – сульфит-ион), поэтому при взаимодействии LiOH и H₂SO₃ можно получить среднюю и кислую соли:

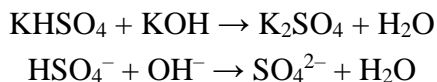


Гидроксиду магния Mg(OH)₂ соответствуют два основных остатка (MgOH⁺ – катион гидроксомагния и Mg²⁺ – катион магния), поэтому с хлорид-ионом Cl⁻ могут образоваться средняя соль MgCl₂ (хлорид магния) и основная соль MgOHCl (хлорид гидроксомагния).

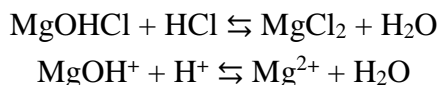
Гидроксиду кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ соответствуют два основных остатка (CaOH^+ и Ca^{2+}), а угольной кислоте H_2CO_3 – два кислотных остатка (HCO_3^- и CO_3^{2-}), поэтому возможно образование средней соли CaCO_3 , кислой соли $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и основной соли $(\text{CaOH})_2\text{CO}_3$.

Взаимопревращения между различными типами солей

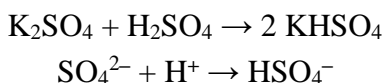
Основные и кислые соли можно перевести в средние. Чтобы кислые соли перевести в средние, к ним следует добавить соответствующие гидроксиды, которые связывают избыточные H^+ -ионы, образуя воду:



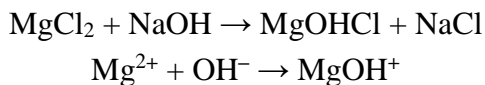
Основные соли можно перевести в средние путем добавления к ним соответствующих кислот, H^+ -ионы которых связывают избыточные OH^- -ионы, образуя воду:



Чтобы среднюю соль перевести в кислую, необходимо добавить избыток кислоты (избыток H^+ -ионов):

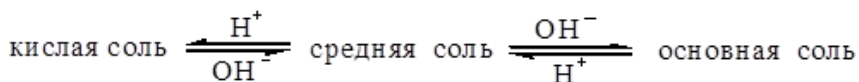


Чтобы среднюю соль перевести в основную, надо ввести в раствор избыток гидроксид-ионов, т.е. добавить сильное основание (щелочь):



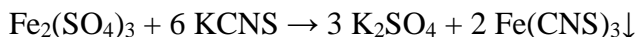
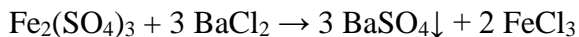
(Следует учесть, что при большом избытке основания образуется не основная соль, а соответствующий гидроксид).

Взаимосвязь между кислыми, основными и средними солями можно представить в виде схемы:



Свойства солей

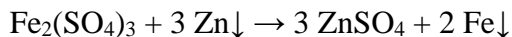
Соли вступают друг с другом в реакции обмена, при этом образуются новые соли. Реакции такого типа протекают до конца, если вступают в реакцию соли – сильные электролиты (растворимые соли), а в результате реакции образуется слабый электролит или не растворимое в воде (малорастворимое) вещество. Например:



Соли взаимодействуют с основаниями, образуя новую соль и новое основание. Если количества вещества основания недостаточно для образования средней соли и нового основания, то может образоваться основная соль.

Соли взаимодействуют с кислотами, образуя новую соль и новую кислоту. Если добавляемой кислоты недостаточно для образования средней соли и новой кислоты, то может получиться кислая соль.

Соли взаимодействуют с металлами. При этом более активный металл, т.е. стоящий левее в ряду напряжений, вытесняет из раствора соли менее активный металл:



Соли вступают в реакцию обмена с водой. Реакции такого типа называют гидролизом.

8. ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ МЕЖДУ НЕОРГАНИЧЕСКИМИ ВЕЩЕСТВАМИ

Связь между неорганическими веществами (простыми и сложными), основанная на получении веществ одного класса из веществ другого класса, из простых веществ – сложных и наоборот, носит название *генетической связи*.

Например, из простого вещества – металлического кальция – путем его окисления кислородом можно получить оксид кальция. Растворением оксида в воде можно получить основание $\text{Ca}(\text{OH})_2$, которое, взаимодействуя с кислотой H_2CO_3 или ее солью, образует новую соль – CaCO_3 . Эти превращения можно представить в виде схемы: $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$. Эта схема не отражает всей полноты и многообразия взаимосвязей неорганических веществ. К тому же нужно иметь в виду, что каждое последующее вещество может быть получено не прямым путем, а косвенным, через несколько стадий.

Генетическую связь между неорганическими веществами можно представить схемой (рисунок 1).

В ее верхней части находятся простые вещества – металлы и неметаллы. Отдельно выделен водород.

Из схемы видно, что вещества, представленные в левой части, способны взаимодействовать с веществами, представленными в правой части. Так, основания вступают в реакцию с кислотами и кислотными оксидами, кислоты – с основаниями и основными оксидами; основные оксиды взаимодействуют с кислотными. В результате всех этих реакций образуются соли различных типов (переходы 6, 7, 8 и 9 на рисунке).

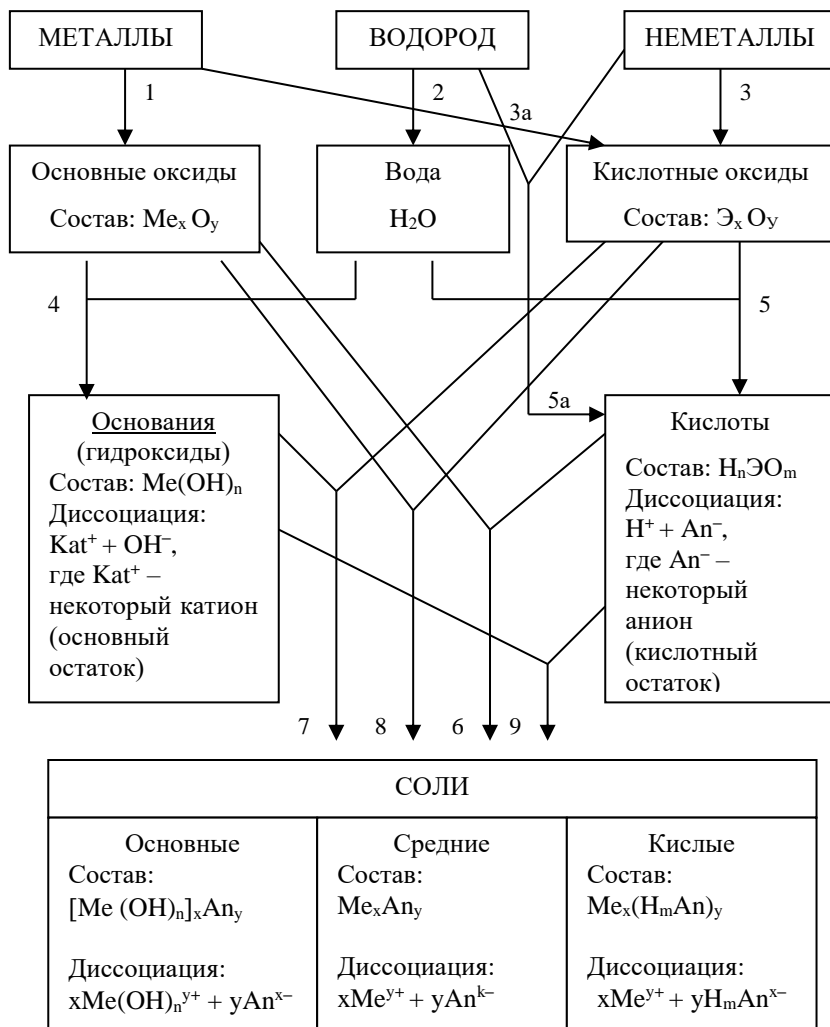


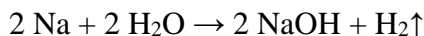
Рисунок 1 – Генетическая связь между классами неорганических соединений

Зная генетическую связь между неорганическими веществами, можно получать простые и сложные вещества в

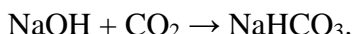
лабораториях и на промышленных предприятиях, причем использовать наиболее рациональные способы их получения.

Пример 1.

Гидроксид натрия может быть получен по реакции:



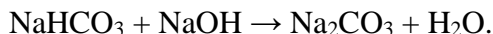
Гидрокарбонат натрия образуется при пропускании избытка оксида углерода (IV) через раствор гидроксида натрия:



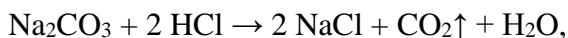
Карбонат натрия можно получить прокаливанием гидрокарбоната натрия:



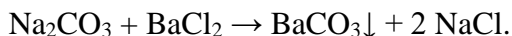
или действием щелочи на кислую соль



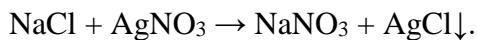
Хлорид натрия можно получить действием соляной кислоты на карбонат натрия



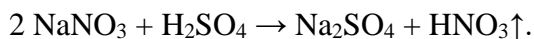
или реакцией обмена с солью, которая образует труднорастворимый карбонат



Нитрат натрия из хлорида натрия можно получить только реакцией обмена с такой солью, которая образует нерастворимый хлорид:



Сульфат натрия можно получить действием концентрированной серной кислоты на насыщенный раствор нитрата натрия или его кристаллы при нагревании

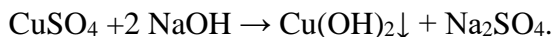


Пример2.

Сульфат меди (II) можно получить нагреванием меди с концентрированной серной кислотой:



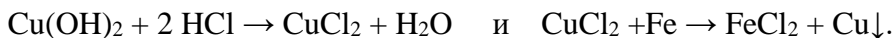
Гидроксид меди (II) образуется в результате реакции обмена сульфата меди (II) с сильной щелочью:



Получить металлическую медь прямо из гидроксида меди (II) нельзя. Ее можно получить или по схеме:



или



III. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРОВ

Существует два основных способа выражения состава растворов:

1) с помощью понятия «доля», которая выражается отношением количественной характеристики компонента растворенного вещества (m , v , V) к одноименной характеристике системы (раствора);

2) с помощью понятия «концентрация» – отношение количественной характеристики компонента растворенного вещества (n , m , v) к объему системы (раствора).

Основные способы выражения состава растворов сведены в таблицу 3.

Таблица 3

Способы выражения состава растворов

Наименование	Обозначение	Единица измерения	Определение	Формула для расчета концентрации
Массовая доля	$\omega(A)$	%, доли от единицы	Содержание компонента в многокомпонентной системе (элемента в веществе; вещества в смеси, растворе), отношение массы компонента к суммарной массе всех компонентов системы	$\omega(A) = \frac{m(A)}{m(p - p_a)} \cdot 100\% \quad (32)$

Продолжение таблицы 2

Наименование	Обозначение	Единица измерения	Определение	Формула для расчета концентрации
Объемная доля	$\varphi(A)$	%, доли от единицы	Содержание вещества в смеси (растворе), выраженное отношением объема этого вещества к общему объему смеси (раствора)	$\varphi(A) = \frac{V(A)}{V(p-pa)} \cdot 100\% \quad (33)$
Молярная доля	$X(A)$	%, доли от единицы	Содержание вещества в смеси (растворе), выраженное отношением числа молей этого вещества к общему числу молей всех веществ	$X(A) = \frac{\nu(A)}{\sum \nu_i} \cdot 100\% \quad (34)$
Молярная концентрация – молярность	$C_M(A)$	моль/л	количество молей вещества, содержащееся в 1 л раствора	$C_M(A) = \frac{\nu(A)}{V(p-pa)} \quad (35)$ $C_M(A) = \frac{m(A)}{M(A) \cdot V(p-pa)} \quad (36)$
Молярная концентрация эквивалента – нормальность	$C_N(fA)$	моль/л	количество молей эквивалентов вещества, содержащееся в 1 литре раствора	$C_N(fA) = \frac{\nu(fA)}{V(p-pa)} \quad (37)$ $C_N(fA) = \frac{m(A)}{M(A) \cdot f \cdot V(p-pa)} \quad (38)$
Массовая концентрация – титр	$T(A)$	г/мл	масса вещества в граммах, содержащаяся в 1 мл раствора	$T(A) = \frac{m(A)}{V(p-pa)_{мл}} \quad (39)$

По рекомендации ИЮПАК, раствор, содержащий 1 моль эквивалентов вещества X в 1 дм^3 или 1 л, называют «нормальным» раствором этого вещества. Вместо обозначения единиц моль/ дм^3 или моль/л допускается сокращение «Н».

Например, 1 Н раствор серной кислоты, т.е. 1 моль/л $1/2$ молекулы H_2SO_4 . Использование термина «нормальный» раствор имеет смысл, когда фактор эквивалентности меньше единицы. В тех случаях, когда фактор эквивалентности равен единице, использование термина «нормальный» раствор не рекомендуется. В этом случае пользуются термином «молярный» раствор.

Растворы молярной концентрации какого-либо вещества могут содержать частицы разного состава. Например, 0,1 М раствор серной кислоты и 0,1 Н раствор серной кислоты. В первом растворе речь идет о концентрации частиц состава H_2SO_4 , а во втором о концентрации частиц состава $1/2 H_2SO_4$. Поэтому склянки с растворами должны снабжаться четкими надписями с указанием фактора эквивалентности и стехиометрии реакции, если вопрос об эквиваленте вещества может быть решен неоднозначно.

Например: 0,1 Н $KMnO_4$ ($f_{ЭКВ}(KMnO_4) = 1/5$).

РАЗБОР ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

Массовая доля компонента в растворе

Задача 1. В воде растворили соль массой 59 г. Определить массовую долю соли в полученном растворе, если его масса 259 г.

Дано: $m(\text{соли}) = 59 \text{ г}$; $m(\text{р-ра}) = 259 \text{ г}$

Найти: $\omega(\text{соли}) - ?$

Решение:

$$\omega(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{р-ра})} = \frac{59 \text{ г}}{259 \text{ г}} = 0,227, \text{ или } 22,7 \%$$

Задача 2. Какова массовая доля растворенного вещества в растворе, полученном растворением хлорида натрия массой 10 г в воде массой 90 г?

Дано: $m(\text{NaCl}) = 10 \text{ г}$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 90 \text{ г}$

Найти: $\omega(\text{NaCl}) - ?$

Решение:

Рассчитаем массу полученного раствора:

$$m(p - pa) = m(\text{NaCl}) + m(\text{H}_2\text{O}) = (10 + 90) = 100 \text{ г}$$

Определим массовую долю хлорида натрия:

$$\omega(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{m(p - pa)} = \frac{10 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 0,1, \text{ или } 10 \%$$

Задача 3. В воде массой 460 г растворили аммиак объемом 230 мл (н. у.). Определить массовую долю аммиака в полученном растворе.

Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 460 \text{ г}$, $V(\text{NH}_3) = 230 \text{ мл}$

Найти: $\omega(\text{NH}_3) - ?$

Решение:

Определяем количество вещества и массу аммиака:

$$v(\text{NH}_3) = \frac{V(\text{NH}_3)}{V_m} = \frac{0,23 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,01 \text{ моль}$$

$$m(\text{NH}_3) = v(\text{NH}_3) \cdot M(\text{NH}_3) = 0,01 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г/моль} = 0,17 \text{ г}$$

Определяем массу раствора:

$$m(p - pa) = m(\text{NH}_3) + m(\text{H}_2\text{O}) = 0,17 \text{ г} + 460 \text{ г} = 460,17 \text{ г}$$

Вычисляем массовую долю аммиака в растворе:

$$\omega(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{m(p - pa)} = \frac{0,17 \text{ г}}{460,17 \text{ г}} = 3,17 \cdot 10^{-4}, \text{ или } 3,7 \cdot 10^{-2} \%$$

Задача 4. Какова будет массовая доля калийной селитры в растворе, если в 200 мл воды растворить нитрат калия массой 18 г?

Дано: $m(\text{KNO}_3) = 18 \text{ г}$, $V(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ мл}$, $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3$.

Найти: $\omega(\text{KNO}_3) - ?$

Решение.

Найдем массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \rho(\text{H}_2\text{O}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/см}^3 \cdot 200 \text{ см}^3 = 200 \text{ г}$$

Вычислим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{KNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}) = 200 \text{ г} + 18 \text{ г} = 218 \text{ г}$$

Определяем массовую долю калийной селитры в растворе:

$$\omega(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{m(\text{р-ра})} = \frac{18 \text{ г}}{218 \text{ г}} = 0,0825, \text{ или } 8,25 \%$$

Задача 5. Для опрыскивания свеклы против долгоносика потребовался раствор массой 800 кг с массовой долей хлорида бария 4 %. Какие массы хлорида бария и воды нужно взять?

Дано: $m(\text{р-ра}) = 800 \text{ кг}$, $\omega(\text{BaCl}_2) = 4 \%$

Найти: $m(\text{BaCl}_2) - ?$ $m(\text{H}_2\text{O}) - ?$

Решение:

Найдем массу хлорида бария:

$$m(\text{BaCl}_2) = \omega(\text{BaCl}_2) \cdot m(\text{р-ра}) = 0,04 \cdot 800 \text{ кг} = 32 \text{ кг}$$

Найдем массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{BaCl}_2) = 800 \text{ кг} - 32 \text{ кг} = 768 \text{ кг}$$

Задача 6. Сколько граммов медного купороса потребуется для приготовления 8 %-го раствора сульфата меди объемом 1000 мл, плотностью 1,05 г/мл?

Дано: $V(\text{р-ра}) = 1000 \text{ мл}$, $\rho(\text{р-ра}) = 1,05 \text{ г/мл}$, $\omega(\text{CuSO}_4) = 8 \%$

Найти: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}) = ?$

Решение:

Находим массу раствора:

$$m(\text{р-ра}) = \rho \cdot V = 1,05 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1050 \text{ г}$$

Находим массу безводной соли:

$$m(\text{CuSO}_4) = \omega(\text{CuSO}_4) \cdot m(\text{p-ра}) = 0,08 \cdot 1050 \text{ г} = 84 \text{ г}$$

Вычисляем количество вещества сульфата меди (II):

$$v(\text{CuSO}_4) = \frac{m(\text{CuSO}_4)}{M(\text{CuSO}_4)} = \frac{84 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,525 \text{ моль}$$

Рассчитаем количество вещества и массу медного купороса по схеме, связывающей безводную соль и кристаллогидрат:



$$v(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = v(\text{CuSO}_4) = 0,525 \text{ моль}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = m \cdot M = 0,525 \text{ моль} \cdot 250 \text{ г/моль} = \\ = 131,25 \text{ г}$$

Объемная доля компонента в растворе

Задача 7. К метиловому спирту массой 32 г и плотностью 0,8 г/мл добавили воду до объема 80 мл. Определить объемную долю спирта в растворе.

Дано: $m(\text{спирт}) = 32 \text{ г}$, $\rho(\text{спирт}) = 0,8 \text{ г/мл}$, $V(\text{p-ра}) = 80 \text{ мл}$

Найти: $\varphi(\text{спирт}) = ?$

Решение:

Находим объем растворенного спирта:

$$V(\text{спирт}) = \frac{m(\text{спирт})}{\rho(\text{спирт})} = \frac{32 \text{ г}}{0,8 \text{ г/мл}} = 40 \text{ мл}$$

Определяем объемную долю спирта в растворе:

$$\varphi(\text{спирт}) = \frac{V(\text{спирт})}{V} = \frac{40 \text{ мл}}{80 \text{ мл}} = 0,5, \text{ или } 50 \%$$

Аналогично рассчитывается объемная доля компонента в смеси газов, которую можно рассматривать как раствор.

Задача 8. Вычислить объемную долю оксида углерода (II), содержащегося в смеси оксида углерода (II) и оксида углерода (IV), объемом 15 л (н.у.), если масса ее 27,18 г.

Дано: $V(\text{смеси}) = 15$ л, $m(\text{смеси}) = 27,7$ г

Найти: $\varphi(\text{CO}) = ?$

Решение.

Найдем количество вещества газа в этом объеме смеси:

$$v(\text{смеси}) = \frac{V(\text{смеси})}{V_M} = \frac{15 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,67 \text{ моль}$$

Рассчитаем количество вещества CO и CO₂, для этого введем переменную, составим и решим алгебраическое уравнение:

Пусть $v(\text{CO}) = X$ моль, тогда

$$v(\text{CO}_2) = v(\text{смеси}) - v(\text{CO}) = (0,67 - X) \text{ моль},$$

$$m(\text{CO}) = v(\text{CO}) \cdot M(\text{CO}) \quad m(\text{CO}_2) = v(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2)$$

$$m(\text{смеси}) = v(\text{CO}) \cdot M(\text{CO}) + v(\text{CO}_2) \cdot M(\text{CO}_2)$$

$$27,18 = X \cdot 28 + 44 \cdot (0,67 - X)$$

$$27,18 = -16X + 29,48$$

$$2,3 = 16X \quad X = 0,14,$$

$$v(\text{CO}) = 0,14 \text{ моль},$$

$$v(\text{CO}_2) = (0,67 - 0,14) \text{ моль} = 0,52 \text{ моль}$$

Вычислим объемную долю оксида углерода (II) в газовой смеси:

Для газов объемная доля совпадает с молярной долей:

$$\varphi(X) = X(X).$$

$$\text{Поэтому } \varphi(\text{CO}) = X(\text{CO}) = \frac{v(\text{CO})}{v(\text{CO}) + v(\text{CO}_2)}$$

$$\varphi(\text{CO}) = \frac{0,14 \text{ моль}}{0,14 \text{ моль} + 0,52 \text{ моль}} = 0,206, \text{ или } 20,6 \%$$

Молярная доля компонента в растворе

Задача 9. Вычислить молярную долю фосфата калия в растворе, полученном при растворении фосфата калия, массой 42 г в 300 г воды.

Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 300 \text{ г}$, $m(\text{K}_3\text{PO}_4) = 42 \text{ г}$

Найти: $X(\text{K}_3\text{PO}_4) = ?$

Решение:

Найдем количество вещества фосфата калия в растворе:

$$\nu(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{m(\text{K}_3\text{PO}_4)}{M(\text{K}_3\text{PO}_4)} = \frac{42 \text{ г}}{212 \text{ г/моль}} = 0,15 \text{ моль}$$

Найдем количество вещества воды:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{300 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 17,9 \text{ моль}$$

Вычислим молярную долю фосфата калия в полученном растворе:

$$X(\text{K}_3\text{PO}_4) = \frac{\nu(\text{K}_3\text{PO}_4)}{\nu(\text{H}_2\text{O}) + \nu(\text{K}_3\text{PO}_4)} = \frac{0,15 \text{ моль}}{17,9 \text{ моль} + 0,15 \text{ моль}} = 0,08 \text{ моль}$$

или 8 %

Задача 10. В воде массой 128 г растворили ацетон объемом 10 мл и плотностью 0,791 г/мл. Определить молярную долю ацетона в полученном растворе.

Дано: $m(\text{H}_2\text{O}) = 128 \text{ г}$, $V(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 10 \text{ мл}$, $\rho(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 0,791 \text{ г/мл}$.

Найти: $X(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = ?$

Решение:

Находим массу растворенного вещества:

$$m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = \rho(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) \cdot V(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 0,791 \text{ г/мл} \cdot 10 \text{ мл} = 7,91 \text{ г}$$

Вычислим количество вещества компонентов раствора и молярную долю ацетона в полученном растворе:

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{128 \text{ г}}{18 \text{ г/моль}} = 7 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = \frac{m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})}{M(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})} = \frac{7,91 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,12 \text{ моль}$$

$$\begin{aligned} X(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) &= \frac{\nu(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})}{\nu(\text{H}_2\text{O}) + \nu(\text{C}_3\text{H}_6\text{O})} = \\ &= \frac{0,12 \text{ моль}}{(7 + 0,12) \text{ моль}} = \frac{0,12 \text{ моль}}{7,12 \text{ моль}} = 0,016 \text{ моль}, \text{ или } 1,6 \% \end{aligned}$$

Массовая концентрация компонента в растворе

Задача 11. Хлорид натрия массой 40 г растворили в воде при 18°C. Объем раствора равен 510 мл. Вычислить массовую концентрацию хлорида натрия в полученном растворе.

Дано: $m(\text{NaCl}) = 40 \text{ г}$, $V(\text{р-ра}) = 510 \text{ мл}$.

Найти: $T(\text{NaCl}) = ?$

Решение:

$$T(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{V(\text{р-ра})} = \frac{40 \text{ г}}{510 \text{ мл}} = 7,8 \cdot 10^{-2} \text{ г/мл.}$$

Задача 12. Из кристаллического карбоната натрия ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$) массой 96 г приготовили раствор массой 340 г и плотностью 1,12 г/л. Определить массовую концентрацию карбоната натрия в растворе.

Дано: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 96 \text{ г}$, $m(\text{р-ра}) = 340 \text{ г}$,
 $\rho = 1,12 \text{ г/л}$.

Найти: $\rho(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$

Решение:

Рассчитаем объем раствора:

$$\rho(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{V(\text{р-ра})}, \quad V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho} = \frac{340 \text{ г}}{1,12 \text{ г/л}} = 303,57 \text{ л.}$$

Вычислим массу карбоната натрия, используя схему «безводная соль → кристаллогидрат»:



$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} = \frac{96 \text{ г / моль}}{286 \text{ г / моль}} =$$

$$= 0,336 \text{ моль}$$

$$v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,336 \text{ моль}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v \cdot M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,336 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г / моль} =$$

$$= 35,58 \text{ г}$$

Найдем массовую концентрацию карбоната натрия в растворе:

$$T(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{V(\text{р-ра})} = \frac{35,58 \text{ г}}{303,57 \text{ л}} = 0,12 \text{ г / л}$$

Молярная концентрация компонента в растворе

Задача 13. В воде растворили гидроксид калия массой 11,2 г. Объем раствора довели до 200 мл. Определить молярную концентрацию полученного раствора.

Дано: $m(\text{KOH}) = 11,2 \text{ г}$, $V(\text{р-ра}) = 200 \text{ мл}$.

Найти: $C_M(\text{KOH}) = ?$

Решение:

$$C_M(\text{KOH}) = \frac{v(\text{KOH})}{V(\text{р-ра})} = \frac{m(\text{KOH})}{M(\text{KOH}) \cdot V(\text{р-ра})} = \frac{11,2 \text{ г}}{56 \text{ г / моль} \cdot 0,2 \text{ л}} =$$

$$= 1 \text{ моль / л}$$

Задача 14. Определить молярную концентрацию раствора, полученного при растворении нитрата калия массой 54,1 г в воде массой 405 г, если плотность полученного раствора равна 1,17 г/мл.

Дано: $m(\text{KNO}_3) = 54,1 \text{ г}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 405 \text{ г}$, $\rho(\text{р-ра}) = 1,17 \text{ г / мл}$

Найти: $C_M(\text{KNO}_3) = ?$

Решение:

Рассчитаем массу и объем полученного раствора:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{KNO}_3) + m(\text{H}_2\text{O}) = 54,1 \text{ г} + 405 \text{ г} = 459,1 \text{ г}$$

$$\rho(p - pa) = \frac{m(p - pa)}{V(p - pa)}$$

$$V(p - pa) = \frac{m(p - pa)}{\rho(p - pa)} = \frac{459,1 \text{ г}}{1,17 \text{ г/мл}} = 392,39 \text{ мл} = 0,39239 \text{ л}$$

Количество вещества нитрата калия в полученном растворе:

$$v(\text{KNO}_3) = \frac{m(\text{KNO}_3)}{M(\text{KNO}_3)}; \quad v(\text{KNO}_3) = \frac{54,1 \text{ г}}{(39 + 62) \text{ г/моль}} = 0,536 \text{ моль}$$

Молярная концентрация нитрата калия в растворе составляет:

$$C_M(\text{KNO}_3) = \frac{v(\text{KNO}_3)}{V(p - pa)} = \frac{m(\text{KNO}_3)}{M(\text{KNO}_3) \cdot V(p - pa)} = \frac{54,1 \text{ г}}{101 \text{ г/моль} \cdot 0,39239 \text{ л}} = 1,366 \text{ моль/л}$$

Задача 15. Вычислить массу медного купороса ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$), необходимую для приготовления сульфата меди (II), объемом 2 л, в котором молярная концентрация сульфата меди (II) 0,1 моль/л.

Дано: $C_M(\text{CuSO}_4) = 0,1 \text{ моль/л}$, $V(p - pa) = 2 \text{ л}$.

Найти: $m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) - ?$

Решение:

Вычислим количество вещества и массу пентагидрата сульфата меди (II), используя схему «безводная соль \rightarrow кристаллогидрат»:



$$C_M(\text{CuSO}_4) = \frac{v(\text{CuSO}_4)}{V(p - pa)}$$

$$v(\text{CuSO}_4) = C_M(\text{CuSO}_4) \cdot V(p - pa) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 2 \text{ л} = 0,2 \text{ моль}$$

$$v(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = v(\text{CuSO}_4) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = v(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,2 \text{ моль} \cdot 250 \text{ г/моль} = 50 \text{ г}$$

Задача 16. Смешали 117 мл раствора сульфата натрия с массовой концентрацией 15 г/л, 212 мл раствора хлорида натрия с массовой концентрацией 12 г/л и 354 мл воды. Вычислить молярную концентрацию ионов натрия, хлорид-ионов и сульфат-ионов.

Дано: $V(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 117$ мл, $T(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 15$ г/л;
 $V(\text{NaCl}) = 212$ мл, $T(\text{NaCl}) = 12$ г/л; $V(\text{H}_2\text{O}) = 354$ мл.

Найти: $C_M(\text{Cl}^-) = ?$, $C_M(\text{SO}_4^{2-}) = ?$, $C_M(\text{Na}^+) = ?$

Решение:

Рассчитаем объем полученного раствора:

$$\begin{aligned} V(p - pa) &= V(\text{Na}_2\text{SO}_4) + V(\text{NaCl}) + V(\text{H}_2\text{O}) = \\ &= 117 \text{ мл} + 212 \text{ мл} + 354 \text{ мл} = 683 \text{ мл} = 0,683 \text{ л} \end{aligned}$$

Из уравнения массовой концентрации вычислим массы и количество вещества каждой соли:

$$T(\text{соли}) = \frac{m(\text{соли})}{V(p - pa)}$$

$$m(\text{NaCl}) = T(\text{NaCl}) \cdot V(p - pa) = 12 \text{ г/л} \cdot 0,212 \text{ л} = 2,544 \text{ г}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{SO}_4) &= T(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot V(p - pa) = 15 \text{ г/л} \cdot 0,117 \text{ л} = \\ &= 1,755 \text{ г} \end{aligned}$$

$$v(\text{NaCl}) = \frac{m(\text{NaCl})}{M(\text{NaCl})} = \frac{2,554 \text{ г}}{58,5 \text{ г/моль}} = 0,044 \text{ моль}$$

$$v(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{M(\text{Na}_2\text{SO}_4)} = \frac{1,755 \text{ г}}{142 \text{ г/моль}} = 0,012 \text{ моль}$$

Составим уравнения диссоциации солей и рассчитаем количество вещества ионов каждого вида:



$$v(\text{Cl}^-) = v(\text{NaCl}) = 0,044 \text{ моль}$$

$$v_1(\text{Na}^+) = v(\text{NaCl}) = 0,044 \text{ моль}$$

$$v_2(\text{Na}^+) = 2v(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,024 \text{ моль}$$

$$v_{\text{общ}}(\text{Na}^+) = v_1(\text{Na}^+) + v_2(\text{Na}^+) = \\ = 0,044 \text{ моль} + 0,024 \text{ моль} = 0,068 \text{ моль}$$

$$v(\text{SO}_4^{2-}) = v(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,012 \text{ моль}$$

$$C_{\text{M}}(\text{Na}^+) = \frac{v_{\text{общ}}(\text{Na}^+)}{V(\text{p-ра})} = \frac{0,068 \text{ моль}}{0,683 \text{ л}} = 0,0986 \text{ моль/л}$$

$$C_{\text{M}}(\text{Cl}^-) = \frac{v(\text{Cl}^-)}{V(\text{p-ра})} = \frac{0,044 \text{ моль}}{0,683 \text{ л}} = 0,0644 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{SO}_4^{2-}) = \frac{v(\text{SO}_4^{2-})}{V(\text{p-ра})} = \frac{0,012 \text{ моль}}{0,683 \text{ л}} = 0,0175 \text{ моль/л}$$

Молярная концентрация эквивалентов в растворе

Задача 17. Какова молярная концентрация эквивалентов, если в растворе объемом 100 мл содержится гидроксид кальция массой 0,74 г?

Дано: $V(\text{p-ра}) = 100 \text{ мл}$, $m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 0,74 \text{ г}$

Найти: $C_{\text{N}}(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2) = ?$

Решение:

Найдем количество вещества эквивалентов гидроксида кальция и его молярную концентрацию эквивалентов в растворе:

$$v(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{M(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2)}{\frac{1}{2} \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \\ = \frac{0,74 \text{ г}}{\frac{1}{2} \cdot 74 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль}$$

$$C_{\text{N}}(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{v(\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2)}{V(\text{p-ра})} = \frac{0,02 \text{ г}}{0,1 \text{ л}} = 0,2 \text{ моль/л}$$

Задачу можно решить и в одно действие, воспользовавшись сокращенной формулой:

$$C_N(\frac{1}{2}\text{Ca(OH)}_2) = \frac{m(\text{Ca(OH)}_2)}{M(\text{Ca(OH)}_2) \cdot f(\text{Ca(OH)}_2) \cdot V(p-pa)} =$$

$$= \frac{0,74\text{ г}}{74\text{ г/моль} \cdot \frac{1}{2} \cdot 0,1\text{ л}} = 0,2\text{ моль/л}$$

Задача 18. Сколько г растворенного вещества содержит 1 л раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалентов 0,1 моль/л?

Прежде чем выполнить краткую запись условия, определим фактор эквивалентности серной кислоты. Если в условии не указано иное, рассчитываем фактор эквивалентности кислоты по формуле, предполагая полную нейтрализацию (18):

$$f(\text{кислоты}) = \frac{1}{\text{число замещенных H}^+}$$

Запишем уравнение диссоциации и произведем расчет по ионам катионам водорода:



Отсюда фактор эквивалентности серной кислоты $\frac{1}{2}$.

Дано: $V(p-pa) = 1\text{ л}$, $C_N(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1\text{ моль/л}$

Найти: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$

Решение:

$$C_N(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot f(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p-pa)}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = C_N(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot f(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(p-pa) =$$

$$= 0,1\text{ моль/л} \cdot \frac{1}{2} \cdot 98\text{ г/моль} \cdot 1\text{ л} = 4,9\text{ г}$$

Расчеты состава при приготовлении растворов

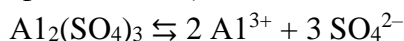
Задача 19. Какая масса сульфата алюминия потребуется для приготовления раствора объемом 500 мл, в котором молярная

концентрация эквивалентов сульфата алюминия равна 0,5 моль/л?

Прежде чем выполнить краткую запись условия, определим фактор эквивалентности сульфата алюминия. Если в условии не указано иное, рассчитываем фактор эквивалентности по формуле (20):

$$f(\text{соли}) = \frac{1}{\text{сумма зарядов замещенных в ходе реакции ионов}}$$

Запишем уравнение диссоциации сульфата алюминия и произведем расчет по ионам алюминия (аналогично получится и по сульфат-анионам):



Модуль суммарного заряда катионов (или анионов) равен 6, следовательно, фактор эквивалентности $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равен $1/6$.

Дано: $V(\text{р-ра}) = 500$ мл, $C_N(\frac{1}{6} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 0,5$ моль / л

Найти: $m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = ?$

Решение:

$$C_N(\frac{1}{6} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot f(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot V(\text{р-ра})}$$

$$\begin{aligned} m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) &= C_N(\frac{1}{6} \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot f(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) \cdot V(\text{р-ра}) = \\ &= 0,5 \text{ моль / л} \cdot 342 \text{ г / моль} \cdot \frac{1}{6} \cdot 0,5 \text{ л} = 14,25 \text{ г} \end{aligned}$$

Задача 20. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей ее, равной 0,093, плотностью 1,05 г/мл потребуется для приготовления 40 мл раствора серной кислоты, молярная концентрация которого равна 0,35 моль/л?

Дано: $\omega_0(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,093$, $\rho_0(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,05$ г/мл,

$V_1(\text{р-ра}) = 40$ мл, $C_{M1}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,35$ моль/л.

Найти: $V \text{ р-ра} = ?$

Решение:

$$C_M(A) = \frac{m(A)}{M(A) \cdot V(p-pa)}$$

$$m(H_2SO_4) = M(H_2SO_4) \cdot C_{M1}(H_2SO_4) \cdot V_1(p-pa) = \\ = 98 \text{ г/моль} \cdot 0,35 \text{ моль/л} \cdot 0,04 \text{ л} = 1,372 \text{ г}$$

$$\omega(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{m(p-pa)},$$

$$m_0(p-pa) = \frac{m(H_2SO_4)}{\omega_0(H_2SO_4)} = \frac{1,372 \text{ г}}{0,093} = 14,75 \text{ г}$$

$$\rho(p-pa) = \frac{m(p-pa)}{V(p-pa)},$$

$$V_0(p-pa) = \frac{m_0(p-pa)}{\rho_0(p-pa)} = \frac{14,75 \text{ г}}{1,05 \text{ г/мл}} = 14,05 \text{ мл}$$

Расчеты по уравнениям реакций с использованием различных способов выражения состава растворов

Задача 21. Через 2 л раствор серной кислоты объемом 2 л пропустили 1 моль серного ангидрида и 54,7 г хлороводорода. Какой объем 2 %-го раствора гидроксида натрия плотностью 1,1 г/мл с массовой долей 9 % потребуется для нейтрализации полученного таким образом раствора?

Дано: $C_N(\frac{1}{2}H_2SO_4) = 2 \text{ моль/л}$, $V(p-pa H_2SO_4) = 2 \text{ л}$,

$v(SO_3) = 1 \text{ моль}$, ;

$\omega(NaOH) = 9 \%$, $\rho(p-pa NaOH) = 1,1 \text{ г/мл}$, $m(HCl) = 54,7 \text{ г}$.

Найти: $V(p-pa NaOH) = ?$

Решение:

Запишем уравнения протекающих реакций



Объединим (2) и (3) уравнения и воспользуемся для решения законом эквивалентов:



Найдем количество вещества эквивалентов серной кислоты в исходном растворе из уравнения молярной концентрации эквивалента:

$$C_N(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{p - ра H}_2\text{SO}_4)}$$

$$v_1(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = C(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{p - ра H}_2\text{SO}_4) = \\ = 2 \text{ моль / л} \cdot 2 \text{ л} = 4 \text{ моль}$$

Найдем количество вещества эквивалентов серной кислоты в полученном растворе.

По уравнению (1) $v_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = v(\text{SO}_3) = 1 \text{ моль}$

$$v_2(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{v_2(\text{H}_2\text{SO}_4)}{f(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{1}{1/2} = 2 \text{ моль}$$

$$v(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = v_1(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) + v_2(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ моль} + 4 \text{ моль} = 6 \text{ моль}$$

Рассчитаем количество вещества и количество вещества эквивалентов хлороводорода:

$$v(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M(\text{HCl})} = \frac{54,7 \text{ г}}{36,46 \text{ г / моль}} = 1,5 \text{ моль}$$

$$v(\frac{1}{1}\text{HCl}) = \frac{v(\text{HCl})}{f(\text{HCl})} = \frac{1}{1/1} = 1,5 \text{ моль}$$

Общее количество вещества эквивалентов кислот в растворе составляет:

$$v_{\text{ЭКВ}}(\text{кислот}) = v(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) + v(\frac{1}{1}\text{HCl}) = \\ = 6 \text{ моль} + 1,5 \text{ моль} = 7,5 \text{ моль}$$

Вычислим объем раствора гидроксида натрия.

Количество вещества эквивалентов гидроксида натрия по закону эквивалентов:

$$v\left(\frac{1}{1} \text{NaOH}\right) = v_{\text{ЭКВ}}(\text{кислот}) = 7,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{NaOH}) = v\left(\frac{1}{1} \text{NaOH}\right) \cdot M\left(\frac{1}{1} \text{NaOH}\right) = 7,5 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 300 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m(\text{p-ра NaOH})} = \frac{m(\text{NaOH})}{V(\text{p-ра NaOH}) \cdot \rho(\text{p-ра NaOH})}$$

$$V(\text{p-ра NaOH}) = \frac{300 \text{ г}}{0,09 \cdot 1,1 \text{ г/мл}} = 3,03 \text{ л}$$

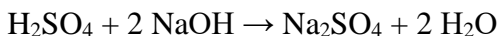
Задача 22. Для нейтрализации 40 мл раствора гидроксида натрия требуется 24 мл 0,5 Н раствора серной кислоты. Вычислить молярную концентрацию раствора гидроксида натрия. Определить, какой объем 0,5 М раствора соляной кислоты потребуется для нейтрализации такого же объема раствора гидроксида натрия?

Дано: $V(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4) = 24 \text{ мл}$, $C_N\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4\right) = 0,5 \text{ моль/л}$,

$V(\text{p-ра NaOH}) = 40 \text{ мл}$, $C_M(\text{HCl}) = 0,5 \text{ моль/л}$

Найти: $V(\text{p-ра HCl}) = ?$ и $C_M(\text{NaOH}) = ?$

Решение:



По закону эквивалентов $v\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4\right) = v(\text{NaOH})$

Зная, что $C_N(fA) = \frac{v(fA)}{V(\text{p-ра})}$ и $v(fA) = C_N(fA) \cdot V(\text{p-ра})$, закон

эквивалентов для растворов можно записать:

$$C_N\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4) = C_N\left(\frac{1}{1} \text{NaOH}\right) \cdot V(\text{p-ра NaOH})$$

$$C_N\left(\frac{1}{1} \text{NaOH}\right) = \frac{C_N\left(\frac{1}{2} \text{H}_2\text{SO}_4\right) \cdot V(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4)}{V(\text{p-ра NaOH})} = \frac{0,5 \text{ моль/л} \cdot 24 \text{ мл}}{40 \text{ мл}} =$$

$$= 0,3 \text{ моль/л}$$

$$C_M(\text{NaOH}) = f(\text{NaOH}) \cdot C_N\left(\frac{1}{1} \text{NaOH}\right) = 0,3 \text{ моль/л}$$

Закон эквивалентов для растворов гидроксида натрия и соляной кислоты можно записать:

$$C_N\left(\frac{1}{1}\text{HCl}\right) \cdot V(\text{p-ра HCl}) = C_N\left(\frac{1}{1}\text{NaOH}\right) \cdot V(\text{p-ра NaOH})$$

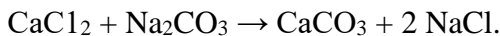
$$V(\text{p-ра HCl}) = \frac{C_N\left(\frac{1}{1}\text{NaOH}\right) \cdot V(\text{p-ра NaOH})}{C_N\left(\frac{1}{1}\text{HCl}\right)} = \frac{0,3 \text{ моль/л} \cdot 40 \text{ мл}}{0,5 \text{ моль/л}} = 24 \text{ мл}$$

Задача 23. Какая масса карбоната кальция выпадает в осадок, если к 400 мл 0,5 Н раствора хлорида кальция добавить в избытке раствор карбоната натрия?

Дано: $V(\text{p-ра CaCl}_2) = 400 \text{ мл}$, $C_N\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = 0,5 \text{ моль/л}$

Найти: $m(\text{CaCO}_3) = ?$

Решение:



Найдем количество вещества эквивалентов хлорида кальция в растворе из уравнения молярной концентрации эквивалента:

$$C_N\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = \frac{v\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right)}{V(\text{p-ра CaCl}_2)}$$

$$v\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = C\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) \cdot V(\text{p-ра CaCl}_2) = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,4 \text{ л} = 0,2 \text{ моль}$$

Вычислим количество вещества эквивалентов и массу карбоната кальция, выпадающего в осадок:

$$v\left(\frac{1}{2}\text{CaCO}_3\right) = v\left(\frac{1}{2}\text{CaCl}_2\right) = 0,2 \text{ моль}$$

$$m(\text{CaCO}_3) = v\left(\frac{1}{2}\text{CaCO}_3\right) \cdot M\left(\frac{1}{2}\text{CaCO}_3\right) = v\left(\frac{1}{2}\text{CaCO}_3\right) \cdot \frac{1}{2} \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,2 \text{ моль} \cdot 50 \text{ г/моль} = 10 \text{ г}$$

Задача 24. Для восстановления подкисленного серной кислотой 0,2 Н раствора перманганата калия использовано 50 л оксида серы (IV) при температуре 25°C и давлении 700 мм рт. ст.

Вычислить объем 0,2 Н раствора перманганата калия, количество вещества, количество вещества эквивалента и массу перманганата калия. Написать уравнение соответствующей химической реакции окисления-восстановления.

Дано: $C_N(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = 0,2$ моль/л, $V(\text{SO}_2) = 50$ л, $t = 25^\circ\text{C}$;

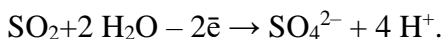
$p = 700$ мм рт. ст.

Найти: $m(\text{KMnO}_4) = ?$, $V(p\text{-ра KMnO}_4) = ?$ $v(\text{KMnO}_4) = ?$

$v(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = ?$

Решение:

Приведем уравнение реакции окисления оксида серы (IV) в сульфат-ион в кислой среде:



Из уравнения реакции $f_{\text{ЭКВ}}(\text{SO}_2) = \frac{1}{2}$

Следовательно, молярный объем эквивалентов для оксида серы (IV):

$$V_m(\frac{1}{2} \text{SO}_2) = 1/2 \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 11,2 \text{ л/моль}$$

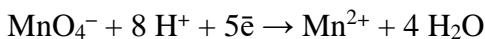
Вычислим $v(\frac{1}{2} \text{SO}_2)$, приведя его объем к нормальным условиям:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_0 \cdot V_0}{T_0}$$

$$V_0 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_0}{T_1 \cdot P_0} = \frac{50 \text{ л} \cdot 700 \text{ мм рт. ст.} \cdot 273 \text{ К}}{760 \text{ мм рт. ст.} \cdot 298 \text{ К}} = 42,19 \text{ л}$$

$$v(\frac{1}{2} \text{SO}_2) = \frac{V_0(\text{SO}_2)}{V_m(\frac{1}{2} \text{SO}_2)} = \frac{42,19 \text{ л}}{11,2 \text{ л/моль}} = 3,77 \text{ моль}$$

Запишем уравнение реакции восстановления аниона в кислой среде:



Отсюда $f_{\text{ЭКВ}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$

По закону эквивалентов $v(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4) = v(\frac{1}{2} \text{SO}_2) = 3,77$ моль

$$v(\text{KMnO}_4) = f \cdot v\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = 1/5 \cdot v\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = 1/5 \cdot 3,77 \text{ моль} = 0,754 \text{ моль}$$

$$m(\text{KMnO}_4) = v(\text{KMnO}_4) \cdot M(\text{KMnO}_4) = 0,754 \text{ моль} \cdot 158 \text{ г/моль} = 126,4 \text{ г}$$

$$C_N\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right) = \frac{v\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right)}{V(\text{p-ра KMnO}_4)}$$

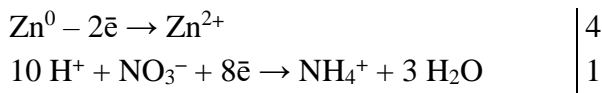
$$V(\text{p-ра KMnO}_4) = \frac{v\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right)}{C_N\left(\frac{1}{5} \text{KMnO}_4\right)} = \frac{3,77 \text{ моль}}{0,2 \text{ моль/л}} = 18,85 \text{ л}$$

Задача 25. В результате действия 0,01-молярного раствора азотной кислоты на некоторую массу цинка получили нитрат аммония массой 0,72 г. Какой объем азотной кислоты и какая масса цинка израсходованы для проведения этой реакции?

Дано: $C_N\left(\frac{1}{1} \text{HNO}_3\right) = 0,01 \text{ моль/л}$, $m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,72 \text{ г}$

Найти: $V(\text{p-ра HNO}_3) = ?$ $m(\text{Zn}) = ?$

Решение:



$$v(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \frac{m(\text{NH}_4\text{NO}_3)}{M(\text{NH}_4\text{NO}_3)} = \frac{0,72 \text{ г}}{80 \text{ г/моль}} = 0,009 \text{ моль}$$

$$v(\text{HNO}_3) = 10 v(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 10 \cdot 0,009 \text{ моль} = 0,09 \text{ моль}$$

$$v(\text{Zn}) = 4 v(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 0,009 \text{ моль} \cdot 4 = 0,036 \text{ моль}$$

$$m(\text{Zn}) = v(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}) = 0,036 \text{ моль} \cdot 65 \text{ г/моль} = 2,6 \text{ г}$$

$$C_N(\text{HNO}_3) = C_M(\text{HNO}_3), \text{ т.к. } f(\text{HNO}_3) = 1$$

$$C_M(\text{HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3)}{V(\text{p-ра HNO}_3)},$$

$$V(\text{p-ра HNO}_3) = \frac{v(\text{HNO}_3)}{C_M(\text{HNO}_3)} = \frac{0,09 \text{ моль}}{0,01 \text{ моль/л}} = 9 \text{ л}$$

Задача 26. К раствору азотной кислоты массой 140 г прибавили медные стружки массой 32 г. Какова массовая доля кислоты в исходном растворе и образовавшейся соли в образовавшемся?

Дано: $m(\text{p-ра}) = 140 \text{ г}$, $m(\text{Cu}) = 32 \text{ г}$

Найти: $\omega(\text{HNO}_3) = ?$, $\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = ?$

Решение:



$$\nu(\text{Cu}) = \frac{m}{M} = \frac{32 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = 4 \nu(\text{Cu}) = 4 \cdot 0,5 \text{ моль} = 2 \text{ моль}$$

$$m(\text{HNO}_3) = \nu \cdot M = 2 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 126 \text{ г}$$

$$\omega(\text{HNO}_3) = \frac{m(\text{HNO}_3)}{m(\text{p-ра HNO}_3)} = \frac{126 \text{ г}}{140 \text{ г}} = 0,9 \text{ (90\%)}$$

$$m(\text{p-ра Cu}(\text{NO}_3)_2) = m(\text{Cu}) + m(\text{p-ра HNO}_3) - m(\text{NO}_2)$$

$$\nu(\text{NO}_2) = 2 \nu(\text{Cu}) = 2 \cdot 0,5 \text{ моль} = 1 \text{ моль}$$

$$m(\text{NO}_2) = \nu \cdot M = 46 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 46 \text{ г}$$

$$m(\text{p-ра Cu}(\text{NO}_3)_2) = 32 \text{ г} + 140 \text{ г} - 46 \text{ г} = 126 \text{ г}$$

$$\nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{Cu}) = 0,5 \text{ моль}$$

$$m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \nu(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) \cdot M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) =$$

$$0,5 \text{ моль} \cdot 188 \text{ г/моль} = 94 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = \frac{m(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2)}{m(\text{p-ра Cu}(\text{NO}_3)_2)} = \frac{94 \text{ г}}{126 \text{ г}} = 0,75 \text{ (75\%)}$$

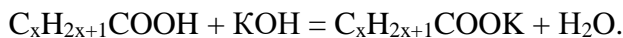
Задача 27. На нейтрализацию предельной одноосновной кислоты массой 3,7 г затратили раствор объемом 5 мл с массовой долей гидроксида калия 40 % и плотностью 1,4 г/мл. Определить формулу кислоты.

Дано: $m(\text{кислоты}) = 3,7 \text{ г}$, $V(\text{p-ра KOH}) = 5 \text{ мл}$,

$$\omega(\text{KOH}) = 40 \%, \rho = 1,4 \text{ г/мл}$$

Найти: $\text{C}_x\text{H}_{2x+1}\text{COOH} - ?$

Решение:



$$\omega = \frac{m}{m(p - p_a)} = \frac{m}{\rho(p - p_a) \cdot V(p - p_a)}$$

$$m(KOH) = \omega(KOH) \cdot \rho(p - p_a KOH) \cdot V(p - p_a KOH) = \\ = 0,4 \cdot 1,4 \text{ г/мл} \cdot 5 \text{ мл} = 2,8 \text{ г}$$

$$v(KOH) = \frac{m(KOH)}{M(KOH)} = \frac{2,8 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль}$$

$$v(\text{кислоты}) = v(KOH) = 0,05 \text{ моль}$$

$$M(\text{кислоты}) = \frac{m(\text{кислоты})}{v(\text{кислоты})} = \frac{3,7 \text{ г}}{0,05 \text{ моль}} = 74 \text{ г/моль}$$

Составим уравнение, отражающее вычисление молярной массы кислоты и решим его:

$$M(\text{кислоты}) = (x + 1) \cdot 12 + (2x + 2) \cdot 1 + 2 \cdot 16 = \\ = (14x + 46) \text{ г/моль} = 74 \text{ г/моль}$$

$$14x + 46 = 74 \quad x = 2$$

Формула кислоты – C_2H_5COOH – пропионовая кислота.

Задача 28. Смесь двухвалентного металла с его оксидом массой 0,3 г растворили в 8 мл 1 М раствора соляной кислоты, при этом выделился водород объемом 36,4 мл (н.у.). Вычислить массовую долю металла и его оксида в смеси и назвать металл.

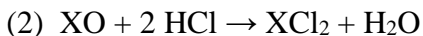
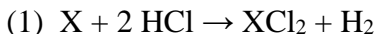
Дано: $m(\text{смеси}) = 0,3 \text{ г}$, $V(p\text{-ра HCl}) = 8 \text{ мл}$, $C_M(\text{HCl}) = 1 \text{ моль/л}$,

$$V(H_2) = 36,4 \text{ мл}$$

Найти: $\omega(X) = ?$ $\omega(X^{+2}O) = ?$ $A_r(X) = ?$

Решение:

Обозначим металл – X, а его оксид – XO и запишем уравнения протекающих реакций:



$$C_M(\text{HCl}) = \frac{v(\text{HCl})}{V(p - \text{pa HCl})} \quad v(\text{HCl}) = C_M(\text{HCl}) \cdot V(p - \text{pa HCl}) =$$

$$= 1 \text{ моль/л} \cdot 0,008 \text{ л} = 0,008 \text{ моль}$$

По уравнению (1):

$$v(\text{H}_2) = \frac{0,0346 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,001625 \text{ моль} = 1,625 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

$$v(\text{X}) = v(\text{H}_2) = 1,625 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

$$m(\text{X}) = v(\text{X}) \cdot M(\text{X}) = 1,625 \cdot 10^{-3} \cdot M(\text{X}) \text{ г}$$

$$v_1(\text{HCl}) = 2 \cdot v(\text{H}_2) = 2 \cdot 1,625 \cdot 10^{-3} \text{ моль} = 3,25 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

$$v_2(\text{HCl}) = v(\text{HCl}) - v_1(\text{HCl}) = 8 \cdot 10^{-3} \text{ моль} - 3,25 \cdot 10^{-3} \text{ моль} =$$

$$= 4,75 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

По уравнению (2):

$$v(\text{XO}) = \frac{1}{2} v_2(\text{HCl}) = \frac{1}{2} \cdot 4,75 \cdot 10^{-3} \text{ моль} = 2,375 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

$$m(\text{XO}) = v(\text{XO}) \cdot M(\text{XO}) = 2,375 \cdot 10^{-3} \cdot (M(\text{X}) + M(\text{O})) =$$

$$= 2,375 \cdot 10^{-3} \cdot (16 + M(\text{X})) \text{ г}$$

$$m(\text{X}) + m(\text{XO}) = m(\text{смеси})$$

$$1,625 \cdot 10^{-3} \cdot M(\text{X}) + 2,375 \cdot 10^{-3} \cdot (16 + M(\text{X})) = 0,3$$

$$1,625 \cdot 10^{-3} \cdot M(\text{X}) + 0,038 + 2,375 \cdot 10^{-3} \cdot M(\text{X}) = 0,3$$

$$0,004 \cdot M(\text{X}) = 0,3 - 0,038, \quad 0,004 \cdot M(\text{X}) = 0,262,$$

$$M(\text{X}) = 65,5 \text{ г/моль}, \quad A_r(\text{X}) = 65,5.$$

По значению относительной атомной массы металла определяем металл. Это цинк (Zn).

$$m(\text{Zn}) = v(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}) = 1,625 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot 65,5 \text{ г/моль} =$$

$$= 0,106 \text{ г}$$

$$m(\text{ZnO}) = v(\text{ZnO}) \cdot M(\text{ZnO}) = 2,375 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot 81,5 \text{ г/моль} =$$

$$= 0,194 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn})}{m(\text{смеси})} = \frac{0,106 \text{ г}}{0,3 \text{ г}} = 0,3548 \quad (35,48\%)$$

$$\omega(\text{ZnO}) = \frac{m(\text{ZnO})}{m(\text{смеси})} = \frac{0,194\text{г}}{0,3\text{г}} = 0,6452 \quad (64,52\%)$$

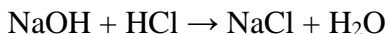
Задача 29. Путем смешивания 1 л 4 М раствора гидроксида натрия, 3 л раствора гидроксида натрия с $\omega(\text{NaOH}) = 10\%$ и плотностью 1,115 г/мл и одного литра раствора гидроксида натрия, полученного растворением некоторой массы твердого гидроксида натрия, получили раствор объемом 5 л. Для нейтрализации пробы этого раствора объемом 10 мл израсходовано 26 мл 1 М раствора соляной кислоты. Вычислить молярную концентрацию гидроксида натрия в полученном растворе и массу твердого гидроксида натрия, которая была добавлена в процессе его приготовления.

Дано: $V_1(\text{р-ра NaOH}) = 1 \text{ л}$, $C_1(\text{NaOH}) = 4 \text{ моль/л}$,
 $V_2(\text{р-ра NaOH}) = 3 \text{ л}$, $\omega_2(\text{NaOH}) = 10\%$;
 $\rho_2 = 1,115 \text{ г/мл}$
 $V_3(\text{р-ра NaOH}) = 1 \text{ л}$, $V_{\text{Общ.}}(\text{р-ра NaOH}) = 5 \text{ л}$,
 $V(\text{р-ра NaOH}) = 10 \text{ мл}$, $V(\text{р-ра HCl}) = 26 \text{ мл}$;
 $C(\text{HCl}) = 1 \text{ моль/л}$

Найти: $C(\text{NaOH}) - ?$ $m_3(\text{NaOH}) - ?$

Решение:

1. Вычислим молярную концентрацию гидроксида натрия и его массу в полученном путем смешивания растворе.



Из уравнений молярной концентрации:

$$v(\text{NaOH}) = C(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{Общ.}}(\text{р-ра NaOH}) \quad \text{и}$$

$$v(\text{HCl}) = C(\text{HCl}) \cdot V(\text{р-ра HCl})$$

По уравнению реакции $v(\text{NaOH}) = v(\text{HCl})$, то есть:

$$C(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{Общ.}}(\text{р-ра NaOH}) = C(\text{HCl}) \cdot V(\text{р-ра HCl})$$

$$C(\text{NaOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{р-ра HCl})}{V(\text{р-ра NaOH})} = \frac{1 \text{ моль/л} \cdot 26 \text{ мл}}{10 \text{ мл}}$$

$$= 2,6 \text{ моль/л}$$

По найденному значению концентрации гидроксида натрия в полученном растворе и его объему найдем массу гидроксида натрия в растворе:

$$C(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{ОБЩ.}}(\text{р - ра NaOH})}$$

$$m_{\text{ОБЩ.}}(\text{NaOH}) = C(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{ОБЩ.}}(\text{р - ра NaOH}) = \\ = 2,6 \text{ моль / л} \cdot 40 \text{ г / моль} \cdot 5 \text{ л} = 520 \text{ г}$$

2. Вычислим массу твердого гидроксида натрия $m_3(\text{NaOH})$, использованного при приготовлении раствора 3:

$$C_1(\text{NaOH}) = \frac{m_1(\text{NaOH})}{M(\text{NaOH}) \cdot V_1(\text{р - ра NaOH})}$$

$$m_1(\text{NaOH}) = C_1(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH}) \cdot V_1(\text{р - ра NaOH}) = \\ = 4 \text{ моль / л} \cdot 40 \text{ г / моль} \cdot 1 \text{ л} = 160 \text{ г}$$

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m_2(\text{р - ра NaOH})}{\rho_2 \cdot V_2(\text{р - ра NaOH})}$$

$$m_2(\text{NaOH}) = \omega(\text{NaOH}) \cdot \rho_2 \cdot V_2(\text{р - ра NaOH}) = \\ = 0,1 \cdot 1,115 \text{ г / мл} \cdot 3 \cdot 10^3 \text{ мл} = 334,5 \text{ г}$$

$$m_3(\text{NaOH}) = m_{\text{ОБЩ.}}(\text{NaOH}) - (m_1(\text{NaOH}) + m_2(\text{NaOH})) = \\ = 520 \text{ г} - (160 \text{ г} + 334,5 \text{ г}) = 25,5 \text{ г}$$

Задача 30. В раствор серной кислоты объемом 400 мл с массовой долей серной кислоты 25 % и плотностью 1,18 г/мл внесли по 100 г каждого из порошкообразных веществ: оксид цинка, сульфат бария, оксид олова (IV). Полученную смесь нагрели и перемешали, пытаясь добиться полного растворения веществ. Однако, несмотря на это, осадок в системе остался. Установить качественный и количественный состав осадка.

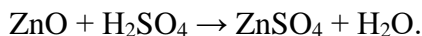
Дано: $V(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4) = 400$ мл, $\rho(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4) = 1,18$ г/мл,
 $\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = 25\%$,

$$m(\text{ZnO}) = m(\text{BaSO}_4) = m(\text{SnO}_2) = 100 \text{ г}$$

Найти: качественный и количественный состав осадка –?

Решение:

1. Количественный состав осадка будет зависеть от возможности взаимодействия добавленных веществ с раствором серной кислоты указанной концентрации. Возможен переход в раствор оксида цинка по уравнению реакции:



В осадке будут присутствовать сульфат бария, оксид олова (IV) и, возможно, оксид цинка, если он взят в избытке.

2. Определим, полностью ли оксид цинка растворяется в серной кислоте:

$$\omega(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{\rho(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4)}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \omega(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot \rho(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4) \cdot V(\text{p-ра H}_2\text{SO}_4) = \\ = 0,25 \cdot 1,18 \text{ г/мл} \cdot 400 \text{ мл} = 118 \text{ г}$$

$$v(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} = \frac{118 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 1,20 \text{ моль}$$

$$v(\text{ZnO})_{\text{РАСТВ}} = v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1,20 \text{ моль}$$

$$v(\text{ZnO})_{\text{ПО УСЛ}} = \frac{m(\text{ZnO})}{M(\text{ZnO})} = 1,234 \text{ моль}$$

По уравнению реакции $v(\text{ZnO}) = v(\text{H}_2\text{SO}_4)$, а по условию задачи $v(\text{ZnO}) > v(\text{H}_2\text{SO}_4)$. Следовательно, оксид цинка внесен в избытке:

$$\Delta v(\text{ZnO}) = v(\text{ZnO})_{\text{ПО УСЛ}} - v(\text{ZnO})_{\text{РАСТВ}} = \\ = 1,234 \text{ моль} - 1,204 \text{ моль} = 0,03 \text{ моль}$$

$$\Delta m(\text{ZnO}) = \Delta v(\text{ZnO}) \cdot M(\text{ZnO}) = 0,03 \text{ моль} \cdot 81 \text{ г/моль} = \\ = 2,43 \text{ г}$$

3. Количественный состав осадка:

$$m(\text{BaSO}_4) = m(\text{SnO}_2) = 100 \text{ г}, m(\text{ZnO}) = 2,43 \text{ г}$$

Задача 31. 0,3 г смеси оксида цинка и оксида магния растворили в 17 мл 1 М раствора соляной кислоты. Избыток кислоты нейтрализовали 8 мл 0,5 М раствора гидроксида натрия. Вычислить массовую долю каждого оксида в смеси.

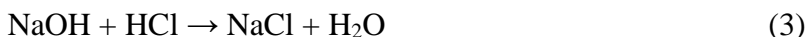
Дано: $m(\text{смеси}) = 0,3 \text{ г}$, $V(\text{р-ра HCl}) = 17 \text{ мл}$,
 $C(\text{HCl}) = 1 \text{ моль/л}$,

$$V(\text{р-ра NaOH}) = 8 \text{ мл}, C(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л}$$

Найти: $\omega(\text{MgO}) - ?$, $\omega(\text{ZnO}) - ?$

Решение:

1. Запишем уравнения реакций взаимодействия оксидов с соляной кислотой и гидроксида натрия с избытком соляной кислоты:



2. Из уравнения реакции (3) определим избыток соляной кислоты после реакции с гидроксидом натрия.

Вычислим $v(\text{NaOH})$ из уравнения молярной концентрации (35):

$$C(\text{NaOH}) = \frac{v(\text{NaOH})}{V(\text{р-ра NaOH})}$$

$$v(\text{NaOH}) = C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{р-ра NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 8 \cdot 10^{-3} \text{ л} = \\ = 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

$$v_{\text{изб.}}(\text{HCl}) = v(\text{NaOH}) = 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}$$

3. Вычислим количество вещества соляной кислоты, вступившей в реакцию с оксидами.

$$\begin{aligned}v(\text{HCl})_{\text{ВСЕГО}} &= C(\text{HCl}) \cdot V(\text{р - ра HCl}) = 1 \text{ моль/л} \cdot 17 \cdot 10^{-3} \text{ л} = \\ &= 17 \cdot 10^{-3} \text{ моль}\end{aligned}$$

Тогда количество вещества соляной кислоты, затраченной на реакцию с оксидами, будет равно:

$$\begin{aligned}v(\text{HCl}) &= v(\text{HCl})_{\text{ВСЕГО}} - v(\text{HCl})_{\text{ИЗБ.}} = 17 \cdot 10^{-3} \text{ моль} - 4 \cdot 10^{-3} \text{ моль} = \\ &= 13 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}\end{aligned}$$

4. Вычислим $\omega(\text{ZnO})$ и $\omega(\text{MgO})$ в смеси.

Из уравнений реакции (1), (2) выразим количество вещества оксидов через количество вещества хлороводорода, затраченное на реакцию с ними:

$$v(\text{ZnO}) = \frac{1}{2} v_1(\text{HCl}) \text{ и } v(\text{MgO}) = \frac{1}{2} v_2(\text{HCl}) ,$$

где $v_1(\text{HCl})$ – количество вещества HCl, затраченное на растворение ZnO; $v_2(\text{HCl})$ – количество вещества HCl, затраченное на реакцию с MgO.

Обозначим $v_1(\text{HCl})$ за X, а $v_2(\text{HCl}) = (13 \cdot 10^{-3} - X)$ и составим уравнение:

$$v(\text{ZnO}) \cdot M(\text{ZnO}) + v(\text{MgO}) \cdot M(\text{MgO}) = m(\text{смеси})$$

Произведем подстановку обозначений и решим уравнение:

$$0,5x \cdot 81,5 + 0,5 \cdot (0,013 - x) \cdot 40 = 0,3$$

$$40,75x + 0,26 - 20x = 0,3$$

$$20,75x = 0,04 , \quad x = 1,927 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

$$v(\text{ZnO}) = \frac{1}{2} v_1(\text{HCl}) = \frac{1}{2} \cdot 1,927 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

$$\begin{aligned}\omega(\text{ZnO}) &= \frac{m(\text{ZnO})}{m(\text{смеси})} = \frac{v(\text{ZnO}) \cdot M(\text{ZnO})}{m(\text{смеси})} = \\ &= \frac{0,5 \cdot 1,927 \cdot 10^{-3} \text{ моль} \cdot 81,5 \text{ г/моль}}{0,3 \text{ г}} = 0,262 = 26,2\%\end{aligned}$$

$$\omega(\text{MgO}) = 100\% - \omega(\text{ZnO}) = (100\% - 26,2\%) = 73,8\%$$

IV. АЛГОРИТМЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

Расчетные задачи по химии, предлагаемые студентам и школьникам, должны отвечать следующим требованиям:

1. Химическое содержание задач: условия задач должны соответствовать целям урока и отвечать общим дидактическим принципам – научности, доступности, обеспечению развития учащихся.

2. Четкость формулировки условия и отсутствие лишних данных.

3. Задачи, предлагаемые учащимся того или иного курса или класса, должны соответствовать программному материалу.

4. Правильное применение единиц используемых величин.

5. Оформление решения задач. Необходимо обращать внимание на следующее:

- правильную, корректную, информативную краткую запись условия задачи;
- рациональное выполнение решения с пояснениями;
- соблюдение размерности в расчетах;
- запись ответов.

К задачам определенных типов целесообразно применение алгоритмических предписаний.

При решении расчетных задач целесообразна такая схема алгоритмических действий:

1. Анализ условия задачи:
 - ввести правильные обозначения известных и неизвестных величин;
 - кратко записать условие задачи («Дано»);

– обратить внимание на систему единиц.

2. Записать известные уравнения, которые могут понадобиться при решении, обратив внимание на единицы.

3. Вывести неизвестную вам характеристику (m , V , v и т. п.).

4. Произвести математические вычисления.

В преподавании химии много внимания уделяется межпредметным связям. Это осуществляется и в процессе решения задач.

Неразрывно связано решение задач с математическим аппаратом, соответствующим программе каждого класса по математике.

Содержание многих типов задач по химии предполагает хорошее знание основ химической технологии и вопросов применения минеральных удобрений в сельском хозяйстве.

Большое внимание следует уделять при решении химических задач связи с материалом биологических дисциплин. Для этого могут быть предложены, например, задачи такого типа:

Пример 1. Для дезинфекции раны в медицине применяют йодную настойку, представляющую собой спиртовой раствор с массовой долей иода 10 %. Каковы массы кристаллического иода и спирта, необходимые для приготовления настойки массой 200 г?

Пример 2. К воде массой 200 г прилили 40 мл раствора хлорида калия, молярная концентрация которого равна 2 моль/л, а плотность 1,09 г/мл. Определите молярную концентрацию полученного раствора и массовую долю хлорида калия в нем, если его плотность равна 1,015 г/мл.

Использование межпредметных связей при решении химических задач способствует более глубокому усвоению

как курса химии, так и других дисциплин, содействует формированию у учащихся материалистических представлений.

Осуществление межпредметных связей в процессе обучения предусмотрено усовершенствованными программами по химии.

Решение расчетных задач по химии чаще всего построено на основе уравнения реакции, в котором должны быть правильно расставлены коэффициенты. Иногда целесообразно указать агрегатное состояние веществ, участвующих в реакции (часто это требуется, если в процессе участвуют газообразные или твердые вещества).

Для решения задач, в которых не указано конкретное превращение либо переход из исходного вещества в продукт многостадийный, возможно использовать схему превращений.

Важно: схема должна быть уравнена по элементу, присутствующему и в реагенте, и в продукте.

Например, вместо цепочки превращений из фосфора в ортофосфорную кислоту правомерно использовать схему превращений: $P_4 \rightarrow 4 H_3PO_4$

Задачи на нахождение массы (объема) одного из веществ по известной массе (объему) другого вещества

Основными расчетными формулами в задачах этого типа (и всех более сложных задач по уравнению) являются формулы, отражающие взаимосвязь между количеством вещества и массой, числом частиц или объемом газа (3), (5), (6):

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

$$v = \frac{V}{V_M} \quad \text{для газов при н.у } v_M = 22,4 \text{ л/моль},$$

$$v = \frac{n}{N_A} \quad N_A - \text{число Авогадро } N_A = 6,0225 \cdot 10^{23} \text{ частиц / моль} \cdot$$

Определить массу и объем кислорода (н.у.), затраченного на сжигание магния массой 6 г.

Алгоритм	Решение
1) Краткая запись условия.	Дано: $m(\text{Mg}) = 6 \text{ г}$ Найти: $v(\text{O}_2) = ? \text{ н.у.}$ $m(\text{O}_2) = ?$ Решение:
2) Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты.	$2 \text{ Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ MgO}$
3) Найти количество вещества, масса или объем которого известны.	$v(\text{Mg}) = \frac{m}{M} = \frac{6 \text{ г}}{24 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль}$
4) По коэффициентам в уравнении реакции рассчитать количество вещества, массу или объем которого требуется найти.	$v(\text{O}_2) = \frac{1}{2} \cdot v(\text{Mg}) = \frac{1}{2} \cdot 0,25 \text{ моль} = 0,125 \text{ моль}$
5) Рассчитать требуемые в условии величины.	$m(\text{O}_2) = v \cdot M = 0,125 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 4 \text{ г}$ $v(\text{O}_2) = v \cdot V_M = 0,125 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 2,8 \text{ л}$

Задачи с использованием объемных отношений газов в реакции

Основными законом в задачах этого типа является закон объемных отношений (стр. 18):

При неизменной температуре и давлении объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам образующихся газообразных продуктов как небольшие целые числа.

То есть объемы газообразных веществ в реакции при одних и тех же условиях соотносятся как небольшие целые числа, равные коэффициентам в уравнении реакции.

Определить объем хлора, затраченный на реакцию со 100 л оксида серы (IV).

Алгоритм	Решение
1) Краткая запись условия.	<i>Дано:</i> $v(\text{SO}_2) = 100 \text{ л}$ <i>Найти:</i> $v(\text{Cl}_2) = ?$ <i>Решение:</i>
2) Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты.	$\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{SO}_2\text{Cl}_2$
3) Используя закон объемных отношений, сравнить коэффициенты в уравнении и найти требуемый объем.	$v(\text{Cl}_2) = v(\text{SO}_2) = 100 \text{ л}$

Задачи с использованием понятия «массовая доля примесей»

Основной расчетной формулой в задачах этого типа является формула (32):

$$\omega = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{системы})} \cdot (100\%)$$

Вычислить объем сероводорода (н.у.), полученного из технического дисульфида железа (II) массой 1 кг с массовой долей FeS_2 55 %.

Алгоритм	Решение
1) Краткая запись условия.	<i>Дано:</i> $m(\text{FeS}_2 \text{ с прим.}) = 1 \text{ кг}$ $\omega(\text{FeS}_2) = 55 \%$ <i>Найти:</i> $v(\text{H}_2\text{S}) = ? \text{ н.у.}$ <i>Решение:</i>
2) Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты. Можно использовать схему реакции, уравненную по одному из элементов.	$\text{FeS}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{S}$

<p>3) Определить массу чистого вещества, участвующего в реакции.</p> <p>4) Найти количество этого вещества.</p> <p>5) По коэффициентам в уравнении реакции рассчитать количество вещества, массу или объем которого требуется найти.</p> <p>6) Рассчитать требуемые в условии величины.</p>	$m(\text{FeS}_2) = \omega(\text{FeS}_2) \cdot m(\text{FeS}_2 \text{ с прим.}) = 550 \text{ г}$ $v(\text{FeS}_2) = \frac{m}{M} = \frac{550 \text{ г}}{120 \text{ г/моль}} = 4,58 \text{ моль}$ $v(\text{H}_2\text{S}) = 2 v(\text{FeS}_2) = 9,16 \text{ моль}$ $V(\text{H}_2\text{S}) = v \cdot V_M = 9,16 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 205,2 \text{ л}$
---	--

Задачи на определение состава смеси, если в реакцию вступает один из компонентов

Образец частично окисленного алюминия массой 30 г обработали соляной кислотой. При этом выделился водород объемом 18,7 л (н.у.). Вычислить массовую долю алюминия во взятом образце.

Алгоритм	Решение
<p>1) Краткая запись условия.</p> <p>2) Написать возможные уравнения реакций, расставить коэффициенты.</p> <p>3) Выбрать уравнение, соответствующее условию задачи.</p>	<p><i>Дано:</i> $m(\text{Al}, \text{Al}_2\text{O}_3) = 30 \text{ г}$ + HCl $v(\text{H}_2) = 18,7 \text{ л н.у.}$</p> <p><i>Найти:</i> $\omega(\text{Al}) = ?$</p> <p><i>Решение:</i></p> $\underline{2 \text{ Al} + 6 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 + 3 \text{ H}_2}$ $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{ HCl} \rightarrow 2 \text{ AlCl}_3 + 3 \text{ H}_2\text{O}$

4) Найти количество вещества, масса или объем которого известны.	$v(\text{H}_2) = \frac{v}{V_M} = \frac{18,7\text{л}}{22,4\text{л/моль}} = 0,835 \text{ моль}$
5) По коэффициентам в уравнении реакции рассчитать количество вещества, долю которого требуется найти.	$v(\text{Al}) = \frac{2}{3} \cdot v(\text{H}_2) = \frac{2}{3} \cdot 0,835 \text{ моль} = 0,56 \text{ моль}$
6) Рассчитать его массу или объем.	$m(\text{Al}) = v \cdot M = 0,56 \text{ моль} \cdot 27\text{г/моль} = 15,12 \text{ г}$
7) Вычислить его массовую долю в смеси.	$\omega(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{m(\text{смеси})} = \frac{15,12\text{г}}{30\text{г}} = 0,504 \text{ (50,4 \%)}$

Задачи с использованием понятия

«выход продукта от теоретически возможного»

Основными расчетными формулами в задачах этого типа являются:

$$\eta = \frac{m_{\text{ПРАКТ}}}{m_{\text{ТЕОР}}} (100\%), \quad (40)$$

где η – выход продукта, доли от единицы (безразмерная величина) или %,

$m_{\text{ПРАКТ}}$ – масса продукта практическая, г, кг, т и т.д.,

$m_{\text{ТЕОР}}$ – масса продукта теоретическая, г, кг, т и т.д.

$$\eta = \frac{V_{\text{ПРАКТ}}}{V_{\text{ТЕОР}}} (100\%) \quad (41)$$

где η – выход продукта, доли от единицы (безразмерная величина) или %,

$V_{\text{ПРАКТ}}$ – количество вещества продукта практическое, моль,

$V_{\text{ТЕОР}}$ – количество вещества продукта теоретическое, моль.

$$\eta = \frac{V_{\text{ПРАКТ}}}{V_{\text{ТЕОР}}} (100\%) \quad \text{используется для газов} \quad (42)$$

где η – выход продукта, доли от единицы (безразмерная величина) или %,

$V_{\text{ПРАКТ}}$ – объем продукта практический, мл, л, м³ и т.д.,

$V_{\text{ТЕОР}}$ – объем продукта теоретический, мл, л, м³ и т.д.

Нужно помнить, что практическая масса или объем всегда меньше теоретических.

Расчет доли выхода продукта

При восстановлении водородом 18 г оксида железа (III) получили 11,2 г восстановленного железа. Определить выход металла в данной реакции.

Алгоритм	Решение
1) Краткая запись условия.	<i>Дано:</i> $m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 18 \text{ г}$ $m(\text{Fe})_{\text{ПРАКТ}} = 11,2 \text{ г}$ <i>Найти:</i> $\eta(\text{Fe}) = ?$
2) Написать уравнение реакции или схему превращения, расставить коэффициенты.	<i>Решение:</i> $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{H}_2\text{O}$
3) Найти количество реагента, масса или объем которого известны.	$v(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \frac{m}{M} = \frac{18\text{г}}{160\text{г/моль}} = 0,1125 \text{ моль}$
4) По коэффициентам в уравнении реакции рассчитать количество и массу (объем) продукта реакции при 100 %-ном выходе (<u>теоретические величины</u>).	$v(\text{Fe})_{\text{ТЕОР}} = 2 v(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 0,225 \text{ моль}$ $m(\text{Fe})_{\text{ТЕОР}} = v \cdot M =$ $= 0,225\text{моль} \cdot 56\text{г/моль} =$ $= 12,6 \text{ г}$
5) Вычислить его долю выхода от теоретически возможного.	$\eta(\text{Fe}) = \frac{m(\text{Fe})_{\text{ПРАКТ}}}{m(\text{Fe})_{\text{ТЕОР}}} = \frac{11,2\text{г}}{12,6\text{г}} = 0,89$ <i>(или 89 %)</i>

Расчет практической массы продукта

Вычислить массу карбида кальция, образовавшегося при действии угля на оксид кальция массой 16,8 г, если выход продукта составляет 80 % от теоретически возможного.

Алгоритм	Решение
1) Краткая запись условия.	<i>Дано:</i> $m(\text{CaO}) = 16,8 \text{ г}$ $\eta(\text{CaC}_2) = 80 \%$ <i>Найти:</i> $m(\text{CaC}_2)_{\text{ПРАКТ}} = ?$ <i>Решение:</i>
2) Написать уравнение или схему превращения, расставить коэффициенты.	$\text{CaO} + 3 \text{C} \rightarrow \text{CO} + \text{CaC}_2$
3) Найти количество реагента, масса или объем которого известны.	$v(\text{CaO}) = \frac{m}{M} = \frac{16,8\text{г}}{56\text{г/моль}} = 0,3 \text{ моль}$
4) По коэффициентам в уравнении реакции рассчитать количество продукта реакции, его теоретическую массу или теоретический объем.	$v(\text{CaC}_2) = v(\text{CaO}) = 0,3 \text{ моль}$ $m(\text{CaC}_2)_{\text{ТЕОР.}} = v \cdot M =$ $= 0,3\text{моль} \cdot 64\text{г/моль} = 19,2 \text{ г}$
5) Вычислить его практическую массу / практ. объем по выходу продукта.	$m(\text{CaC}_2)_{\text{ПРАКТ}} = m_{\text{ТЕОР.}} \cdot \eta =$ $= 19,2\text{г} \cdot 0,8 = 15,36 \text{ г}$

Расчет массы/объема реагента по известной практической массе/объему продукта и его доле выхода

Какую массу карбоната натрия нужно взять для получения оксида углерода (IV) объемом 28,56 л (н.у.) если потери составляют 15 %?

Алгоритм	Решение
<p>1) Краткая запись условия.</p> <p>2) Написать уравнение реакции или схему превращения, расставить коэффициенты.</p> <p>3) Рассчитать массу (объем) и количество вещества продукта реакции при 100 %-ном выходе (<u>теоретические величины</u>).</p> <p>4) По коэффициентам в уравнении реакции рассчитать количество исходного вещества и его массу или объем.</p>	<p><i>Дано:</i> $v(\text{CO}_2)_{\text{ПРАКТ}} = 28,56 \text{ л}$ $\eta(\text{CO}_2) = 85 \%$ <i>Найти:</i> $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$ <i>Решение:</i> $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CO}_2$</p> $v(\text{CO}_2)_{\text{ТЕОР}} = \frac{v_{\text{ПРАКТ}}}{\eta} = \frac{28,56 \text{ л}}{0,85} = 33,6 \text{ л}$ $v(\text{CO}_2) = \frac{v}{v_M} = \frac{33,6 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,5 \text{ моль}$ $v(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v(\text{CO}_2) = 1,5 \text{ моль}$ $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = v \cdot M =$ $= 1,5 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 19,2 \text{ г}$

Задачи на избыток – недостаток

К раствору, содержащему 10 г хлорида алюминия, прилили раствор, содержащий 10 г нитрата серебра. Определить массу выпавшего осадка.

Алгоритм	Решение
<p>1) Краткая запись условия.</p> <p>2) Написать уравнение реакции, расставить коэффициенты.</p>	<p><i>Дано:</i> $m(\text{AlCl}_3) = 10 \text{ г}$ $m(\text{AgNO}_3) = 10 \text{ г}$ <i>Найти:</i> $m(\text{AgCl}) = ?$ <i>Решение:</i> $\text{AlCl}_3 + 3 \text{ AgNO}_3 \rightarrow 2 \text{ AgCl} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3$</p>

<p>3) Найти количество вещества каждого из реагентов.</p> <p>4) Определить вещество в недостатке: для любого из реагентов по коэффициентам в уравнении реакции рассчитать необходимое (теоретическое) количество другого и сравнить с имеющимся.</p> <p>5) По веществу в недостатке, используя коэффициенты в уравнении, рассчитать ν, массу или объем продукта.</p>	$\nu(\text{AgNO}_3) = \frac{m}{M} = \frac{10\text{г}}{170\text{г/моль}} = 0,06 \text{ моль}$ $\nu(\text{AlCl}_3) = \frac{m}{M} = \frac{10\text{г}}{133,5\text{г/моль}} = 0,075 \text{ моль}$ <p>Пусть хлорид алюминия прореагировал полностью, рассчитаем необходимое для этого количество вещества нитрата серебра:</p> $\nu(\text{AgNO}_3)_{\text{НЕОБХ}} = 3 \nu(\text{AlCl}_3) =$ $= 3 \cdot 0,075 \text{ моль} = 0,225 \text{ моль}$ <p>нужно $\text{AgNO}_3 >$ есть (по условию), \Rightarrow (0,225 моль) (0,06 моль)</p> <p>AgNO_3 в недостатке</p> $\nu(\text{AgCl}) = \nu(\text{AgNO}_3) = 0,06 \text{ моль}$ $m(\text{AgCl}) = \nu \cdot M = 0,06 \cdot 143,5 = 8,61 \text{ г}$
---	---

Задачи на «последовательные реакции»

(с использованием цепочки превращений)

Газ, полученный при обжиге пирита (FeS_2), растворили в воде. К раствору приливали по каплям бромную воду до прекращения обесцвечивания брома, а затем избыток раствора хлорида бария. Отфильтрованный и высушенный белый осадок имел массу 116,5 г. Определить массу исходного пирита, если в руде 10% примесей.

Алгоритм	Решение
<p>1) Краткая запись условия.</p>	<p><i>Дано:</i> 1) пирит + $\text{O}_2 \rightarrow \uparrow$ 2) $\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ 3) ... + Br_2 4) ... + $\text{BaCl}_2 \rightarrow \downarrow$ $m(\downarrow) = 116,5 \text{ г}$ $\omega(\text{прим}) = 10 \%$ (или $\omega(\text{FeS}_2) = 90 \%$)</p> <p><i>Найти:</i> $m(\text{пирита}) = ?$</p>

<p>2) Написать уравнения протекающих реакций, расставить коэффициенты.</p> <p>3) Выбрать последовательность реакций, которая будет использована при решении.</p> <p>4) Найти количество вещества, масса или объем которого известны.</p> <p>5) По коэффициентам в уравнениях реакций, переходя последовательно от уравнения к уравнению, рассчитать количество вещества, о котором спрашивается в условии.</p> <p>6) Вычислить требуемую величину.</p>	<p><i>Решение:</i></p> <p>(1) $4 \text{FeS}_2 + 9 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3 + 8 \text{SO}_2 \uparrow$</p> <p>(2) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$</p> <p>(3) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$</p> <p>(4) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow + 2 \text{HCl}$</p> <p>(4) \rightarrow (3) \rightarrow (2) \rightarrow (1)</p> <p>$v(\text{BaSO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{116,5\text{г}}{233\text{г/моль}} = 0,5 \text{ моль}$</p> <p>$v(\text{H}_2\text{SO}_4) = v(\text{BaSO}_4) = 0,5 \text{ моль}$</p> <p>$v(\text{H}_2\text{SO}_3) = v(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,5 \text{ моль}$</p> <p>$v(\text{SO}_2) = v(\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,5 \text{ моль}$</p> <p>$v(\text{FeS}_2) = v(\text{BaSO}_4) : 2 = 0,25 \text{ моль}$</p> <p>$m(\text{FeS}_2) = v \cdot M = 0,25 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 30 \text{ г}$</p> <p>$\omega = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{системы})}$</p> <p>$m(\text{пирита}) = \frac{m(\text{FeS}_2)}{\omega(\text{FeS}_2)} = \frac{30\text{г}}{0,9} = 33,3 \text{ г}$</p>
--	---

Задачи на определение состава продуктов взаимодействия (альтернативные реакции)

Через раствор щелочи массой 300 г с массовой долей гидроксида натрия 20 % пропущен сероводород объемом 40 л (н.у.). Какая соль образовалась, определить ее массу.

Алгоритм	Решение
<p>1) Краткая запись условия.</p> <p>2) Написать уравнения возможных реакций, расставить коэффициенты.</p> <p>3) Найти количество вещества реагентов.</p> <p>4) Определить их молярные отношения по условию.</p> <p>5) Выбрать уравнение реакции, соответствующее найденному соотношению.</p> <p>6) По одному из реагентов с учетом коэффициентов в уравнении найти количество продукта реакции. Если один из реагентов в избытке, то по веществу в недостатке.</p> <p>7) Рассчитать требуемую величину.</p>	<p><i>Дано:</i> $m_{\text{р-ра}}(\text{NaOH}) = 300 \text{ г}$ $\omega(\text{NaOH}) = 20\%$ $+ v(\text{H}_2\text{S}) = 40 \text{ л(н.у.)}$</p> <p><i>Найти:</i> $m(\text{соли}) = ?$</p> <p><i>Решение:</i></p> <p>(1) $2 \text{ NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{S} + 2 \text{ H}_2\text{O}$ (2) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NaHS} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>$m(\text{NaOH}) = m_{\text{р-ра}} \cdot \omega = 300\text{г} \cdot 0,2 = 60 \text{ г}$</p> <p>$v(\text{NaOH}) = \frac{m}{M} = \frac{60\text{г}}{40\text{г/моль}} = 1,5 \text{ моль}$</p> <p>$v(\text{H}_2\text{S}) = \frac{v}{v_M} = \frac{40\text{л}}{22,4\text{л/моль}} = 1,79 \text{ моль}$</p> <p>$v(\text{NaOH}) : v(\text{H}_2\text{S}) = 1,5 : 1,79 \approx 1 : 1,$ причем H_2S в избытке, \Rightarrow средней соли не получится.</p> <p>Рассчитанному соотношению количества вещества реагентов удовлетворяет уравнение (2)</p> <p>$v(\text{NaHS}) = v(\text{NaOH}) = 1,5 \text{ моль}$</p> <p>$m(\text{NaHS}) = v \cdot M = 1,5 \cdot 56 = 84 \text{ г}$</p>

Вывод химической формулы по известной массовой доле элементов или известному отношению масс элементов в соединении

Массовые доли фосфора и кислорода в оксиде равны соответственно 43,6 и 56,4 %. Относительная плотность его паров по воздуху 9,79. Вывести формулу оксида фосфора.

Алгоритм	Решение
1) Краткая запись условия.	<p><i>Дано:</i> $\omega(\text{P}) = 43,6 \%$ $\omega(\text{O}) = 56,4 \%$ $D_{\text{возд}}(\text{P}_x\text{O}_y) = 9,79$</p> <p><i>Найти:</i> $\text{P}_x\text{O}_y = ?$</p> <p><i>Решение:</i></p>
2) Рассчитать молярную массу вещества.	<p>$M(\text{P}_x\text{O}_y) = D_{\text{возд}}(\text{P}_x\text{O}_y) \cdot M(\text{возд}) = 9,79 \cdot 29 \text{ г/моль} = 284 \text{ г/моль}$</p>
3) Приняв массу соединения за n г, рассчитать массу и количество каждого элемента в соединении.	<p>Пусть $m(\text{P}_x\text{O}_y) = 100 \text{ г}$, тогда $m(\text{P}) = 43,6 \text{ г}$, $m(\text{O}) = 56,4 \text{ г}$, $\nu(\text{P}) = m : M = 43,6 \text{ г} : 31 \text{ г/моль} = 1,4 \text{ моль}$ $\nu(\text{O}) = m : M = 56,4 \text{ г} : 16 \text{ г/моль} = 3,5 \text{ моль}$</p>
<ul style="list-style-type: none"> • если указана массовая доля в %, $n = 100 \text{ г}$; • если указана массовая доля в долях, $n = 1 \text{ г}$; • если указано отношение масс элементов ($m(\text{X}):m(\text{Y})$), $n =$ сумме частей г; 	
4) По отношению количеств элементов найти простейшую формулу.	<p>$\nu(\text{P}) : \nu(\text{O}) = 1,4 : 3,5 = (\text{НОК}=0,7) = 2 : 5 \Rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ $M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}$, $M(\text{P}_2\text{O}_5) : M(\text{P}_x\text{O}_y) = 142 : 284 = 1 : 2$</p>

5) Сравнив молярную массу вещества, отвечающего простейшей формуле, и рассчитанную молярную массу, определить истинную формулу соединения.	Истинная формула $(P_2O_5)_2$ или P_4O_{10}
--	---

Задачи на вывод формулы по массе (объему) продуктов горения

При сгорании органического соединения массой 4,8 г образовался оксид углерода (VI) массой 6,6 г и вода массой 5,4 г. Относительная плотность паров вещества по водороду равна 16. Вывести формулу.

Алгоритм	Решение
1) Краткая запись условия.	<p><i>Дано:</i> $m(\text{в-ва}) = 4,8 \text{ г}$, $m(\text{H}_2\text{O}) = 5,4 \text{ г}$ $m(\text{CO}_2) = 6,6 \text{ г}$ $D_{\text{H}_2}(\text{в-ва}) = 16$</p>
2) Составить схему взаимодействия, предварительно предположив, из каких элементов могло состоять исходное вещество.	<p><i>Найти:</i> Формула = ? <i>Решение:</i> $C_xH_yO_z + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O$</p>
3) Найти количество вещества каждого из продуктов.	<p>$\nu(\text{CO}_2) = m : M = 6,6\text{г} : 44\text{г/моль} = 0,15 \text{ моль}$ $\nu(\text{H}_2\text{O}) = m : M = 5,4\text{г} : 18\text{г/моль} = 0,3 \text{ моль}$</p>
4) Определить количество каждого элемента, перешедшего из исходного вещества в продукт. Для этого составить и уравнять схему «элемент → продукт».	<p>$C \rightarrow CO_2$ $\nu(C) = \nu(CO_2) = 0,15 \text{ моль}$ $2 \text{ H} \rightarrow H_2O$ $\nu(H) = 2 \nu(H_2O) = 0,6 \text{ моль}$</p>

5) Определить массу найденных элементов и их сумму.	$m(C) = v \cdot M =$ $= 0,15 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 1,8 \text{ г}$ $m(H) = v \cdot M =$ $= 0,6 \text{ моль} \cdot 1 \text{ г/моль} = 0,6 \text{ г}$
6) По разнице масс соединения и найденных элементов определить, содержится ли в соединении кислород. Если кислород есть, рассчитать его массу и количество.	$m(C) + m(H) = 1,8 + 0,6 = 2,4 \text{ г} \neq$ $\neq m(\text{в-ва}), \Rightarrow$ кислород в соединении содержится. $m(O) = m(\text{в-ва}) - (m(C) + m(H)) =$ $= 4,8 \text{ г} - 2,4 \text{ г} = 2,4 \text{ г}$ $v(O) = m : M = 2,4 \text{ г} : 16 \text{ г/моль} =$ $0,15 \text{ моль}$
7) По отношению количеств вещества элементов найти простейшую формулу.	$v(C) : v(H) : v(O) = 0,15 : 0,6 : 0,15$ (НОК = 0,15) = 1 : 4 : 1 \Rightarrow CH_4O – прост. формула
8) Сравнив молярную массу вещества, отвечающего простейшей формуле, и рассчитанную молярную массу, определить истинную формулу соединения.	$M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) = D_{\text{H}_2}(\text{в-ва}) \cdot M(\text{H}_2) =$ $= 16 \cdot 2 = 32 \text{ г/моль}$ $M(\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z) : M(\text{CH}_4\text{O}) = 32 : 32 =$ $= 1 : 1 \Rightarrow$ Истинная формула CH_4O (CH_3OH – метанол, метиловый, муравьиный спирт).

Задачи на «разность объемов»

При сжигании водорода в избытке кислорода объем газовой смеси после охлаждения до прежней температуры сократился на 27 мл. Каков был объем водорода до реакции?

Алгоритм	Решение
1) Краткая запись условия.	<i>Дано:</i> $\Delta V = 27 \text{ мл}$ <i>Найти:</i> $V(\text{H}_2) = ?$ <i>Решение:</i>
2) Составить уравнение реакции с указанием агрегатного состояния веществ, расставить коэффициенты.	$2 \text{ H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{жид})$ $\underbrace{\hspace{10em}}_{3 \text{ V}} \rightarrow \underbrace{\hspace{5em}}_{0 \text{ V}} \Rightarrow$

<p>3) Определить, за счет чего изменяется объем системы. Показать изменение объема по уравнению.</p> <p><u>I способ:</u></p> <p>4) ΔV по уравнению приравнять к изменению объема по условию.</p> <p>5) Составить и решить уравнение.</p> <p>6) По коэффициентам в уравнении определить искомый объем газа.</p> <p><u>II способ:</u></p> <p>4) Обозначить за X объем газа, о котором спрашивается в условии.</p> <p>5) Составить и решить уравнение, показывающее изменение объема.</p>	<p>$\Delta V_{(\text{ПО УРАВНЕНИЮ})} = 3 V - 0 V = 3 V$</p> <p><u>I способ:</u></p> <p>$\Delta V_{(\text{ПО УРАВНЕНИЮ})} = \Delta V_{(\text{ПО УСЛОВИЮ})}$</p> <p>$3 V = 27 \text{ мл}$ $V = 9 \text{ мл}$ $V(\text{H}_2) = 2 V = 18 \text{ мл}$</p> <p><u>II способ:</u></p> <p>$V(\text{H}_2) = x \text{ мл}$, тогда $V(\text{O}_2) = 0,5 x \text{ мл}$ $\Delta V = V_{(\text{газообразных реагентов})} - V_{(\text{газообразных продуктов})}$ $\Delta V = V(\text{H}_{2(\Gamma)}) + V(\text{O}_{2(\Gamma)}) - 0$ $x + 0,5 x - 0 = 27 \text{ мл}$ $x = 18 \text{ мл}$</p>
--	---

Задачи на «разность масс»

Свинцовый стержень опустили в раствор нитрата серебра. Через некоторое время масса стержня увеличилась на 0,09 г. определить массу нитрата свинца, перешедшего в раствор.

Алгоритм	Решение
<p>1) Краткая запись условия.</p>	<p><i>Дано:</i> $\Delta m = 0,09 \text{ г}$ <i>Найти:</i> $m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = ?$</p>

2) Составить уравнение реакции, расставить коэффициенты.

3) Определить, за счет чего изменяется масса системы.

I способ:

4) Записать и рассчитать Δm по уравнению.

5) Составить соотношение:

$v(\text{искомого вещества}) - \Delta m$ по уравнению
 $v(\text{искомого вещества}) - \Delta m$ по условию

6) Составить и решить пропорцию.

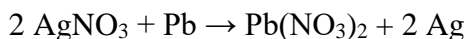
7) Рассчитать величины, требуемые в условии задачи.

II способ:

4) Обозначить за X количество искомого вещества.

5) По коэффициентам в уравнении реакции составить и решить уравнение, показывающее изменение массы. (См.п.3)

Решение:



Часть свинца со стержня растворяется и переходит в раствор в виде ионов, а на стержне оседает восстановленное серебро.

$$\Delta m = m(\text{Ag осевшего}) - m(\text{Pb раствор-ся})$$

I способ:

$$\begin{aligned} \Delta m &= v(\text{Ag}) \cdot M(\text{Ag}) - v(\text{Pb}) \cdot M(\text{Pb}) = \\ &= 2 \text{ моль} \cdot 108 \text{ г/моль} - \\ &- 1 \text{ моль} \cdot 207 \text{ г/моль} = 9 \text{ г} \end{aligned}$$

$v(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2)$	Δm	
1 моль	9 г	по уравнению
x моль	0,09 г	по условию

$$x = \frac{1 \cdot 0,09}{9} = 0,01 \text{ моль } \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$$

$$\begin{aligned} m(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) &= v \cdot M = 0,01 \cdot 331 = \\ &= 3,31 \text{ г} \end{aligned}$$

II способ:

Пусть x моль нитрата свинца образовалось,

тогда $v(\text{Pb}) = x$ моль,

$v(\text{Ag}) = 2x$ моль,

$m(\text{Pb}) = (207x)$ г,

$m(\text{Ag}) = (108 \cdot 2x)$ г,

$108 \cdot 2x - 207x = 0,09$

$x = 0,01$ моль $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

**Задачи на определение состава смеси, если в реакцию
вступают оба ее компонента**

(одновременно протекающие или «параллельные» реакции)

Это задачи, в которых расчеты проводят по уравнениям двух и более реакций, протекающих одновременно и не связанных друг с другом. Задачи решаются алгебраически с введением одной или двух переменных.

Смесь меди и алюминия массой 10 г обработали 23 %-ной азотной кислотой. При этом выделился газ объемом 4,48 л (н.у.). Определить процентный состав исходной смеси.

Алгоритм	Решение
<p>1) Краткая запись условия.</p> <p>2) Уравнения протекающих реакций, коэффициенты.</p> <p>3) Рассчитать количество вещества реагента или продукта реакции, объединяющего приведенные реакции.</p> <p><u>I способ:</u></p> <p>4) Обозначить за X и Y количества исходных веществ.</p> <p>5) Выразить через количество вещества реагентов массу или объем в зависимости от условия задачи.</p>	<p><i>Дано:</i> Cu и Al $m(\text{смеси}) = 10 \text{ г}$, + HNO_3 РАЗБ, $v(\text{Г}) = 4,48 \text{ л(н.у.)}$ <i>Найти:</i> $\omega(\text{Cu}) = ?$ $\omega(\text{Al}) = ?$</p> <p><i>Решение:</i></p> <p>(1) $3 \text{ Cu} + 8 \text{ HNO}_3 \rightarrow 3 \text{ Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{ NO} + 4 \text{ H}_2\text{O}$ (2) $\text{Al} + 4 \text{ HNO}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + 2 \text{ H}_2\text{O}$</p> <p>$v(\text{NO}) = v : v_M = 4,48 : 22,4 = 0,2 \text{ моль}$</p> <p><u>I способ:</u> задания неизвестных (при этом получаются самые простые для решения уравнения): Пусть $v(\text{Cu}) = x \text{ моль}$, $v(\text{Al}) = y \text{ моль}$, $m(\text{Cu}) = 64 x \text{ моль}$, $m(\text{Al}) = 27 y \text{ моль}$ <u>$64 x + 27 y = 10$</u></p>

<p>6) С использованием коэффициентов в уравнении перейти от X и Y к количеству вещества продуктов реакции или других реагентов в зависимости от условия.</p>	$v(\text{NO})_1 = \frac{2}{3} x \text{ моль} \quad v(\text{NO})_2 = y \text{ моль}$ $\frac{2}{3} x + y = 0,2$
<p>7) Составить и решить систему уравнений.</p>	$\begin{cases} 64x + 27y = 10 \\ \frac{2}{3}x + y = 0,2 \end{cases} \Rightarrow \begin{cases} y = 0,2 - \frac{2}{3}x \\ 64x + 27(0,2 - \frac{2}{3}x) = 10 \end{cases}$ $x = 0,1 \text{ моль Cu}$
<p>8) Рассчитать величины, требуемые в условии задачи.</p>	$m(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 6,4 \text{ г}$ $\omega(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{смеси})} = \frac{6,4 \text{ г}}{10 \text{ г}} = 0,64, 64 \%$

II способ: задания неизвестных (одна неизвестная величина, чаще количество вещества, о котором спрашивается в условии.

Более сложные переходы от одной величины к другой.):

Пусть $v(\text{Cu}) = x$ моль, $m(\text{Cu}) = 64 x$ г,

$v(\text{NO})_1 = \frac{2}{3} v(\text{Cu}) = \frac{2}{3} x$ моль

$v(\text{NO})_2 = v(\text{NO}) - v(\text{NO})_1 = 0,2 - \frac{2}{3} x$ моль

$v(\text{Al}) = v(\text{NO})_2 = 0,2 - \frac{2}{3} x$ моль

$m(\text{Al}) = 27 (0,2 - \frac{2}{3} x) = 5,4 - 18 x$ г

$m(\text{см}) = m(\text{Al}) + m(\text{Cu}) = 64 x + 5,4 - 18 x = 10 \text{ г}$

$46 x = 4,6 \quad x = 0,1$ моль меди $m(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 6,4 \text{ г}$

$\omega(\text{Cu}) = 64 \%$

III способ: задания неизвестных (одна неизвестная величина, чаще масса вещества, о котором спрашивается в условии.

Более сложные переходы от одной величины к другой и более сложные для решения уравнения.):

Пусть $m(\text{Cu}) = x \text{ г}$ $m(\text{Al}) = 10 - x \text{ г}$

$$v(\text{Cu}) = \frac{x \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = \frac{x}{64} \text{ моль} \quad v(\text{Al}) = \frac{(10-x) \text{ г}}{27 \text{ г/моль}} = \frac{10-x}{27} \text{ г}$$

$$v(\text{NO})_1 = \frac{2}{3} v(\text{Cu}) = \frac{2 \cdot x}{3 \cdot 64} = \frac{x}{96} \text{ моль} \quad v(\text{NO})_2 = v(\text{Al}) = \frac{10-x}{27} \text{ моль}$$

$$v(\text{NO}) = v(\text{NO})_2 + v(\text{NO})_1 = \frac{x}{96} + \frac{10-x}{27} = 0,2 \text{ моль}$$

$$\frac{x}{96} + \frac{10-x}{27} = 0,2$$

$$27x + 960 - 96x = 0,2 \cdot 96 \cdot 27 = 518,4$$

$$69x = 441,6 \quad x = 6,4 \text{ г Cu} \quad \omega(\text{Cu}) = 64 \%$$

СПИСОК РЕКОМЕНДУЕМОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

1. Глинка, Н. Л. Общая химия. В 2 т. Том 1: учебник для вузов / Н. Л. Глинка; под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова. – Москва : Издательство Юрайт, 2020. – 357 с. – ISBN 978-5-9916-9353-0. – [сайт]. – URL: <https://urait.ru/bcode/451561>.

2. Еремин, В. В. Сборник задач и упражнений по химии : школьный курс / В. В. Еремин, Н. Е. Кузьменко. – Москва : ООО «Издательский дом ОНИКС 21 век»: ООО «Издательство «Мир и Образование»», 2005. – 528 с.: ил. – ISBN 5-329-01424-7 (ООО «Издательский дом ОНИКС 21 век»), ISBN 5-94666-209-0 (ООО «Издательство «Мир и Образование»»).

3. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва : Высшая школа, 2007. – 557 с. – ISBN 5-06-003471-2.

4. Кузьменко, Н. Е. 2500 задач по химии с решениями для поступающих в вузы: учебное пособие / Н.Е. Кузьменко, В.В. Еремин. – Москва : Экзамен, 2007. – 638 с.– ISBN 978-5-377-00679-4.

5. Кузьменко, Н. Е. Химия. Для школьников старших классов и поступающих в вузы: учебное пособие / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин, В. А. Попков. – Электрон. текстовые данные. – Москва : Московский государственный университет имени М.В. Ломоносова, «Печатные традиции», 2015. – 472 с. – ISBN 978-5-211-05357-1 (Изд-во МГУ), ISBN 978-5-91561-003-2 («Печатные традиции»).

6. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н. Н. Павлов. – Санкт-Петербург : Лань, 2011. – 496 с. – ISBN 5-7107-4288-0.

7. Хомченко, Г. П. Пособие по химии для поступающих в вузы / Г. П. Хомченко. – Москва : ООО «Издательство Новая волна», 2020. – 480 с.: ил. – ISBN 5-7864-0142-1.

Учебное издание

Ирина Геннадьевна Карпенко

Сима Гершивна Левина

**ОСНОВЫ ОБЩЕЙ ХИМИИ: ПОНЯТИЯ, ЗАКОНЫ,
РАСЧЕТЫ**

Учебное пособие

Работа рекомендована РИС ЮУрГГПУ

Протокол 23 от 2021 г.

ISBN 978-5-907409-79-8

Редактор О.В. Куныгина

Технический редактор О.М. Нежиренко

Издательство **ЮУрГГПУ**

454080 г. Челябинск, пр. Ленина, 69

Объем 5,3 уч.-изд. л.

Тираж 100 экз.

Формат 70x1000 1/16

Подписано в печать 03.06.2021

Бумага офсетная

Заказ № _____

Отпечатано с готового оригинал-макета

в типографии ЮУрГГПУ

454080 г. Челябинск, пр. Ленина, 69