

Г. Л. АБКИН

**МЕТОДИКА
РЕШЕНИЯ
ЗАДАЧ
ПО ХИМИИ**

ПОСОБИЕ ДЛЯ УЧИТЕЛЕЙ

ИЗДАТЕЛЬСТВО «ПРОСВЕЩЕНИЕ» МОСКВА 1971

ОТ АВТОРА

Предлагаемое учителям пособие «Методика решения задач по химии» написано в соответствии с требованиями химии и математики и отвечает новой программе средней школы. Такой подход (связь двух наук — математики и химии) основан на понимании содержания химической сущности с последующим применением методов вычисления, вытекающих из основных положений элементарной математики. При этом приведены основные правила действия с размерными величинами, показано использование логарифмов при решении химических задач и т. д.

Задачи по химии разнообразны, но в них, несомненно, преобладают вычислительные. Однако они не обособлены от основного курса химии, а тесно связаны с изучением теоретического и фактического материала. Нельзя решить ни одной задачи по химии без глубокого понимания основ химии.

В книге есть методика решения комбинированных и сложных задач. Назначение их — углубление и закрепление теоретических знаний, получаемых на занятиях.

Абкин Г. Л.

А 15 Методика решения задач по химии. Пособие для учителей. М., «Просвещение», 1971.

200 с.

В книге в основном охвачен весь программный материал по химии для средней школы в систематическом изложении. Кроме того, рассмотрено решение задач факультативного курса; наряду с вычислительными задачами показано, как выполнять и оформлять упражнения качественного характера.

Пособие будет способствовать повышению уровня подготовки учителей химии, что, несомненно, положительно скажется на улучшении качества знаний учащихся средней школы.

ГЛАВА I.

ОБЩИЕ ВОПРОСЫ МЕТОДИКИ РЕШЕНИЯ ВЫЧИСЛИТЕЛЬНЫХ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

ЗНАЧЕНИЕ МАТЕМАТИКИ ПРИ РЕШЕНИИ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

В. Н. Верховский писал: «Полезно, прежде чем приступить к решению задач в классе, договориться с преподавателем математики относительно наиболее привычных для учащихся способов и приемов решения подобного рода задач»¹. Мысль правильная, но недостаточно четко выраженная. У преподавателя математики нет особых методов и приемов решения задач. Математика едина для всех наук, и учитель химии должен знать методы и приемы математики так же хорошо, как и преподаватель математики. К сожалению, некоторые методисты-химики считают, что методы и приемы математики не обязательны для учителя химии.

Учащиеся к началу изучения химии успевают забыть то, чему их учили на занятиях по арифметике. Если это так, то надо освежить в памяти разделы математики, которые необходимы для решения химических задач.

Для химических вычислений особо важны два вопроса: о пропорциональной зависимости между величинами и о процентах. Если мы имеем две величины a и b , которые находятся в пропорциональной зависимости между собой, то в математической форме эта зависимость выражается так:

$$a = cb,$$

где c — коэффициент пропорциональности, являющийся постоянной величиной. Это можно выразить в другой форме:

$$\frac{a}{b} = c = \text{const}$$

Постоянная может быть вычислена путем деления предыдущего члена отношения на последующий. Получаемое частное, иначе называемое знаменателем отношения, и есть постоянная для данных двух величин. Покажем это на конкретном примере.

¹ В. Н. Верховский. Методика преподавания химии. М., Учпедгиз, 1953.

Закон постоянства состава означает, что массы элементов в химическом соединении прямо пропорциональны друг другу. Предположим, что речь идет об окисле железа. Согласно этому закону отношение массы железа к массе кислорода в этом соединении является постоянной величиной. Значение ее мы можем установить экспериментальным путем. Для этого достаточно взять некоторое количество железа и определить, сколько кислорода расходуется на соединение с ним. Предположим, что взяты 2,1 г железа и израсходованы на соединение с ним 0,9 г кислорода. Тогда отношение массы железа к массе кислорода получит следующее выражение:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{O}}} = \frac{2,1}{0,9} = 2,333$$

Эта величина будет константой для выражения зависимости между массой железа и массой кислорода. Используя ее, мы будем массу железа вычислять по массе кислорода по следующему уравнению:

$$m_{\text{Fe}} = m_{\text{O}} \cdot 2,333,$$

а массу кислорода по массе железа по уравнению:

$$m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{2,333}$$

Пусть, например, требуется вычислить, сколько железа соединится с 5,000 г кислорода или сколько кислорода потребуется для соединения с 12,000 г железа. В первом случае

$$m_{\text{Fe}} = 2,333 \cdot 5,000 \text{ г} = 11,665 \text{ г},$$

во втором случае

$$m_{\text{O}} = \frac{12,000 \text{ г}}{2,333} = 5,143 \text{ г}$$

Является ли необходимым во всех подобных расчетах предварительно вычислять коэффициент пропорциональности (константу)? Нет. Это целесообразно делать, если приходится иметь дело с серией расчетов, как, например, при количественном анализе, который производится в заводских или научных химических лабораториях. Выводимые константы называются стехиометрическими множителями и обычно обозначаются буквой f . Стехиометрические множители для расчета результатов типичных анализов помеща-

ются в специальных таблицах ¹. Например, определяют Ba по $\text{BaSO}_4 \cdot f = 0,5885$; CaCO_3 по $\text{CaO} \cdot f = 1,7847$; CrO_3 по $\text{PbCrO}_4 \cdot f = 0,3094$.

Если же приходится производить единичные расчеты, каковыми является большинство школьных расчетов, то в вычислении константы нет надобности; само отношение может быть использовано в качестве таковой. Приведенные примерные расчеты могут быть произведены следующим образом:

$$m_{\text{Fe}} = 5,000 \text{ г} \frac{2,1}{0,9} = 11,665; \quad m_{\text{O}} = \frac{12,000 \text{ г} \cdot 0,9}{2,1} = 5,143 \text{ г}$$

Возможен также и другой метод вычисления. Так как отношение является постоянной величиной, то к нему можно приравнять любое отношение искомой величины к известной. Тогда получают пропорцию и вычисления ведут по свойству геометрических пропорций — равенству произведений средних и крайних членов. При использовании этого метода примерные вычисления, приведенные выше, получают такое оформление:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{5,000 \text{ г}} = \frac{2,1}{0,9}; \quad m_{\text{Fe}} = \frac{5,000 \text{ г} \cdot 2,1}{0,9} = 11,665 \cdot \text{г}$$

$$\frac{m_{\text{O}}}{12,000 \text{ г}} = \frac{0,9}{2,1}; \quad m_{\text{O}} = \frac{12,000 \text{ г} \cdot 0,9}{2,1} = 5,193 \text{ г}$$

Иногда вычисления при пропорциональной зависимости между величинами производят по методу так называемого тройного правила. Сущность его заключается в следующем: значения соответствующих величин записываются в две строчки — одна под другой. Затем путем рассуждения устанавливают характер зависимости между величинами. После этого составляется пропорция, по которой производится вычисление искомой величины. Для иллюстрации рассмотрим примеры.

Пример 1. На нейтрализацию 200 г кислоты потребовалось 100 г щелочи. Сколько потребуется щелочи на нейтрализацию 500 г кислоты?

Записываем:

$$200 \text{ г} — 100 \text{ г}$$

$$500 \text{ г} — x$$

¹ См.: Ю. Ю. Лурье. Расчетные и справочные таблицы для химиков. М., ГИЗ, 1947, стр. 39, 42, 45.

и рассуждаем: чем больше кислоты, тем больше требуется щелочи для нейтрализации ее и делаем заключение — количества кислоты и щелочи прямо пропорциональны друг другу.

Составляем и решаем пропорцию

$$x : 100 = 500 : 200, 200x = 100 \cdot 500$$

$$x = \frac{100 \cdot 500}{200} = 250$$

Соблазнительность этого метода заключается в том, что в первоначальной записи в скрытом виде содержится пропорция. Благодаря этому вычисления можно производить механически-перекрестным умножением чисел и последующим делением. Этим объясняется, почему среди некоторых учителей химии и даже методистов встречаются сторонники этого метода. Но обратимся к другому примеру.

Пример 2. На нейтрализацию кислоты потребовались 100 г 15-процентного раствора щелочи. Сколько потребуется для этой же цели 30-процентного раствора щелочи? Записываем:

$$15 — 100$$

$$30 — x$$

Вычисляем трафаретно-перекрестным умножением и делением. Получаем:

$$15x = 3000, x = \frac{3000}{15} = 200$$

Такой несуразный результат получился вследствие пропуска стадии рассуждения, которая должна была установить характер зависимости между величинами. Если бы этого не было, решение получило бы другое оформление.

Рассуждаем: чем больше концентрация раствора щелочи, тем меньше требуется его для нейтрализации кислоты. Следовательно, количество кислоты и концентрация ее обратно пропорциональны друг другу. Поэтому составляем и решаем пропорцию

$$x : 100 = 15 : 30, 30x = 1500, x = \frac{1500}{30} = 50$$

Тройное правило применимо главным образом для житейских расчетов, когда характер зависимости между величинами заранее неизвестен и приходится его устанавливать каждый раз отдельно путем логики. В тех же случаях, когда характер зависимости между величинами установлен много-

летними научными исследованиями, тройное правило для вычислений является лишним, перегружающим вычисления, а иногда запутывающим их.

Итак, при прямо пропорциональной зависимости между величинами искомая величина может быть вычислена тремя путями:

1) умножением известной величины на коэффициент пропорциональности (стехиометрический множитель);

2) умножением известной величины на постоянное отношение, выражающее зависимость между обеими величинами; при этом предыдущим членом отношения должна быть искомая величина;

3) составлением пропорции и нахождением по ней искомой величины.

Большое значение в химических вычислениях имеет понятие о проценте. В процентах выражают состав вещества, результаты количественного анализа, концентрацию раствора и т. д.

Что же такое процент? Математика учит, что процент — это сотая часть числа. Вместо того чтобы написать 6%, мы можем написать $6/100$, или 0,06. Всякая десятичная дробь легко превращается в проценты, например: 0,875—87,5%; 0,432—43,2%.

С вычислениями, относящимися к процентам, тесно связано нахождение целого по части и части по целому. Арифметика выводит простое правило для этих расчетов, а именно: *часть равняется произведению целого на дробь, показывающую, какова эта часть, а целое равняется части, деленной на дробь, выражающую часть.*

Поскольку проценты — это десятичные дроби, вычисление количества компонента в смеси или элемента в химическом соединении по их процентному содержанию может быть произведено методом нахождения части по целому.

Пример 1. В цианамиде кальция содержатся 35% азота. Сколько азота содержится в 1000 кг цианамида?

Решение. 35% = 0,35. Значит, решение сводится к нахождению 0,35 от 1000 кг. В соответствии с нахождением части по целому вычисляем:

$$m_N = 1000 \text{ кг} \cdot 0,35 = 350 \text{ кг}$$

Пример 2. Руда содержит 1,5% меди. Не считая потерь в производстве, вычислить, из какого количества руды можно получить 500 кг меди.

Решение. $1,5\% = 0,015$. Следовательно, вычисление сводится к нахождению целого по части:

$$m_{\text{руды}} = \frac{500 \text{ кг}}{0,015} = 33\,333 \text{ кг} = 33,333 \text{ т}$$

Однако на практике многие учителя этот вид расчета производят методом тройного правила.

Вычисления по первому примеру:

$$1000 \text{ кг} — 100\%$$

$$x — 35\% \quad x : 1000 \text{ кг} = 35 : 100$$

$$100x = 35\,000 \text{ кг}; \quad x = \frac{35000 \text{ кг}}{100} = 350 \text{ кг}$$

Вычисления по второму примеру:

$$500 \text{ кг} — 1,5\%$$

$$x — 100\% \quad x : 100 \text{ кг} = 100 : 1,5$$

$$1,5x = 50\,000 \text{ кг}; \quad x = \frac{50000 \text{ кг}}{1,5} = 33\,333 \text{ кг}$$

Такие методы осложняют расчеты и являются следствием установившегося трафарета.

Среди некоторых методистов ведется горячий спор о том, как следует вычислять по химической формуле процентное содержание элемента в веществе. Термин «процентное содержание» рассматривается как какой-то фетиш, и поэтому ищут особый метод расчета. Между тем вопрос весьма простой. Процентное содержание элемента в веществе означает не что иное, как отношение массы элемента к массе вещества, выраженное в процентах. Отношение массы элемента к массе вещества непосредственно выводится из химической формулы. Пересчет этого отношения на проценты является вторичным действием. Поскольку отношение части к целому есть правильная дробь, а целое принимается равным 100%, то вычисление сводится к нахождению части от целого.

Пример. Вычислить процентное содержание железа в полтораоксида железа Fe_2O_3 .

Из формулы Fe_2O_3 непосредственно вытекает, что

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = \frac{112}{160}$$

Умножая 100% на это отношение, получаем:

$$\text{процент Fe} = 100\% \cdot \frac{112}{160} = 70\%$$

Сторонники тройного правила предлагают вести расчет следующим образом:

$$160 - 100\%$$

$$112 - x \quad x = \frac{112 \cdot 100}{160} = 70(\%)$$

В настоящем пособии используются следующие буквенные обозначения величин (табл. 1).

Таблица 1

Буквенные обозначения величин

Названия	Буквенные обозначения
Масса	m
Объем	V
Температура по Цельсию	t
Температура по Кельвину	T
Атомная масса	A
Количество атомов	η (эта)
Валентность элемента	n
Молекулярная масса	M
Грамм-атом	г-атом
Грамм-молекула	μ (мю)
Количество грамм-атомов	ν (ню)
Количество грамм-молекул	ν (ню)
Грамм-эквивалент	$\mathcal{E}$
Миллиграмм-эквивалент	e
Плотность	d
Давление	p
Относительная плотность газа	D
Количество теплоты	Q
Теплота образования	q
Удельная теплоемкость	C
Концентрация раствора	c
Процентная концентрация раствора	$c\%$
Молярная концентрация раствора	c_M
Нормальная концентрация раствора	c_N

РАЗМЕРНОСТЬ ВЕЛИЧИН И ИХ ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗНАЧЕНИЕ

Различают основные и производные единицы измерения величин. Основные единицы зависят от выбранной системы единиц. Так, при системе CGS основными единицами измерения являются: длины — сантиметр, массы — грамм, времени — секунда, температуры — градус Цельсия.

С 1 января 1963 г. введена Международная система единиц, сокращенно обозначаемая СИ. В ней единицей длины служит метр, массы — килограмм, времени — секунда, температуры — градус Кельвина.

Отношения, выражающие производные единицы, означают размерность величин. В соответствии с этим размерность скорости — см/сек ; размерность плотности — г/см^3 . Размерность основных величин выражается наименованием основных единиц. Кроме размерных величин, существуют безразмерные величины. Это такие величины, единицы измерения которых выражаются отношением одноименных основных единиц. Примерами таких величин могут служить процентная концентрация раствора, которая выражается отношением массы растворенного вещества к массе раствора, и относительная плотность газа, которая выражается отношением масс одинаковых объемов газов.

При производстве вычислений следует рядом с числовым значением величин расставлять размерность их. В дальнейшем основные единицы, выражающие размерность величин, сокращаются. Оставшиеся единицы выражают размерность результата вычислений. Совпадение размерности результата действий с размерностью искомой величины является подтверждением правильности произведенных вычислений.

Рассмотрим некоторые примеры производства вычислений с расстановкой размерности величин.

Пример 1. Вычислить, сколько молей содержится в 1 кг серной кислоты.

Решение. Размерность моля — г/моль . Следовательно, моль серной кислоты 98 г/моль . В 1 кг — 1000 г. Для нахождения количества молей надо 1000 г разделить на моль серной кислоты. Производя действие, получаем:

$$v \text{ (число молей)} = \frac{1000 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = \frac{1000 \text{ г} \cdot \text{моль}}{98 \text{ г}} = 10,2 \text{ моля}$$

Пример 2. Масса газа 0,857 г. Объем его при нормальных условиях 300 мл. Вычислить величину моля (грамм-молекулярную массу) газа.

Решение. Размерность молярного объема газа — мл/моль^1 . Вычисляем, сколько молей газа содержится в 300 мл его. Для этого делим 300 мл на молярный объем, который при нормальных условиях равен 22 400 мл/моль :

$$v = \frac{300 \text{ мл}}{22400 \text{ мл/моль}} = 0,0134 \text{ моля}$$

Определяем величину моля. Для этого делим массу газа на число молей:

$$\mu = \frac{0,857 \text{ г}}{0,0134 \text{ моля}} = 64 \text{ г/моль}$$

Во избежание лишних вычислений объединяем оба действия:

$$\mu = \frac{0,857 \text{ г} \cdot 22400 \text{ мл/моль}}{300 \text{ мл}} = 64 \text{ г/моль}$$

Пример 3. Сколько молей азотной кислоты содержится в 350 мл 28-процентного раствора ее, плотность которого 1,171 г/мл ?

Решение. Вычисляем массу раствора:

$$1,171 \text{ г/мл} \cdot 350 \text{ мл} = 410,0 \text{ г}$$

Определяем массу азотной кислоты, содержащейся в растворе:

$$410,0 \text{ г} \cdot 0,28 = 114,8 \text{ г}$$

Находим число молей азотной кислоты: $\mu_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ г/моль}$.

$$v = \frac{114,8 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 1,82 \text{ моля}$$

Объединяя все действия, получаем:

$$v = \frac{1,171 \text{ г/мл} \cdot 350 \cdot 0,28}{63 \text{ г/моль}} = 1,82 \text{ моля}$$

Приведенные примеры показывают, что производство вычислений с расстановкой размерности не вносит каких-либо особых усложнений. Учащиеся легко усвоят размерность величин, с которыми приходится иметь дело в курсе химии средней школы, и быстро научатся ими пользоваться. Вычисления станут более стройными, обоснованными и будут приведены в соответствие с методами вычислений, принятыми в других учебных дисциплинах, что, несомненно, повлечет за собой повышение общеобразовательного уровня учащихся.

¹ Точнее, $\text{см}^3/\text{моль}$. Но ввиду незначительности разницы между кубическим сантиметром и миллилитром и вследствие того, что объем газа дан в миллилитрах, можно принять указанную размерность.

СТЕПЕНЬ ТОЧНОСТИ ИЗМЕРЕНИЯ ВЕЛИЧИН

На практике в зависимости от цели измерения пользуются приборами различной степени точности. Как бы тщательно ни производилось измерение, результат его всегда будет отличаться от истинного значения величины; иногда он будет больше, иногда меньше. Например, для грубого определения массы пользуются весами с точностью до 1 г. Поэтому при взвешивании на таких весах получают массу, которая отличается от истинной на величину, лежащую в пределах ± 1 . Для более точных определений применяют теххимические весы с точностью до $\pm 0,01$ г, а для аналитических определений — весы с точностью до $\pm 0,0001$ г. При измерении объемов пользуются мензурками с точностью до ± 1 мл, бюретками с точностью до $\pm 0,01$ мл и т. д. Когда хотят отметить точность произведенного измерения, в числе, выражающем значение величины, сохраняют столько десятичных знаков, чтобы последний знак показал точность, с которой произведены измерения. Так, при взвешивании на теххимических весах пишут два десятичных знака, а при взвешивании на аналитических — четыре десятичных знака. Если при практическом измерении получается меньше десятичных знаков, недостающие дополняют нулями. Например, аналитические весы показали 1,04 г, а записывают 1,0400 г.

Разность между истинным значением величины и значением ее, полученным в результате измерения, называется абсолютной погрешностью приближенного значения величины. Абсолютная погрешность зависит от точности измерительного прибора, но не выражает степени точности измерения. Предположим на весах с точностью до ± 1 г, что в одном случае взвешено тело В в несколько килограммов, а в другом — в несколько граммов. Очевидно, в первом случае точность измерения достаточно высока; а во втором случае — чрезмерно низка. Поэтому для суждения о точности измерения пользуются не абсолютной погрешностью, а относительной. Последнюю вычисляют путем деления абсолютной погрешности на полученное значение величины. Результат выражают в процентах.

Пусть, например, при взвешивании двух тел на весах с точностью до $\pm 0,01$ г нами получено в одном случае 2,12 г, а в другом случае 24,14 г.

Абсолютная погрешность в обоих случаях одна и та же: $\pm 0,01$ г, но относительная погрешность в первом случае

$$100\% \cdot \frac{0,01}{2,12} = 0,47\%,$$

во втором случае $100\% \cdot \frac{0,01}{24,14} = 0,041\%$

Во втором случае относительная погрешность почти в 10 раз меньше, чем в первом.

Точность вычислений зависит от точности, с которой измерены величины. Поэтому бесцельно при вычислениях добиваться большей точности, чем точность измерений. Пусть, например, в результате взвешивания на теххимических весах было получено 4,57 г и нам нужно разделить это число на 2. В результате деления мы получим 2,285 г. Целесообразно ли сохранить в полученном частном третий знак? Очевидно, нет. Ведь измерение было произведено с точностью до 0,01 г. Значит, третий знак недостоверен. Поэтому результат деления должен быть округлен до сотых долей: 2,28 или 2,29.

Когда производятся действия с числовыми значениями величин, измеренными с различной степенью точности, следует руководствоваться правилом, что точность результата действий не может быть большей, чем точность наименее точного числового выражения. Пусть, например, требуется вычислить объем 85,4 г раствора, плотность которого 1,098 г/мл. Производя действие, получаем:

$$V = \frac{85,4 \text{ г}}{1,098 \text{ г/мл}} = 77,76 \text{ мл}$$

Однако, ввиду того что масса раствора измерена с точностью до одного десятичного знака, в то время как плотность взята с точностью до трех десятичных знаков, результат должен быть округлен до одного десятичного знака. Округление чисел производится путем уменьшения числа значащих цифр. Таковыми называются все цифры числа, включая и нули, за исключением нулей, стоящих впереди первой значащей цифры. Например, в числе 1,240 значащих цифр 4, а в числе 0,0045 значащих цифр 2. Отбрасывание цифр начинается с крайней правой цифры. Если отбрасывают цифры, стоящие в дробной части числа, их ничем не заменяют, если же они стоят в целой части числа, они должны быть заменены нулями. Если последняя отбрасыва-

емая цифра больше 5, то стоящая перед ней цифра должна быть увеличена на единицу. В соответствии с этим результат приведенного примерного вычисления должен быть округлен следующим образом: $V = 77,8$ мл.

Остающиеся в числе после округления значащие цифры называются верными.

ТЕХНИКА ВЫЧИСЛЕНИЙ

Обычные арифметические способы умножения и деления громоздки, требуют много времени для производства действий и для проверки вычислений. Иногда в целях упрощения техники вычислений авторы задачников и учителя стремятся подбирать числа таким образом, чтобы они легко сокращались и тем самым приводили вычисления к примитивным расчетам. Если это до некоторой степени оправдано для VII—VIII классов, то с этим нельзя согласиться, когда речь идет о IX—X классах.

Для быстрого производства вычислений математиками разработаны эффективные методы, которые с успехом могут быть использованы в старших классах. Сюда относятся вычисления с помощью логарифмической линейки и таблицы логарифмов¹.

Теория логарифмов изучается в курсе математики. Поэтому мы здесь не будем касаться этих вопросов. Остановимся лишь на методике использования для вычисления таблиц логарифмов. В логарифме различают дробную часть и целую. Дробная называется мантиссой, а целая — характеристикой. Мантиссы находят по таблицам, а характеристика равняется количеству целых знаков в числе, уменьшенному на единицу.

Характеристика логарифма правильных десятичных дробей отрицательная и содержит столько единиц, сколько нулей стоит перед целой частью числа, включая и нуль, стоящий перед запятой. Знак «минус» ставится сверху над характеристикой. В соответствии с этим

$$\lg 0,0125 = \bar{2},0969$$

$$\lg 0,0075 = \bar{3},8751$$

Пример 1. Найти логарифм числа 34,85.

¹ В. М. Брадис. Четырехзначные математические таблицы. Изд. 41-е. М., «Просвещение», 1970.

Находим мантиссу логарифма этого числа. В таблице мантисс 1-й столбец (числа) содержит двузначные числа, составленные из первых двух цифр числа. Находим в этом столбце число 34. Далее в таблице идут 10 столбцов (от 0 до 9). По горизонтальной линии в 8-м столбце (соответствующем 3-му знаку числа) находим мантиссу 5416. Это мантисса, в которой последний знак не точен. Чтобы ее уточнить, надо обратиться к графе «Пропорциональные части». В столбце, соответствующем последней цифре числа, т. е. 5, находим число 6. Это число надо добавить к ранее найденной неточной мантиссе. Получаем: $5416 + 6 = 5422$. Это и есть искомая мантисса.

Следующей стадией нахождения логарифма является определение характеристики. Поскольку в числе до запятой две цифры, следует от 2 отнять 1. Значит, характеристика равна 1. Логарифм числа 34,85 будет 1,5422.

Пример 2. Найти число, логарифм которого 2,2045.

Находим это по мантиссе логарифма, т. е. по числу 2045 и таблице «Антилогарифмы». Методика аналогична методике нахождения мантиссы. В первой графе «Логарифмы» находим число, составленное первыми двумя цифрами мантиссы, затем по горизонтали в столбце, соответствующем 3-й цифре мантиссы, находим неполное число; наконец, в последней графе в столбце, соответствующем последней цифре мантиссы, находим дополнение к ранее найденному числу.

Согласно этому антилогарифм, соответствующий первым трем цифрам мантиссы, будет 1600, а дополнение к нему, найденное по последней цифре мантиссы, равно 2. Следовательно, полностью антилогарифм будет равняться 1602.

Теперь находим число, учитывая характеристику в логарифме. Число цифр в целой части числа должно быть на единицу больше характеристики. Поэтому искомое число 1602.

Использование логарифмов при умножении чисел. Правило: *логарифм произведения равен сумме логарифмов множителей.*

Пример 3. Найти произведение чисел $143 \cdot 22,4 \cdot 0,125$. Находим логарифмы множителей и складываем их:

$$\begin{array}{r} \lg 143 = 2,1553 \\ + \lg 22,4 = 1,3502 \\ \lg 0,125 = \bar{1},0969 \\ \hline \lg \text{ произведения} = 2,6024 \end{array}$$

По логарифму произведения находим антилогарифм его, а по нему само произведение. Антилогарифм произведения равен 4003. Произведение равно 400,3.

Использование логарифмов при делении. Правило: логарифм частного равен разности логарифмов делимого и делителя.

Пример 4. Разделить число 6788 на 25,4. Находим:

$$\begin{array}{r} \lg 6788 = 3,8317 \\ - \lg 25,4 = 1,4048 \\ \hline \lg \text{частного} = 2,4269 \end{array}$$

Антилогарифм частного равен 2673. Частное равно 267,3.

При делении можно вместо разности логарифмов взять сумму логарифмов делимого и дополнения к единице логарифма делителя. Это дополнение получают вычитанием всех цифр мантиссы, кроме последней, из 9, а последнюю из 10. Характеристика берется с обратным знаком, и из нее дополнительно вычитают единицу. В соответствии с этим дополнение к единице логарифма 25,4 будет $\bar{2},5952$. Складывая логарифм делимого с дополнением к логарифму делителя, получаем:

$$3,8317 + \bar{2},5952 = 2,4269$$

Этот метод деления имеет большое значение при производстве действий со сложным выражением, в котором имеется по несколько множителей в числителе и знаменателе.

Пример 5. При вычислении массы двуокиси углерода по данным задачи получено следующее выражение:

$$m_{CO_2} = \frac{5 \cdot 17 \cdot 44}{0,082 \cdot 273}$$

Произвести вычисление методом логарифмирования.

Здесь имеется 3 множителя в числителе и 2 множителя в знаменателе. Можно вычисления производить таким образом: сложить логарифмы всех множителей числителя, затем сложить логарифмы всех множителей знаменателя и из первой суммы вычесть вторую, получив таким образом логарифм результата.

Но можно поступить и иначе: сложить сразу сумму логарифмов множителей числителя с дополнениями к логарифмам множителей знаменателя.

Первый метод расчета:

$$\begin{array}{r} \lg 5 = 0,6990 \\ + \lg 17 = 1,2304 \\ \lg 44 = 1,6435 \\ \hline 3,5729 \end{array}$$

$$\begin{array}{r} \lg 0,082 = \bar{2},9138 \\ + \lg 273 = 2,4362 \\ \hline 1,3500 \end{array}$$

$$\lg \text{результата} = 3,5729 - 1,3500 = 2,2229$$

Второй метод расчета:
дополнение к $\lg 0,082 = 1,0862$; дополнение к $\lg 273 = \bar{3},5638$.

Складываем логарифмы множителей числителя с дополнениями к логарифмам знаменателя:

$$\begin{array}{r} 0,6990 \\ 1,2304 \\ + 1,6435 \\ 1,0862 \\ \hline \bar{3},5638 \end{array}$$

$$\lg \text{результата} = 2,2229$$

Логарифм результата один и тот же. По таблице антилогарифмов находим: антилогарифм результата равен 1670; результат равен 167.

ГЛАВА II

СТЕХИОМЕТРИЯ

Стехиометрия изучает количественные отношения элементов в химическом соединении и веществ при реакциях. В основе стехиометрических вычислений лежат понятия об атоме и молекуле и стехиометрические законы: закон сохранения массы, закон постоянства состава и закон постоянства количественных отношений при химических реакциях.

ГРАММ-АТОМ И ГРАММ-МОЛЕКУЛА

Атом — мельчайшая частица элемента, обладающая определенной совокупностью свойств. Атомы одного и того же элемента могут отличаться друг от друга по своей массе. Такие разновидности атомов называются изотопами. Практически элемент состоит из смеси изотопов. Атомная масса элемента представляет собой среднюю массу изотопов, образующих элемент. Массы же отдельных изотопов называются массовыми числами. Атомные массы и массовые числа выражаются в углеродных единицах. Углеродной единицей служит масса $\frac{1}{12}$ изотопа углерода с массовым числом 12.

Количество элемента, выраженное в граммах и численно равное атомной массе, называется грамм-атомом (размерность — *г/г-атом*). Грамм-атомы всех элементов содержат одинаковое количество атомов, а именно $6,02 \cdot 10^{23}$. Это число называется числом Авогадро.

Важнейшими видами вычислений, относящихся к грамм-атому, являются следующие:

Пересчет количества элемента на число грамм-атомов и обратно. В первом случае масса элемента делится на величину грамм-атома элемента; во втором — величина грамм-атома умножается на число грамм-атомов; в обоих случаях расстановливается размерность.

Пример 1. Вычислить, сколько грамм-атомов содержится в 7,1 г хлора.

Решение. 1 г-атом равен 35,5 г/г-атом.

$$\nu = \frac{7,1 \text{ г}}{35,5 \text{ г/г-атома}} = 0,2 \text{ г-атома}$$

Пример 2. Вычислить, чему равна масса 0,05 г-атома цинка.

Решение. 1 г-атом цинка равен 65,38 г/г-атом.

$$m = 65,38 \text{ г/г-атом} \cdot 0,05 \text{ г-атома} = 3,269 \text{ г}$$

Пересчет массы элемента на число атомов. Этот пересчет производится в два действия: а) вычисление количества грамм-атомов в данной массе элемента; б) умножение числа Авогадро на найденное количество грамм-атомов.

Пример. Вычислить, сколько атомов содержится в 2 мг кислорода.

Решение.

$$\nu = \frac{0,002 \text{ г}}{16 \text{ г/г-атом}} = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ г-атомов}$$

$$\begin{aligned} \eta &= 6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов/г-атом} \cdot 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ г-атомов} = \\ &= 7,525 \cdot 10^{19} \text{ атомов} \quad (75\,250\,000\,000\,000\,000\,000\,000 \text{ атомов,} \\ &\text{т. е. 75 миллионов 250 тысяч миллиардов}) \end{aligned}$$

Количество вещества, выраженное в граммах и численно равное молекулярной массе, называется грамм-молекулой. Грамм-молекулы всех веществ содержат одинаковое количество молекул, равное числу атомов в грамм-атоме.

Пересчет массы вещества на число грамм-молекул (молей) и, наоборот, числа молей на массу вещества производится таким же методом, как пересчет массы элемента на число грамм-атомов и числа грамм-атомов на массу элемента.

Масса как атома, так и молекулы может быть выражена в граммах. Для этого следует грамм-атомную или грамм-молекулярную массу разделить на число Авогадро.

Пример 1. Выразить в граммах массу атома натрия.

Решение. 1 г-атом Na — 23 г/г-атом.

$$m = \frac{23 \text{ г/г-атом}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ атомов/г-атом}} = 3,82 \cdot 10^{-23} \text{ г/атоме}$$

Пример 2. Выразить в граммах массу молекулы SO₂.

Решение. μ SO₂ = 64,06 г/моль

$$m = \frac{64,06 \text{ г/моль}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}} = 1,06 \cdot 10^{-22} \text{ г/молекулу}$$

Пример 3. Сколько молей гидроокиси калия содержится в 16,8 г его. 1 моль KOH = 56 г/моль.

Решение.

$$\nu = \frac{16,8 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,3 \text{ моль}$$

Пример 4. Какова масса 0,4 моль сульфата цинка? 1 моль сульфата цинка равен 161 г/моль.

Решение.

$$m = 161 \text{ г/моль} \cdot 0,4 \text{ моль} = 64,4 \text{ г}$$

ХИМИЧЕСКИЙ СОСТАВ ВЕЩЕСТВА

Различают качественный, количественный и атомный состав вещества. Качественный состав указывает на элементы, образующие вещество. Количественный состав выражается отношением масс элементов, образующих вещество. Атомный состав выражается отношением количеств атомов элементов, образующих вещество.

Химический состав вещества определяется разными методами. 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. Например, если при действии на вещество раствором азотно-кислого серебра выпадает белый, нерастворимый в кислотах осадок, то это означает, что в состав вещества входит хлор. Если при действии иодистым калием на раствор вещества первоначально образуется ярко-красный осадок, который растворяется в избытке реактива, то это означает, что в состав вещества входит ртуть. На практике определение качественного состава вещества связано со сложными операциями.

Количественный состав вещества определяется методами синтеза и анализа. В простейших случаях это сводится или к соединению простых веществ в сложные, или к разложению сложных веществ на простые.

Пример 1. При сжигании магния из 3 г его получено 5 г окиси магния. Вычислить количественный состав окиси магния.

Решение. Определить количественный состав окиси магния — значит установить отношение масс магния и кислорода в окиси магния. Нам известна масса магния, а массу

кислорода мы узнаем, вычитая из массы окиси магния массу магния:

$$m_O = 5 \text{ г} - 3 \text{ г} = 2 \text{ г}$$

Следовательно, количественный состав окиси магния выражается отношением:

$$m_{Mg} : m_O = 3 \text{ г} : 2 \text{ г} = 3 : 2$$

Пример 2. При сжигании 9,7 г сульфида цинка получено 6,4 г двуокиси серы, состав которой выражается отношением: $m_S : m_O = 1 : 1$. Вычислить количественный состав сульфида цинка.

Решение. Вычисляем массу серы, содержащейся в полученной двуокиси серы. Из приведенного состава двуокиси серы следует, что масса серы и масса кислорода в ней одинаковы. Поэтому

$$m_S = 6,4 \text{ г} : 2 = 3,2 \text{ г}$$

Вычисляем массу цинка по разности массы сульфида цинка и массы серы:

$$m_{Zn} = 9,7 \text{ г} - 3,2 \text{ г} = 6,5 \text{ г}$$

Следовательно, количественный состав сульфида цинка выражается отношением:

$$m_{Zn} : m_S = 6,5 \text{ г} : 3,2 \text{ г} = 6,5 : 3,2$$

Пример 3. При разложении карбоната кальция из 2 г его получено 1,12 г окиси кальция и 0,88 г двуокиси углерода. Известно, что количественный состав окиси кальция выражается отношением: $m_{Ca} : m_O = 5 : 2$, а двуокиси углерода — отношением: $m_C : m_O = 3 : 8$. Вычислить количественный состав карбоната кальция.

Решение. Из условия задачи видно, что карбонат кальция состоит из кальция, углерода и кислорода. Чтобы найти количественный состав карбоната кальция, надо вычислить, сколько кальция, углерода и кислорода содержалось во взятой навеске карбоната кальция. Для этого по количественному составу окиси кальция вычисляем, сколько кальция и кислорода содержалось в полученном количестве окиси кальция. Делим массу окиси кальция пропорционально числам отношения, выражающего ее состав.

Из элементарной арифметики известно, что для деления числа на пропорциональные части, находящиеся в определенном количественном отношении, надо число разделить

на сумму чисел отношения и умножить на каждое из них. Согласно этому

$$m_{Ca} = \frac{1,12 \text{ г} \cdot 5}{5 + 2} = \frac{1,12 \text{ г} \cdot 5}{7} = 0,80 \text{ г}$$

$$m_O = \frac{1,12 \text{ г} \cdot 2}{7} = 0,32 \text{ г}$$

Этим же методом по количественному составу двуокиси углерода вычисляем, сколько углерода и кислорода содержалось в полученном количестве ее:

$$m_C = \frac{0,88 \text{ г} \cdot 3}{3 + 8} = \frac{0,88 \text{ г} \cdot 3}{11} = 0,24 \text{ г}$$

$$m_O = \frac{0,88 \text{ г} \cdot 8}{11} = 0,64 \text{ г}$$

Вычисляем массу кислорода, содержащегося в массе карбоната кальция, взятого для определения. В результате разложения карбоната кальция часть кислорода, содержавшегося в нем, перешла в окись кальция, другая часть в двуокись углерода. Суммируя эти количества, получаем:

$$m_O = 0,32 \text{ г} + 0,64 \text{ г} = 0,96 \text{ г}$$

На основании произведенных вычислений находим количественный состав карбоната кальция, а именно:

$$m_{Ca} : m_C : m_O = 0,80 : 0,24 : 0,96 = 80 : 24 : 96 = 10 : 3 : 12$$

ПРОЦЕНТНОЕ СОДЕРЖАНИЕ ЭЛЕМЕНТА В ВЕЩЕСТВЕ И ПРОЦЕНТНЫЙ СОСТАВ

Процентное содержание элемента в веществе есть частный случай выражения состава вещества. Для вычисления следует установить отношение масс элемента и вещества и пересчитать его на проценты.

Пример. При разложении 4,900 г бертолетовой соли выделилось 1,420 г кислорода. Сколько процентов кислорода содержится в бертолетовой соли?

Решение. Согласно величинам, указанным в условии,

$$\frac{m_O}{m_{\text{соли}}} = \frac{1,420}{4,900}$$

Процентное содержание кислорода вычисляем методом нахождения части от целого. Так как целое составляет 100%, то

$$\text{процент O} = 100\% \cdot \frac{1,420}{4,900} = 28,98\% \approx 29\%$$

Приведенный пример иллюстрирует метод нахождения процентного содержания отдельного элемента в соединении. Если же требуется вычислить полностью процентный состав соединения, т. е. процентное содержание каждого из

элементов в нем, то сначала находят количественный состав соединения методом, рассмотренным выше, а затем делят 100% пропорционально числам отношения, выражающего количественный состав.

В соответствии с этим процентный состав карбоната кальция вычисляется по количественному составу его, установленному выше, следующим образом:

$$\text{процент Са} = \frac{100\% \cdot 10}{10 + 3 + 12} = \frac{100\% \cdot 10}{25} = 40\%$$

$$\text{процент С} = \frac{100\% \cdot 3}{25} = 12\%$$

$$\text{процент О} = \frac{100\% \cdot 12}{25} = 48\%$$

Атомный состав соединения может быть вычислен путем деления чисел отношения, выражающего количественный состав, на атомные массы элементов. Если в результате получаются дробные числа, их приводят к целым числам. В качестве примера вычислим атомный состав карбоната кальция по найденному выше количественному составу его.

Обозначим количество атомов кальция, углерода и кислорода через $\eta_{\text{Са}}$, $\eta_{\text{С}}$, $\eta_{\text{О}}$. Тогда атомный состав карбоната кальция можно будет выразить следующим отношением:

$$\eta_{\text{Са}} : \eta_{\text{С}} : \eta_{\text{О}} = \frac{10}{40} : \frac{3}{12} : \frac{12}{16}, \text{ или } \frac{1}{4} : \frac{1}{4} : \frac{3}{4}$$

Отбрасывая общий знаменатель у полученных дробей (от чего отношение не меняется), получаем:

$$\eta_{\text{Са}} : \eta_{\text{С}} : \eta_{\text{О}} = 1 : 1 : 3$$

Это означает, что в карбонате кальция на каждый атом кальция приходится 1 атом углерода и 3 атома кислорода.

ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА

Химический состав вещества принято выражать химической формулой. Она составляется из символов элементов, входящих в состав вещества, которые располагаются рядом и которым придаются числовые индексы, каковыми служат числа отношения, выражающего атомный состав.

В химической формуле символы обозначают качественный состав, индексы при символах — числа отношения, выражающего атомный состав, произведения атомных масс на индексы — числа отношения, выражающего количественный состав.

Для выведения химической формулы необходимо знать химический состав вещества. При знании качественного состава вывод формулы в основном сводится к установлению атомного состава, для чего необходимо знать количественный состав и атомные массы элементов. Приведем примеры.

Пример 1. Качественным анализом установлено, что вещество состоит из алюминия и кислорода, а количественный анализ показал, что $m_{Al} : m_O = 9 : 8$. Вывести формулу этого вещества.

Решение. По таблице находим, что $A_{Al} = 27$; $A_O = 16$. Делим числа отношения, выражающего количественный состав, на атомные массы элементов. Получаем:

$$\eta_{Al} : \eta_O = \frac{9}{27} : \frac{8}{16} = 0,33 : 0,5$$

Приводим это отношение к отношению наименьших целых чисел.

Существуют разные методы производства этого преобразования, но наиболее простым и общим является следующий: все числа отношения делятся на наименьшее из них. Если в результате получаются вновь дробные числа, то находят наименьший множитель, который эти числа превращает в целые.

Применяя этот метод к рассматриваемому примеру, находим: $\eta_{Al} : \eta_O = 1 : 1,5$. Умножением обоих чисел отношения на 2 преобразуем его в отношение целых чисел: $\eta_{Al} : \eta_O = 2 : 3$. Формула Al_2O_3 .

Пример 2. В состав вещества входят 30,7% калия, 25,2% серы, 44% кислорода. Вывести формулу этого соединения.

Решение. Согласно условию задачи

$$m_K : m_S : m_O = 30,7 : 25,2 : 44$$
$$A_K = 39,1; A_S = 32,06; A_O = 16$$

Отсюда

$$\eta_K : \eta_S : \eta_O = \frac{30,7}{39,1} : \frac{25,2}{32,06} : \frac{44}{16} = 0,785 : 0,786 : 2,750$$

При делении всех чисел отношения на 0,785

$$\eta_K : \eta_S : \eta_O = 1 : 1 : 3,5$$

При последующем умножении на 2 получаем:

$$\eta_K : \eta_S : \eta_O = 2 : 2 : 7. \text{ Формула } K_2S_2O_7$$

Формулы минералов и других сложных веществ выражаются в виде сочетания формул этих веществ с коэффициентами перед каждой из них. Методика выведения этих формул аналогична общей методике.

Пример 1. В состав минерала каинита входят 26,9% KCl, 34,2% MgCl₂ и 38,9% H₂O. Вывести формулу этого минерала.

Решение. $M_{\text{KCl}} = 74,5$; $M_{\text{MgCl}_2} = 95$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18$. Из условия задачи следует:

$$m_{\text{KCl}} : m_{\text{MgCl}_2} : m_{\text{H}_2\text{O}} = 26,9 : 34,2 : 38,9$$

Отсюда

$$\eta_{\text{KCl}} : \eta_{\text{MgCl}_2} : \eta_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{26,9}{74,5} : \frac{34,2}{95} : \frac{38,9}{18} = 0,36 : 0,36 : 2,16$$

Делим числа этого отношения на наименьшее. Получаем:

$$\eta_{\text{KCl}} : \eta_{\text{MgCl}_2} : \eta_{\text{H}_2\text{O}} = 1 : 1 : 6. \text{ Формула } \text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

Пример 2. В состав слюды входят 11,8% K₂O, 38,5% Al₂O₃, 45,3% SiO₂ и 4,5% H₂O. Вывести формулу слюды.

Решение. $M_{\text{K}_2\text{O}} = 94$; $M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 102$; $M_{\text{SiO}_2} = 60$; $M_{\text{H}_2\text{O}} = 18$. Из условия задачи следует:

$$m_{\text{K}_2\text{O}} : m_{\text{Al}_2\text{O}_3} : m_{\text{SiO}_2} : m_{\text{H}_2\text{O}} = 11,8 : 38,5 : 45,3 : 4,5$$

$$\eta_{\text{K}_2\text{O}} : \eta_{\text{Al}_2\text{O}_3} : \eta_{\text{SiO}_2} : \eta_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{11,8}{94} : \frac{38,5}{102} : \frac{45,3}{60} : \frac{4,5}{18} = \\ = 0,125 : 0,378 : 0,755 : 0,250$$

Делим все числа отношения на наименьшее — 0,125, получаем: $\eta_{\text{K}_2\text{O}} : \eta_{\text{Al}_2\text{O}_3} : \eta_{\text{SiO}_2} : \eta_{\text{H}_2\text{O}} = 1 : 3 : 6 : 2$.

Формула $\text{K}_2\text{O} \cdot 3\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

Вывод химических формул по валентности элементов

Элемент в своих соединениях и при химических реакциях может проявлять различные степени валентности. Так, например, медь проявляет валентность 1 и 2, сера — 2, 4 и 6, азот — 1, 2, 3, 4, 5. Зависимость количественных отношений элементов от валентности их заключается в том, что при соединении элементов или замещении друг друга количества атомов элементов находятся в обратном отношении их валентности.

Примеры. Магний во всех своих соединениях и при всех реакциях проявляет валентность 2. Поэтому при соединении с одновалентным элементом количества атомов магния и этого элемента будут находиться в отношении 1 : 2, а при соединении с двухвалентным элементом или замещении его в отношении 1 : 1. Поэтому формула хлорида магния, в котором хлор одновалентен, MgCl₂, а сульфида магния, в котором сера двухвалентна, MgS.

Кислород во всех своих соединениях проявляет валентность 2. Поэтому в соединении, в котором сера проявляет валентность 4, количество атомов серы и кислорода будет находиться в отношении 2 : 4 или 1 : 2, а в тех случаях, когда сера проявляет валентность 6, количества атомов серы и кислорода будут находиться в отношении 2 : 6 или 1 : 3. Соответственно формулы этих соединений будут SO_2 и SO_3 .

Валентность различается не только по величине, но и по знаку. У водорода преобладает положительная валентность $1+$, а у кислорода отрицательная $2-$. Валентность элемента отмечается справа вверху символа соответствующей цифрой и знаком. Например, можно записать: H^+ , O^{2-} , Cu^+ , Cu^{2+} , Al^{3+} и т. д.

Вывод формул кислот, оснований и солей по валентности их составных частей

В кислотах, основаниях и солях различают в качестве составных частей атомы водорода, атомы металлов, гидроксильные группы и кислотные остатки. Валентность водорода и металлов положительна; валентность гидроксила и кислотных остатков отрицательна. Закономерность количественных отношений атомов элементов при их соединении и замещении распространяется также на количественные отношения атомов элементов и групп, с которыми они соединяются, а именно: *количества атомов элементов и групп, с которыми они соединены в кислотах, солях и основаниях, обратно пропорциональны валентности этих элементов и групп.*

Пример. Валентность алюминия $3+$, а валентность кислотного остатка серной кислоты $2-$. Поэтому в сульфате алюминия количество атомов алюминия и кислотных остатков SO_4^{2-} должно находиться в отношении 2 : 3. Следовательно, его формула $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

Определение валентности элементов по химическим формулам

Наиболее просто это производится для бинарных (двойных) соединений. Для определения валентности одного из элементов нужно знать валентность другого. Покажем это на конкретных примерах.

Пример. Определить валентность кислотного остатка PO_4 в фосфате кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, зная, что валентность

кальция равна 2. Так как число атомов кальция и кислотных остатков PO_4 обратно пропорционально их валентности, то валентность кислотного остатка PO_4 равна 3. Обычно подобные вычисления производятся устно.

Значительно сложнее определение валентности элемента в соединении, образованном более чем двумя элементами. В таких случаях необходимо знать валентность всех элементов, кроме того, валентность которого определяется. При этом нужно знать не только величину валентности, но и знак ее. Вычисление основано на положении, что алгебраическая сумма валентностей всех атомов элементов в соединении равна нулю.

Пример. Вычислить валентность марганца в перманганате марганца KMnO_4 .

Решение. Валентность К равна $1+$; валентность О равна $2-$. Обозначим валентность Мп через x и составим алгебраическое уравнение, приравняв алгебраическую сумму валентностей к нулю: $1 + x + (-2) \cdot 4 = 0$.

Решая это уравнение, находим: $1 + x - 8 = 0$; $x = 8 - 1 = 7$. Валентность марганца $7+$.

Молекулярные формулы

Формулы, выводимые только по химическому составу, не указывают истинного количества атомов в молекуле. Индексы в них являются только числами отношения, в котором находятся количества атомов элементов в веществе. В действительности число их может быть в два и более раз больше. Вот почему формулы, выводимые только по химическому составу, получили название простейших в отличие от формул, показывающих истинное количество атомов в молекуле и называемых истинными или молекулярными формулами.

Чтобы вывести молекулярную формулу, надо знать, кроме состава вещества, еще и его молекулярную массу.

Существуют различные методы определения молекулярной массы вещества, но наиболее просто она определяется для веществ в газообразном или парообразном состоянии.

ГАЗООБРАЗНОЕ СОСТОЯНИЕ ВЕЩЕСТВА

Объем газа — переменная величина, зависящая от температуры и давления. Поэтому при указании объема газа одновременно указывают его температуру и давление. Из-

меренные при разных условиях объемы газов нельзя сравнивать друг с другом. Принято сравнивать объемы газов при стандартных условиях, которые называются нормальными. В качестве таковых приняты: температура 0°C , или 273°K ; давление 1 атм , или 760 мм рт. ст ; T_0 — нормальная температура по Кельвину; p_0 — нормальное давление.

Приведение объема газа при данных условиях к объему при нормальных условиях

Зависимость объема газа от температуры и давления выражается законами Гей-Люссака и Бойля—Мариотта, которые в объединенном виде имеют следующее математическое выражение:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0},$$

где V — объем газа, измеренный при давлении p и температуре T по Кельвину, V_0 — объем, измеренный при нормальных условиях.

По этой формуле и производят пересчет объема газа, взятого при данных условиях, на объем при нормальных условиях:

$$V_0 = \frac{pVT_0}{T \cdot p_0}$$

Пример. Привести к нормальным условиям 608 мл газа, измеренного при 91°C и давлении 740 мм рт. ст .

Решение. Так как в объединенной формуле Бойля—Мариотта и Гей-Люссака температура дается по Кельвину, то следует предварительно пересчитать данную в условии температуру по Цельсию на температуру по Кельвину:

$$T = 91^{\circ} \text{ град} + 273^{\circ} \text{ град} = 364^{\circ} \text{ град}$$

В соответствии с этим

$$V_0 = \frac{740 \text{ мм рт. ст.} \cdot 608 \text{ мл} \cdot 273^{\circ} \text{ град}}{364^{\circ} \text{ град} \cdot 760 \text{ мм рт. ст.}} = 444 \text{ мл}$$

ЗАКОН АВОГАДРО И ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ПЛОТНОСТЬ ГАЗА

Закон Авогадро гласит, что в равных объемах газов при одних и тех же условиях содержится одинаковое количество молекул. Масса газа равна сумме масс всех содержащихся в нем молекул, иначе говоря, произведению массы молекулы

газа на число молекул, что в математической форме можно выразить так:

$$m = \frac{\mu}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot \eta,$$

где m — масса газа, μ — грамм-молекулярная масса его, η — количество молекул.

Равные объемы разных газов, хотя и содержат при одинаковых условиях одно и то же число молекул, отличаются друг от друга по своей массе. Это является следствием того, что молекулярные массы разных газов неодинаковы. Отношение масс двух равных объемов различных газов, взятых при одинаковых условиях, называется относительной плотностью одного газа по другому.

Пример. Масса 1 л двуокиси углерода CO_2 при нормальных условиях равна 1,95 г, а масса 1 л кислорода при тех же условиях равна 1,43 г. Значит,

$$D = \frac{1,95}{1,43} = 1,36$$

Обычно относительная плотность газа берется по водороду или воздуху. Масса 1 л водорода при нормальных условиях равна 0,0888 г $\approx$ 0,09 г. Масса 1 л воздуха при нормальных условиях равна 1,295 г $\approx$ 1,29 г.

Рассмотрим некоторые примеры вычисления относительной плотности газа.

Пример 1. Масса 800 мл газа, взятого при давлении 627 мм рт. ст. и температуре 39°C , равна 0,873 г. Вычислить плотность этого газа по водороду.

Решение. Приводим объем газа к нормальным условиям:

$$T = 39 \text{ град} + 273 \text{ град} = 312 \text{ град}$$

$$V_0 = \frac{627 \text{ мм рт. ст.} \cdot 800 \text{ мл} \cdot 273 \text{ град}}{312 \text{ град} \cdot 760 \text{ мм рт. ст.}} = 578 \text{ мл}$$

Находим массу 578 мл водорода при нормальных условиях:

$$578 \text{ мл} = 0,578 \text{ л}; 0,09 \text{ г} \cdot 0,578 = 0,052 \text{ г}$$

Вычисляем плотность:

$$D = \frac{0,873 \text{ г}}{0,052 \text{ г}} = 16,79 = 16,8$$

Пример 2. Масса 950 мл газа при давлении 720 мм рт. ст. и температуре 42°C равна 2,09 г. Вычислить плотность этого газа по воздуху.

Решение. Приводим объем газа к нормальным условиям:

$$T = 42 \text{ град} + 273 \text{ град} = 315 \text{ град}$$

$$V_0 = \frac{720 \text{ мм рт. ст.} \cdot 950 \text{ мл} \cdot 273 \text{ град}}{315 \text{ град} \cdot 760 \text{ мм рт. ст.}} = 780 \text{ мл}$$

Вычисляем массу 780 мл воздуха:

$$780 \text{ мл} = 0,780 \text{ л}; 1,29 \text{ г} \cdot 0,780 = 1,01 \text{ г}$$

Вычисляем относительную плотность газа:

$$D = \frac{2,09 \text{ г}}{1,01 \text{ г}} = 2,08$$

Зависимость относительной плотности газа от молекулярных масс газа

Как показано выше, масса газа равна произведению массы молекулы газа на число молекул, содержащихся в ней:

$$m = \frac{\mu}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot \eta$$

Пусть имеются у нас два газа А и Б, взятых в одинаковых объемах и при одинаковых условиях. Оба газа будут содержать по одинаковому количеству молекул. Обозначим массу А через m_1 , а массу Б через m_2 , массу моля А через μ_1 , а массу моля Б через μ_2 , количество молекул в том и другом газе через η . Тогда

$$m_1 = \frac{\mu_1}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot \eta; m_2 = \frac{\mu_2}{6,02 \cdot 10^{23}} \cdot \eta,$$

а относительная плотность газа А по Б равна:

$$D = \frac{\mu_1 \cdot \eta \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{\mu_2 \cdot \eta \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}$$

После сокращения находим:

$$D = \frac{\mu_1}{\mu_2}$$

Так как моль численно равен молекулярной массе, можно моли заменить соответствующими молекулярными массами. Тогда получим:

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

Это означает, что относительная плотность одного газа по другому равна отношению молекулярных масс того и другого газа.

Пример. Вычислить относительную плотность двуокиси серы по воздуху. Средняя молекулярная масса воздуха принимается равной 29.

Решение. $M_{\text{SO}_2} = 64$.

$$D = \frac{64}{29} = 2,2$$

Из изложенного видно, что относительная плотность газа зависит от молекулярной массы его: чем больше молекулярная масса газа, тем больше его плотность, тем он тяжелее; чем меньше молекулярной массы газа, тем относительная плотность его меньше, тем он легче.

Вычисление молекулярной массы газа по относительной плотности его

Относительная плотность газа может быть установлена экспериментально. Если это сделано и известна молекулярная масса газа, по которому плотность установлена, то по этим данным можно вычислить искомую молекулярную массу газа. Покажем это на конкретных примерах.

Пример 1. Масса 596 мл газа при 25° С и давлении 684 мм рт. ст. равна 0,442. Вычислить относительную плотность газа по воздуху и молекулярную массу его.

Решение. Приводим объем газа к нормальным условиям:

$$T = 25 \text{ град} + 273 \text{ град} = 298 \text{ град}$$

$$V_0 = \frac{684 \text{ мм рт. ст.} \cdot 596 \text{ мл} \cdot 273 \text{ град}}{298 \text{ град} \cdot 760 \text{ мм рт. ст.}} = 491,5 \text{ мл} = 0,4915 \text{ л}$$

Вычисляем массу воздуха в этом объеме:

$$1,29 \text{ г/л} \cdot 0,4915 \text{ л} = 0,634 \text{ г}$$

Вычисляем плотность газа по воздуху:

$$D = \frac{0,442}{0,634} = 0,697$$

Вычисляем молекулярную массу газа:

$$0,697 = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{воздуха}}} = \frac{M_{\text{газа}}}{29}$$

$$M_{\text{газа}} = 29 \cdot 0,697 = 20,2$$

Пример 2. Масса 400 мл газа при нормальных условиях равна 1,036 г. Вычислить плотность этого газа по водороду и молекулярную массу его.

Решение. Вычисляем массу водорода в этом объеме:

$$400 \text{ мл} = 0,400 \text{ л}; m_{\text{H}_2} = 0,09 \text{ г/л} \cdot 0,400 \text{ л} = 0,036 \text{ г}$$

Вычисляем плотность газа по водороду:

$$D = \frac{1,036}{0,036} = 29$$

Вычисляем молекулярную массу газа:

$$29 = \frac{M_{\text{газа}}}{M_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{газа}}}{2}; M_{\text{газа}} = 29 \cdot 2 = 58$$

Из рассмотренных примеров видно, что молекулярная масса газа равна произведению относительной плотности этого газа на молекулярную массу газа, по которой плотность взята. Так как плотность газа большей частью берется по водороду, то одно время зависимость между молекулярной массой газа и его плотностью кратко формулировалась так: молекулярная масса газа равна удвоенной плотности его по водороду.

ГРАММ-МОЛЕКУЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗА

Объем грамм-молекулы газа так же, как и масса грамм-молекулы, является производной единицей измерения и выражается отношением единиц объема—литров или миллилитров к молю. Поэтому размерность грамм-молекулярного объема равна л/моль или мл/моль.

Так как объем газа зависит от температуры и давления, то грамм-молекулярный объем газа в зависимости от условий бывает разным, но так как грамм-молекулы всех веществ содержат одинаковое количество молекул, то грамм-молекулы всех веществ при одинаковых условиях занимают одинаковый объем. При нормальных условиях $V_{\text{моль}} = 22,4 \text{ л/моль}$, или $22\,400 \text{ мл/моль}$.

Пересчет грамм-молекулярного объема газа при нормальных условиях на объем при данных условиях производится по уравнению:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0},$$

из которого следует, что

$$V_{\text{моль}} = \frac{p_0V_0T}{T_0p},$$

где V_0 — грамм-молекулярный объем газа при нормальных условиях, $V_{\text{моль}}$ — искомый грамм-молекулярный объем газа.

Пример. Вычислить грамм-молекулярный объем газа при 720 мм рт. ст. и 87°C.

Решение. $T = 273 \text{ град.} + 87 \text{ град.} = 360 \text{ град.}$

$$V_{\text{моль}} = \frac{760 \text{ мм рт. ст.} \cdot 22,4 \text{ л/моль} \cdot 360 \text{ град}}{273 \text{ град} \cdot 720 \text{ мм рт. ст.}} = 31,18 \text{ л/моль}$$

Важнейшие вычисления, относящиеся к грамм-молекулярному объему газа

а) Пересчет объема газа на количество молей и количества молей на объем газа.

Пример 1. Вычислить, сколько молей содержится в 500 л газа при нормальных условиях.

Решение.

$$\nu = \frac{500 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 22,32 \text{ моль}$$

Пример 2. Вычислить объем 3 моль газа при 27°C 780 мм рт. ст.

Решение. Вычисляем грамм-молекулярный объем газа при указанных условиях:

$$V_{\text{моль}} = \frac{760 \text{ мм рт. ст.} \cdot 22,4 \text{ л/моль} \cdot 300 \text{ град}}{273 \text{ град} \cdot 780 \text{ мм рт. ст.}} = 24,0 \text{ л/моль}$$

Вычисляем объем 3 моль:

$$V = 24,0 \text{ л/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 72 \text{ л}$$

б) Пересчет массы газа на его объем и объема газа на его массу.

В первом случае сначала вычисляют число молей газа по его массе, а затем объем газа по найденному числу молей.

Во втором случае сначала вычисляют число молей газа по его объему, а затем по найденному числу молей — массу газа.

Пример 1. Вычислить, какой объем займут (при н. у.) 5,5 г двуокиси углерода CO_2 .

Решение. $\mu_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль}$

$$\nu = \frac{5,5 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,125 \text{ моль}$$

$$V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,125 \text{ моль} = 2,80 \text{ л}$$

Пример 2. Вычислить массу 800 мл (при н. у.) окиси углерода CO.

Решение. $\mu_{\text{CO}} = 28 \text{ г/моль}$

$$\nu = \frac{800 \text{ мл}}{22400 \text{ мл/моль}} = 0,036 \text{ моль}$$

$$m = 28 \text{ г/моль} \cdot 0,036 \text{ моль} = 1,000 \text{ г}$$

Если масса газа выражается не в граммах, а в килограммах или тоннах, а объем его выражен не в литрах или миллилитрах, а в кубических метрах, то возможен двойкий подход к этим вычислениям: или высшие меры раздробить в

низшие, или вести расчет не с молями, а с килограмм-молекулами или тонна-молекулами, используя следующие отношения: при нормальных условиях 1 килограмм-молекула — 22 400 л/моль, 1 тонна-молекула — 22 400 м³/тмоль.

Размерность: килограмм-молекула — кг/кмоль, тонна-молекула — т/тмоль.

Пример 1. Вычислить объем 3,2 т кислорода.

Решение. 1 тонна-молекула O₂ = 32 т/тмоль.

Находим количество тонна-молекул кислорода, содержащееся в 3,2 т кислорода:

$$\nu = \frac{3,2 \text{ т}}{32 \text{ т/тмоль}} = 0,1 \text{ т/моль}$$

Вычисляем объем кислорода:

$$V_{O_2} = 22\,400 \text{ м}^3/\text{тмоль} \cdot 0,1 \text{ т/моль} = 2240 \text{ м}^3$$

Пример 2. Вычислить массу 1000 м³ аммиака (при н. у.).

Решение. Вычисляем количество тонна-молекул в указанном количестве аммиака:

$$\nu = \frac{1000 \text{ м}^3}{22400 \text{ м}^3/\text{тмоль}} = 0,045 \text{ т/моль}$$

Вычисляем массу аммиака: 1 тонна-молекула NH₃ = 17 т/моль

$$m_{NH_3} = 17 \text{ т/моль} \cdot 0,045 \text{ т/моль} = 0,765 \text{ т}$$

Общий принцип вычислений, относящихся к газовым смесям, заключается в том, что вычисления, относящиеся к отдельным компонентам, производятся отдельно, а затем суммируются результаты.

Пример 1. Вычислить, какой объем займет при нормальных условиях газовая смесь, состоящая из 140 г азота и 30 г водорода.

Решение. Вычисляем число молей азота и водорода, содержащихся в смеси. ($\mu_{N_2} = 28 \text{ г/моль}$; $\mu_{H_2} = 2 \text{ г/моль}$):

$$\nu_{N_2} = \frac{140 \text{ г}}{28 \text{ г/моль}} = 5 \text{ моль}; \quad \nu_{H_2} = \frac{30 \text{ г}}{2 \text{ г/моль}} = 15 \text{ моль}$$

Всего 20 моль.

Вычисляем объем смеси:

$$V_{\text{смеси}} = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 20 \text{ моль} = 448 \text{ л}$$

Пример 2. Вычислить массу 11 л смеси (при н. у.) окиси углерода и углекислого газа, объемный состав которой выражается отношением: $m_{CO} : m_{CO_2} = 8 : 3$.

Решение. По указанному составу находим объемы каждого из газов методом пропорционального деления, после чего вычисляем соответствующее им число молей:

$$V_{\text{CO}} = \frac{11 \text{ л} \cdot 8}{8+3} = 8 \text{ л}; \quad V_{\text{CO}_2} = \frac{11 \text{ л} \cdot 3}{8+3} = 3 \text{ л};$$

$$\nu_{\text{CO}} = \frac{8 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,36 \text{ моль}; \quad \nu_{\text{CO}_2} = \frac{3 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,134 \text{ моль}$$

Вычисляем массу каждого из газов по найденному числу молей каждого из них.

$$\mu_{\text{CO}} = 28 \text{ г/моль}; \quad \mu_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль}$$

$$m_{\text{CO}} = 28 \text{ г/моль} \cdot 0,36 \text{ моль} = 10 \text{ г}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 44 \text{ г/моль} \cdot 0,134 \text{ моль} = 5,9 \text{ г}$$

Сложением найденных масс каждого из компонентов находим массу смеси: $m_{\text{смеси}} = 10 \text{ г} + 5,9 \text{ г} = 15,9 \text{ г}$

Вычисление молекулярной массы газа по грамм-молекулярному объему

Выше был рассмотрен метод вычисления молекулярной массы газа по относительной плотности. Сейчас мы рассмотрим метод вычисления молекулярной массы газа по грамм-молекулярному объему. При вычислении исходят из того, что масса и объем газа прямо пропорциональны друг другу. Отсюда следует, что объем газа и его масса так относятся друг к другу, как грамм-молекулярный объем газа к грамм-молекулярной массе его, что в математической форме выражается так:

$$\frac{V}{m} = \frac{V_{\text{моль}}}{\mu},$$

где $V_{\text{моль}}$ — грамм-молекулярный объем, μ — грамм-молекулярная масса.

Отсюда

$$\mu = \frac{V_{\text{моль}} \cdot m}{V}$$

Рассмотрим методику вычислений на конкретном примере.

Пример. Масса 340 мл газа при 740 мм рт. ст. и 21° С равна 0,604 г. Вычислить молекулярную массу газа.

Решение. Для решения требуется знать грамм-молекулярный объем газа. Поэтому, прежде чем приступить к вы-

числениям, надо остановиться на каком-то определенном грамм-молекулярном объеме газа. Можно воспользоваться стандартным грамм-молекулярным объемом газа, который равен 22,4 л/моль. Тогда указанный в условии задачи объем газа должен быть приведен к нормальным условиям. Но можно, наоборот, вычислить грамм-молекулярный объем газа при условиях, указанных в задаче. При первом методе вычисления получают следующее оформление:

$$V_0 = \frac{740 \text{ мм рт. ст.} \cdot 340 \text{ мл} \cdot 273 \text{ град}}{760 \text{ мм рт. ст.} \cdot 294 \text{ град}} = 307 \text{ мл} = 0,307 \text{ л}$$

$$\mu = \frac{22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,604 \text{ г}}{0,307 \text{ л}} = 44 \text{ г/моль}$$

При втором методе находим:

$$V_{\text{моль}} = \frac{22,4 \text{ л/моль} \cdot 760 \text{ мм рт. ст.} \cdot 294 \text{ град}}{273 \text{ град} \cdot 740 \text{ мм рт. ст.}} = 24,77 \text{ л/моль}$$

$$\mu = \frac{24,77 \text{ л/моль} \cdot 0,604 \text{ г}}{0,340 \text{ л}} = 44 \text{ г/моль}$$

В обоих случаях мы вычисляем массу грамм-молекулы, но так как грамм-молекула численно равна молекулярной массе то тем самым мы находим молекулярную массу.

ВЫВОД МОЛЕКУЛЯРНЫХ ФОРМУЛ

Для вывода молекулярной формулы нужно знать, кроме химического состава, еще молекулярную массу вещества. При этих условиях вывод молекулярной формулы может быть произведен двумя методами.

Первый метод заключается в том, что сначала по химическому составу выводится простейшая формула. Затем подсчитывают сумму масс элементов по простейшей формуле и сличают ее с молекулярной массой. Если они совпадают, то можно считать, что простейшая и молекулярная формулы не отличаются друг от друга. Если же молекулярная масса больше, ее делят на сумму масс элементов по простейшей формуле и умножают индексы в простейшей формуле на частное от деления,

Второй метод заключается в том, что молекулярную массу делят пропорционально числам отношения, выражающего количественный состав. Получаемые числа делят на атомные массы соответствующих элементов. Частные от деления служат индексами для молекулярной формулы. Второй метод преимуществен.

Пример 1. Вещество состоит из углерода и водорода, массы которых находятся в отношении $m_C : m_H = 4 : 1$. Относительная плотность его по водороду равна 15. Вывести молекулярную формулу этого вещества.

Первый метод.

Решение. Вычисляем простейшую формулу этого вещества:

$$\eta_C : \eta_H = \frac{4}{12} : 1 = \frac{1}{3} : 1 = 1 : 3. \text{ Простейшая формула } CH_3$$

Сумма масс элементов по этой формуле 15.

Вычисляем молекулярную массу по относительной плотности: $2 \cdot 15 = 30$.

Сравнивая сумму масс элементов по простейшей формуле с молекулярной массой, мы видим, что последняя в 2 раза больше. Следовательно, молекулярная формула C_2H_6 .

Второй метод.

Решение. Деля молекулярную массу пропорционально числам отношения, выражающего состав, находим:

$$m_C = \frac{30 \cdot 4}{5} = 24; m_H = \frac{30}{5} = 6$$

Отсюда

$$\eta_C = \frac{24}{12} = 2; \eta_H = \frac{6}{1} = 6. \text{ Молекулярная формула } C_2H_6$$

Пример 2. Количественный состав вещества, состоящего из углерода и водорода, выражается отношением $m_C : m_H = 36 : 7$. Плотность его по воздуху равна 2,966. Вывести молекулярную формулу этого вещества.

Решение. Вычисляем молекулярную массу вещества:

$$M = 29,00 \cdot 2,966 = 86,00$$

Вычисляем по отдельности массу углерода и водорода в молекуле вещества:

$$m_C = \frac{86 \text{ у. е.} \cdot 36}{36 + 7} = 72 \text{ у. е.}; m_H = \frac{86 \text{ у. е.} \cdot 7}{36 + 7} = 14 \text{ у. е.}$$

Вычисляем количество атомов каждого из элементов в молекуле вещества:

$$\eta_C = \frac{72}{12} = 6; \eta_H = \frac{14}{1} = 14. \text{ Формула } C_6H_{14}$$

Пример 3. Вещество содержит 77,4% углерода, 7,5% водорода и 15,1% азота. Плотность пара этого вещества по воздуху равна 3,21. Вывести формулу этого вещества.

Особенность этой задачи заключается в том, что состав дан в процентах. Поэтому нет надобности для нахождения

массы каждого из элементов в молекуле вещества использовать метод пропорционального деления. Можно применить метод нахождения части по целому.

Решение. Вычисляем молекулярную массу вещества:

$$M = 29,0 \cdot 3,21 = 93,1$$

Определяем массу каждого из элементов в молекуле вещества:

а) $77,4\% = 0,774$; $93,1 \cdot 0,774 = 72$;

б) $7,5\% = 0,075$; $m_H = 93,1 \text{ у. е.} \cdot 0,075 = 6,982 \text{ у. е.} = 7 \text{ у. е.}$;

в) $15,1\% = 0,151$; $m_N = 93,1 \text{ у. е.} \cdot 0,151 = 14,0 \text{ у. е.}$

Вычисляем количество атомов каждого из элементов в молекуле вещества:

$$\eta_C = \frac{72}{12} = 6; \eta_H = \frac{7}{1} = 7; \eta_N = \frac{14}{14} = 1. \text{ Формула } C_6H_7N$$

Пример 4. При некоторой температуре относительная плотность паров серы (по воздуху) равна 6,62. Вычислить, из скольких атомов состоит молекула серы при этой температуре.

Особенность этого типа вычислений заключается в том, что здесь идет речь не о химическом соединении, а о простом веществе. Для решения следует вычислить молекулярную массу вещества и затем делением ее на атомную массу элемента найти количество атомов в молекуле.

Решение. Вычисляем молекулярную массу серы: $29 \cdot 6,62 = 192$.

Делим найденную молекулярную массу серы на атомную массу ее:

$$\eta_S = \frac{192}{32} = 6$$

При данной температуре молекула серы в парах состоит из 6 атомов. Формула серы S_6 .

Выведение химических формул органических соединений

При знании общих формул гомологических рядов можно выводить формулы отдельных представителей ряда по молекулярной массе.

Пример 1. Плотность паров непредельного углеводорода этиленового ряда по водороду равна 56. Вывести формулу этого углеводорода.

Решение. Вычисляем молекулярную массу углеводорода:

$$M = 56 \cdot 2 = 112$$

Общая формула непредельных углеводородов этого ряда C_nH_{2n} . Из нее следует, что $M = n \cdot CH_2$.

Масса группы CH_2 равна 14. Следовательно, $14n = 112$.

$$n = \frac{112}{14} = 8. \text{ Формула } C_8H_{16}$$

Пример 2. Масса 1 л (при н. у.) углеводорода предельного ряда равна 6,34 г/л. Вывести формулу этого углеводорода.

Решение. Вычисляем грамм-молекулярную массу этого углеводорода: $M = 6,34 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 142 \text{ г/моль}$

Следовательно, $M = 142$. Общая формула предельного углеводорода C_nH_{2n+2} .

Из нее следует, что $M = nCH_2 + 2$, так как масса $CH_2 = 14$, то $14n + 2 = 142$; $14n = 142 - 2 = 140$

$$n = \frac{140}{14} = 10. \text{ Формула } C_{10}H_{22}$$

Пример 3. Относительная плотность паров капроновой кислоты по воздуху равна 4. Вывести формулу капроновой кислоты.

Решение. Вычисляем молекулярную массу капроновой кислоты: $M = 29 \cdot 4 = 116$

Капроновая кислота относится к одноосновным кислотам предельного ряда. Общая формула $C_nH_{2n}O_2$. Из нее следует: $M = nCH_2 + O_2$. Значит, $14n + 32 = 116$; $14n = 116 - 32 = 84$.

$$n = \frac{84}{14} = 6. \text{ Формула } C_6H_{12}O_2$$

СТРУКТУРНЫЕ ФОРМУЛЫ

Химическая формула, выражая состав вещества, не указывает, как атомы в молекуле связаны друг с другом. Если говорить о молекулах, образованных соединением атомов одновалентных элементов, то здесь возможна только непосредственная связь атомов одного элемента с атомами другого. Такова, например, связь атомов водорода с атомами хлора в хлористом водороде. Если же среди элементов, образующих вещество, имеются двух- и более валентные элементы, то распределение связей может быть разнообразным. Возьмем для примера связь кислорода с другими элементами в различных его соединениях. Атомы кислорода могут

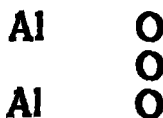
непосредственно связываться с атомами других элементов, полностью затрачивая свою валентность. Тогда количества связывающихся атомов будут обратно пропорциональны валентности элементов. Но атомы кислорода могут затратить часть своих валентных связей на соединение друг с другом. Тогда количества атомов не будут находиться в пропорциональной зависимости от валентности элементов. В качестве примера возьмем соединение кислорода с натрием. В простом случае 2 атома натрия соединяются с одним атомом кислорода. Тогда образуется окись натрия Na_2O . Но атомы кислорода могут соединяться друг с другом, затрачивая на связь по одной единице валентности; вторая единица идет на связь с атомом натрия. В этом случае может быть образован ряд соединений. Так, если в состав молекулы войдут 2 атома кислорода, связанные между собой, образуется соединение Na_2O_2 . Образованные таким образом вещества, состоящие из одних и тех же элементов, но атомы которых различным образом связаны друг с другом, отличаются по свойствам и имеют разные названия.

Наличие огромного количества соединений, образованных небольшим количеством элементов, обусловлено разнообразием связи между атомами элементов. Порядок распределения связей, т. е. порядок сцепления атомов друг с другом, получил название строения или структуры молекул. Схемы, выражающие распределение атомных связей в молекуле, называются структурными формулами.

Рассмотрим примеры некоторых структурных формул применительно к окисям, перекисям, гидроокисям, кислотам и солям.

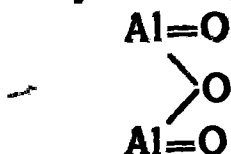
Пример 1. Составить (написать) структурную формулу окиси алюминия Al_2O_3 .

В этом окисле 2 атома алюминия соединены с 3 атомами кислорода. Обозначим каждый атом алюминия символом Al , расположив их один под другим на некотором расстоянии, а каждый атом кислорода символом O , расположив их рядом с атомами Al . Тогда мы получим скелет структурной формулы:

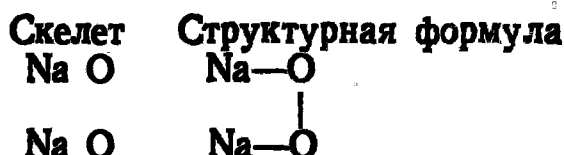


Атомы алюминия трехвалентны. Валентность каждого из них должна быть отмечена тремя черточками. Атомы кис-

лорода двухвалентны. Валентность каждого должна быть отмечена двумя черточками. Таким образом, структурная формула алюминия получает следующее оформление:

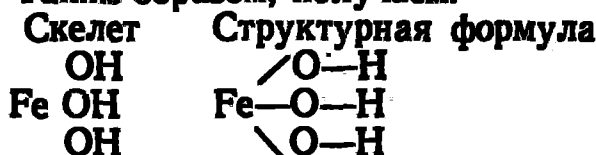


Пример 2. Составить (написать) структурную формулу перекиси натрия Na_2O_2 . Используя вышеприведенные рассуждения, получим:



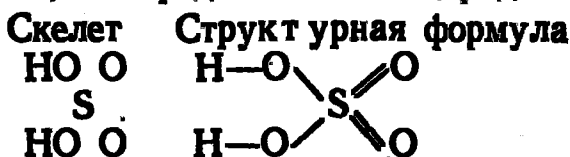
Пример 3. Составить (написать) структурную формулу гидроокиси железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Располагаем атомы таким образом: атом Fe впереди, затем 3 атома O в столбец за атомом Fe и 3 атома H в столбец за атомами O. Таким образом, получаем:



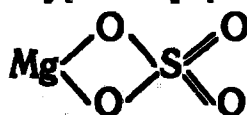
Пример 4. Написать структурную формулу серной кислоты H_2SO_4 .

Располагаем атомы элементов следующим образом: атом серы в середине, вокруг него 4 атома кислорода, по 2 с каждой стороны, а впереди 2 атома водорода. Это будет:



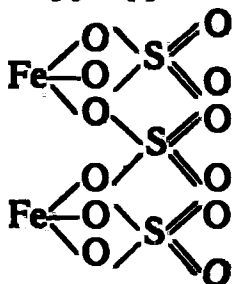
Пример 5. Написать структурную формулу сульфата магния MgSO_4 .

В этом случае атомы магния, как двухвалентного элемента, располагаются в молекуле соли на месте двух атомов водорода. Поэтому структурная формула будет такая:

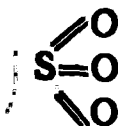


Пример 6. Составить структурную формулу сульфата трехвалентного железа $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

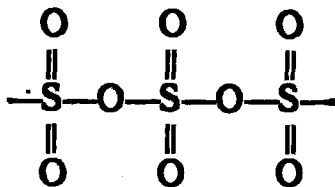
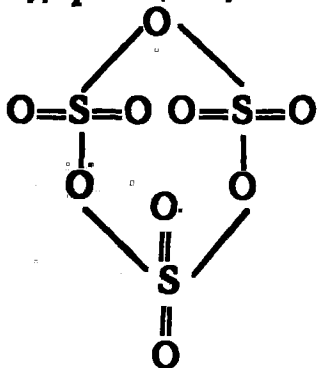
Так как железо в этом соединении трехвалентно, то атом железа в соли должен занять место 3 атомов водорода. Но в молекуле серной кислоты только 2 атома водорода. Поэтому для образования молекулы этой соли должны быть взяты остатки 3 молекул кислоты и 2 атома железа. Каждый из них соединится с 2 атомами кислорода от одного остатка кислоты и одним атомом кислорода от другого остатка. В соответствии с этим структурная формула будет такой:



Структурные формулы, выводимые из простейших формул и формальной валентности элементов, образующих вещества, не всегда отображают истинную структуру молекулы. Отдельные молекулы вообще могут существовать только при газообразном состоянии вещества. В веществах, находящихся в твердом и жидком состоянии, молекулы находятся во взаимодействии, в результате чего может происходить перегруппировка валентных связей. Например, серному ангидриду, исходя из валентности элементов и простейшей формулы, можно приписать простую структурную формулу:



В действительности же серный ангидрид существует в двух модификациях, а именно:



Своеобразными являются структуры ионных соединений. Атомы элементов в молекуле часто располагаются так, что образуют трехмерную пространственную структуру. В связи с этим некоторые методисты предлагают структурные формулы, составленные только по валентности и простейшей формуле, именовать графическими. Возможно, что лучше их было бы именовать простейшими структурными формулами по аналогии с именованием обыкновенных формул простейшими и молекулярными. Но независимо от того, как именовать эти формулы, следует знакомить с ними учащихся, начиная с первой стадии обучения химии, углубляя методику их составления, по мере развертывания курса.

ВЫЧИСЛЕНИЕ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

По химической формуле можно вычислить как химический состав, так и молекулярную массу. Однако истинная молекулярная масса может выводиться только из молекулярной формулы. Молекулярные массы, вычисляемые по простейшим формулам, следует рассматривать не как истинные молекулярные массы, а лишь как условные.

Определяемый по химическим формулам количественный состав имеет не только самодовлеющее значение, но, кроме того, огромное значение для многочисленных расчетов, которые производятся по химическому составу.

Вычисление молекулярной массы вещества

Вычисление молекулярной массы вещества по химической формуле производится путем складывания произведений атомных масс элементов на соответствующие индексы в химической формуле.

Пример. Найти молекулярную массу сульфата натрия Na_2SO_4 .

Решение. $M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 46 + 32 + 64 = 142$

ВЫЧИСЛЕНИЕ КОЛИЧЕСТВЕННОГО СОСТАВА

В общем виде количественный состав вещества выражается отношением масс элементов, входящих в его состав. Это отношение равняется отношению произведений атомных масс на индексы в формуле, что в математической форме может быть выражено так:

$$m_1 : m_2 : m_3 = A_1 \eta_1 : A_2 \eta_2 : A_3 \eta_3$$

Пример 1. Вычислить количественный состав фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Решение.

$$m_{\text{Ca}} : m_{\text{P}} : m_{\text{O}} = (40 \cdot 3) : (31 \cdot 2) : (16 \cdot 4 \cdot 2) = 120 : 62 : 128$$

Наибольшее значение имеет вычисление относительно содержания элемента в веществе. Это может быть выражено отношением массы элемента к массе вещества или в процентах по отношению к массе вещества.

Пример 2. Вычислить, сколько процентов составляет масса фосфора по отношению к массе фосфата кальция.

Решение. $M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 310$.

Находим отношение массы фосфора к массе фосфата кальция:

$$\frac{m_{\text{P}}}{m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} = \frac{2A_{\text{P}}}{M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}} = \frac{62}{310}$$

Вычисляем, сколько это составляет процентов:

$$\text{процент P} = \frac{100\% \cdot 62}{310} = 20\%$$

Та или другая форма вычисления зависит от цели его. Если целью является вычисление количества фосфора по количеству фосфата, то первая форма преимущественнее. Если целью является характеристика фосфата кальция, то лучше воспользоваться второй формой.

Пример 3. При сжигании некоторого количества вещества, в состав которого входят углерод, водород и хлор, было получено 0,44 г двуокиси углерода, 0,18 г воды. Хлор же, содержащийся во взятой пробе, в результате ряда химических реакций образовал 2,86 г хлорида серебра. Вычислить количественный состав вещества.

Решение. Определить количественный состав данного вещества — значит установить, в каких отношениях находятся массы элементов, образующих его: углерод, водород и хлор. Для этого надо вычислить, сколько содержалось этих элементов во взятом для определения количестве вещества. Вычисляем это по количествам полученных соединений и их химическому составу, выражаемому формулами:

$$m_{\text{C}} = 0,44 \text{ г} \cdot \frac{A_{\text{C}}}{M_{\text{CO}_2}} = 0,44 \cdot \frac{12}{44} = 0,12 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}} = 0,18 \text{ г} \cdot \frac{2A_{\text{H}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = 0,18 \text{ г} \cdot \frac{2}{18} = 0,02 \text{ г}$$

$$m_{\text{Cl}} = 2,86 \text{ г} \cdot \frac{A_{\text{Cl}}}{M_{\text{AgCl}}} = 2,86 \text{ г} \cdot \frac{35,5}{143} = 0,71 \text{ г}$$

Значит, количественный состав рассматриваемого вещества выражается следующим отношением:

$$m_{\text{C}} : m_{\text{H}} : m_{\text{Cl}} = 0,12 : 0,02 : 0,71 = 12 : 2 : 71$$

Особенно большое значение имеет этот тип вычислений для производственных расчетов, связанных с вычислением количеств исходных материалов и продуктов производства.

Пример 4. Вычислить, сколько фосфора содержится в 10 т фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Решение. Воспользуемся стехиометрическим отношением, выведенным в примере 2. Это отношение показывает, какую часть составляет масса фосфора по отношению к массе фосфата кальция. Следовательно, задача сводится к вычислению части по целому. Целое 10 т. Умножая его на стехиометрическое отношение, получаем:

$$10 \text{ т} \cdot \frac{62}{310} = 2 \text{ т}$$

Пример 5. Сколько фосфата кальция требуется для получения 5 т фосфора.

Решение. Здесь требуется найти целое по части. Поэтому масса фосфора должна быть разделена на стехиометрическое отношение массы фосфора к массе фосфата:

$$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 5 \text{ т} : \frac{62}{310} = \frac{5 \text{ т} \cdot 310}{62} = 25 \text{ т}$$

Подобные расчеты на практике осложняются тем, что природные материалы не являются чистыми веществами; вещества, необходимые для производства, составляют лишь часть природных материалов.

Пример 6. Обогащенный хибинский апатит содержит 80% $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Вычислить, сколько требуется этого минерала для получения 15 т фосфора.

Решение. По стехиометрическому отношению масс фосфора и фосфата кальция вычисляем, сколько фосфата кальция требуется для получения 15 т фосфора:

$$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = \frac{15 \text{ т} \cdot 310}{62} = 75 \text{ т}$$

Это количество фосфата составляет лишь часть обогащенного хибинского апатита, а нам нужно вычислить все количество апатита. Это значит, что нам нужно вычислить целое по части. Частью является 75 т, которые составляют

80%, или 0,8 от целого. Используя общий метод вычисления, находим:

$$m_{\text{платина}} = \frac{75 \text{ т}}{0,8} = 93,75 \text{ т}$$

Дальнейшее осложнение расчетов вносит учет потерь в производстве.

Пример 7. Сколько требуется магнитного железняка, содержащего 90% Fe_3O_4 , для получения 100 т железа, если потери в производстве составляют 3%?

Решение. Находим, сколько требуется закиси-окиси железа для получения 100 т железа.

Стехиометрическое отношение масс железа и закиси-окиси железа вычисляем по формуле:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{Fe}_3\text{O}_4}} = \frac{3A_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}} = \frac{168}{232}$$

Используя это отношение, находим:

$$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 100 \text{ т} : \frac{168}{232} = \frac{100 \text{ т} \cdot 232}{168} = 138,4 \text{ т}$$

Вычисляем, в каком количестве руды содержится вычисленное количество закиси-окиси железа. Так как закись-окись железа составляет 90%, или 0,9 от всей массы руды, то

$$m_{\text{руды}} = \frac{138,4 \text{ т}}{0,9} = 153,8 \text{ т}$$

Определяем требуемое количество руды с учетом производственных потерь. Вследствие производственных потерь не вся руда полезно используется. Процент используемой руды составляет $100\% - 3\% = 97\%$. Исходя из этого, находим массу всей расходуемой руды методом нахождения целого по части:

$$m_{\text{руды}} = \frac{153,8 \text{ т}}{0,97} = 158,5 \text{ т}$$

Пример 8. Какое количество марганца может быть получено из 500 кг минерала пиролюзита, содержащего 83% двуокиси марганца MnO_2 , если потери в производстве равны 2%?

Решение. Вычисляем количество MnO_2 , содержащегося в 500 кг пиролюзита:

$$m_{\text{MnO}_2} = 500 \text{ кг} \cdot 0,83 = 415 \text{ кг}$$

Находим стехиометрическое отношение масс марганца и двуокиси марганца:

$$A_{\text{Mn}} = 55; M_{\text{MnO}_2} = 87; \frac{m_{\text{Mn}}}{m_{\text{MnO}_2}} = \frac{55}{87}$$

Находим, сколько марганца содержится в 415 кг дву-
окси марганца:

$$m_{\text{Mn}} = 415 \text{ кг} \cdot \frac{55}{87} = 262,3 \text{ кг}$$

Вычисляем, сколько марганца может получиться из ука-
занного количества с учетом производственных потерь. Так
как производственные потери составляют 2%, то полезно
будут использованы 98%, а поэтому

$$m_{\text{Mn(полн. вех.)}} = 262,3 \text{ кг} \cdot 0,98 = 257,1 \text{ кг}$$

Вычисление процента выхода

Процентом выхода называется выраженное в процентах
отношение фактически полученного продукта к теорети-
чески возможному.

Пример 9. Из 1 т глинозема, содержащего 95% окиси
алюминия Al_2O_3 , получено 0,426 т алюминия. Каков про-
цент выхода?

Решение. Вычисляем массу алюминия в данном коли-
честве глинозема:

$$m_{\text{Al}} = 1,00 \text{ т} \cdot 0,95 = 0,95 \text{ т}$$

Находим стехиометрическое отношение масс алюминия
и окиси алюминия:

$$A_{\text{Al}} = 27; M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 102$$
$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{2A_{\text{Al}}}{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{54}{102}$$

Вычисляем, сколько алюминия должно получиться из
0,95 т:

$$m_{\text{Al}} = 0,95 \text{ т} \cdot \frac{54}{102} = 0,503 \text{ т}$$

$$\text{Процент выхода} = \frac{0,426}{0,503} \cdot 100\% = 84,7\%$$

Для вычисления по стехиометрическим отношениям ко-
личества элемента по количеству вещества и количества ве-
щества по количеству элемента мы во всех примерах поль-
зовались методом нахождения части по целому и целого по
части, но можно было производить эти вычисления методом
пропорций. Например, вместо того чтобы вычислить коли-
чество фосфора по количеству фосфата (пример 4) умноже-
нием количества фосфата на стехиометрическое отношение,

можно было использовать стехиометрическое отношение для составления пропорции и ее решения:

$$\frac{m_p}{10 m} = \frac{62}{310}; \quad m_p = \frac{10 m \cdot 62}{310}$$

Имеется ли в этом методе какое-либо преимущество? Нет. Наоборот, если формально он облегчает производство действий по трафарету — путем перекрестного умножения и деления, то по существу перегружает вычисления составлением пропорции, в чем нет никакой необходимости, а главное, он переносит внимание от существа на форму.

АТОМНАЯ МАССА ЭЛЕМЕНТА

Существуют разные методы определения атомной массы элемента. Здесь мы остановимся на методе Канницарро. Сущность его заключается в определении для ряда соединений массы элемента в молекуле вещества. Сравнивая затем эти массы, устанавливают, какая из них является наименьшей. Эту последнюю принимают за атомную. Теоретическое обоснование этого метода заключается в том, что атом элемента является наименьшим количеством его. В молекуле соединения может содержаться один или несколько атомов. При содержании одного атома масса элемента будет наименьшей. При содержании нескольких атомов масса элемента в молекуле будет кратной атомной массе. Следовательно, наименьшая масса и будет атомной массой.

Чтобы воспользоваться методом Канницарро, нужно знать молекулярные массы соединений и процентное содержание элемента в веществах.

Пример 1. Вычислить атомную массу углерода по молекулярным массам и процентному содержанию углерода в соединениях, приведенных в таблице 2.

Таблица 2

Химические соединения	Молекулярные массы	Содержание углерода в %
Углекислый газ	44	27,4
Этиловый спирт	46	52,2
Метан	16	75,0
Бензол	78	92,5
Хлороформ	119,5	10,1

Решение. Содержится углерода в молекуле:

углекислого газа	$44 \cdot 0,274 = 12$
этилового спирта	$46 \cdot 0,522 = 24$
метана	$16 \cdot 0,75 = 12$
бензола	$78 \cdot 0,925 = 72$
ацетона	$58 \cdot 0,62 = 36$
хлороформа	$119,5 \cdot 10,1 = 12$

Наименьшее из полученных количеств 12. Это и есть атомная масса углерода.

Во многих случаях с большей или меньшей вероятностью атомные массы элементов могут быть определены при использовании ограниченного числа соединений (двух, трех) и даже тогда, когда среди вычисленных масс нет ни одной, которой были бы кратны остальные.

Пример 1. На долю некоторого элемента в молекуле одного из его химических соединений приходится 57 у. е., а в молекуле другого соединения этого элемента 76 у. е. Какова атомная масса этого элемента?

Решение. Теоретической основой вычисления служит положение, что масса элемента в молекуле соединения всегда кратна атомной массе. Значит, искомая атомная масса должна быть общим делителем указанных чисел. Поскольку имеется малое количество данных, ищем общий наибольший делитель. Если он оказывается простым числом (не разлагающимся на первоначальные множители), то он и является атомной массой; если же он оказывается составным, то данных для достоверного определения атомной массы недостаточно.

Элементарная арифметика учит двум существенно различным методам определения общего наибольшего делителя. Первый способ заключается в разложении данных чисел на простые множители и в последующем отборе общих множителей всех чисел. Число, получающееся перемножением этих множителей, является общим наибольшим делителем.

Второй способ нахождения общего наибольшего делителя относящийся к нахождению общего наибольшего делителя двух чисел, заключается в последовательном делении большего числа на меньшее, меньшего на первый остаток, первого остатка на второй, второго остатка на третий и т. д. до тех пор, пока в остатке не получится нуль.

Прилагая к решению задачи этот метод, получаем:

$$\frac{76}{57} = 1 \text{ (остаток 19)}; \frac{57}{19} = 3 \text{ (остаток 0)}. \text{ Атомная масса 19.}$$

Пример 3. Доля элемента в молекуле одного из его соединений 64 у. е., другого — 96 у. е., третьего — 160 у. е. Вычислить атомную массу элемента.

Решение. Находим общий наибольший делитель методом разложения на первоначальные множители:

$$64 = 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2$$

$$96 = 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 3$$

$$160 = 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 5$$

Общие множители: $2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2$. Общий наибольший делитель: $2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 \cdot 2 = 32$. Атомная масса 32.

В этом случае вычисленная атомная масса недостоверна. Необходимы дополнительные данные.

ХИМИЧЕСКИЕ УРАВНЕНИЯ

Химическое уравнение — это условная запись, показывающая посредством химических формул и коэффициентов при них, какие вещества являются исходными при реакции, какие продукты реакции и какие количественные отношения между ними. Формулы исходных веществ, соединенные знаком «плюс», ставятся слева от знака равенства, а формулы веществ, получающихся в результате реакции, также соединенные знаком «плюс», ставятся справа от знака равенства. В составленном таким образом уравнении коэффициенты перед формулами показывают, в каком отношении находятся количества молекул всех участвующих в реакции веществ — исходных и получающихся.

Для иллюстрации изложенного воспользуемся уравнением реакции между концентрированной серной кислотой и медью:



Это уравнение показывает, что в результате реакции между концентрированной серной кислотой и медью образуются три вещества: сульфат меди, двуокись серы и вода. На каждый атом меди расходуются две молекулы серной кислоты и образуется одна молекула сульфата меди, одна молекула двуокиси серы и две молекулы воды. В состав веществ, участвующих в реакции, входят четыре элемента: водород,

сери, кислород и медь. Сравнивая количества атомов этих элементов в правой и левой частях уравнения, мы видим:

	В левой части	В правой части
H	4	4
O	8	8
S	2	2
Cu	1	1

Равенство атомов в левой и правой частях уравнения доказывает, что уравнение составлено правильно.

Согласно стехиометрическому закону, выражающему количественные отношения при химических реакциях, отношение масс, участвующих в реакции веществ, является постоянным и закономерным. Эти отношения выводятся из уравнений химических реакций следующим образом: стехиометрические отношения масс, участвующих в реакции веществ, равны отношениям произведений молекулярных масс веществ на коэффициенты в уравнении реакции. Так, например, стехиометрическое отношение масс серной кислоты и меди в реакции приведенной выше будет равно:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{2M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{A_{\text{Cu}}} = \frac{98 \cdot 2}{64} = \frac{196}{64},$$

а стехиометрическое отношение масс меди и сульфата меди равно:

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{CuSO}_4}} = \frac{A_{\text{Cu}}}{M_{\text{CuSO}_4}} = \frac{64}{160}.$$

Составление химического уравнения

а) Реакции соединения элементов. Количества соединяющихся атомов находятся в обратном отношении к валентности элементов.

Пример. Составить уравнение реакции соединения алюминия с кислородом. Валентность алюминия равна 3, а кислорода — 2.

Согласно сформулированной закономерности на 2 атома алюминия должны быть взяты 3 атома кислорода. Уравнение реакции:



Но в уравнении реакции пишутся не символы, а формулы, за исключением тех случаев, когда молекулы простых ве-

ществ одноатомны. Поэтому в уравнении кислород должен быть записан в молекулярной форме. Это может быть осуществлено двояким образом: 1) или путем удвоения коэффициентов при алюминии и окиси алюминия, тогда уравнение реакции получит такое выражение:



2) или введением дробного коэффициента при кислороде. Тогда уравнение реакции получит такое оформление:



Вокруг этого вопроса долгое время шла дискуссия, которая отчасти продолжается и сейчас, — допустимы ли дробные коэффициенты в уравнении реакции. Этот вопрос решается с точки зрения того, что следует понимать под символом элемента и формулой вещества. Если под символами и формулами понимать только атомы и молекулы, то дробные коэффициенты недопустимы, так как атомы и молекулы делить на части нельзя. Так обстоит дело в начале обучения, но, после того как учащиеся познакомились с грамм-атомами и грамм-молекулами, этот запрет отпадает, так как части грамм-атомов и грамм-молекул — реальные величины. В настоящее время под символами и формулами всеми понимаются как атомы и молекулы, так и грамм-атомы и грамм-молекулы.

В большинстве учебных руководств, как отечественных так и зарубежных, в технической и научной литературе широко используются дробные коэффициенты.

б) Реакция двойного обмена. Количества участвующих в реакции молекул (коэффициенты в уравнении реакции) находятся в обратном отношении валентности обменивающихся частиц.

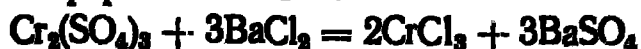
Пример. Составить уравнение реакции между сульфатом хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и хлоридом бария BaCl_2 .

Решение. Составляем схему реакции:



Обменивающимися частицами являются атомы хрома и бария, с одной стороны, и кислотные остатки SO_4 и Cl , с другой стороны. Расчет можно вести по любой паре этих частиц. Предположим, что он ведется по валентности хрома и бария. Валентность хрома равна 3; валентность бария — 2. В соответствии с этим количество атомов хрома должно относиться к количеству атомов бария, как 2 : 3. Так как в молекуле сульфата хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ содержится

два атома хрома, а в молекуле хлорида бария BaCl_2 один атом бария, то на одну молекулу сульфата хрома должны быть взяты три молекулы хлорида бария. В целом уравнение реакции оформляется так:

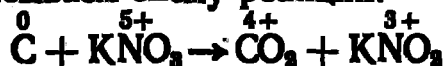


Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

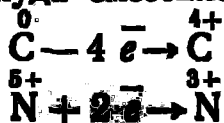
Окислительно-восстановительными реакциями принято называть реакции, при которых происходит изменение электровалентности элементов, входящих в состав участвующих в реакции веществ. Принято эту валентность выражать так называемыми окислительными числами атомов элементов. Электровалентность элемента возникает вследствие смещения электронов в атоме элемента. Если электроны смещаются в сторону от атома, то в элементе возникает положительная валентность; если же они смещаются в направлении к нему, возникает отрицательная валентность, а если смещение электронов в атоме вовсе не происходит, элемент считается нульвалентным. Окислительное число атома показывает, как произошло смещение электронов в нем, иначе говоря, степень его окисления.

При окислительно-восстановительных реакциях окислителем считается вещество, содержащее элемент, окислительное число которого алгебраически уменьшается, а восстановителем — вещество, содержащее элемент, окислительное число которого алгебраически увеличивается.

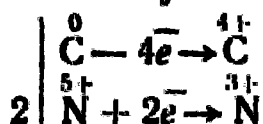
Составление уравнения окислительно-восстановительной реакции начинается с составления схемы реакции, в которой над символами элементов надписываются окислительные числа. Пусть, например, требуется составить уравнение реакции окисления углерода расплавленной селитрой KNO_3 . Записываем схему реакции:



Суммарные изменения окислительных чисел окислителя и восстановителя должны быть равны. Так как изменение окислительных чисел происходит вследствие смещения электронов, записываем это уравнениями, в которых указываем, сколько электронов и куда сместилось от каждого атома:



Чтобы выравнять число сместившихся электронов в окислителе и восстановителе, умножаем оба уравнения на дополнительные множители. Получаем:



Дополнительные множители являются коэффициентами в уравнении реакции. Следовательно, уравнение реакции имеет следующий вид:



Особым видом окислительно-восстановительных реакций являются реакции восстановления кислородных кислот металлами с образованием солей, продуктов восстановления кислот и воды. Особенность этого вида реакций заключается в том, что их можно рассматривать как протекающие в две стадии. В первой стадии происходит окисление металлов до окислов. Во второй — взаимодействие образующихся окислов металлов с участвующей в реакции кислотой, в результате чего образуются соли.

Пример 1. Составить уравнение реакции окисления меди азотной кислотой.

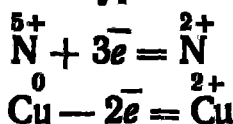
Решение. Общая схема реакции:



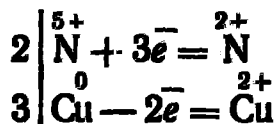
Первая стадия реакции:



В этой стадии происходит изменение окислительных чисел азота и меди согласно уравнениям:



После выравнивания электронов в обоих уравнениях



Находим коэффициенты для уравнения реакции, которое получает следующее оформление:



Вторая стадия реакции. Полученная в первой стадии окись меди CuO взаимодействует с азотной кислотой HNO_3 , с образованием соли $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$:



Суммируя оба уравнения, получаем:



Составление уравнений реакций алгебраическим методом

Несколько десятков лет тому назад в методической литературе дискутировался так называемый алгебраический метод составления уравнений реакций. Наиболее подробно он был изложен в записках по методике химии проф. С. Г. Крапивина. Сам он к этому методу относился скептически. Излагая этот метод, С. Г. Крапивин писал, что для рационального составления уравнений химических реакций существуют два способа: алгебраический и химический. Стремясь критически оценить тот и другой способ, он рассматривает много примеров, иллюстрирующих алгебраический метод составления уравнений химических реакций. Мы остановимся только на одном из этих примеров.

С. Г. Крапивин пишет, что при растворении меди в не очень разбавленной азотной кислоте получается азотно-кислая медь, окись азота и вода. Обозначив коэффициент при меди Cu через x , коэффициент при азотной кислоте HNO_3 через y , при нитрате меди $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ через z , при окиси азота через m , при воде H_2O через n , он записывает уравнение в общем виде следующим образом:



Опираясь на число атомов в каждом из этих соединений, С. Г. Крапивин составляет систему алгебраических уравнений:

$$\begin{array}{ll} 3y = 6z + m + n & (\text{по O}) \\ y = 2z + m & (\text{по N}) \\ x = z & (\text{по Cu}) \\ y = 2n & (\text{по H}) \end{array}$$

Из этих уравнений получаем: $3y = 8z$, т. е. $y = \frac{8z}{3}$.

Следовательно, минимальное целое число для y , равное 8, получается при z , равном 3. Тогда $x = 3$; $y = 8$; $z = 3$; $n = 4$; $m = 2$. Взятое уравнение имеет следующий вид:



Оценивая алгебраический метод составления уравнения реакции, проф. С. Г. Крапивин отмечает, что все дело сводится к подсчету и комбинированию количеств атомов различных элементов для составления системы уравнений. Химическая сторона вопроса здесь не затрагивается. Заключение С. Г. Крапивина навряд ли у кого-либо может вызвать сомнение. В последнее время сделана попытка воскресить этот метод.

В журнале «Химия в школе» № 5 за 1968 г. появилась статья А. Ф. Хрусталева «О расстановке коэффициентов в химических уравнениях». В этой статье излагается алгебраический метод нахождения коэффициентов для химического уравнения, мало чем отличающийся от метода, изложенного С. Г. Крапивиним. Поэтому мы не станем останавливаться на рассмотрении его, а ограничимся лишь сопоставлением этого метода с общепринятыми методами, используемыми как в учебной, так и в практической работе.

Автор в своей статье рассматривает три примерные задачи.

Пример 1. Найти коэффициенты в уравнении реакции, протекающей согласно схеме:



Автор обозначает коэффициенты шестью неизвестными и составляет систему уравнений, решением которой выводит коэффициенты. Ни одно свойство веществ не затрагивается, ни одно теоретическое положение, трактующее о закономерной зависимости между величинами, не используется. Чистая математика.

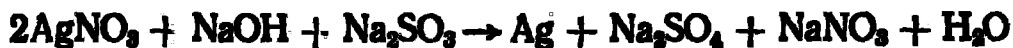
Посмотрим, как решается эта задача обычным методом.

Решение. Устанавливаем окислительные числа элементов, входящих в состав исходных и получающихся веществ, и устанавливаем, что изменение окислительных чисел коснулось только элементов серебра и серы, а именно:

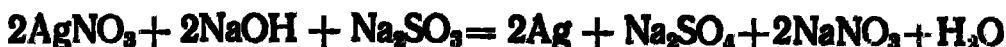


Отсюда заключаем, что на 2 молекулы AgNO_3 должна быть взята одна молекула Na_2SO_3 . Составляем промежуточную схему реакции, из которой выводим коэффициенты для получающихся веществ подсчетом атомов.

Промежуточная схема реакции:



Уравнение реакции:



Для чего же нужны сложные и оторванные от химического содержания формальные выкладки?

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

Основным видом вычислений по химическим уравнениям является нахождение количества одного из веществ, участвующих в химической реакции, по количеству другого из них. Основой их служит стехиометрический закон, который гласит, что *отношения количеств веществ, участвующих в химической реакции, являются постоянными величинами для каждой пары веществ, иначе говоря, количества этих веществ прямо пропорциональны друг другу*. Например, в химической реакции



отношение масс каждой пары веществ — постоянная величина, что можно записать следующим образом:

$$\begin{aligned} \frac{m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{m_{\text{NaOH}}} &= \text{const}; & \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{Al}(\text{OH})_3}} &= \text{const} \\ \frac{m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{m_{\text{Al}(\text{OH})_3}} &= \text{const}; & \frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} &= \text{const} \\ \frac{m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} &= \text{const}; & \frac{m_{\text{Al}(\text{OH})_3}}{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} &= \text{const} \end{aligned}$$

Каковы бы ни были абсолютные значения масс каждой пары этих веществ, отношение их будет всегда одно и то же. Поскольку эти отношения являются следствием стехиометрического закона, мы их в дальнейшем будем именовать стехиометрическими отношениями.

Как же вычисляется стехиометрическое отношение масс веществ, участвующих в химической реакции? Оно непосредственно вытекает из уравнения реакции. Пусть, например, нам требуется найти отношение масс сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и едкого натра NaOH в реакции, протекающей по выше приведенному уравнению. При реакции каждая молекула сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ взаимодействует с 6 молекулами едкого натра NaOH . Следовательно, масса сульфата алюминия должна относиться к массе едкого натра, как

масса одной молекулы $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ к массе 6 молекул NaOH , что в математической форме можно выразить так:

$$\frac{m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{m_{\text{NaOH}}} = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{6M_{\text{NaOH}}}$$

Так как $M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342$ у. е., $M_{\text{NaOH}} = 40$ у. е., то

$$\frac{m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{m_{\text{NaOH}}} = \frac{342 \text{ у. е.}}{40 \text{ у. е.} \cdot 6} = \frac{342}{240}$$

Углеродные единицы мы отбрасываем вследствие того, что по правилам размерности величин они в отношении сокращаются. Следует заметить, что если бы мы вели расчет, исходя не из молекулярных масс, а из грамм-молекулярных, то отношение получилось бы таким же безразмерным.

Обобщая этот метод нахождения стехиометрического отношения масс веществ, участвующих в химической реакции, можно его сформулировать так: *отношение масс веществ, участвующих в химической реакции, равно отношению произведений молекулярных масс этих веществ на коэффициенты в уравнении реакции, что в математической форме можно выразить следующим образом:*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1 \gamma_1}{M_2 \gamma_2},$$

где m_1 и m_2 — массы веществ, M_1 и M_2 — молекулярные массы веществ, γ_1 и γ_2 — коэффициенты в уравнении реакции.

Как же следует использовать искомые по уравнению реакции стехиометрические отношения при вычислении количества одного вещества, участвующего в химической реакции, по количеству другого? Для иллюстрации воспользуемся следующими примерами.

Пример 1. Сколько требуется едкого кали на реакцию с 10 г хлорного железа?



Вычисляем стехиометрическое отношение масс гидроксида калия и хлорида железа: $M_{\text{KOH}} = 39 + 16 + 1 = 56$; $M_{\text{FeCl}_3} = 56 + 106,5 = 162,5$.

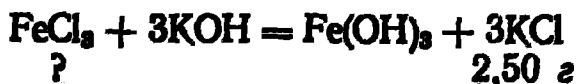
$$\frac{m_{\text{KOH}}}{m_{\text{FeCl}_3}} = \frac{56 \cdot 3}{162,5} = \frac{168}{162,5}$$

Находим массу:

$$m_{\text{KOH}} = 10 \text{ г} \cdot \frac{168}{162,5} = 10,3 \text{ г}$$

Пример 2. Сколько израсходовано хлорного железа при реакции с едким кали, если получено 2,50 г хлорида калия?

Решение.



Находим стехиометрическое отношение масс хлоридов FeCl_3 и KCl : $M_{\text{FeCl}_3} = 162,5$; $M_{\text{KCl}} = 74,5$.

$$\frac{m_{\text{FeCl}_3}}{m_{\text{KCl}}} = \frac{162,5}{74,5 \cdot 3} = \frac{162,5}{223,5}$$

Вычисляем массу:

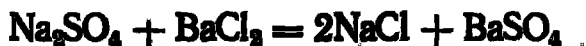
$$m_{\text{FeCl}_3} = 2,50 \text{ г} \cdot \frac{162,5}{223,5} = 1,86 \text{ г}$$

Стехиометрические отношения, будучи постоянными величинами, имеют значение коэффициентов пропорциональности. Необходимо ли всегда при вычислении массы одного вещества по массе другого пользоваться стехиометрическими отношениями в таком виде, как они непосредственно выводятся из уравнений реакций, или их можно преобразовать, придав им другую форму?

Проиллюстрируем это на конкретном примере.

Предположим, что в заводской или научной лаборатории систематически производится анализ материала на содержание в нем сульфата натрия. Как известно, реактивом на сульфаты служит хлорид бария, который с сульфатами образует нерастворимый ни в воде, ни в кислотах сульфат бария. По массе полученного сульфата бария можно вычислить количество определяемого сульфата. Для этого нужно знать отношение масс определяемого сульфата и сульфата бария.

Уравнение реакции применительно к сульфату натрия:



Из этого уравнения мы выводим стехиометрическое отношение масс сульфата натрия и сульфата бария:

$$\frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{BaSO}_4}} = \frac{142}{293}$$

Чтобы найти количество сульфата натрия Na_2SO_4 по количеству сульфата бария BaSO_4 , надо массу сульфата бария BaSO_4 умножить на выведенное стехиометрическое

отношение. Предположим, что масса сульфата бария BaSO_4 оказалась равной 2,43 г. Тогда

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 2,43 \text{ г} \cdot \frac{142}{233} = 1,48 \text{ г}$$

Это вычисление можно упростить, взяв вместо стехиометрического отношения стехиометрический множитель:

$$f = \frac{142}{233} = 0,609$$

Расчет, произведенный по стехиометрическому множителю, даст тот же результат:

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 2,43 \text{ г} \cdot 0,609 = 1,48 \text{ г}$$

Нужно ли для вычисления стехиометрического множителя каждый раз составлять уравнение реакции? Нет, не нужно, так как и без уравнения реакции ясно, что стехиометрическое отношение масс сульфатов равно отношению молекулярных масс этих веществ. Установив для этого отношения стехиометрический множитель, используют его в дальнейшем для стандартных определений.

Само собой разумеется, что на первой стадии обучения нет надобности фиксировать внимание учащихся на стехиометрическом множителе. С ним можно ознакомить учащихся под углом зрения использования его при серийных расчетах, особенно если учащиеся связаны с заводскими или иными химическими лабораториями.

На первой стадии обучения следует рекомендовать производить вычисления через пропорцию, однако не формально, как это иногда бывает. На всех стадиях обучения обязательно вычисления начинать с составления стехиометрического отношения. Затем, приравняв отношение неизвестной величины к известной, данной в условии задачи, к стехиометрическому отношению получают пропорцию, по которой и производят вычисления.

Вычисление объемов участвующих в реакции газов

При вычислениях объемов участвующих в реакции газов коэффициенты в уравнении рассматриваются как числа, обозначающие относительное количество молей веществ.

По аналогии с уравнением, выражающим отношение масс веществ, участвующих в химической реакции, можно вывести уравнение, выражающее отношение объемов газов, участвующих в ней, а именно:

$$V_1 : V_2 : V_3 = (V_{\text{моль}} \cdot \eta_1) : (V_{\text{моль}} \cdot \eta_2) : (V_{\text{моль}} \cdot \eta_3)$$

Так как молярные объемы газов при одинаковых условиях равны друг другу, то в отношении они сокращаются, вследствие чего отношение приобретает такое выражение:

$$V_1 : V_2 : V_3 = \eta_1 : \eta_2 : \eta_3,$$

что можно сформулировать так: *объемы газов, участвующих в химической реакции, при одинаковых условиях относятся друг к другу как коэффициенты в уравнении реакции.*

Если же в реакции, кроме газов, участвуют твердые или жидкие вещества, то отношение массы какого-либо из них к объему газа равно отношению молярной массы этого вещества на соответствующий ему коэффициент в уравнении реакции к произведению молярного объема газа на соответствующий коэффициент в том же уравнении. В математической форме это выражается так:

$$m_1 : V_2 = M_1 \cdot \eta_1 : V_{\text{моль}} \cdot \eta_2,$$

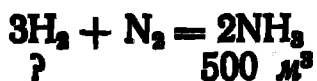
где η_1 и η_2 — коэффициенты в уравнении реакции

$V_{\text{моль}}$ — молярный объем газа.

Вычисления по уравнениям реакций, в которых участвуют газы, имеют такое же значение, как обычные вычисления по химическим уравнениям, а именно вычисление количества одного вещества по количеству другого с той только разницей, что здесь имеются в виду вычисления не только масс веществ, но и объемов газов. Что касается методики вычислений, то по существу она одна и та же.

Пример 1. Определить объем водорода, расходуемого на получение 500 м³ аммиака при синтезе его из водорода и азота.

Решение. Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение объемов водорода и аммиака:

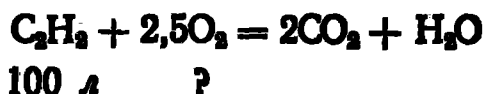
$$\frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{NH}_3}} = \frac{3}{2}.$$

Вычисление объема аммиака:

$$V_{\text{NH}_3} = 500 \text{ м}^3 \cdot \frac{3}{2} = 750 \text{ м}^3$$

Пример 2. Вычислить объем кислорода (при н. у.), расходуемого на сжигание 100 л ацетиленов при температуре 27°C и давлении 755 мм рт. ст.

Решение. Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение объемов кислорода и ацетилена:

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{C}_2\text{H}_2}} = \frac{2,5}{1}$$

Вычисление объема кислорода:

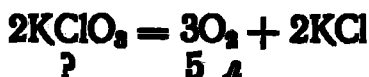
$$V_{\text{O}_2} = 100 \text{ л} \cdot \frac{2,5}{1} = 250 \text{ л}$$

Вычисленный объем относится к условиям, при которых находится ацетилен, а нужно вычислить объем кислорода при нормальных условиях. Для этого приводим найденный объем к нормальным условиям:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{250 \text{ л} \cdot 755 \text{ мм рт. ст.} \cdot 273 \text{ град}}{300 \text{ град} \cdot 760 \text{ мм рт. ст.}} = 226 \text{ л}$$

Пример 3. Вычислить массу хлората калия, расходуемого на получение 5 л кислорода.

Решение. Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение массы хлората калия и объем кислорода:

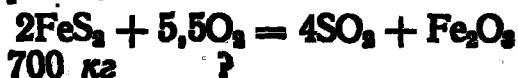
$$\frac{m_{\text{KClO}_3}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{24}{3V_{\text{моль}}} = \frac{122,5 \text{ г/моль} \cdot 2}{22,4 \text{ л/моль} \cdot 3} = \frac{245 \text{ г}}{67,2 \text{ л}}$$

Определяем массу KClO_3 :

$$m_{\text{KClO}_3} = 5 \text{ л} \cdot \frac{245 \text{ г}}{67,2 \text{ л}} = 18,23 \text{ г}$$

Пример 4. Вычислить объем расходуемого кислорода, объем двуокиси серы SO_2 (н. у.) и массу Fe_2O_3 , получаемых при сжигании 700 кг пирита FeS_2 .

Решение. Определяем объем расходуемого кислорода по уравнению реакции:



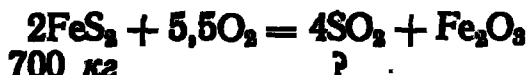
Стехиометрическое отношение объема кислорода к массе FeS_2 :

$$\frac{V_{\text{O}_2}}{m_{\text{FeS}_2}} = \frac{V_{\text{кмоль}} \cdot 5,5}{\mu_{\text{FeS}_2} \cdot 2} = \frac{22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} \cdot 5,5}{120 \text{ кг/кмоль} \cdot 2} = \frac{123,2 \text{ м}^3}{240 \text{ кг}}$$

Находим объем кислорода:

$$V_{\text{O}_2} = 700 \text{ кг} \cdot \frac{123,2 \text{ м}^3}{240 \text{ кг}} = 359,3 \text{ м}^3$$

Вычисляем объем сернистого газа по уравнению реакции:



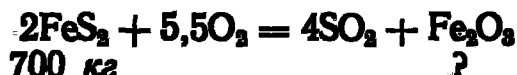
Стехиометрическое отношение объема двуокиси серы и массы FeS_2 :

$$\frac{V_{\text{SO}_2}}{m_{\text{FeS}_2}} = \frac{4V_{\text{кмоль}}}{\mu_{\text{FeS}_2} \cdot 2} = \frac{22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} \cdot 4}{120 \text{ кг/кмоль} \cdot 2} = \frac{89,6 \text{ м}^3}{240 \text{ кг}}$$

Определяем объем двуокиси серы:

$$V_{\text{SO}_2} = 700 \text{ кг} \cdot \frac{89,6 \text{ м}^3}{240 \text{ кг}} = 261,3 \text{ м}^3$$

Вычисляем массу окиси железа. Уравнение реакции:



Находим стехиометрическое отношение масс:

$$\frac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{m_{\text{FeS}_2}} = \frac{\mu_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{\mu_{\text{FeS}_2} \cdot 2} = \frac{160 \text{ кг/кмоль}}{120 \text{ кг/кмоль} \cdot 2} = \frac{160}{240}$$

Находим массу Fe_2O_3 :

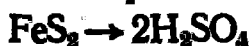
$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 700 \text{ кг} \cdot \frac{160}{240} = 467 \text{ кг}$$

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИМ СХЕМАМ

Вычисление количества одного из участвующих в реакции веществ по количеству другого обычно производится по уравнениям реакций. Но эти вычисления становятся затруднительными, когда приходится иметь дело с большинством производственных химических процессов, в которых участвует ряд последовательно идущих химических реакций. Предположим, что нужно вычислить количество дву-сернистого железа FeS_2 , которое требуется для производ-

ства заданного количества серной кислоты. Если пользоваться для этого химическими уравнениями, то расчет пришлось бы вести через ряд промежуточных расчетов в соответствии с отдельными стадиями производства. Это повлекло бы за собой усложнение вычислений. Между тем такое усложнение не является необходимостью. В самом деле, для определения количества одного вещества по количеству другого нужно только знать отношение числа молекул исходного вещества и конечного продукта производственного процесса. Это может быть найдено сравнением состава того и другого вещества, выраженного химическими формулами.

Сравнивая формулы двусернистого железа FeS_2 и серной кислоты H_2SO_4 , мы видим, что, каков бы ни был процесс превращения двусернистого железа в серную кислоту, из каждой молекулы исходного вещества будет получаться две молекулы серной кислоты H_2SO_4 , что может быть кратко записано в виде стехиометрической схемы:



Для вычислений стехиометрические схемы используются так же, как и химические уравнения. В соответствии с этим стехиометрическое отношение, по которому производится вычисление количества серной кислоты по количеству двусернистого железа, выражается следующим образом:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{FeS}_2}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot 2}{M_{\text{FeS}_2}} = \frac{196}{120}$$

Само собой разумеется, что стехиометрические схемы можно составлять только в том случае, когда известно, что элемент, по которому производится составление ее, целиком переходит из исходного вещества в конечное.

Подводя итоги изложенному о методике вычисления количества одного из участвующих в реакции веществ по количеству другого из них, можно его выразить следующими положениями:

1. Вычисление количества одного из участвующих в реакции веществ по количеству другого производится по химическому уравнению или стехиометрической схеме.

2. Отправным действием при этих вычислениях является составление стехиометрического отношения искомой величины к известной. По этому отношению вычисление искомой величины может производиться двумя методами:

- а) умножением известной величины на найденное стехиометрическое отношение. При массовых стандартных вы-

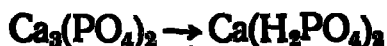
числениях умножением известной величины на стехиометрический множитель;

б) составлением геометрической пропорции, по которой производится вычисление искомой величины как неизвестного члена пропорции.

Все это относится к тем случаям, когда имеют дело с химически чистыми веществами. На практике этого нет. Поэтому практические вычисления осложняются наложением на них других отношений. Рассмотрим примеры важнейших типов подобных комбинированных вычислений.

Пример 1. Сколько требуется фосфорита, содержащего 80% $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, для получения 1000 т двойного суперфосфата, содержащего 90% $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$?

Решение. Составляем стехиометрическую схему, выражающую отношение числа молекул $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Расчет ведем по числу атомов фосфора:



Находим стехиометрическое отношение $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$:

$$\frac{m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}} = \frac{M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}}$$

$$M_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 40 \cdot 3 + 96 \cdot 2 = 120 + 192 = 312$$

$$M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = 40 + 97 \cdot 2 = 40 + 194 = 234$$

$$\frac{m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2}}{m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}} = \frac{312}{234}$$

Определяем массу $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, содержащегося в 1000 т суперфосфата:

$$m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = 1000 \text{ т} \cdot 0,9 = 900 \text{ т}$$

Вычисляем массу фосфата кальция, требуемого для получения 900 т $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$:

$$m_{\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2} = 900 \text{ т} \cdot \frac{312}{234} = 1192 \text{ т}$$

Находим количество фосфорита, содержащего вычисленное количество фосфата. Так как фосфат кальция в фосфорите составляет только часть, а именно 80% = 0,8, то для определения количества фосфорита надо количество фосфата разделить на дробь, выражающую эту часть:

$$m_{\text{фосфорита}} = \frac{1192 \text{ т}}{0,8} = 1490 \text{ т}$$

Пример 2. На получение 1,000 *m* извести, содержащей 85% окиси кальция CaO, израсходовано 1,700 *m* известняка, содержащего 94% карбоната кальция CaCO₃. Вычислить процент выхода продукта.

Решение. Составляем уравнение реакции:



Составляем по нему стехиометрическое отношение масс CaCO₃ и CaO:

$$\frac{m_{\text{CaCO}_3}}{m_{\text{CaO}}} = \frac{100}{56}$$

Вычисляем массу CaO, содержащейся в 1 *m* извести:

$$m_{\text{CaO}} = 1,000 \text{ m} \cdot 0,85 = 0,850 \text{ m}$$

Определяем количество карбоната кальция, требуемое для получения 0,850 *m* CaO:

$$m_{\text{CaCO}_3} = 0,850 \text{ m} \cdot \frac{100}{56} = 1,518 \text{ m}$$

Находим количество известняка, соответствующее этому количеству CaCO₃:

$$m_{\text{известняка}} = \frac{1,518 \text{ m}}{0,94} = 1,614 \text{ m}$$

Вычисляем процент выхода, т. е. отношение теоретически требуемого количества известняка к фактически затраченному количеству, выраженному в процентах:

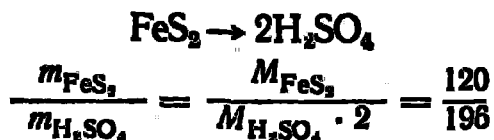
$$\text{процент выхода} = \frac{100\% \cdot 1,614}{1,700} = 95\%$$

Пример 3. Сколько требуется железного колчедана, содержащего 84% FeS₂, для получения 1000 *m* 70-процентного раствора серной кислоты H₂SO₄, считая, что потери в производстве составляют 7%?

Решение. Определяем количество серной кислоты H₂SO₄ в 1000 *m* 70-процентного раствора:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1000 \text{ m} \cdot 0,70 = 700 \text{ m}$$

Находим стехиометрическое отношение масс двусернистого железа FeS₂ и серной кислоты H₂SO₄ по стехиометрической схеме:



Вычисляем массу двусернистого железа FeS_2 , требуемого для получения 700 т серной кислоты:

$$m_{\text{FeS}_2} = 700 \text{ т} \cdot \frac{120}{196} = 428,5 \text{ т}$$

Находим фактически расходуемое количество FeS_2 , учитывая потери в производстве (7%), что равноценно полезно используемому количеству FeS_2 , равному 93%:

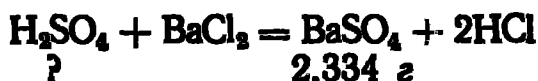
$$m_{\text{факт}} = \frac{428,5 \text{ т}}{0,93} = 460,8 \text{ т}$$

Учитывая, что в колчедане содержится 84% $= 0,84 \text{ FeS}_2$, вычисляем количество колчедана:

$$m_{\text{колчедана}} = \frac{460,8 \text{ т}}{0,84} = 548,6 \text{ т}$$

Пример 4. Для определения содержания сероуглерода CS_2 в техническом сероуглероде 0,422 г его были сожжены. Полученная в результате реакции двуокись серы была окислена и превращена в серную кислоту, которая с хлоридом бария дала осадок сульфата бария BaSO_4 . Масса его оказалась равной 2,334 г. Вычислить содержание сероуглерода CS_2 в анализированном техническом сероуглероде.

Решение. По количеству полученного сульфата бария определяем количество серной кислоты:



По этому уравнению выводим стехиометрическое отношение масс серной кислоты и сульфата бария:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{BaSO}_4}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{BaSO}_4}} = \frac{98}{233,4}$$

Определяем количество серной кислоты:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2,334 \text{ г} \cdot \frac{98}{233,4} = 0,980 \text{ г}$$

По количеству серной кислоты вычисляем количество сероуглерода. Стехиометрическая схема:



Стехиометрическое отношение масс CS_2 и H_2SO_4 :

$$\frac{m_{\text{CS}_2}}{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{M_{\text{CS}_2}}{2M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{76}{196}$$

$$\text{Отсюда } m_{\text{CS}_2} = 0,980 \text{ г} \cdot \frac{76}{196} = 0,380 \text{ г}$$

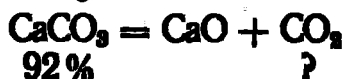
Находим, сколько процентов CS_2 содержится в исследованном образце технического сероуглерода:

$$\text{процент } \text{CS}_2 = \frac{100\% \cdot 0,380}{0,422} = 90,2\%$$

Пример 5. Один из известняков, имевший следующий состав: CaCO_3 —92%; MgCO_3 —3%; SiO_2 —2,5%; Fe_2O_3 + Al_2O_3 —5%; CaSO_4 —1,5%; влаги—0,5%, подвергся обжигу. Потеря массы при обжиге составила 38%. Вычислить теоретическую потерю массы и процент выхода.

Особенность этой задачи заключается в том, что абсолютная величина массы компонентов смеси не указана. Однако для данного расчета это не имеет значения. Предположим, что масса одного из компонентов смеси составляла по отношению ко всей смеси 30%, а потеряна половина массы этого компонента, то по отношению к массе всей смеси это будет составлять $30\% \cdot 0,5 = 15\%$. Подобным образом может быть вычислена потеря массы каждого компонента, выраженная в процентах по отношению к массе всей смеси.

Решение. Вычисляем потерю массы вследствие разложения карбоната CaCO_3 :

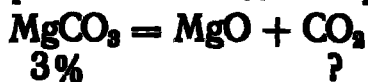


Стехиометрическое отношение масс CO_2 и CaCO_3 :

$$\frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{CaCO}_3}} = \frac{M_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{44}{100}$$

$$\text{Процент потери массы} = 92\% \cdot \frac{44}{100} = 40,49\%$$

Вычисляем потерю массы вследствие разложения MgCO_3 :



Стехиометрическое отношение масс CO_2 и MgCO_3 :

$$\frac{m_{\text{CO}_2}}{m_{\text{MgCO}_3}} = \frac{M_{\text{CO}_2}}{M_{\text{MgCO}_3}} = \frac{44}{84}$$

$$\text{Процент потери массы} = 3\% \cdot \frac{44}{84} = 1,57\%$$

Прибавляя сюда потерю вследствие улетучивания влаги, находим общую потерю массы:

$$40,49\% + 1,57\% + 0,50\% = 42,56\%$$

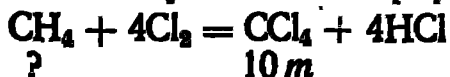
Фактическая потеря меньше возможной теоретической потери. Отношение фактической потери массы к теорети-

чески возможной, выраженное в процентах, показывает процент выхода:

$$\text{процент выхода} = \frac{100\% \cdot 38}{42,56} = 89,3\%$$

Пример 6. Четыреххлористый углерод CCl_4 получают хлорированием метана CH_4 . Какой объем (н. у.) природного газа, содержащего 95% метана, требуется для производства 10 т четыреххлористого углерода, считая выход 98,5%?

Решение. Уравнение реакции хлорирования метана:



Находим стехиометрическое отношение объема метана и массы четыреххлористого углерода:

$$\frac{V_{\text{CH}_4}}{m_{\text{CCl}_4}} = \frac{22\,400 \text{ м}^3/\text{тмоль}}{154 \text{ т/тмоль}}$$

Вычисляем объем метана:

$$V_{\text{CH}_4} = 10 \text{ т} \cdot \frac{22\,400 \text{ м}^3/\text{тмоль}}{154 \text{ т/тмоль}} = 1454 \text{ м}^3$$

Определяем объем природного газа. Так как в природном газе содержалось 95% метана = 0,95, то

$$V_{\text{прир.газа}} = \frac{1454 \text{ м}^3}{0,95} = 1531 \text{ м}^3,$$

а с учетом производственных потерь:

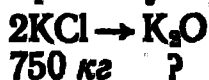
$$V_{\text{прир.газа}} = \frac{1531 \text{ м}^3}{0,985} = 1554 \text{ м}^3$$

Пример 7. Какому количеству окиси калия K_2O соответствует 1 т калийного удобрения, содержащего 75% хлорида калия?

Решение. Вычисляем, сколько хлорида калия KCl содержится в 1 т удобрения:

$$m_{\text{KCl}} = 1 \text{ т} \cdot 0,75 = 0,750 \text{ т} = 750 \text{ кг}$$

Составляем стехиометрическую схему:



Находим стехиометрическое отношение масс окиси калия и хлорида калия:

$$\frac{m_{\text{K}_2\text{O}}}{m_{\text{KCl}}} = \frac{M_{\text{K}_2\text{O}}}{M_{\text{KCl}} \cdot 2} = \frac{94}{74,5 \cdot 2} = \frac{94}{149}$$

Вычисляем массу окиси калия:

$$m_{K_2O} = 750 \text{ кг} \cdot \frac{94}{149} = 473,3 \text{ кг}$$

Пример 8. Один из видов суперфосфата содержит 40% соли $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Какое количество его надо взять, чтобы в нем содержалась 1 т пятиокси фосфора P_2O_5 ?

Решение. По схеме $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$ выводим стехиометрическое отношение масс $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ и P_2O_5 :

$$\frac{m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}}{m_{\text{P}_2\text{O}_5}} = \frac{M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}}{M_{\text{P}_2\text{O}_5}} = \frac{234}{142}$$

Находим массу однозамещенного фосфата кальция, содержащего 1,000 т P_2O_5 :

$$m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = 1,000 \text{ т} \cdot \frac{234}{142} = 1,647 \text{ т}$$

Вычисляем количество суперфосфата, содержащее вычисленное количество соли $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Содержание соли $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ равнялось 40% = 0,40, поэтому

$$m_{\text{суперфосфата}} = \frac{1,647 \text{ т}}{0,40} = 4,117 \text{ т}$$

ВЫЧИСЛЕНИЕ СОСТАВА ДВУХКОМПОНЕНТНОЙ СМЕСИ ПО РЕЗУЛЬТАТАМ РЕАКЦИИ, В КОТОРОЙ ИЗ ОБОИХ КОМПОНЕНТОВ ПОЛУЧАЕТСЯ ОДНО И ТО ЖЕ ВЕЩЕСТВО

Примерами таких смесей могут служить смеси хлоридов, сульфатов, нитратов и др. При взаимодействии хлоридов с раствором нитрата серебра AgNO_3 выпадает белый, нерастворимый в кислотах осадок хлорида серебра AgCl . При взаимодействии растворов сульфатов с раствором хлорида бария всегда выпадает белый, нерастворимый в кислотах осадок сульфата бария BaSO_4 . При восстановлении нитратов и нитритов получается газообразное вещество — окись азота NO .

Вычисление алгебраическим методом. Обозначив количество одного из компонентов через x , а другого через y , вычисляют по уравнениям реакции количества продуктов реакций. По полученным результатам составляют систему из двух уравнений, которая в общем виде получает следующее выражение:

$$x + y = m_1, \quad f_1x + f_2y = m_2,$$

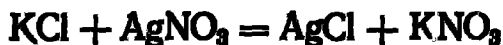
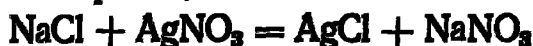
где m_1 — масса смеси, m_2 — масса продуктов реакции, f_1 и f_2 — стехиометрические множители (знаменатели стехиометрических отношений). Решением этой системы уравнений находят количества компонентов смеси.

Пример 1. Смесь солей хлорида натрия NaCl и хлорида калия KCl , масса которой 0,325 г, растворили в воде. К приготовленному раствору прибавили раствор нитрата серебра AgNO_3 в избытке. Выпал осадок хлорида серебра AgCl , масса которого оказалась равной 0,717 г. Сколько содержалось в смеси каждого из компонентов?

Решение. Обозначив m_{NaCl} через x , m_{KCl} через y , составляем первое уравнение:

$$x + y = 0,325$$

По уравнениям реакций:



находим массу хлорида серебра, получаемого в результате реакции с хлоридом натрия, и массу хлорида серебра, получаемого в результате реакции с хлоридом калия:

$$m_{\text{AgCl}/\text{NaCl}} = x \cdot \frac{M_{\text{AgCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = x \cdot \frac{143}{58,5} = x \cdot 2,444$$

$$m_{\text{AgCl}/\text{KCl}} = y \cdot \frac{M_{\text{AgCl}}}{M_{\text{KCl}}} = y \cdot \frac{143}{74,9} = y \cdot 1,919$$

Складывая обе массы, получаем второе уравнение:

$$2,444x + 1,919y = 0,717$$

Решаем составленную систему уравнений следующим образом: умножаем все члены первого уравнения на коэффициент при x во втором уравнении и вычитаем второе уравнение из первого. Получаем:

$$2,444x + 2,444y = 0,325 \cdot 2,444 = 0,794$$

$$2,444x + 1,919y = 0,717$$

$$0,525y = 0,077$$

$$y = \frac{0,077}{0,525} = 0,147; \quad x = 0,325 - 0,147 = 0,178$$

$$\text{Процент NaCl} = \frac{100\% \cdot 0,178}{0,325} = 54,76\%$$

$$\text{Процент KCl} = \frac{100\% \cdot 0,147}{0,325} = 45,24\%$$

Арифметический метод. Вычисления по арифметическому методу (задача на стр. 71) начинаются так же, как и по алгебраическому, а именно с нахождения стехиометрических множителей отношений масс хлорида серебра AgCl к массам хлорида натрия и хлорида калия:

$$f_{\text{AgCl}/\text{NaCl}} = 2,444; f_{\text{AgCl}/\text{KCl}} = 1,919$$

Затем вычисляют, какой была бы масса хлорида серебра AgCl , если бы вместо смеси был бы один только хлорид натрия NaCl такой же массы, как вся смесь:

$$m'_{\text{AgCl}} = 0,325 \text{ г} \cdot 2,444 = 0,794 \text{ г}$$

Эта масса больше фактически полученной массы AgCl :

$$m'_{\text{AgCl}} - m_{\text{AgCl}} = 0,794 \text{ г} - 0,717 \text{ г} = 0,077 \text{ г}$$

Разница получилась вследствие того, что в смеси содержалось некоторое количество хлорида калия, по отношению к которому стехиометрический множитель меньше, чем по отношению к хлориду натрия.

Разность обоих стехиометрических множителей:

$$f_{\text{AgCl}/\text{NaCl}} - f_{\text{AgCl}/\text{KCl}} = 2,444 - 1,919 = 0,525$$

Деля $0,079 \text{ г}$ на эту разность, получаем:

$$m_{\text{KCl}} = \frac{0,077 \text{ г}}{0,525} = 0,1466 \approx 0,147 \text{ г}$$

Массу NaCl находим по разности масс смеси и KCl :

$$m_{\text{NaCl}} = 0,325 \text{ г} - 0,147 \text{ г} = 0,178 \text{ г}$$

Вычисление по правилу смешения. Правило смешения выражает закономерность количественных отношений в смеси. Для двухкомпонентной смеси оно заключается в следующем: *количества компонентов в смеси обратно пропорциональны разностям значений свойств компонентов и смеси.* Оно применимо только к таким свойствам составных частей, на величину которых не влияет присутствие в смеси других составных частей. Поэтому значение свойства смеси складывается аддитивно, т. е. посредством суммирования значений свойств компонентов, образующих смесь. К таким свойствам относятся масса, плотность, процентная концентрация раствора и другие.

Математически правило смешения может быть выведено следующим образом. Обозначим количество одного компонента через A , а другого через B . Тогда количество смеси будет $A+B$. Обозначим свойство первого компонента через

x_1 , второго через x_2 , а свойство смеси через x . Используя эти обозначения, составим уравнение:

$$x_1A + x_2B = x(A + B)$$

Последовательно преобразуя это уравнение, получаем:

$$x_1A - xA = xB - x_2B$$

$$A(x_1 - x) = B(x - x_2)$$

Отсюда

$$\frac{A}{B} = \frac{x - x_2}{x_1 - x}$$

Рассмотрим использование правила смешения на примере решения предложенной выше (на стр. 71) задачи. Масса хлорида серебра, получаемого при реакции, аддитивно складывается из масс хлорида серебра AgCl , получаемых при реакции с хлоридом натрия NaCl и реакции с хлоридом калия KCl .

Эти массы, каждая в отдельности, пропорциональны массам NaCl и KCl , содержащимся в смеси. Коэффициентом пропорциональности для каждой из них является знаменатель стехиометрического отношения масс хлорида серебра AgCl и соответствующего хлорида (стехиометрический множитель индивидуален для каждой пары веществ). Таким образом, свойствами компонентов смеси являются соответствующие стехиометрические множители. Свойством же смеси в целом является знаменатель отношения общей массы хлорида серебра и массы смеси. Обозначим стехиометрические множители буквой f и вычислим каждый из них:

$$f_{\text{AgCl/NaCl}} = \frac{M_{\text{AgCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{143}{58,5} = 2,444$$

$$f_{\text{AgCl/KCl}} = \frac{M_{\text{AgCl}}}{M_{\text{KCl}}} = \frac{143}{74,5} = 1,919$$

$$f_{\text{AgCl/смесь}} = \frac{0,717}{0,325} = 2,206$$

Согласно правилу смешения

$$\frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{KCl}}} = \frac{2,206 - 1,919}{2,444 - 2,206} = \frac{0,287}{0,238} = \frac{287}{238}$$

Делая массу смеси пропорционально числам отношения получаем:

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{0,325 \text{ г} \cdot 287}{287 + 238} = \frac{0,325 \text{ г} \cdot 287}{525} = 0,178 \text{ г}$$

$$m_{\text{KCl}} = \frac{0,325 \text{ г} \cdot 238}{525} = 0,1473 = 0,147 \text{ г}$$

При практических вычислениях решение по правилу смешения большей частью оформляется в виде так называемой диагональной схемы, которая строится следующим образом. В точке пересечения двух отрезков прямой обозначают значение свойства смеси; у концов обоих отрезков с левой стороны — разности свойств смеси и соответствующих компонентов.

При составлении диагональной схемы надо иметь в виду следующее: *если значение свойства смеси больше значения свойства компонента, берут разность значений свойств смеси и компонента; наоборот, при большем значении свойства компонента берут разность значений свойств компонента и смеси.* В соответствии с этим диагональная схема для решения рассматриваемой задачи получит следующее оформление:

$$\begin{array}{rcc}
 \text{NaCl } 2,444 & \diagdown & 2,206 - 1,919 = 0,287 \\
 & \text{смесь } 2,206 & \\
 \text{KCl } 1,919 & \diagup & 2,444 - 2,206 = 0,238
 \end{array}$$

$$\frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{KCl}}} = \frac{0,287}{0,238} = \frac{287}{238}$$

$$m_{\text{NaCl}} = \frac{0,325 \text{ г} \cdot 287}{287 + 238} = 0,178 \text{ г}$$

$$m_{\text{KCl}} = \frac{0,325 \text{ г} \cdot 238}{287 + 238} = 0,147 \text{ г}$$

Проиллюстрируем метод применения правила смешения еще на некоторых примерах.

Пример 2. Смесь солей $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, масса которой 1,202 г, растворили в воде. К приготовленному раствору прибавили раствор хлорида бария BaCl_2 в избытке. Выпал осадок, масса которого равнялась 1,086 г. Сколько медного и железного купороса содержалось в смеси?

Решение. Находим коэффициенты пропорциональности для компонентов и смеси:

$$f_{\text{BaSO}_4/\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{233,4}{249,7} = 0,9348$$

$$f_{\text{BaSO}_4/\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = \frac{233,4}{278,0} = 0,8397$$

$$f_{\text{BaSO}_4/\text{смесь}} = \frac{1,086}{1,202} = 0,9036$$

Составляем диагональную схему:

$$\begin{array}{ccc}
 \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} & 0,9348 & \backslash \\
 & \text{смесь} & 0,9036 \\
 \text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O} & 0,8397 & /
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 0,9036 - 0,8397 = 0,0639 \\
 0,9348 - 0,9036 = 0,0312
 \end{array}$$

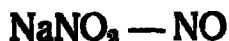
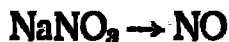
$$\frac{m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,0639}{0,0312} = \frac{639}{312}$$

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,202 \text{ г} \cdot 639}{639 + 312} = \frac{1,202 \text{ г} \cdot 639}{951} = 0,808$$

$$m_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,202 \text{ г} \cdot 312}{951} = 0,394 \text{ г}$$

Пример 3. Из смеси солей NaNO_3 и NaNO_2 , масса которой 0,3272 г, получено 90 мл окиси азота NO, приведенных к нормальным условиям. Вычислить, сколько нитрата натрия NaNO_3 и нитрита натрия NaNO_2 содержалось в смеси.

Решение. Согласно стехиометрическим схемам находим коэффициенты пропорциональности:



$$f_{\text{NO}/\text{NaNO}_3} = \frac{V_{\text{ноль}}}{\mu_{\text{NaNO}_3}} = \frac{22\,400 \text{ мл/моль}}{85 \text{ г/моль}} = 263 \text{ мл/г}$$

$$f_{\text{NO}/\text{NaNO}_2} = \frac{V_{\text{ноль}}}{\mu_{\text{NaNO}_2}} = \frac{22\,400 \text{ мл/моль}}{69 \text{ г/моль}} = 325 \text{ мл/г}$$

$$f_{\text{NO}/\text{смесь}} = \frac{90 \text{ мл}}{0,3272 \text{ г}} = 275 \text{ мл/г}$$

Дальше решение производится по диагональной схеме:

$$\begin{array}{ccc}
 \text{NaNO}_3 & 263 & \backslash \\
 & \text{смесь} & 275 \\
 \text{NaNO}_2 & 325 & /
 \end{array}
 \begin{array}{l}
 325 - 275 = 50 \\
 275 - 263 = 12
 \end{array}$$

$$\frac{m_{\text{NaNO}_3}}{m_{\text{NaNO}_2}} = \frac{50}{12}; \quad m_{\text{NaNO}_3} = \frac{0,3272 \text{ г} \cdot 50}{62} = 0,2638 \text{ г}$$

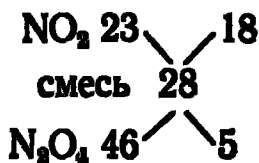
$$m_{\text{NaNO}_2} = \frac{0,3272 \text{ г} \cdot 12}{62} = 0,0634 \text{ г}$$

Пример 4. Относительная плотность по водороду смеси газов NO_2 и N_2O_4 равна 28. Сколько NO_2 и N_2O_4 содержится в 1000 мл смеси?

Решение. По молекулярным массам вычисляем плотность компонентов смеси:

$$D_{\text{NO}_2} = \frac{46}{2} = 23; \quad D_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{92}{2} = 46$$

Составляем диагональную схему:



Из нее следует:

$$\frac{V_{\text{NO}_2}}{V_{\text{N}_2\text{O}_4}} = \frac{46 - 28}{28 - 23} = \frac{18}{5}$$

Деля 1000 мл пропорционально числам отношения, получаем:

$$V_{\text{NO}_2} = \frac{1000 \text{ мл} \cdot 18}{18 + 5} = \frac{18000 \text{ мл}}{23} = 783 \text{ мл}$$

$$V_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{1000 \text{ мл} \cdot 5}{18 + 5} = \frac{5000 \text{ мл}}{23} = 217 \text{ мл}$$

ХИМИЧЕСКИЕ ЭКВИВАЛЕНТЫ

Из закона постоянства количественных отношений при химических реакциях следует, что данному количеству одного из участвующих в реакции веществ соответствует строго определенное количество другого из них. Такие количества называются эквивалентными (равноценными) количествами. Взятые применительно к определенному стандарту эквивалентные количества элементов и веществ носят название химических эквивалентов.

Из существа понятия о химическом эквиваленте вытекает закон эквивалентов, который гласит, что в химических реакциях массы элементов и веществ относятся друг к другу как их эквиваленты. Этот закон в математической форме выражается так:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2},$$

где $\mathcal{E}_1$ — эквивалент одного из веществ, $\mathcal{E}_2$ — эквивалент второго из них.

Эквиваленты являются безразмерными величинами. Главное их значение заключается в том, что они служат

для выражения стехиометрических отношений участвующих в реакции веществ.

Размерными величинами являются грамм-эквиваленты. Это количества, которые, будучи выраженными в граммах, численно равны эквивалентам. Размерность грамм-эквивалента — $г/г\text{-экв}$.

Величина химического эквивалента зависит от типа и характера реакции, в которой элемент или вещество участвует.

Выше было указано, что химические эквиваленты берутся по определенному стандарту. Так, например, при реакциях соединения элементов друг с другом или замещения друг друга в качестве стандарта берется 1 единица массы водорода или 8 единиц массы кислорода. Таким образом, эквивалент водорода равняется 1, а кислорода 8. Сравнивая эквиваленты водорода и кислорода с их атомными массами, мы видим, что каждый из них равен атомной массе, деленной на валентность. Это распространяется на эквиваленты всех элементов. *Эквивалент элемента при реакциях соединения или замещения равен атомной массе элемента, деленной на валентность, проявляемую элементом при реакции.* Например, атомная масса кальция равна 40, а валентность его 2. Отсюда следует, что эквивалент кальция 20. Атомная масса серы 32. При проявлении серой валентности 2 эквивалент ее будет 16. Так как элементы могут проявлять переменную валентность, то такие элементы имеют по два или несколько эквивалентов.

Эквиваленты сложных веществ в разных реакциях могут быть разными. Остановимся здесь на эквивалентах кислот, оснований и солей при реакциях обмена.

1. Эквивалент кислоты численно равен частному от деления молекулярной массы на число атомов водорода, участвующих в реакции от каждой молекулы.

Примеры. Азотная кислота HNO_3 — одноосновная кислота. В состав молекулы входит только один атом водорода. Поэтому эквивалент азотной кислоты всегда равен молекулярной массе — 63. Серная кислота H_2SO_4 — двухосновная кислота. В состав молекулы входят 2 атома водорода. В химических реакциях могут участвовать от молекулы один или два атома водорода. В первом случае эквивалент серной кислоты будет равен молекулярной массе — 98; во втором случае половине молекулярной массы — 49.

2. Эквивалент основания численно равен частному от

деления молекулярной массы на валентность металла, входящего в состав основания.

Примеры. Эквивалент гидроокиси натрия NaOH равен молекулярной массе — 40. Эквивалент гидроокиси кальция Ca(OH)_2 равен половине молекулярной массы — 37.

3. Эквивалент соли численно равен частному от деления молекулярной массы на произведение валентности металла, входящего в состав соли, и числа атомов его, участвующих в реакции от каждой молекулы.

Примеры. Эквивалент хлорида натрия NaCl численно равен молекулярной массе — 58,5.

Эквивалент хлорида кальция CaCl_2 численно равен половине молекулярной массы — 55,5.

Эквивалент сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ определяем следующим образом. Валентность алюминия 3, а в состав молекулы соли входят 2 атома. Поэтому эквивалент соли $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равен $\frac{1}{6}$ молекулярной массы:

$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342; \quad \mathcal{E}_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{342}{6} = 57$$

Эквивалент соли $\text{KAl(SO}_4)_2$ при взаимодействии с гидроксидом калия KOH определяем из уравнения реакции:



В этой реакции от молекулы $\text{KAl(SO}_4)_2$ участвует только один атом алюминия, валентность которого 3. Поэтому эквивалент соли $\text{KAl(SO}_4)_2$ при этой реакции равен $\frac{1}{3}$ молекулярной массы:

$$\mathcal{E}_{\text{KAl(SO}_4)_2} = \frac{258}{3} = 86$$

Эквивалент соли $\text{KAl(SO}_4)_2$ при уравнении реакции:



Из уравнения реакции видно, что оба металла (калий и алюминий) из соли $\text{KAl(SO}_4)_2$ обмениваются на металл барий из хлорида бария. Так как валентность калия равна 1, а валентность алюминия 3, то эквивалент соли $\text{KAl(SO}_4)_2$ равен $\frac{1}{4}$ молекулярной массы:

$$M_{\text{KAl(SO}_4)_2} = 258; \quad \mathcal{E}_{\text{KAl(SO}_4)_2} = \frac{258}{4} = 64,5$$

Вычисление химических эквивалентов по экспериментальным данным.

Находя по экспериментальным данным стехиометрическое отношение количеств элементов или веществ и зная эквивалент одного из них, можно на основании закона эквивалентов вычислить эквивалент второго.

Пример 1. При окислении 2,81 г кадмия получено 3,21 г окиси кадмия. Определить эквивалент кадмия.

Решение. Вычисляем, сколько кислорода ушло на окисление 2,81 г кадмия:

$$m_O = 3,21 \text{ г} - 2,81 \text{ г} = 0,40 \text{ г}$$

Находим стехиометрическое отношение масс кадмия и кислорода:

$$\frac{m_{Cd}}{m_O} = \frac{2,81}{0,40}$$

Согласно закону эквивалентов стехиометрическое отношение масс равно отношению эквивалентов. Поэтому

$$\frac{2,81}{0,41} = \frac{\mathcal{E}_{Cd}}{\mathcal{E}_O} = \frac{\mathcal{E}_{Cd}}{8}$$

Отсюда

$$\mathcal{E}_{Cd} = \frac{2,81 \cdot 8}{0,40} = 56,2$$

Пример 2. Вычислить эквивалент железа исходя из того, что при соединении железа с серой на 0,85 г железа расходуется 0,50 г серы, эквивалент которой равен 16.

Решение. Стехиометрическое отношение масс железа и серы:

$$\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{0,85}{0,50}$$

Приравниваем это отношение к отношению эквивалентов:

$$\frac{0,85}{0,50} = \frac{\mathcal{E}_{Fe}}{\mathcal{E}_S} = \frac{\mathcal{E}_{Fe}}{16}$$

Находим эквивалент железа:

$$\mathcal{E}_{Fe} = \frac{0,85 \cdot 16}{0,50} = 28$$

Пример 3. При реакции между магнием и кислотой израсходовано 0,183 г магния и получено 168 мл водорода при нормальных условиях. Вычислить эквивалент магния.

Решение. В этом случае мы имеем отношение между массой одного элемента и объемом другого. Можно объем водорода перечислить на массу его и вычисления вести обычным методом. Но можно вычисления вести иначе — через отношение грамм-эквивалентов. Так как количество водорода дано в объемных единицах, то вместо грамм-эквивалента водорода следует взять его грамм-эквивалентный объем, который вычисляется следующим образом. Грамм-молекула водорода равна 2 г/моль, а грамм-эквивалент водорода 1 г/экв. Значит, по массе грамм-эквивалент водорода в 2 раза меньше грамм-молекулы его. Грамм-молекулярный объем водорода при нормальных условиях равен 22 400 мл/моль. Следовательно, грамм-эквивалентный объем водорода равен 11 200 мл/г-экв. В связи с этим решение оформляется следующим образом:

$$\frac{m_{\text{Mg}}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Mg}}}{V_{\text{г-экв/H}_2}}; \quad \frac{0,183 \text{ г}}{168 \text{ мл}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Mg}}}{11200 \text{ мл/г-экв}}$$

$$\mathcal{E}_{\text{Mg}} = \frac{0,183 \text{ г} \cdot 11200 \text{ мл/г-экв}}{168 \text{ мл}} = 12,2 \text{ г/г-экв}$$

Пример 4. На нейтрализацию 0,336 г кислоты расходуется 0,292 г едкого натра NaOH. Вычислить эквивалент кислоты.

Решение. Выражаем стехиометрическое отношение масс кислоты и едкого натра через эквиваленты ($\mathcal{E}_{\text{NaOH}} = 40$):

$$\frac{m_{\text{кислоты}}}{m_{\text{NaOH}}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{кислоты}}}{\mathcal{E}_{\text{NaOH}}}; \quad \frac{0,336}{0,292} = \frac{\mathcal{E}_{\text{кислоты}}}{40}$$

Находим эквивалент кислоты:

$$\mathcal{E}_{\text{кислоты}} = \frac{0,336 \cdot 40}{0,292} = 46$$

Пример 5. На реакцию азотной кислоты с медью израсходовано 1,05 г азотной кислоты и 1,59 г меди. Найти эквивалент азотной кислоты. Известно, что медь в этой реакции проявляет валентность 2.

Метод, изложенный выше для расчета эквивалентов кислот, относится к реакции обмена, а данная реакция окислительно-восстановительная. Поэтому использовать этот метод для расчета эквивалента азотной кислоты мы не можем. Вычисление производим на основании закона эквивалентов.

Решение. Определяем эквивалент меди по атомной массе ее и проявляемой ею валентности:

$$\frac{63,8}{2} = 31,9$$

Стехиометрическое отношение масс азотной кислоты и меди приравниваем к отношению эквивалентов:

$$\frac{1,05}{1,59} = \frac{Э_{\text{HNO}_3}}{31,9}$$

Отсюда

$$Э_{\text{HNO}_3} = \frac{1,05 \cdot 31,9}{1,59} = 21$$

Химические эквиваленты имеют разнообразное значение при практических вычислениях.

а) Вычисление количества одного из участвующих в реакции веществ по количеству другого, минуя уравнение реакции. Это возможно потому, что отношение эквивалентов выражает стехиометрическое отношение масс, по которому производится расчет.

Пример. Сколько хлорида бария BaCl_2 требуется на реакцию с 3,55 г сульфата натрия Na_2SO_4 ?

Решение. Найти эквиваленты:

$$Э_{\text{BaCl}_2} = \frac{208}{2} = 104; \quad Э_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = \frac{142}{2} = 71$$

Выводим стехиометрическое отношение масс хлорида бария и сульфата натрия по закону эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{BaCl}_2}}{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4}} = \frac{104}{71}$$

Вычисляем массу хлорида бария BaCl_2 по массе сульфата натрия Na_2SO_4 и стехиометрическому отношению:

$$m_{\text{BaCl}_2} = 3,55 \text{ г} \cdot \frac{104}{71} = 5,2 \text{ г}$$

б) Вычисление количества эквивалентов всех участвующих в реакции веществ по массе одного из них и значению его эквивалента. Расчет производится исходя из закона эквивалентов. Переставляя в пропорции, выражающей закон эквивалентов, места средних и крайних членов, получаем:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{Э_1}{Э_2}; \quad \frac{m_1}{Э_1} = \frac{m_2}{Э_2}$$

Но $\frac{m}{Э}$ означает количество эквивалентов. Значит, при химических реакциях количество эквивалентов всех участ-

вующих в ней веществ одинаково. Это имеет большое значение для вычисления количества одного вещества по количеству другого.

Пример. К раствору хлорида алюминия прибавили раствор нитрата серебра AgNO_3 в избытке. Выпал осадок AgCl , масса которого 2,870 г. Сколько хлорида алюминия содержалось в растворе?

Решение. Вычисляем, сколько грамм-эквивалентов содержалось в выпавшем осадке ($\mathcal{E}_{\text{AgCl}} = 143,5$):

$$\nu = \frac{2,870 \text{ г}}{143,5 \text{ г/г-эка}} = 0,02 \text{ г-эка}$$

Такое же количество грамм-эквивалентов хлорида алюминия содержалось в растворе.

Найти массу AlCl_3 :

$$\mathcal{E}_{\text{AlCl}_3} = 44,5 \text{ г/г-эка}$$

$$m_{\text{AlCl}_3} = 44,5 \text{ г/г-эка} \cdot 0,02 \text{ г-эка} = 0,890 \text{ г}$$

в) Вычисление валентности элемента по его эквиваленту и атомной массе. Из соотношения между атомной массой, валентностью и эквивалентом элемента может быть определена любая величина, что в общем виде может быть выражено так:

$$\frac{A}{n} = \mathcal{E}; \quad \mathcal{E} \cdot n = A; \quad \frac{A}{\mathcal{E}} = n$$

Пример. Вычислить валентность хрома в окисле, имеющем состав: Cr — 68,42%; O — 31,58%.

Решение. Находим эквивалент хрома:

$$\frac{\mathcal{E}_{\text{Cr}}}{\mathcal{E}_{\text{O}}} = \frac{68,42}{31,58} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Cr}}}{8}$$

Отсюда

$$\mathcal{E}_{\text{Cr}} = \frac{68,42 \cdot \mathcal{E}_{\text{O}}}{31,58} = \frac{68,42 \cdot 8}{31,58} = 17,3$$

Сравнивая найденное числовое значение эквивалента с атомной массой хрома, получаем:

$$n_{\text{Cr}} = \frac{52}{17,3} = 3$$

Метод нахождения валентности элемента по атомной массе и эквиваленту используется при определении атомной массы элемента по теплоемкости соответствующего ему простого вещества.

ЭНЕРГИЯ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ И ТЕРМОХИМИЧЕСКИЕ РАСЧЕТЫ

Химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии. Количество выделяемой или поглощаемой энергии пропорционально количеству вещества, участвующему в реакции. Соотношение между количеством энергии и количеством вещества выражается термохимическими уравнениями. В них, кроме формул и коэффициентов, записывается количество выделяемой или поглощаемой энергии, которое относится к числу молей веществ, соответствующему коэффициентам в уравнении реакции. Это количество обычно обозначается в тепловых единицах и носит название теплоты реакции. Теплоту реакции записывают в конце уравнения. Если перед числом, выражающим теплоту реакции, стоит знак «плюс», значит, энергия выделяется, если знак «минус» — энергия поглощается.



Это уравнение означает, что при соединении 2 моль водорода с 1 моль кислорода получается 2 моль воды и выделяется 572,8 кдж теплоты.



Это уравнение показывает, что при разложении 1 моль карбоната кальция получается 1 моль окиси кальция, 1 моль двуокиси углерода и поглощается 158,2 кдж теплоты.

Рассмотрим важнейшие виды термохимических вычислений:

а) Вычисление количества выделяемой или поглощаемой теплоты по количеству участвующего в реакции вещества и по теплоте реакции.

Пример. Реакция горения метилового спирта выражается уравнением:



¹ 1 кал = 4,1868 дж (джоулей).

Сколько теплоты выделится при сжигании 1 кг спирта?

Решение. Обозначим искомое количество теплоты через Q . Так как количество теплоты пропорционально количеству участвующего в реакции вещества, то

$$\frac{Q}{722,3 \text{ кдж/моль}} = \frac{1000 \text{ г}}{\mu_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}} = \frac{1000 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}}$$
$$Q = \frac{722,3 \text{ кдж/моль} \cdot 1000 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 22\,570 \text{ кдж}$$

б) Вычисление теплоты образования химических соединений. Теплотой образования химического соединения (q) называется количество выделяемой или поглощаемой теплоты при образовании 1 моля сложного вещества из простых веществ. Теплотой разложения химического соединения называется количество теплоты, которое поглощается или выделяется при разложении 1 моля сложного вещества на простые. Теплота разложения химического соединения численно равна теплоте его образования, но обратна по знаку. Так, если теплота образования воды (пара) 241,9 кдж, то теплота ее разложения равна —241,9 кдж.

Пример 1. При сжигании серы выделилось 73,48 кдж теплоты и получено 16,00 г двуокиси серы. Найти теплоту образования двуокиси серы.

Решение.



Так как $\mu_{\text{SO}_2} = 64 \text{ г/моль}$, то

$$\frac{q}{73,48 \text{ кдж}} = \frac{64 \text{ г/моль}}{16 \text{ г}}$$
$$q = \frac{73,48 \text{ кдж} \cdot 64 \text{ г/моль}}{16 \text{ г}} = 293,9 \text{ кдж/моль}$$

Пример 2. При сжигании 3,04 г магния выделилось 76,45 кдж теплоты. Вычислить теплоту образования окиси магния.

Решение. Из уравнения реакции



следует:

$$\frac{q}{76,45 \text{ кдж}} = \frac{\text{г-атом Mg}}{3,04 \text{ г}} = \frac{24,32 \text{ г/г-атом}}{3,04 \text{ г}}$$

Отсюда

$$q = \frac{76,45 \text{ кдж} \cdot 24,32 \text{ г/г-атом}}{3,04 \text{ г}} = 611,6 \text{ кдж/г-атом}$$

Так как при участии в реакции 1 г-атома магния получается 1 моль окиси магния, то $q_{MgO} = 611,6 \text{ кДж/моль}$.

в) Вычисление теплоты реакции по теплотам образования участвующих в ней веществ. Вычисления производятся на основании термохимического закона, установленного Г. И. Гессом. Закон гласит: *тепловой эффект химической реакции зависит только от вида и состояния исходных и полученных веществ и не зависит от того, через какие стадии реакция проходит*; в целом тепловой эффект химического процесса равняется сумме тепловых эффектов отдельных его стадий.

Например, горение водорода может протекать в одну стадию, выражаемую уравнением реакции:



Она же может протекать в две стадии:



Суммируя оба последних уравнения, получаем:



Теплота, выделяемая в результате реакции, в обоих случаях одинакова.

Химическую реакцию можно рассматривать как процесс, складывающийся из нескольких стадий: из разложения исходных веществ и образования новых веществ. Поэтому теплоту реакции можно рассматривать как сумму теплот разложения исходных веществ и теплот образования получаемых веществ. Применительно к термохимическим расчетам это положение можно сформулировать следующим образом: *теплота химической реакции равна сумме произведений теплот разложения исходных веществ и теплот образования получаемых веществ на соответствующие коэффициенты в уравнении реакции*.

Пример 1. Вычислить теплоту реакции горения бензола, зная, что $q_{C_6H_6} = 40,6 \text{ кДж}$; $q_{CO_2} = 393,6 \text{ кДж}$; $q_{H_2O} = 286,4 \text{ кДж}$.

Решение.



В соответствии с уравнением реакции имеем:

$$Q = (-q_{\text{C}_2\text{H}_6}) + 6q_{\text{CO}_2} + 3q_{\text{H}_2\text{O}}$$

Отсюда

$$\begin{aligned} Q &= -40,6 \text{ кдж} + 6 \cdot 393,6 \text{ кдж} + 3 \cdot 286,4 \text{ кдж} = \\ &= -40,6 \text{ кдж} + 2361,6 \text{ кдж} + 859,2 \text{ кдж} = 3180,2 \text{ кдж} \end{aligned}$$

Пример 2. Вычислить теплоту образования карбоната кальция CaCO_3 по теплоте реакции разложения карбоната CaCO_3 на окись кальция CaO и углекислый газ CO_2 , равной $-200,9 \text{ кдж}$, если известно, что $q_{\text{CaO}} = 636,8 \text{ кдж}$, $q_{\text{CO}_2} = 393,6 \text{ кдж}$.

Решение. Из уравнения реакции следует:

$$(-q_{\text{CaCO}_3}) + q_{\text{CaO}} + q_{\text{CO}_2} = -200,9 \text{ кдж}$$

Меняя знаки на обратные, получаем

$$q_{\text{CaCO}_3} - q_{\text{CaO}} - q_{\text{CO}_2} = 200,9 \text{ кдж}$$

Отсюда

$$\begin{aligned} q_{\text{CaCO}_3} &= 200,9 \text{ кдж} + q_{\text{CaO}} + q_{\text{CO}_2} = 200,9 \text{ кдж} + \\ &+ 636,8 \text{ кдж} + 393,6 \text{ кдж} = 12313 \text{ кдж} \end{aligned}$$

Растворами называются однородные системы, в которых одно вещество равномерно распределено в среде другого или других веществ. Различают растворы истинные (собственно растворы) и коллоидные. В истинных растворах вещества раздроблены до размеров молекул или ионов. По агрегатному состоянию растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми.

Когда один из компонентов, образовавших раствор, жидкий, а другой твердый или газообразный, то жидкий компонент называется растворителем, а твердый или газообразный — растворенным веществом. Если раствор образован двумя жидкостями, то растворителем при неограниченной взаимной растворимости считается та жидкость, которая содержится в растворе в большем количестве. При ограниченной растворимости растворенным веществом считается тот компонент, растворимость которого в данном растворе ограничена.

КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА

Концентрация раствора выражает относительное содержание растворенного вещества в растворе. Существуют разные формы выражения концентрации раствора. Важнейшие из них — процентная, молярная, моляльная и нормальная концентрация.

Процентная концентрация раствора

Процентная концентрация раствора выражает содержание растворенного вещества в процентах по отношению к массе раствора. Предположим, что в 100 г воды растворены 20 г какого-либо вещества. Масса раствора будет равняться

$100 \text{ г} + 20 \text{ г} = 120 \text{ г}$. Отношение же массы растворенного вещества к массе раствора будет равно:

$$\frac{m_{\text{раств. вещ}}}{m_{\text{раствора}}} = \frac{20 \text{ г}}{120 \text{ г}} = \frac{20}{120}$$

Чтобы выразить в процентах, нужно 100% умножить на это отношение.

Принято обозначать концентрацию раствора буквой c . Чтобы показать, что это процентная концентрация, прибавим к букве c индекс в виде обозначения процента. Тогда в общем виде процентная концентрация раствора получит следующее выражение:

$$c\% = 100\% \cdot \frac{m_{\text{раств. вещ}}}{m_{\text{раствора}}}$$

Для краткости будем обозначать массу растворенного вещества через m_1 , а массу раствора через m . Тогда процентная концентрация раствора в математической форме будет выражаться так:

$$c\% = 100\% \cdot \frac{m_1}{m}$$

По этой формуле можно вычислять все величины, которые относятся к процентной концентрации раствора: концентрацию раствора, массу растворенного вещества, массу раствора и массу растворителя. Все эти вычисления могут производиться чисто арифметическим путем нахождения части по целому и целого по части. Рассмотрим это на конкретных примерах.

Пример 1. 30 г вещества растворены в 150 г растворителя. Вычислить процентную концентрацию раствора.

Решение.

$$m = 30 \text{ г} + 150 \text{ г} = 180 \text{ г}$$

В дальнейшем решение может быть произведено разными методами.

Первый метод. Нахождение процентной концентрации по формуле:

$$c\% = 100\% \cdot \frac{30}{180} = 16,7\%$$

Второй метод арифметический. Сначала находим отношение 30 к 180:

$$\frac{30 \text{ г}}{180 \text{ г}} = \frac{1}{6}$$

а затем перечисляем это отношение на проценты:

$$100\% \cdot \frac{1}{6} = 16,7\%$$

В некоторых руководствах рекомендуется вычисления производить методом тройного правила, т. е. записать данные величины в виде схемы, принятой для тройного правила:

$$\begin{array}{l} 180 \text{ г} — 100\% \\ 30 \text{ г} — x \end{array}$$

Производя вычисления перекрестным умножением и делением, получаем:

$$x = \frac{30 \cdot 100\%}{180} = 16,7\%$$

Пример 2. Сколько растворенного вещества следует взять, чтобы приготовить 800 г 5-процентного раствора?

Решение.

Первый метод.

$$5\% = 100\% \cdot \frac{m_1}{800 \text{ г}}; m_1 = \frac{5\% \cdot 800 \text{ г}}{100\%} = 40 \text{ г}$$

Второй метод. 5% = 0,05 означает, что растворенное вещество составляет 0,05 от массы всего раствора. Согласно методу нахождения части по целому

$$m = 800 \text{ г} \cdot 0,05 = 40 \text{ г}$$

Пример 3. В каком количестве 15-процентного раствора содержится 50 кг растворенного вещества?

Решение.

Первый метод.

$$15\% = \frac{100\% \cdot 50 \text{ кг}}{m}; m = \frac{100\% \cdot 50 \text{ кг}}{15\%} = 333 \text{ кг}$$

Второй метод. 15% = 0,15. Масса растворенного вещества составляет 0,15 от массы всего раствора. Вычисляем по методу нахождения целого по части:

$$m = 50 \text{ кг} : 0,15 = 333 \text{ кг}$$

Пример 4. В каком количестве воды надо растворить 200 г вещества, чтобы получить 15-процентный раствор?

Решение.

Первый метод.

$$\begin{aligned} 15\% &= 100\% \cdot \frac{200 \text{ г}}{200 \text{ г} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \\ m_{\text{H}_2\text{O}} + 200 \text{ г} &= \frac{100\% \cdot 200 \text{ г}}{15\%} = 1333 \text{ г} \\ m_{\text{H}_2\text{O}} &= 1333 \text{ г} - 200 \text{ г} = 1133 \text{ г} \end{aligned}$$

Второй метод. В 15-процентном растворе растворитель составляет 85% от массы раствора. Следовательно, масса растворенного вещества относится к массе растворителя, как 15 : 85. Иначе говоря, масса растворенного вещества составляет $\frac{15}{85}$ от массы растворителя. Решая методом нахождения целого по части, получаем:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 200 \text{ г} : \frac{15}{85} = 1133 \text{ г}$$

Третий метод. 200 г составляет 15% = 0,15 от массы раствора. Значит,

$$m_{\text{раствора}} = 200 \text{ г} : 0,15 = 1333 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1333 \text{ г} - 200 \text{ г} = 1133 \text{ г}$$

Пример 5. Имеются 250 кг растворителя. Сколько надо прибавить к нему растворенного вещества, чтобы получить 20-процентный раствор?

Решение. 250 кг составляют 80% = 0,8 от массы раствора. Отсюда

$$m_{\text{раствора}} = \frac{250 \text{ кг}}{0,8} = 312,5 \text{ кг}$$

$$m_{\text{раств.вещ}} = 312,5 \text{ кг} - 250 \text{ кг} = 62,5 \text{ кг}$$

На практике часто приходится готовить растворы из веществ, содержащих примеси. Наиболее простой метод вычисления заключается в нахождении количества чистого вещества, требуемого для изготовления указанного количества раствора заданной концентрации и в последующем пересчете его на количество исходного материала.

Пример 6. Требуется приготовить 100 кг 30-процентного раствора хлорида калия KCl из минерала, содержащего 45% примесей. Сколько следует взять этого минерала?

Решение. Находим требуемое количество хлорида калия:

$$m_{\text{KCl}} = 100 \text{ кг} \cdot 0,3 = 30 \text{ кг}$$

Вычисляем количество минерала. Поскольку в нем содержится 45% примесей, чистого хлорида калия содержится 55% = 0,55. Рассчитывая методом нахождения целого по части, получаем:

$$m_{\text{минерала}} = 30 \text{ кг} : 0,55 = 54,5 \text{ кг}$$

На практике количества растворов часто выражают не в единицах массы, а в объемных единицах. Поскольку процентная концентрация выражает отношение масс, приходится при вычислениях объемы растворов перечислять на

массу или, наоборот, массы растворов перечислять на объемы. Для этого необходимо знать плотность растворов. Перечисление объема на массу производится умножением плотности на объем, а перечисление массы на объем делением массы на плотность.

Пример 7. Сколько сульфата железа содержат 100 мл 12-процентного раствора его, плотность которого равна 1,12 г/мл?

Решение. Вычисление может производиться отдельно или объединенно.

Первый метод.

$$m_{\text{раствора}} = 1,12 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 112 \text{ г}$$

$$m_{\text{FeSO}_4} = 112 \text{ г} \cdot 0,12 = 13,44 \text{ г}$$

Второй метод.

$$m_{\text{FeSO}_4} = 1,12 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} \cdot 0,12 = 13,44 \text{ г}$$

Пример 8. 400 мл раствора, плотность которого 1,5 г/мл, содержат 360 г растворенного вещества. Вычислить процентную концентрацию раствора.

Решение. Находим массу раствора:

$$m = 1,5 \text{ г/мл} \cdot 400 \text{ мл} = 600 \text{ г}$$

Определяем, сколько процентов составляют 360 г от 600 г:

$$c\% = \frac{100\% \cdot 360}{600} = 60\%$$

Пример 9. 25 кг вещества растворены в 100 кг воды. Плотность полученного раствора 1,143 г/мл (1,143 кг/л). Каковы концентрация и объем раствора.

Решение. Вычисляем массу полученного раствора:

$$m = 25 \text{ кг} + 100 \text{ кг} = 125 \text{ кг}$$

Находим процентную концентрацию раствора:

$$c\% = \frac{100\% \cdot 25}{125} = 20\%$$

Рассчитываем объем раствора:

$$V = \frac{125 \text{ кг}}{1,143 \text{ кг/л}} = 109,3 \text{ л}$$

Одним из видов вычислений при приготовлении растворов являются расчеты, при которых исходным веществом служит кристаллогидрат, а концентрация раствора выражается по отношению к безводному веществу.

Пример 10. Сколько нужно взять медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, чтобы приготовить 5 л 8-процентного раствора сульфата меди CuSO_4 плотностью $1,084 \text{ г/мл} = 1,084 \text{ кг/л}$?

Решение. Находим массу раствора:

$$m = 1,084 \text{ кг/л} \cdot 5 \text{ л} = 5,420 \text{ кг}$$

Определяем массу CuSO_4 :

$$m_{\text{CuSO}_4} = 5,420 \text{ кг} \cdot 0,08 = 0,434 \text{ кг}$$

Перечисляем массу CuSO_4 на массу $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$:

$$\frac{m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}{m_{\text{CuSO}_4}} = \frac{M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{CuSO}_4}} = \frac{250}{160}$$

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 0,434 \text{ кг} \cdot \frac{250}{160} = 0,678 \text{ кг}$$

Вычисления при приготовлении растворов газов. Пример 11. В 72,8 мл воды растворили 11,2 л хлористого водорода (н. у.), плотность раствора оказалась равной 1,1 г/мл. Вычислить процентную концентрацию полученной соляной кислоты и объем полученного раствора.

Решение. Находим массу хлористого водорода. Для этого умножаем моль его на число молей, которое равняется частному от деления взятого объема на молярный объем:

$$m_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ г/моль} \cdot \frac{11,2 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 18,25 \text{ г}$$

Определяем массу полученного раствора:

$$m = 18,25 \text{ г} + 72,80 \text{ г} = 91,05 \text{ г}$$

Тогда процентная концентрация раствора равна:

$$c\% = \frac{100\% \cdot 18,25}{91,05} = 20\%$$

Находим объем раствора:

$$V = \frac{91,05 \text{ г}}{1,1 \text{ г/мл}} = 83 \text{ мл}$$

Вычисления при разбавлении и концентрировании растворов. Процентная концентрация раствора выражает отношение массы растворенного вещества к массе раствора в целом. Если станем разбавлять раствор прибавлением к нему растворителя, масса растворенного вещества останется без изменения, а масса раствора увеличится. Отношение же этих масс (концентрация раствора) уменьшится и во столько раз, во сколько увеличится масса раствора. Если же мы станем концентрировать раствор путем испарения растворителя, масса раствора будет уменьшаться, а масса раство-

ренного вещества останется без изменения. Отношение масс (концентрация раствора) увеличится и во столько раз, во сколько уменьшится масса раствора. Отсюда следует, что масса раствора и процентная концентрация обратно пропорциональны друг другу, что в математической форме можно выразить так:

$$\frac{c_1}{c_2} = \frac{m_2}{m_1}$$

Эта закономерность лежит в основе вычислений при разбавлении и концентрировании растворов.

Пример 1. Имеется 90-процентный раствор. Какое количество его нужно взять, чтобы приготовить 500 кг 20-процентного раствора?

Решение. Согласно зависимости между массой и процентной концентрацией раствора

$$\frac{m_{90\%}}{m_{20\%}} = \frac{20}{90}$$

Отсюда

$$\frac{m_{90\%}}{500 \text{ кг}} = \frac{20}{90}; \quad m_{90\%} = \frac{500 \text{ кг} \cdot 20}{90} = 111 \text{ кг}$$

Следовательно, надо взять 111 кг 90-процентного раствора и прибавить к нему столько растворителя, чтобы масса раствора стала равной 500 кг.

$$m_1 = 500 \text{ кг} - 111 \text{ кг} = 389 \text{ кг}$$

Пример 2. Имеется 15-процентный раствор. До какой массы надо упарить 8,50 т этого раствора, чтобы получить 60-процентный раствор?

Решение.

$$\frac{m_{60\%}}{m_{15\%}} = \frac{15}{60}; \quad \frac{m_{60\%}}{8,50 \text{ т}} = \frac{15}{60}$$

$$m_{60\%} = 8,50 \text{ т} \cdot \frac{15}{60} = 2,125 \text{ т}$$

Если количества растворов даны в объемных единицах, их нужно перечислить на массы. В дальнейшем расчет вести по изложенной выше методике.

Пример 3. Имеется 40-процентный раствор гидроокиси натрия плотностью 1,43 кг/л. Какой объем этого раствора нужно взять, чтобы приготовить 10 л 15-процентного раствора плотностью 1,16 кг/л?

Решение. Вычисляем массу 15-процентного раствора:

$$m_{15\%} = 1,16 \text{ кг/л} \cdot 10 \text{ л} = 11,6 \text{ кг}$$

и массу 40-процентного раствора:

$$\frac{m_{40\%}}{m_{15\%}} = \frac{15}{40}$$

$$\frac{m_{40\%}}{11,6 \text{ кг}} = \frac{15}{40}; m_{40\%} = 11,6 \text{ кг} \cdot \frac{15}{40} = 4,35 \text{ кг}$$

Определяем объем 40-процентного раствора:

$$V = \frac{4,35 \text{ кг}}{1,43 \text{ кг/л}} = 3,04 \text{ л}$$

Пример 4. Имеется 1 л 50-процентного раствора серной кислоты плотностью 1,399 кг/л. До какого объема нужно разбавить этот раствор, чтобы получить 8-процентный раствор плотностью 1,055 кг/л?

Решение. Находим массу 50-процентного раствора:

$$m_{50\%} = 1,000 \text{ л} \cdot 1,399 \text{ кг/л} = 1,399 \text{ кг}$$

и массу 8-процентного раствора:

$$\frac{m_{8\%}}{m_{50\%}} = \frac{50}{8}; \frac{m_{8\%}}{1,399 \text{ кг}} = \frac{50}{8}$$

$$m_{8\%} = 1,399 \text{ кг} \cdot \frac{50}{8} = 8,746 \text{ кг}$$

Рассчитываем объем 8-процентного раствора:

$$V = \frac{8,746 \text{ кг}}{1,055} = 8,288 \text{ л} = 8 \text{ л } 288 \text{ мл}$$

Пример 5. 1 л 50-процентного раствора азотной кислоты, плотность которого 1,310 г/мл, разбавили 690 мл воды. Определить концентрацию полученного раствора ¹.

Решение. Находим массу 50-процентного раствора:

$$m_{50\%} = 1,310 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1310 \text{ г}$$

и массу разбавленного раствора:

$$m_{\text{разб.раств}} = 1310 \text{ г} + 690 \text{ г} = 2000 \text{ г}$$

Вычисляем концентрацию разбавленного раствора:

$$\frac{c_{\text{разб.раств}}}{50\%} = \frac{m_{50\%}}{m_{\text{разб.раств}}} = \frac{1310}{2000}$$

$$c_{\text{разб.раств}} = 50\% \cdot \frac{1310}{2000} = 32,75\%$$

¹ Примеры № 5, 6, 7 взяты из книги Я. Л. Гольдфарба, Ю. В. Холакова «Сборник задач и упражнений по химии». М., «Просвещение», 1968.

Пример 6. Имеется 93,6-процентный раствор кислоты плотностью 1,830 г/мл. Сколько требуется этого раствора, чтобы приготовить 1,000 л 20-процентного раствора плотностью 1,140 г/мл, и сколько требуется для этого воды?

Решение. Определяем массу 20-процентного раствора:

$$m_{20\%} = 1,140 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1140 \text{ г}$$

и массу 93,6-процентного раствора, требуемую для приготовления 20-процентного раствора:

$$\frac{m_{93,6\%}}{1140 \text{ г}} = \frac{20}{93,6}$$
$$m_{93,6\%} = 1140 \text{ г} \cdot \frac{20}{93,6} = 243,5 \text{ г}$$

Высчитываем массу воды, требуемую для приготовления разбавленного раствора:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1140 \text{ г} - 243,5 \text{ г} = 896,5 \text{ г}$$

Находим объем 93,6-процентного раствора:

$$V = \frac{243,5 \text{ г}}{1,83 \text{ г/мл}} = 133 \text{ мл}$$

Пример 7. Сколько миллилитров серной кислоты плотностью 1,84 г/мл необходимо для приготовления 1,000 л аккумуляторной кислоты плотностью 1,18 г/мл?

Процентная концентрация раствора и плотность его находятся в определенной зависимости, зафиксированной в специальных справочных таблицах. Пользуясь ими, можно установить концентрацию раствора по его плотности. Согласно этим таблицам серная кислота плотностью 1,84 г/мл является 98,72-процентной, а плотностью 1,18 г/мл — 24,76-процентной. Пользуясь этими данными, производим вычисления обычным путем.

Решение. Вычисляем массу 1,000 л аккумуляторной кислоты:

$$m_{\text{кислоты}} = 1,18 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} = 1180 \text{ г}$$

и массу 98,72-процентной кислоты, требуемую для приготовления 1 л аккумуляторной кислоты:

$$\frac{m_{98,72\%}}{m_{24,76\%}} = \frac{m_{98,72\%}}{1180 \text{ г}} = \frac{24,76}{98,72}$$
$$m_{98,72\%} = 1180 \text{ г} \cdot \frac{24,76}{98,72} = 296 \text{ г}$$

Определяем объем 98,72-процентной кислоты:

$$V = \frac{296 \text{ г}}{1,84 \text{ г/мл}} = 161 \text{ мл}$$

Вычисления при смешивании двух растворов процентной концентрации. Целью этих расчетов является определение концентрации смеси по концентрациям и массам смешиваемых растворов или определение масс смешиваемых растворов по концентрации одного из них и концентрации смеси. Наиболее простой метод — вычисление по правилу смешения. Закономерность применения этого правила вытекает из того, что процентная концентрация, выражаемая отношением масс, является аддитивной величиной. Само собой разумеется, что расчеты могут быть произведены и без применения правила смешения — методом последовательных действий.

Пример 1. Смешаны 200 кг 50-процентного раствора с 300 кг 20-процентного раствора. Определить концентрацию смеси.

а) Метод последовательных действий.

Решение. Находим массу растворенного вещества в каждом из смешиваемых растворов и суммированием их получаем массу растворенного вещества в смеси:

$$m_{50\%}' = 200 \text{ кг} \cdot 0,5 (50\%) = 100 \text{ кг}$$

$$m_{20\%}' = 300 \text{ кг} \cdot 0,2 (20\%) = 60 \text{ кг}$$

$$m_{\text{смеси}}' = 100 \text{ кг} + 60 \text{ кг} = 160 \text{ кг}$$

Для вычисления концентрации смеси слагаем массы растворенного вещества в обоих растворах и берем отношение массы растворенного вещества в смеси к массе смеси, выразив его в процентах.

$$m_{\text{смеси}} = 200 \text{ кг} + 300 \text{ кг} = 500 \text{ кг}$$

$$c\% = \frac{100\% \cdot 160 \text{ кг}}{500 \text{ кг}} = 32\%$$

б) Метод, основанный на правиле смешения. Обозначив искомую концентрацию через x , массу первого раствора через m_1 , а второго через m_2 , составляем отношение масс обоих растворов, выразив его отношением разностей концентрации каждого из растворов и концентрации смеси:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{x - 20}{50 - x}$$

Преобразуем это уравнение: $m_1(50 - x) = m_2(x - 20)$
 Подставляем вместо m_1 и m_2 их значения: $200(50 - x) = 300(x - 20)$. Сокращаем обе части уравнения на 100:

$$2(50 - x) = 3(x - 20); 100 - 2x = 3x - 60$$

$$5x = 160; x = \frac{160}{5} = 32$$

Оформляем решение через диагональную схему:

$$\begin{array}{ccc} 50 & \backslash & x - 20 \\ c_1 & x & \\ 20 & / & 50 - x \\ c_2 & & \end{array}$$

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{200}{300} = \frac{x - 20}{50 - x}; \frac{x - 20}{50 - x} = \frac{2}{3}$$

$$100 - 2x = 3x - 60; 160 = 5x; x = \frac{160}{5} = 32$$

Пример 2. К 700 кг 25-процентного раствора прибавили 93-процентный раствор, в результате чего концентрация стала 40-процентной. Сколько прибавлено 93-процентного раствора?

а) Метод последовательных действий.

Решение. Обозначим искомую массу через x , выражаем через него массу растворенного вещества в 93-процентном растворе:

$$m_1 = x \cdot 0,93 = 0,93x$$

Вычисляем массу растворенного вещества в 25-процентном растворе:

$$m_2 = 700 \text{ кг} \cdot 0,25 = 175 \text{ кг}$$

Выразив процентную концентрацию отношением массы растворенного вещества к массе раствора, получаем уравнение:

$$c_{\text{смеси}} = 100 \cdot \frac{0,93x + 175 \text{ кг}}{700 \text{ кг} + x} = 40$$

Решаем это уравнение:

$$93x + 17500 \text{ кг} = 28000 \text{ кг} + 40x$$

$$53x = 10500 \text{ кг}$$

$$x = \frac{10500 \text{ кг}}{53} = 198 \text{ кг}$$

б) Метод, основанный на правиле смешения.

Решение. Обозначив искомую массу через x , составляем пропорцию:

$$\frac{700 \text{ кг}}{x} = \frac{93 - 40}{40 - 25} = \frac{53}{15}$$

Из этой пропорции следует:

$$53x = 700 \text{ кг} \cdot 15$$

$$x = \frac{700 \text{ кг} \cdot 15}{53} = 198 \text{ кг}$$

в) Оформление решения через диагональную схему.

Решение.

$$\begin{array}{ccc} 93 & & 15 \\ & \diagdown & \diagup \\ & 40 & \\ & \diagup & \diagdown \\ 25 & & 53 \end{array}$$

$$\frac{x}{700 \text{ кг}} = \frac{15}{53}; \quad x = \frac{700 \text{ кг} \cdot 15}{53} = 198 \text{ кг}$$

Пример 3. Сколько нужно взять 70-процентного и 95-процентного растворов, чтобы получить 50 т 80-процентного раствора?

а) Метод последовательных действий.

Решение. Обозначаем массу 70-процентного раствора через x , а массу 95-процентного раствора через y и составляем систему из двух уравнений:

$$x + y = 50$$

$$0,7x + 0,95y = 50 \cdot 0,8 = 40$$

Решаем эту систему уравнений. Для этого умножаем первое уравнение на 0,7 и вычитаем его из второго уравнения. Получаем:

$$\begin{array}{r} 0,7x + 0,95y = 40 \\ - 0,7x + 0,7y = 35 \\ \hline 0,25y = 5 \end{array}$$

$$y = \frac{5}{0,25} = 20$$

$$x = 50 - 20 = 30$$

$$m_{70\%} = 30 \text{ т}; \quad m_{95\%} = 20 \text{ т}$$

б) Решение по правилу смешения.

$$\frac{m_{70\%}}{m_{95\%}} = \frac{95 - 80}{80 - 70} = \frac{15}{10} = \frac{3}{2}$$

Деля 50 т пропорционально числам отношения, получаем:

$$m_{70\%} = \frac{50 \text{ т} \cdot 3}{3 + 2} = 30 \text{ т}; \quad m_{95\%} = \frac{50 \text{ т} \cdot 2}{3 + 2} = 20 \text{ т}$$

Вычисления при смешении более двух растворов. Вычисления могут производиться двумя методами: методом последовательного вычисления и по правилу смешения. При втором методе вычисления производятся ступенчато.

Пример 4. Смешали 200 кг 78-процентного раствора, 300 кг 60-процентного раствора и 600 кг 20-процентного раствора. Найти концентрацию смеси.

а) Метод последовательных действий.

Решение. Определяем массу растворенного вещества во всех трех растворах:

$$m'_1 = 200 \text{ кг} \cdot 0,78 = 156 \text{ кг}$$

$$m'_2 = 300 \text{ кг} \cdot 0,60 = 180 \text{ кг}$$

$$m'_3 = 600 \text{ кг} \cdot 0,2 = 120 \text{ кг}$$

массу растворенного вещества в смеси:

$$m = 156 \text{ кг} + 180 \text{ кг} + 120 \text{ кг} = 456 \text{ кг}$$

и массу смеси:

$$m_{\text{смеси}} = 200 \text{ кг} + 300 \text{ кг} + 600 \text{ кг} = 1100 \text{ кг}$$

Высчитываем концентрацию смеси:

$$C_{\text{смеси}} = \frac{100\% \cdot 456}{1100} = 41,5\%$$

б) Вычисление по правилу смешения.

Решение. Находим концентрацию смеси первых двух растворов, обозначив ее через x :

$$\begin{array}{c} 78 \quad \diagdown \quad x - 60 \\ \quad \quad x \\ 60 \quad \diagup \quad 78 - x \end{array}$$

$$\frac{x - 60}{78 - x} = \frac{200}{300} = \frac{2}{3}; \quad 3x - 180 = 156 - 2x$$

$$5x = 336; \quad x = \frac{336}{5} = 67,2$$

Определяем концентрацию смеси, полученной смешением первых двух растворов с третьим, обозначив ее через y :

$$\begin{array}{c} 67,2 \quad y-20 \\ \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad y \\ \quad \diagup \quad \diagdown \\ 20 \quad 67,2-y \end{array}$$

$$\frac{m_{1+2}}{m_3} = \frac{y-20}{67,2-y} = \frac{500}{600} = \frac{5}{6}; \quad 336 - 5y = 6y - 120$$

$$11y = 456; \quad y = \frac{456}{11} = 41,5\%$$

Вычисление количества растворителя при разбавлении или концентрировании раствора.

Пример 5. Сколько воды надо прибавить к 2 кг 60-процентного раствора, чтобы получить 12-процентный раствор?

а) Метод последовательных действий.

Решение. Находим массу 12-процентного раствора по массе 60-процентного раствора:

$$\frac{m_{12\%}}{2 \text{ кг}} = \frac{60}{12} = 5; \quad m_{12\%} = 2 \text{ кг} \cdot 5 = 10 \text{ кг}$$

Высчитываем по разности масс 12-процентного и 60-процентного растворов массу прибавляемой воды:

$$m_{H_2O} = 10 \text{ кг} - 2 \text{ кг} = 8 \text{ кг}$$

б) Вычисление по правилу смешения.

Решение. Приняв концентрацию воды равной нулю, составляем диагональную схему:

$$\begin{array}{c} 60 \quad 12 \\ \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad 12 \\ \quad \diagup \quad \diagdown \\ 0 \quad 48 \end{array}$$

Из нее следует:

$$\frac{m_{60\%}}{m_{H_2O}} = \frac{12}{48} = \frac{1}{4}; \quad \frac{2 \text{ кг}}{m_{H_2O}} = \frac{1}{4}; \quad m_{H_2O} = 2 \text{ кг} \cdot 4 = 8 \text{ кг}$$

Пример 6. Имеются 8,500 т 15-процентного раствора. Сколько воды следует из него испарить, чтобы получить 60-процентный раствор?

Решение. Находим массу 60-процентного раствора по массе 15-процентного раствора:

$$\frac{m_{60\%}}{8,500 \text{ т}} = \frac{15}{60}; \quad m_{60\%} = 8,500 \text{ т} \cdot \frac{15}{50} = 2,125 \text{ т}$$

По разности масс 15-процентного раствора и 60-процентного раствора определяем массу испаряемой воды:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 8,500 \text{ т} - 2,125 \text{ т} = 6,375 \text{ т}$$

Вычисление при выражении количеств растворов в объемных единицах.

Пример 7. Имеются 50-процентный и 2-процентный растворы азотной кислоты. Плотность первого раствора 1,315 г/мл, плотность второго 1,010 г/мл. Какой объем 50-процентного раствора надо прибавить к 500 мл 2-процентного раствора, чтобы получить 4-процентный раствор?

а) Метод последовательных действий.

Решение. Масса растворенного вещества в 50-процентном растворе:

$$m'_{\text{раств.вещ.}} = 1,315 \cdot V \cdot 0,5 = 0,657V$$

Масса растворенного вещества в 2-процентном растворе:

$$m_{\text{раств.вещ.}} = 1,010 \cdot 500 \cdot 0,02 = 10,10$$

Масса растворенного вещества в смеси:

$$m' + m'' = 0,657V + 10,10$$

Эта масса составляет 4% от массы смеси, а так как последняя равна:

$$m_{\text{смеси}} = 1,315V + 1,010 \cdot 500,$$

то масса растворенного вещества в смеси:

$$m = (1,315V + 1,010 \cdot 500) \cdot 0,04 = 0,053V + 20,2$$

Приравнявая оба значения для массы растворенного вещества в смеси, получаем уравнение с одним неизвестным:

$$0,657V + 10 = 0,053V + 20,2.$$

решением которого находим значение V :

$$0,604V = 10,2$$

$$V = \frac{10,2}{0,604} \approx 17 \text{ (мл)}$$

Определяем концентрацию смеси, полученной смешением первых двух растворов с третьим, обозначив ее через y :

$$\begin{array}{c}
 67,2 \quad y-20 \\
 \quad \diagdown \quad \diagup \\
 \quad \quad y \\
 \quad \diagup \quad \diagdown \\
 20 \quad 67,2-y
 \end{array}$$

$$\frac{m_{1+2}}{m_3} = \frac{y-20}{67,2-y} = \frac{500}{600} = \frac{5}{6}; \quad 336 - 5y = 6y - 120$$

$$11y = 456; \quad y = \frac{456}{11} = 41,5\%$$

Вычисление количества растворителя при разбавлении или концентрировании раствора.

Пример 5. Сколько воды надо прибавить к 2 кг 60-процентного раствора, чтобы получить 12-процентный раствор?

а) Метод последовательных действий.

Решение. Находим массу 12-процентного раствора по массе 60-процентного раствора:

$$\frac{m_{12\%}}{2 \text{ кг}} = \frac{60}{12} = 5; \quad m_{12\%} = 2 \text{ кг} \cdot 5 = 10 \text{ кг}$$

Высчитываем по разности масс 12-процентного и 60-процентного растворов массу прибавляемой воды:

$$m_{H_2O} = 10 \text{ кг} - 2 \text{ кг} = 8 \text{ кг}$$

б) Вычисление по правилу смешения.

Решение. Приняв концентрацию воды равной нулю, составляем диагональную схему:

$$\begin{array}{c}
 60 \quad 12 \\
 \quad \diagdown \quad \diagup \\
 \quad \quad 12 \\
 \quad \diagup \quad \diagdown \\
 0 \quad 48
 \end{array}$$

Из нее следует:

$$\frac{m_{60\%}}{m_{H_2O}} = \frac{12}{48} = \frac{1}{4}; \quad \frac{2 \text{ кг}}{m_{H_2O}} = \frac{1}{4}; \quad m_{H_2O} = 2 \text{ кг} \cdot 4 = 8 \text{ кг}$$

Пример 6. Имеются 8,500 т 15-процентного раствора. Сколько воды следует из него испарить, чтобы получить 60-процентный раствор?

Решение. Находим массу 60-процентного раствора по массе 15-процентного раствора:

$$\frac{m_{60\%}}{8,500 \text{ т}} = \frac{15}{60}; \quad m_{60\%} = 8,500 \text{ т} \cdot \frac{15}{60} = 2,125 \text{ т}$$

По разности масс 15-процентного раствора и 60-процентного раствора определяем массу испаряемой воды:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 8,500 \text{ т} - 2,125 \text{ т} = 6,375 \text{ т}$$

Вычисление при выражении количеств растворов в объемных единицах.

Пример 7. Имеются 50-процентный и 2-процентный растворы азотной кислоты. Плотность первого раствора 1,315 г/мл, плотность второго 1,010 г/мл. Какой объем 50-процентного раствора надо прибавить к 500 мл 2-процентного раствора, чтобы получить 4-процентный раствор?

а) Метод последовательных действий.

Решение. Масса растворенного вещества в 50-процентном растворе:

$$m'_{\text{раств.вещ.}} = 1,315 \cdot V \cdot 0,5 = 0,657V$$

Масса растворенного вещества в 2-процентном растворе:

$$m''_{\text{раств.вещ.}} = 1,010 \cdot 500 \cdot 0,02 = 10,10$$

Масса растворенного вещества в смеси:

$$m' + m'' = 0,657V + 10,10$$

Эта масса составляет 4% от массы смеси, а так как последняя равна:

$$m_{\text{смеси.}} = 1,315V + 1,010 \cdot 500,$$

то масса растворенного вещества в смеси:

$$m = (1,315V + 1,010 \cdot 500) \cdot 0,04 = 0,053V + 20,2$$

Приравнявая оба значения для массы растворенного вещества в смеси, получаем уравнение с одним неизвестным:

$$0,657V + 10 = 0,053V + 20,2.$$

решением которого находим значение V :

$$0,604V = 10,2$$

$$V = \frac{10,2}{0,604} \approx 17 \text{ (мл)}$$

б) Вычисление по правилу смешения.

Решение. Как уже было отмечено, если количества растворов даются в объемных единицах, то следует объем предварительно пересчитать на массы:

$$m_{50\%} = 1,315 \text{ г/мл} \cdot V; m_{20\%} = 1,010 \text{ г/мл} \cdot 500 \text{ мл}$$

Составляем диагональную схему, по которой производим вычисления:

$$\begin{array}{c}
 50 \quad 2 \\
 \quad 4 \\
 2 \quad 46
 \end{array}$$

$$\frac{m_{50\%}}{m_{20\%}} = \frac{4-2}{50-4} = \frac{2}{46}; \frac{1,315 \text{ г/мл} \cdot V}{1,010 \text{ г/мл} \cdot 500 \text{ мл}} = \frac{2}{46}$$

Отсюда

$$\begin{aligned}
 V &= \frac{1,010 \text{ г/мл} \cdot 500 \text{ мл} \cdot 2}{1,315 \text{ г/мл} \cdot 46} = \frac{1,010 \cdot 500 \text{ мл} \cdot 2}{1,315 \cdot 46} = \\
 &= \frac{1010 \text{ мл}}{60,36} \approx 17 \text{ мл}
 \end{aligned}$$

Вычисление при смешивании растворов разных веществ. Когда смешивают растворы веществ, происходит разбавление того и другого раствора. Концентрация растворов меняется по общей зависимости, а именно концентрация раствора и масса его обратно пропорциональны друг другу.

Пример 8. Смешаны 600 кг 56-процентного раствора серной кислоты с 400 кг 25-процентного раствора азотной кислоты. Какова концентрация серной и азотной кислот в смеси?

Решение. $m_{\text{смеси}} = 600 \text{ кг} + 400 \text{ кг} = 1000 \text{ кг}$

Вследствие смешивания растворов концентрация серной кислоты уменьшилась во столько раз, во сколько раз масса смеси больше массы исходного раствора. То же самое относится к концентраций азотной кислоты. Поэтому в смеси

$$\begin{aligned}
 \epsilon_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 56\% \cdot \frac{600}{1000} = 33,6\%; \quad \epsilon_{\text{HNO}_3} = 25\% \cdot \frac{400}{1000} = \\
 &= 10,0\%
 \end{aligned}$$

Вычисление при приготовлении раствора разных веществ заданного состава и заданной концентрации.

Пример 1. Требуется приготовить смесь серной и азотной кислот, в которой концентрация серной кислоты должна быть 60%, а азотной кислоты 20%. Имеются серная кислота

85-процентная и азотная кислота неизвестной концентрации. В каком отношении следует смешать серную и азотную кислоты и какой должна быть концентрация последней?

Решение. Находим отношение масс серной и азотной кислот. При смешивании растворов масса каждого из них относится к массе смеси, как концентрация его в смеси к исходной концентрации. Поэтому

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{смеси}}} = \frac{60}{85}; \quad m_{\text{смеси}} = m_{\text{H}_2\text{SO}_4} + m_{\text{HNO}_3}$$

Отсюда

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} + m_{\text{HNO}_3}} = \frac{60}{85}$$

Преобразуем эту пропорцию следующим образом:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{60}{85} m_{\text{H}_2\text{SO}_4} + \frac{60}{85} m_{\text{HNO}_3}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} - \frac{60}{85} m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{60}{85} m_{\text{HNO}_3}$$

$$\frac{25}{85} m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{60}{85} m_{\text{HNO}_3}$$

$$25m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 60m_{\text{HNO}_3}$$

$$5m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 12m_{\text{HNO}_3}$$

Значит,

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{HNO}_3}} = \frac{12}{5}$$

Определяем концентрацию HNO_3 . Для этого из выведенной выше пропорции составляем производную пропорцию:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} + m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{HNO}_3}} = \frac{12 + 5}{5} = \frac{17}{5}; \quad \frac{m_{\text{смеси}}}{m_{\text{HNO}_3}} = \frac{17}{5}$$

Массы растворов обратно пропорциональны их концентрациям. Концентрация азотной кислоты (в смеси) должна быть 20%. Поэтому

$$\frac{m_{\text{смеси}}}{m_{\text{HNO}_3}} = \frac{c_{\text{HNO}_3}(\text{исх.})}{20} = \frac{17}{5}$$

Отсюда

$$c_{\text{HNO}_3}(\text{исх.}) = \frac{20 \cdot 17}{5} = \frac{340}{5} = 68(\%)$$

Пример 2. Имеются 70-процентный раствор серной кислоты, 25-процентный раствор азотной кислоты и 90-процентный раствор азотной кислоты. Требуется из этих растворов приготовить смесь, содержащую 50% серной кислоты, 15% азотной кислоты и 35% воды. Вычислить, в каком отношении должны быть взяты массы этих растворов для приготовления указанной смеси.

Когда приходится готовить раствор двух веществ с определенной концентрацией каждого из них, то этого нельзя выполнить при наличии только двух исходных растворов. Требуется иметь дополнительный раствор с иной концентрацией или дополнительное количество растворителя. Это имеет место в рассматриваемом примере. В нем предусмотрено наличие двух растворов азотной кислоты.

Методика вычисления заключается в предварительном расчете, какой должна быть концентрация исходной азотной кислоты, чтобы смешением ее с серной получилась смесь указанного состава. Затем вычисляют, в каком отношении должны быть взяты оба раствора азотной кислоты, чтобы получилась кислота соответствующей концентрации.

Решение. Находим отношение масс исходной серной кислоты и смеси (в которой H_2SO_4 должна быть 50%). Так как массы растворов обратно пропорциональны их концентрациям, то

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{смеси}}} = \frac{50}{70} = \frac{5}{7}$$

Определяем отношение масс исходной азотной кислоты и смеси. Так как согласно найденному отношению масс серной кислоты и смеси на каждые 7 вес. ч. смеси должны быть взяты 5 вес. ч. H_2SO_4 , то HNO_3 должны быть взяты 2 вес. ч. Следовательно,

$$\frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{смеси}}} = \frac{2}{7}$$

Рассчитываем, какой должна быть исходная концентрация азотной кислоты, чтобы концентрация ее в смеси равнялась 15%. Так как отношение масс растворов обратно отношению их концентраций, то

$$\frac{c_{\text{HNO}_3 (\text{исх.})}}{c_{\text{HNO}_3 (\text{в смеси})}} = \frac{7}{2}$$

Согласно условию задачи c_{HNO_3} (в смеси) должна равняться 15%, то

$$\frac{c_{\text{HNO}_3(\text{исх.})}}{15\%} = \frac{7}{2}$$

Отсюда

$$c_{\text{HNO}_3(\text{исх.})} = 15\% \cdot \frac{7}{2} = 52,5\%$$

Такой кислоты отдельно не было. Она может получиться в результате смешения 25-процентной и 90-процентной кислот. Находим отношение, в котором должны быть смешаны 25-процентная и 90-процентная кислоты, чтобы получилась 52,5-процентная кислота. Вычисления ведем по правилу смешения. Составляем диагональную схему:

$$\begin{array}{ccc} 90 & & 27,5 \\ & \backslash & / \\ & 52,5 & \\ & / & \backslash \\ 25 & & 37,5 \end{array}$$

Из нее следует, что

$$\frac{m_{90\%}}{m_{25\%}} = \frac{27,5}{37,5}$$

Так как в смеси масса азотной кислоты составляет $\frac{2}{7}$, то, деля это число пропорционально числам отношения, получаем:

$$m_{90\%} = \frac{2 \cdot 27,5}{7(27,5 + 37,5)} = \frac{55}{7 \cdot 65} = \frac{0,846}{7}$$

$$m_{25\%} = \frac{2 \cdot 37,5}{7(27,5 + 37,5)} = \frac{75}{7 \cdot 65} = \frac{1,154}{7}$$

Таким образом,

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} : m_{\text{HNO}_3(90\%)} : m_{\text{HNO}_3(25\%)} = \frac{5}{7} : \frac{0,846}{7} : \frac{1,154}{7}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} : m_{\text{HNO}_3(90\%)} : m_{\text{HNO}_3(25\%)} = 5 : 0,846 : 1,154$$

Перечисляя это отношение на проценты, находим, что, для составления указанной смеси надо взять 70-процентной H_2SO_4 — 71,5%, 90-процентной HNO_3 — 12,1%, 25-процентной HNO_3 — 16,5%.

Пример 3. Имеется 80-процентный раствор серной кислоты и 60-процентный раствор азотной кислоты. Из этих растворов требуется приготовить смесь, которая содержала бы 50% H_2SO_4 , 20% HNO_3 и 30% воды.

Решение. Находим отношение масс серной и азотной кислот и массы смеси:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{исх.})}}{m_{\text{смеси}}} = \frac{50}{80} = \frac{5}{8}$$

Если серная кислота составляет $\frac{5}{8}$ по отношению к массе смеси, то, очевидно, азотная кислота будет составлять по отношению к массе смеси $\frac{3}{8}$:

$$\frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{смеси}}} = \frac{3}{8}$$

Вычисляем, какой должна быть концентрация исходной азотной кислоты, чтобы концентрация ее в смеси была 20%. Согласно зависимости между концентрацией раствора и массой его

$$\begin{aligned} \frac{c_{\text{HNO}_3 (\text{в смеси})}}{c_{\text{HNO}_3 (\text{исх.})}} &= \frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{смеси}}} = \frac{3}{8} \\ \frac{20}{c_{\text{HNO}_3 (\text{исх.})}} &= \frac{3}{8} \\ c_{\text{HNO}_3 (\text{исх.})} &= \frac{20 \cdot 8}{3} = 53,3\% \end{aligned}$$

Значит, имеющуюся 60-процентную азотную кислоту надо разбавить до 53,3%.

Определяем количество воды, необходимое для разбавления. Составляем диагональную схему:

$$\begin{array}{ccc} 60 & & 53,3 \\ & \searrow & \nearrow \\ & 53,3 & \\ & \nearrow & \searrow \\ 0 & & 6,7 \end{array}$$

Из нее следует:

$$\frac{m_{\text{HNO}_3}}{m_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{53,3}{6,7}$$

Так как масса азотной кислоты и воды составляет $\frac{3}{8}$ от массы всей смеси, то для вычисления относительных количеств азотной кислоты и воды, нужных для приготовления указанной смеси, следует это число разделить пропорционально числам отношения масс азотной кислоты и воды. Получаем:

$$\begin{aligned} m_{\text{HNO}_3} &= \frac{3 \cdot 53,3}{8 \cdot 60} = \frac{159,9}{8 \cdot 60} = \frac{2,66}{8} \\ m_{\text{H}_2\text{O}} &= \frac{3 \cdot 6,7}{8 \cdot 60} = \frac{20,1}{8 \cdot 60} = \frac{0,35}{8} \end{aligned}$$

Таким образом, количества серной, азотной кислот и воды должны быть взяты в следующем отношении:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} : m_{\text{HNO}_3} : m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{5}{8} : \frac{2,65}{8} : \frac{0,35}{8}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} : m_{\text{HNO}_3} : m_{\text{H}_2\text{O}} = 5 : 2,65 : 0,35$$

При пересчете на проценты получаем:

$$80\% \text{-ной } \text{H}_2\text{SO}_4 — 100\% \cdot \frac{5}{8} = 62,5\%$$

$$60\% \text{-ной } \text{HNO}_3 — 100\% \cdot \frac{2,66}{8} = 33,3\%$$

$$\text{H}_2\text{O} — 100\% \cdot \frac{0,335}{8} = 4,2\%$$

В заводской практике подобные расчеты производятся применительно к определенному количеству смеси.

Пример 4. Требуется приготовить 10 т смеси, содержащей 68% H_2SO_4 и 23% HNO_3 . Для этого имеются 94-процентный раствор H_2SO_4 , 38-процентный раствор HNO_3 и 85-процентный раствор HNO_3 . Какие количества этих растворов надо взять, чтобы приготовить указанную смесь?

Решение. Находим количество серной кислоты, требуемое для приготовления этой смеси:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4 (94\%)}}{m_{\text{смеси}}} = \frac{68}{94} = \frac{34}{47}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 10\text{ т} \cdot \frac{34}{47} = 7,233\text{ т}$$

Определяем количество добавляемых растворов:

$$m = 10\text{ т} — 7,233\text{ т} = 2,767\text{ т}$$

Рассчитываем, какой должна быть концентрация добавляемой смеси HNO_3 :

$$\frac{c_{\text{HNO}_3 (\text{добавл.})}}{c_{\text{HNO}_3 (\text{в смеси})}} = \frac{10}{2,767}; \quad \frac{c_{\text{HNO}_3 (\text{добавл.})}}{23} = \frac{10}{2,767}$$

$$c_{\text{HNO}_3 (\text{добавл.})} = 23\% \cdot \frac{10}{2,767} = 83,12\%$$

Находим отношение, в котором должны быть взяты оба раствора азотной кислоты:

$$\frac{m_{\text{HNO}_3 (38\%)}}{m_{\text{HNO}_3 (85\%)}} = \frac{85 - 83,12}{83,12 - 38} = \frac{1,88}{45,12}$$

Рассчитываем количества каждого из растворов:

$$m_{\text{HNO}_3, (38\%)} = \frac{2,767m \cdot 1,88}{1,88 + 45,12} = \frac{2,767m \cdot 1,88}{47} = 0,110m$$

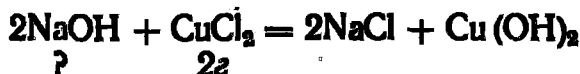
$$m_{\text{HNO}_3, (85\%)} = \frac{2,767m \cdot 45,12}{47} = 2,657m$$

Таким образом, для приготовления требуемого раствора нужно взять 7,233 т 94-процентной H_2SO_4 , 0,110 т 38-процентной HNO_3 и 2,657 т 85-процентной HNO_3 .

Вычисление количеств участвующих в реакции растворов производится теми же методами, как расчеты масс по химическим уравнениям или стехиометрическим схемам с той только разницей, что количества растворов перечисляются на количества растворенных веществ. В связи с этим расчеты сопровождаются дополнительными вычислениями, которые или выполняются отдельно, или объединяются в общее вычисление.

Пример 1. Сколько расходуется 5-процентного раствора гидроксида натрия при реакции с 2 г хлорной меди?

Решение. Составляем уравнение реакции:



Находим стехиометрическое отношение масс NaOH и CuCl_2 :

$$\frac{m_{\text{NaOH}}}{m_{\text{CuCl}_2}} = \frac{2M_{\text{NaOH}}}{M_{\text{CuCl}_2}} = \frac{80}{135}$$

Из него следует, что

$$m_{\text{NaOH}} = m_{\text{CuCl}_2} \cdot \frac{80}{135}$$

Первый метод расчета:

$$m_{\text{NaOH}} = 2 \text{ г} \cdot \frac{80}{135} = 1,185 \text{ г}$$

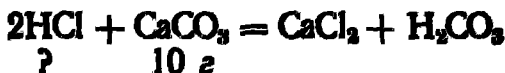
$$m_{\text{раств}} = 1,185 \text{ г} : 0,05 = 23,7 \text{ г}$$

Второй метод вычисления:

$$m_{\text{NaOH}} = 2 \text{ г} \cdot \frac{80}{135}; \quad m_{\text{раств}} = 2 \text{ г} \cdot \frac{80}{135 \cdot 0,05} = 23,7 \text{ г}$$

Пример 2. Определить объем 20-процентного раствора соляной кислоты ($d = 1,1 \text{ г/мл}$), требуемый для реакции с 10 г карбоната кальция CaCO_3 .

Решение. Составляем уравнение реакции:



Находим стехиометрическое отношение масс HCl и CaCO_3 :

$$\frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{CaCO}_3}} = \frac{2M_{\text{HCl}}}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{71}{100}$$

Из него следует, что

$$m_{\text{HCl}} = m_{\text{CaCO}_3} \cdot \frac{71}{100}$$

Первый метод расчета:

$$m_{\text{HCl}} = 10 \text{ г} \cdot \frac{71}{100} = 7,1 \text{ г}$$

$$m_{\text{раств}} = \frac{7,1 \text{ г}}{0,2} = 36,5 \text{ г}; V_{\text{раств}} = \frac{36,5 \text{ г}}{1,1 \text{ г/мл}} = 33,2 \text{ мл}$$

Второй метод вычисления:

$$m_{\text{HCl}} = \frac{10 \text{ г} \cdot 71}{100}; m_{\text{раств}} = \frac{10 \text{ г} \cdot 71}{100 \cdot 0,2}$$

$$V_{\text{раств}} = \frac{10 \text{ г} \cdot 71}{100 \cdot 0,2 \cdot 1,1 \text{ г/мл}} = 33,2 \text{ мл}$$

Пример 3. Какой объем 10-процентного раствора соляной кислоты ($d = 1,049 \text{ г/мл}$) требуется для нейтрализации 100 мл 2-процентного раствора гидроксида натрия ($d = 1,022 \text{ г/мл}$)?

Решение. Составляем уравнение реакции:



Находим стехиометрическое отношение масс соляной кислоты и гидроксида натрия:

$$\frac{m_{\text{HCl}}}{m_{\text{NaOH}}} = \frac{M_{\text{HCl}}}{M_{\text{NaOH}}} = \frac{36,5}{40}$$

Из него следует, что

$$m_{\text{HCl}} = m_{\text{NaOH}} \cdot \frac{36,5}{40}$$

Первый метод определения:

$$m_{\text{раств. NaOH}} = 1,022 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 102,2 \text{ г}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 102,2 \text{ г} \cdot 0,02 = 2,044 \text{ г}$$

$$m_{\text{HCl}} = 2,044 \text{ г} \cdot \frac{36,5}{40} = 1,865 \text{ г}$$

$$m_{\text{раств. HCl}} = 1,865 \text{ г} : 0,1 = 18,65 \text{ г}$$

$$V_{\text{раств. HCl}} = \frac{18,65 \text{ г}}{1,049 \text{ г/мл}} = 17,8 \text{ мл}$$

Второй метод расчета:

$$m_{\text{раств. NaOH}} = 1,022 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл}$$

$$m_{\text{NaOH}} = 1,022 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} \cdot 0,02$$

$$m_{\text{HCl}} = \frac{1,022 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} \cdot 0,02 \cdot 36,5}{40}$$

$$m_{\text{раств. HCl}} = \frac{1,022 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} \cdot 0,02 \cdot 36,5}{40 \cdot 0,1}$$

$$V_{\text{раств. HCl}} = \frac{1,022 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} \cdot 0,02 \cdot 36,5}{40 \cdot 0,1 \cdot 1,049} = 17,8 \text{ мл}$$

Молярная концентрация раствора

Молярная концентрация (молярность раствора) показывает, сколько молей растворенного вещества содержит 1 л раствора. Число молей вещества выражается отношением массы его к величине моля m/μ . Деля это отношение на объем раствора, выраженный в литрах, мы получаем математическое выражение молярной концентрации раствора:

$$c_M = \frac{m_1}{\mu \cdot V(\text{л})} = \text{моль/л},$$

где c_M — молярная концентрация раствора, m_1 — масса растворенного вещества в граммах, V — объем раствора в литрах.

Раствор, 1 л которого содержит 1 моль растворенного вещества, называется одномолярным (или просто молярным) раствором. Для обозначения кратных и дольных молярных концентраций пользуются буквой M с числовым коэффициентом впереди, например: $2M$ — двумолярный раствор, $0,5M$ — полумолярный раствор.

Вычисление количества молекул, содержащихся в данном объеме раствора известной молярной концентрации.

Пример. Сколько молекул содержится в 25 мл 0,002М раствора?

Решение. Находим, сколько молей содержится в указанном объеме раствора:

$$25 \text{ мл} = 0,025 \text{ л}$$

$$v = 0,002 \text{ моль/л} \cdot 0,025 \text{ л} = 0,00005 \text{ моль} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ моль}$$

Определяем, исходя из числа Авогадро, число молекул в $5 \cdot 10^{-5}$ молях:

$$\eta = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 5 \cdot 10^{-5} = 30,1 \cdot 10^{18} \text{ молекул} = \\ = 3010000000000000000 \text{ молекул}$$

Вычисление массы растворенного вещества для приготовления раствора указанного объема и молярности.

Пример. Сколько серной кислоты требуется для приготовления 2,5 л 0,1М раствора?

Решение. Высчитываем, сколько молей должно содержаться в указанном растворе:

$$v = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 2,5 = 0,25 \text{ моль}$$

Находим массу серной кислоты, исходя из того, что $\mu_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ г/моль}$:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моля} = 24,5 \text{ г}$$

Вычисление при приготовлении разбавленных молярных растворов из концентрированных. Возможны два случая а) концентрация исходного раствора выражена молярностью; б) концентрация исходного раствора выражена в процентах. В первом случае разбавление может происходить или путем прибавления к концентрированному раствору растворителя, или путем смешивания его с менее концентрированным раствором.

Пример 1. До какого объема следует разбавить 25 мл 2М раствора, чтобы получить 0,1М раствор?

Решение. Расчет производится исходя из того, что при одном и том же количестве растворенного вещества молярность раствора и объем его обратно пропорциональны друг другу. Следовательно,

$$\frac{V_{2\text{М}}}{V_{0,1\text{М}}} = \frac{0,1}{2}; V_{0,1\text{М}} = \frac{V_{2\text{М}} \cdot 2}{0,1} = \frac{25 \text{ мл} \cdot 2}{0,1} = 500 \text{ мл}$$

Необходимо добавить, что при разбавлении растворов происходит сжатие объема. Это значит, что объем разбавленного раствора не может равняться сумме объемов концентрированного раствора и прибавленного растворителя. Поэтому при приготовлении молярных растворов из концентрированных нельзя рассчитать объем растворителя и затем прибавить его к взятому объему концентрированного раствора, а следует сначала рассчитать объем разбавленного раствора, влить концентрированный раствор в мерную посуду и добавлять к нему растворитель до рассчитанного объема разбавленного раствора.

Пример 2. В каком объемном отношении надо смешать 0,25 М и 0,01 М растворы, чтобы получить 0,15 М раствор?

Ввиду того что при смешивании растворов происходит сжатие объема, молярная концентрация раствора не обладает свойством аддитивности. Поэтому, строго говоря, нельзя использовать правило смешения при смешивании молярных растворов. Но так как при смешивании сильно разбавленных растворов сжатие объема незначительно, то в таких случаях без больших погрешностей можно для расчета использовать правило смешения. К этим случаям относится и приведенный пример.

Решение. Оформляем решение через диагональную схему:

$$\begin{array}{ccc}
 0,25 & & 0,05 \\
 & \searrow \quad \swarrow & \\
 & 0,15 & \\
 & \swarrow \quad \searrow & \\
 0,10 & & 0,10
 \end{array}$$

$$\frac{0,25\text{М}}{0,10\text{М}} = \frac{0,05}{0,10} = \frac{5}{10} = \frac{1}{2}$$

Если концентрация исходного раствора выражена в процентах, расчет может вестись или методом последовательных действий, или предварительным пересчетом процентной концентрации на молярную.

Пример 3. Сколько миллилитров 56-процентного раствора H_2SO_4 ($d = 1,46 \text{ г/мл}$) требуется для приготовления 3 л 1 М раствора?

Метод последовательных действий.

Решение. Находим массу H_2SO_4 , содержащейся в 3 л 1 М раствора:

$$\begin{aligned}
 n_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 1 \text{ моль/л} \cdot 3 \text{ л} = 3 \text{ моль} \\
 m_{\text{H}_2\text{SO}_4} &= 98 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 294 \text{ г}
 \end{aligned}$$

Определяем массу 56-процентного раствора, содержащего 294 г растворенного вещества:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4 (56\%)} = \frac{294 \text{ г}}{0,56} = 525 \text{ г}$$

Рассчитываем объем раствора:

$$V = \frac{525 \text{ г}}{1,46 \text{ г/мл}} = 360 \text{ мл}$$

Пересчет процентной концентрации на молярную

Пересчет можно вести или методом последовательных действий, или по объединенному уравнению, которое выводится следующим образом:

$$c_{\%} = \frac{100 \cdot m_1}{m} = \frac{100 \cdot m_1}{dV (\text{мл})}$$

Отсюда

$$m_1 = c_{\%} \cdot \frac{dV (\text{мл})}{100}$$

$$c_M = \frac{m_1}{\mu \cdot V (\text{л})} = \frac{m_1}{\mu \cdot V (\text{мл}) \cdot 1000 (\text{мл})} = \frac{m_1 \cdot 1000 (\text{мл})}{\mu \cdot V (\text{мл})}$$

$$m_1 = \frac{c_M \cdot \mu \cdot V (\text{мл})}{1000 (\text{мл})}$$

Так как m_1 в обоих уравнениях одинакова, то

$$\frac{c_{\%} \cdot dV (\text{мл})}{100} = \frac{c_M \cdot \mu \cdot V (\text{мл})}{1000 (\text{мл})}$$

После сокращения на V и 100

$$c_{\%} d \cdot 10 (\text{мл}) = c_M \cdot \mu$$

$$c_{\%} = \frac{c_M \cdot \mu}{d \cdot 10 (\text{мл})}; \quad c_M = \frac{c_{\%} \cdot d \cdot 10 (\text{мл})}{\mu}$$

Пример. Какова молярная концентрация 20-процентного раствора FeSO_4 ($d = 1,21 \text{ г/мл}$)?

Метод последовательных действий.

Решение.

$$\text{а) } m_{\text{FeSO}_4} = 1,21 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл/л} \cdot 0,20 = 240 \text{ г/л}$$

$$\text{б) } c_M = \frac{240 \text{ г/л}}{151,9 \text{ г/моль}} = 1,59 \text{ моль/л}$$

$$c_M = 1,59M$$

Метод общего уравнения.

Решение.

$$c_M = \frac{20 \cdot 1,21 \text{ г/мл} \cdot 10 \text{ мл}}{151,9 \text{ г/моль}} = 1,59 \text{ моль/л}$$

Вычисление объемов участвующих в реакции молярных растворов. Вычисления могут производиться или методом последовательных действий, или по обобщенной зависимости между величинами. Последняя вытекает из следующего: коэффициенты в уравнении реакции выражают отношение числа молей участвующих в реакции веществ. Молярность раствора показывает число молей, содержащихся в 1 л его. Поэтому при одинаковой молярности отношение объемов участвующих в реакции растворов будет определяться отношением коэффициентов в уравнении реакции. Если же молярность растворов неодинакова, то чем больше будет молярность раствора, тем меньший объем его требуется для реакции. Поэтому объемы растворов должны находиться в обратно пропорциональной зависимости от молярности их. Объединяя все это, можно зависимость между объемами взаимодействующих растворов выразить так: *объемы участвующих в реакции молярных растворов прямо пропорциональны коэффициентам в уравнении реакции и обратно пропорциональны молярности растворов*, что математически получает следующее оформление:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{b c'_M}{a c_M}$$

где a и b — коэффициенты в уравнении реакции.

Пример 1. Каков объем 1М раствора серной кислоты, требуемой для нейтрализации 25 мл 1М раствора гидроксида калия?

Метод последовательных действий.

Решение. Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение масс H_2SO_4 и KOH :

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{KOH}}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{KOH}} \cdot 2} = \frac{98}{112}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = m_{\text{KOH}} \cdot \frac{98}{112}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = m_{\text{KOH}} \cdot \frac{98}{112}$$

$$m_{\text{KOH}} = 56 \text{ г/л} \cdot 0,025 \text{ л} = 14 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 14 \text{ г} \cdot \frac{98}{112} = 12,25 \text{ г}$$

$$d_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{98 \text{ г}}{1000 \text{ мл}} = 0,098 \text{ г/мл}$$

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{d_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{12,25 \text{ г}}{0,098 \text{ г/мл}} = 12,5 \text{ мл}$$

Метод обобщенной зависимости.

Решение.

$$\frac{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{KOH}}} = \frac{c_M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{2c_M(\text{NaOH})} = \frac{1}{2}; V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 25 \text{ мл} \cdot \frac{1}{2} = 12,5 \text{ мл}$$

Пример 2. Вычислить объем 0,5М раствора едкого кали, который требуется для реакции с 20 мл 0,2М раствора хлорида железа FeCl_3 .

Метод последовательных действий.

Решение. Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение масс KOH и FeCl_3 :

$$\frac{m_{\text{KOH}}}{m_{\text{FeCl}_3}} = \frac{M_{\text{KOH}} \cdot 3}{M_{\text{FeCl}_3}} = \frac{168}{162}$$

$$m_{\text{FeCl}_3} = 162 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль/л} \cdot 0,02 \text{ л} = 0,648 \text{ г}$$

$$m_{\text{KOH}} = 0,648 \text{ г} \cdot \frac{168}{162} = 0,672 \text{ г}$$

$$d_{\text{KOH}} = \frac{56 \text{ г}}{2 \cdot 1000 \text{ мл}} = 0,028 \text{ г/мл}$$

$$V_{\text{KOH}} = \frac{0,672 \text{ г}}{0,028 \text{ г/мл}} = 24 \text{ мл}$$

Метод обобщенной зависимости.

Решение.

$$\frac{V_{\text{KOH}}}{V_{\text{FeCl}_3}} = \frac{3 \cdot 0,2}{1 \cdot 0,5} = \frac{0,6}{0,5} = \frac{6}{5}; V_{\text{FeCl}_3} = 20 \text{ мл} \cdot \frac{6}{5} = 24 \text{ мл}$$

Пример 3. К 20 мл 1М раствора хлорида алюминия добавили 50 мл 1М раствора едкого кали. Взят ли раствор едкого кали КОН в избытке или недостатке?

Решение. Уравнение реакции:



Решаем по обобщенной зависимости:

$$\frac{V_{\text{KOH}}}{V_{\text{AlCl}_3}} = \frac{3}{1}$$

$$V_{\text{KOH}} = V_{\text{AlCl}_3} \cdot 3 = 20 \text{ мл} \cdot 3 = 60 \text{ мл}$$

КОН взят в недостатке на 10 мл

Моляльная концентрация раствора

Моляльная концентрация раствора показывает, сколько молей растворенного вещества содержит 1 кг растворителя. Значит, размерность ее моль/кг. Обозначим массу растворенного вещества в граммах через m_1 , а массу растворителя через m_2 , в соответствии с этим число молей растворенного вещества будет $\frac{m_1}{\mu}$, где μ — моль растворенного вещества,

а масса растворителя в килограммах $\frac{m_2}{1000}$. Деля число молей растворенного вещества на массу растворителя в килограммах, получаем математическое выражение для моляльной концентрации раствора:

$$C_{\text{м}} = \frac{m_1 \cdot 1000}{\mu \cdot m_2} \text{ моль/кг,}$$

где $C_{\text{м}}$ — моляльная концентрация раствора.

Моляльная концентрация раствора имеет значение для тех вычислений, в основу которых положена зависимость данной величины от отношения числа молекул растворенного вещества к массе растворителя. Примером такой зависимости может служить зависимость температуры кипения или замерзания раствора от моляльной концентрации раствора. Рассмотрим некоторые вычисления, относящиеся к моляльной концентрации раствора.

Пример 1. 9,00 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ растворены в 100 г воды. Какова моляльная концентрация раствора?

Решение. Находим молекулярную массу глюкозы:

$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 12 \cdot 6 + 12 + 16 \cdot 6 = 180$$

и число молей, содержащихся в 9,00 г глюкозы:

$$\nu = \frac{9,00 \text{ г}}{180 \text{ г/моль}} = \frac{1}{20} = 0,05 \text{ моль}$$

Определяем число молей глюкозы, растворившейся в 1 кг воды:

$$100 \text{ г} = 0,1 \text{ кг}; c_{\text{м.}} = \frac{0,05 \text{ моль}}{0,1 \text{ кг}} = 0,5 \text{ моль/кг}$$

Пример 2. Какое количество этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ надо растворить в 50 г воды, чтобы моляльная концентрация раствора была 0,3 моль/кг?

Решение. $\mu_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 46 \text{ г/моль}$

Составляем уравнение согласно отношениям, выражающим моляльную концентрацию раствора:

$$c_{\text{м.}} = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot 1000 \text{ г/кг}}{46 \text{ г/моль} \cdot 50 \text{ г}} = 0,3 \text{ кг/моль}$$

Отсюда

$$m_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = \frac{46 \text{ г/моль} \cdot 50 \text{ г} \cdot 0,3 \text{ кг/моль}}{1000 \text{ г/кг}} = 0,69 \text{ г}$$

Пример 3. При растворении 11,5 г вещества в 250 г воды моляльная концентрация раствора оказалась равной 0,5 моль/кг. Определить молекулярную массу растворенного вещества.

Решение. Согласно отношениям, выражающим моляльную концентрацию раствора:

$$c_{\text{м.}} = \frac{11,5 \text{ г} \cdot 1000 \text{ г/кг}}{\mu \cdot 250 \text{ г}} = 0,5 \text{ моль/кг}$$

Отсюда

$$\mu = \frac{11,5 \text{ г} \cdot 1000 \text{ г/кг}}{250 \text{ г} \cdot 0,5 \text{ моль/кг}} = 92 \text{ г/моль}$$

Нормальная концентрация (нормальность) раствора

Нормальная концентрация (нормальность раствора) показывает, сколько грамм-эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 л раствора. Нормальная концентрация выражается формулой:

$$c_{\text{н.}} = \frac{m_1}{\text{г-экв} \cdot V_{\text{л}}} = \text{г-экв/л},$$

где $c_{\text{н.}}$ — нормальная концентрация, m_1 — масса растворенного вещества, г-экв — грамм-эквивалент растворенного вещества, V — объем раствора в литрах. Если объем дан в миллилитрах, удобно нормальность раствора выражать чис-

лом милли-эквивалентов в 1 мл раствора. Обозначив милли-эквивалент буквой E , выразим формулу:

$$C_{н.} = \frac{m_1}{E \cdot V} = \text{м-эква/мл}$$

Раствор, 1 л которого содержит 1 г-эква растворенного вещества, называется однонормальным или просто нормальным раствором.

Вычисления, относящиеся к нормальной концентрации раствора, аналогичны вычислениям, относящимся к молярной концентрации. Поэтому подробно не будем останавливаться на методике этих вычислений, за исключением тех, которые специфичны.

Вычисления, связанные с приготовлением растворов.

Пример 1. Сколько требуется медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, чтобы приготовить 10 л 0,5 н. раствора?

Решение.

$$Э_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = \frac{M_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}}{2} = \frac{250}{2} = 125 \text{ г/г-эква}$$

$$m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 0,5 \text{ г-эква/л} \cdot 125 \text{ г/г-эква} \cdot 10 \text{ л} = 625 \text{ г}$$

Пример 2. Сколько требуется технического едкого натра, чтобы приготовить 1,2 л 0,2 н. раствора едкого натра, учитывая, что в техническом едком натре содержится 8% воды?

Решение. Определяем массу безводного едкого натра:

$$m_{\text{NaOH (безв.)}} = 0,2 \text{ г-эква/л} \cdot 40 \text{ г/г-эква} \cdot 1,2 \text{ л} = 9,6 \text{ г}$$

Находим массу технического едкого натра. Так как в нем содержится 92% NaOH, то

$$m_{\text{NaOH (техн.)}} = 9,6 \text{ г} : 0,92 = 10,4 \text{ г}$$

Пример 3. Какова нормальность раствора серной кислоты, содержащего 0,245 г растворенного вещества в 10 мл раствора?

Решение.

$$Э_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49$$

Вычисляем количество миллиграмм-эквивалентов, содержащихся в 0,245 г серной кислоты:

$$Э_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98}{2} = 49; 0,245 \text{ г} = 245 \text{ мг}$$

$$v = \frac{245 \text{ мг}}{49 \text{ мг/мг-эква}} = 5 \text{ мг-эква}$$

$$C_{н.} = \frac{5 \text{ мг-эква}}{10 \text{ мл}} = 0,5 \text{ мг-эква/мл} = 0,5 \text{ н.}$$

Пример 4. Определить объем 2н. раствора, который требуется для приготовления 500 мл 0,25 н. раствора.

Решение. Нормальность раствора и его объем обратно пропорциональны друг другу. Поэтому

$$\frac{V}{500} = \frac{0,25}{2}; \quad V = \frac{500 \text{ мл} \cdot 0,25}{2} = 62,5 \text{ мл}$$

Пример 5. Вычислить, до какого объема надо разбавить 500 мл 3н. раствора, чтобы нормальность его стала 0,5 н.

Решение.

$$\frac{V}{500 \text{ мл}} = \frac{3\text{н.}}{0,5\text{н.}}; \quad V = 500 \text{ мл} \cdot \frac{3}{0,5} = 3000 \text{ мл} = 3 \text{ л}$$

Пример 6. Сколько миллилитров 70-процентного раствора нитрата калия KNO_3 ($d = 1,6 \text{ г/мл}$) нужно взять, чтобы получить 0,5 л 0,2 н. раствора?

Расчеты, как и при молярной концентрации, можно вести или методом последовательных действий, или по формуле для перечисления процентной концентрации на нормальную, имеющую аналогичное выражение как формула для перечисления процентной концентрации на молярную, а именно:

$$c_{\text{н.}} = \frac{c_{\%} \cdot d \cdot 10 \text{ мл}}{\text{г-экв}}$$

Вычисление методом последовательных действий.

Решение. Находим массу KNO_3 , содержащуюся в 0,5 л 0,2 н. раствора, $\mathcal{E}_{\text{KNO}_3} = 101$:

$$m_{\text{KNO}_3} = 101 \text{ г/г-экв} \cdot 0,2 \text{ г-экв/л} \cdot 0,5 \text{ л} = 10,1 \text{ г}$$

Определяем массу 70-процентного раствора, содержащую 10,1 г:

$$m_{\text{раств.}} = 10,1 \text{ г} : 0,7 = 14,4 \text{ г}$$

Высчитываем объем 14,4 г 70-процентного раствора KNO_3 .

$$V = \frac{14,4 \text{ г}}{1,6 \text{ г/мл}} = 9 \text{ мл}$$

Вычисление по формуле.

Решение. Находим нормальность 70-процентного раствора:

$$c_{\text{н.}} = \frac{70 \cdot 1,6 \cdot 10}{101} = 11,1 (\text{н.})$$

Исходя из зависимости нормальности раствора и его объема, вычисляем объем 70-процентного раствора:

$$\frac{V_{70\%}}{V_{0,2 \text{ н.}}} = \frac{0,2}{11,1}$$

$$V_{70\%} = 0,5 \text{ л} \cdot \frac{0,2}{11,1} = \frac{0,1 \text{ л}}{11,1} = \frac{100 \text{ мл}}{11,1} = 9 \text{ мл}$$

Пример 7. Какой объем 0,5 н. раствора соляной кислоты требуется для реакции с 20 мл 1 н. раствора гидроокиси натрия?

Решение. Из закона эквивалентов следует, что

$$\frac{m_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{m_2}{\mathcal{E}_2}$$

Из отношений, выражаемых нормальностью раствора, следует, что

$$m = c_{\text{н.}} \mathcal{E} V$$

Поэтому

$$\frac{c_1 \mathcal{E}_1 V_1}{\mathcal{E}_1} = \frac{c_2 \mathcal{E}_2 V_2}{\mathcal{E}_2}$$

По сокращении на $\mathcal{E}$ получаем:

$$c_1 V_1 = c_2 V_2$$

Это означает, что

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_2}{c_1}$$

Значит, объемы реагирующих растворов обратно пропорциональны нормальности этих растворов.

Применяя эту зависимость в решении рассматриваемой задачи, находим:

$$\frac{V_{\text{HCl}}}{V_{\text{NaOH}}} = \frac{1}{0,5}; \quad V_{\text{HCl}} = 20 \text{ мл} \cdot \frac{1}{2} = 40 \text{ мл}$$

Пример 8. На реакцию с хлоридом магния, содержащимся в 20 мл раствора его, потребовалось 50 мл 0,5 н. раствора нитрата серебра AgNO_3 . Сколько хлорида магния содержалось в 1 л раствора его?

Решение. Из закона эквивалентов следует, что число грамм-эквивалентов (или миллиграмм-эквивалентов) всех участвующих в реакции веществ одинаково. Вычисляем число миллиграмм-эквивалентов нитрата серебра AgNO_3 , содержащихся в 50 мл 0,5 н. раствора его:

$$\eta = 0,5 \text{ мг-эка/мл} \cdot 50 \text{ мл} = 25 \text{ мг-эка}$$

Такое же число миллиграмм-эквивалентов содержалось в 20 мл раствора его, а в 1000 мл

$$\nu_{\text{MgCl}_2} = 25 \text{ мг-экв} \cdot 1000 \text{ мл} / 20 \text{ мл} = 1250 \text{ мг-экв} = 1,250 \text{ г-экв}$$

$$\mathcal{E}_{\text{MgCl}_2} = \frac{M_{\text{MgCl}_2}}{2} = \frac{95}{2} = 47,5$$

Значит, 1 г-экв $\text{MgCl}_2 = 47,5 \text{ г/г-экв}$

$$m_{\text{MgCl}_2} = 47,5 \text{ г/г-экв} \cdot 1,25 \text{ г-экв} = 59,4 \text{ г}$$

Приведенный пример является типичным для определения содержания вещества в смеси методом объемного анализа.

Пример 9. Для определения содержания хлорида калия KCl в удобрении взята навеска 2,95 г. Взятую навеску растворили в воде и объем раствора довели до 500 мл. От приготовленного раствора отобрали 25 мл и постепенно прибавляли к нему (титровали) 0,1 н. раствор AgNO_3 . На это было израсходовано 18 мл. Сколько процентов хлорида калия содержалось в удобрении?

Решение. Определяем, сколько миллиграмм-эквивалентов нитрата серебра AgNO_3 содержалось в израсходованном на титрование растворе AgNO_3 :

$$\nu_{\text{мг-экв}} = 0,1 \text{ мг-экв/мл} \cdot 18 \text{ мл} = 1,8 \text{ мг-экв}$$

Столько же миллиграмм-эквивалентов KCl содержалось в 25 мл раствора, а в 500 мл раствора:

$$\nu = 1,8 \text{ мг-экв} \cdot \frac{500}{25} = 36 \text{ мг-экв}$$

Находим массу хлорида калия, содержащуюся в навеске $E_{\text{KCl}} = 74 \text{ мг/мг-экв}$:

$$m_{\text{KCl}} = 36 \text{ мг-экв} \cdot 74,5 \text{ мг/мг-экв} = 2682 \text{ мг} = 2,682 \text{ г}$$

Высчитываем процентное содержание KCl в удобрении:

$$\text{процент KCl} = 100\% \cdot \frac{2,682}{2,950} = 90,88\%$$

Так как раствор готовится в колбе, а для титрования отбирается пипеткой, то все эти вычисления могут быть объединены в общей формуле:

$$\text{процент опред. компл.} = \frac{100 \cdot E_{\text{компл.}} \cdot c_{\text{т.}} \cdot V}{m_{\text{навески}}} \cdot \frac{V_{\text{компл.}}}{V_{\text{пипетки}}}$$

где $E_{\text{компл}}$ — миллиграмм-эквивалент определяемого компонента, V — объем титрованного раствора, израсходованного на титрование, $V_{\text{компл}}$ — объем всего раствора, $V_{\text{пипетки}}$ — объем раствора, отобраный для титрования, $m_{\text{навески}}$ — количество вещества, взятого для определения.

РАСТВОРИМОСТЬ ВЕЩЕСТВА

Растворимость вещества — свойство его растворяться в данном растворителе в большем или меньшем количестве. До сих пор не установлен еще закон, позволяющий определять способность вещества растворяться в данном растворителе. Качественная закономерность установлена еще алхимиками: «Подобное растворяется в подобном». Понятие «подобие» с точки зрения современных знаний можно трактовать как сходство полярностей. Так, например, вода (полярная жидкость) — хороший растворитель для полярных жидкостей, как-то низшие спирты, и большинства веществ с полярной связью. Наоборот, в неполярных жидкостях, как например жидкие углеводороды, практически нерастворимы вещества с ионной связью, главным образом соли.

Для ограниченно растворимых в данном растворителе веществ различают растворы насыщенные и ненасыщенные. Насыщенными называются растворы, в которых растворяющееся вещество при данной температуре больше растворяться не может. Мерой растворимости ограниченно растворимых веществ служит концентрация насыщенного раствора. В соответствии с различными формами выражения концентрации раствора и формы выражения растворимости бывают разными. Наиболее распространенные формы выражения растворимости следующие:

а) Процентная растворимость, выражаемая процентной концентрацией насыщенного раствора по отношению к массе растворителя или раствора в целом. В некоторых руководствах процентную растворимость по отношению к массе растворителя именуют коэффициентом растворимости. При этом ей придают такое определение: *количество вещества в граммах, растворимое при данных условиях в 100 г растворителя с образованием насыщенного раствора, называют коэффициентом растворимости.*

б) Молярная растворимость, выражаемая молярной концентрацией насыщенного раствора.

в) Растворимость, выражаемая числом граммов растворенного вещества в 1 л насыщенного раствора.

Растворимость газов выражают объемом растворенного газа в объемной единице растворителя.

В отличие от концентрации раствора будем обозначать растворимость c_p .

Растворимость зависит от температуры. Растворимость большинства твердых веществ с повышением температуры повышается. В некоторых случаях, однако, повышение температуры влечет за собой понижение растворимости. Это зависит от теплоты растворения. Если растворение сопровождается поглощением теплоты, то растворимость при повышении температуры увеличивается; если же, наоборот, растворение сопровождается выделением теплоты, то повышение температуры влечет за собой понижение растворимости. Зависимость растворимости от температуры выражают кривыми растворимости. На оси абсцисс откладывают температуру, а на оси ординат — растворимость вещества.

Растворимость газов при повышении температуры понижается. Но, кроме температуры, растворимость газов зависит еще от давления. Эта зависимость выражается так: *масса газа, растворяющегося в данном объеме жидкости, прямо пропорциональна давлению газа*. Объем же растворяющегося газа не зависит от давления:

Например, в первом случае было:

давление газа — a атм

объем газа — V_1

масса газа — m_1

Во втором случае:

давление газа — b атм,

объем газа — V_2

масса газа — m_2

Из прямо пропорциональной зависимости между объемом и массой газа (при неизменном давлении)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{m_1}{m_2}$$

Из обратно пропорциональной зависимости объема газа от давления (при неизменной массе)

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{b}{a}$$

Из прямо пропорциональной зависимости между массой газа и давлением его (при неизменном объеме)

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{a}{b}$$

Объединяя зависимость объема газа от давления и массы его, получаем:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{b}{a} \cdot \frac{a}{b} = 1$$

Отсюда

$$V_1 = V_2$$

Это является математическим подтверждением независимости объема растворяющегося газа от его давления.

Если над жидкостью находится смесь газов, то каждый из газов растворяется не в зависимости от общего давления смеси, а в зависимости от собственного (парциального) давления каждого газа.

а) Вычисление растворимости по количеству растворенного вещества, требуемого для насыщения данного количества растворителя

Пример 1. Для получения насыщенного раствора сульфата натрия при 20° С израсходовано 50 г воды и 8,05 г сульфата. Вычислить растворимость сульфата натрия при данной температуре, выразив ее в процентах по отношению к массе растворителя и массе раствора.

Решение.

$$c'_p = 100\% \cdot \frac{8,05}{50} = 16,1\% \text{ (16,1 г на 100 г H}_2\text{O)}$$

$$c_p = 100\% \cdot \frac{8,05}{58,05} = 13,9\%$$

б) Вычисление растворимости по экспериментальным данным

Пример 1. В фарфоровую чашку, масса которой 11,64 г, налит насыщенный при 15° С раствор нитрата калия. Масса чашки с раствором 106,4 г, а после выпаривания раствора 30,54 г. Найти растворимость нитрата калия при указанной температуре, выразив ее в процентах по отношению к массе растворителя.

Решение.

$$m_{p-ль} = 106,4 \text{ г} - 30,54 \text{ г} = 75,86 \text{ г}$$

$$m_{\text{KNO}_3} = 30,54 \text{ г} - 11,64 \text{ г} = 18,9 \text{ г}$$

$$c_p = 100\% \cdot \frac{18,9}{75,86} = 24,92\% \text{ (24,92 г на 100 г H}_2\text{O)}$$

Пример 2. Для растворения 84 г кристаллогидрата $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ при 15°C требуется 100 г воды. Рассчитать растворимость хлорида стронция (безводной соли) в процентах по отношению к растворителю.

Решение. Вычисляем массу кристаллизационной воды в кристаллогидрате $\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$:

$$M_{\text{SrCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 266,6$$

$$M_{\text{SrCl}_2} = 158,6$$

$$m_{\text{SrCl}_2} = 84 \text{ г} \cdot \frac{158,6}{266,6} = 50 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} (\text{крис.}) = 84 \text{ г} - 50 \text{ г} = 34 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} (\text{в растворе}) = 134 \text{ г}$$

Вычисляем растворимость:

$$c_p = 100\% \cdot \frac{50}{134} = 37\% \quad (37 \text{ г на } 100 \text{ г } \text{H}_2\text{O})$$

Пример 3. При некоторой температуре было растворено 450 г нитрата калия KNO_3 в 500 г воды. Вычислить, сколько граммов нитрата калия KNO_3 выделится из раствора при охлаждении раствора до 20°C .

Решение. По кривой растворимости мы находим, что при 20°C в 100 г воды могут раствориться 32 г нитрата калия. Следовательно, при охлаждении раствора в нем останутся $32 \text{ г} \cdot 5 = 160 \text{ г}$, а выделится из раствора

$$450 \text{ г} - 160 \text{ г} = 290 \text{ г}$$

Пример 4. При 180°C в 200 мл насыщенного раствора сульфата натрия Na_2SO_4 содержится 32,66 г растворенного вещества. Вычислить молярную растворимость сульфата натрия при 18°C .

Решение. Согласно уравнению для молярной концентрации раствора находим:

$$c_p = \frac{32,66 \text{ г}}{142 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ л}} = 1,15 \text{ моль/л}$$

Пример 5. При нормальных условиях в 100 л воды растворяется 6,985 г кислорода. Выразить растворимость кислорода в миллилитрах на литр воды.

Решение. Вычисляем объем 6,985 г кислорода:

$$V_{\text{O}_2} = \frac{6,985 \text{ г} \cdot 22400 \text{ мл/моль}}{32 \text{ г/моль}} = 4890 \text{ мл}$$

Этот объем кислорода растворяется в 100 л воды. Отсюда растворимость, отнесенная к литру воды, равняется 48,9 мл/л.

Пример 6. При некоторой температуре в 1 кг водного раствора нитрата калия KNO_3 содержится 450 г растворенного вещества. Вычислить, сколько нитрата калия KNO_3 выделится из раствора при охлаждении его до 25°C и сколько его останется в маточном растворе. Растворимость KNO_3 при этой температуре равна 55% по отношению к массе воды.

Решение. Вычисляем массу воды в растворе:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1000 \text{ г} - 450 \text{ г} = 550 \text{ г}$$

Вычисляем массу нитрата калия KNO_3 , оставшегося в маточном растворе:

$$m_{\text{KNO}_3} = 550 \text{ г} \cdot 0,55 = 302,5 \text{ г}$$

Вычисляем массу выделившихся кристаллов:

$$m_{\text{крист.}} = 450,0 \text{ г} - 302,5 \text{ г} = 147,5 \text{ г}$$

Вычисление количеств газов, содержащихся в растворе в зависимости от температуры и давления

Пример 1. Растворимость в воде двуокиси углерода при 0°C равна 1,7 л на 1 л воды. Вычислить массу двуокиси углерода, содержащейся в 10 л воды при 0°C и 5 атм.

Решение. Вычисляем объем растворенной двуокиси углерода CO_2 при нормальных условиях:

$$V_{\text{CO}_2} = 1,7 \text{ л} \cdot 10 \cdot 5 = 85 \text{ л}$$

Вычисляем массу 85 л двуокиси углерода (при н. у.):

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{\rho_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{CO}_2}}{V_{\text{моль}}} = \frac{85 \text{ л} \cdot 44 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 167 \text{ г}$$

Пример 2. Растворимость кислорода в воде при 0°C равна 0,049 л на 1 л воды. Вычислить массу кислорода, который выделится из 5 л воды, насыщенной им при 0°C и давлении 20 атм, если давление упадет до 1 атм.

Решение. Перечисляем объем кислорода, насыщающего раствор при указанных условиях на объем его при нормальных условиях:

$$V'_{\text{O}_2} = 0,049 \text{ л} \cdot 5 \cdot 20 = 4,9 \text{ л}$$

Вычисляем объем кислорода, оставшегося в растворе после падения давления. Так как объем растворенного газа не зависит от давления, то он останется прежним, но при нормальных условиях. Следовательно,

$$V_{O_2}'' = 0,049 \text{ л} \cdot 5 = 0,245 \text{ л (н. у.)}$$

Вычисляем объем выделившегося газа:

$$V_{O_2} = 4,900 \text{ л} - 0,245 \text{ л} = 4,655 \text{ л}$$

Вычисляем массу выделившегося кислорода:

$$m_{O_2} = \frac{\rho_{O_2} \cdot V_{O_2}}{V_{\text{моль}}} = \frac{4,655 \text{ л} \cdot 32 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 6,651 \text{ г}$$

Пример 2. Газовая смесь, содержащая 40% CO_2 и 60% H_2 , пропущена через воду при $0^\circ C$ и 10 атм. Вычислить состав газовой смеси, растворенной в воде. (Растворимость двуокиси углерода 1,7 объема на 1 объем воды; растворимость водорода 0,0215 объема на 1 объем воды.)

Решение. Давление газовой смеси складывается из парциальных давлений компонентов смеси. Поэтому парциальное давление каждого компонента равно произведению общего давления на относительное содержание этого компонента в смеси. В соответствии с этим

$$P_{CO_2} = 10 \text{ атм} \cdot 0,4 = 4 \text{ атм}$$

$$P_{H_2} = 10 \text{ атм} \cdot 0,6 = 6 \text{ атм}$$

Согласно растворимости в 1 л воды будет растворено двуокиси углерода 1,7 л при 4 атм и водорода 0,0215 л при 6 атм, что после приведения объема к давлению в 1 атм составит:

$$V_{CO_2} = 1,7 \text{ л} \cdot 4 = 6,8 \text{ л}; V_{H_2} = 0,0215 \text{ л} \cdot 6 = 0,129 \text{ л}$$

Отсюда

$$V_{CO_2} : V_{H_2} = 6,8 : 0,129 = 53 : 1$$

Для выражения состава в процентах делим 100% пропорционально числам отношения:

$$V_{CO_2} = 100\% \cdot \frac{53}{54} = 98,1\%; V_{H_2} = 100\% \cdot \frac{1}{54} = 1,9\%$$

Пример 4. Растворимость в воде при $20^\circ C$ кислорода равна 31 мл на 1 л воды, а растворимость азота при той же температуре 15,4 мл на 1 л воды. Считая округленно, что объемное отношение кислорода и азота в воздухе равно:

$$V_{O_2} : V_{N_2} = 1 : 4,$$

и принимая, что давление воздуха над водой равно 1 атм, вычислить состав растворенного в воде воздуха.

Решение. Исходя из состава и давления воздуха, определяем парциальное давление кислорода $\frac{1}{5}$ атм; парциальное давление азота $\frac{4}{5}$ атм, поэтому в 1 л воды будет содержаться:

$$V_{O_2} = 31 \text{ мл} \cdot \frac{1}{5} = 6,20 \text{ мл}; V_{N_2} = 15,4 \text{ мл} \cdot \frac{4}{5} = 12,30 \text{ мл}$$

Отсюда состав растворенного воздуха:

$$\frac{V_{O_2}}{V_{N_2}} = \frac{6,20}{12,30}$$

В процентах:

$$\text{процент } O_2 = 100\% \cdot \frac{6,2}{6,2 + 12,3} = 33,5\%$$

$$\text{процент } N_2 = 100\% \cdot \frac{12,3}{6,2 + 12,3} = 66,5\%$$

ТЕПЛОТА РАСТВОРЕНИЯ И ГИДРАТАЦИИ

При растворении вещества происходит поглощение или выделение энергии, которую обычно выражают в тепловых единицах.

Растворение твердого вещества сопровождается разрушением его кристаллической решетки, что связано с затратой энергии. Помимо разрушения кристаллической решетки, при растворении происходит соединение молекул или ионов растворяемого вещества с молекулами растворителя. Этот процесс называется сольватацией; если растворителем служит вода — гидратацией. Процесс сольватации сопровождается выделением энергии. Таким образом, при растворении происходят два процесса: один сопровождается поглощением теплоты, другой — выделением ее. Общий тепловой эффект растворения складывается суммированием теплот обоих процессов. Он бывает положительным, если количество выделяемой вследствие сольватации теплоты больше количества теплоты, затрачиваемой на разрушение кристаллической решетки. Наоборот, он бывает отрицательным, если количество поглощаемой теплоты больше количества выделяемой теплоты.

Количество теплоты, выделяемое или поглощаемое при растворении 1 моль вещества, называется теплотой растворения.

Обозначим через Q_1 теплоту сольватации, через Q_2 теплоту разрушения кристаллической решетки. Тогда

$$Q = Q_1 + (-Q_2) = Q_1 - Q_2 \quad (1)$$

В зависимости от абсолютных значений величин суммарный тепловой эффект Q_1 положительный, если $Q_1 > Q_2$, и отрицательный, если $Q_1 < Q_2$.

Количество выделяемой или поглощаемой при растворении теплоты прямо пропорционально количеству растворяющегося вещества. Тогда зависимость между количеством теплоты и количеством вещества выразится уравнением:

$$q = Q \frac{m}{\mu} \quad (2)$$

Рассмотрим примеры расчетов, связанных с тепловым эффектом растворения.

Пример 1. При растворении 10 г хлорида калия KCl в 300 г воды температура понизилась на 2°C . Вычислить теплоту растворения хлорида калия.

Решение. Количество теплоты, требуемой для нагревания 1 г вещества на 1°C , называется теплоемкостью вещества. Обозначим ее буквой C . Размерность ее $\text{дж/г} \cdot \text{град}$.

При нагревании или охлаждении тела количество поглощаемой или теряемой теплоты равно произведению теплоемкости вещества на его массу и изменение температуры, что в математической форме может быть выражено так:

$$q = C \cdot m_{\text{в-ва}} \Delta t,$$

так как $C_{\text{H}_2\text{O}} = 4,187 \text{ дж/г} \cdot \text{град}$, то с учетом значений m и Δt , указанных в условии задачи, найдем:

$$q = 4,187 \text{ дж/г} \cdot \text{град} \cdot 300 \text{ г} \cdot 2 \text{ град} = 2512 \text{ дж}$$

Вставляя это значение q в уравнение (2), получаем:

$$q = Q_{\text{KCl}} \cdot \frac{m_{\text{KCl}}}{\mu_{\text{KCl}}} = 2512 \text{ дж}$$

$$\begin{aligned} \text{Отсюда } Q &= \frac{2512 \text{ дж} \cdot \mu_{\text{KCl}}}{m_{\text{KCl}}} = \frac{2512 \text{ дж} \cdot 74 \text{ г/моль}}{10} = \\ &= 18590 \text{ дж/моль} = 18,59 \text{ кдж/моль} \end{aligned}$$

Пример 2. Теплота растворения кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ равна 18,00 кдж. При растворении 5 г безводной соли в 400 г воды температура повысилась на 1,96 град. Вычислить теплоту гидратации хлорида кальция CaCl_2 .

Решение. Вычисляем, чему равняется теплота растворения безводной соли. Из уравнения (2) следует, что

$$Q = q \cdot \frac{m}{m}$$

Согласно условию задачи

$$q = 4,187 \text{ дж/г} \cdot \text{град} \cdot 400 \text{ г} \cdot 1,96 \text{ град} = 3284 \text{ дж} = \\ = 32,84 \text{ кдж}$$

$$\mu_{\text{CaCl}_2} = 111 \text{ г/моль}; m \text{ (по условию)} = 5 \text{ г}$$

Отсюда

$$Q = 32,84 \text{ кдж} \cdot \frac{111 \text{ г/моль}}{5 \text{ г}} = 72,88 \text{ кдж/моль}$$

Вычисляем, чему равняется теплота гидратации CaCl_2 (Q_1)

Из уравнения (1) следует:

$$Q_1 = Q + Q_2$$

Q_2 (теплота разрушения кристаллической решетки CaCl_2) равняется теплоте растворения кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, а именно 18,00 кдж/моль.

Следовательно,

$$Q_1 = 72,88 \text{ кдж/моль} + 18,00 \text{ кдж/моль} = 90,88 \text{ кдж/моль}$$

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ И СТРОЕНИЕ АТОМА

РАСЧЕТ МЕСТА ЭЛЕМЕНТА В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ ПО ЕГО ПОРЯДКОВОМУ НОМЕРУ

Для расчета требуется знать наибольшее число элементов в каждом периоде и ряду (табл. 2).

Таблица 2

Число элементов в периодах и рядах
первых шести периодов

Номера периодов	Номера рядов	Число элементов	
		в периодах	в рядах
I	1	2	2
II	2	8	8
III	3	8	8
IV	—	18	—
	4	—	10
	5	—	8
V	—	18	—
	6	—	10
	7	—	8
VI	—	18	—
	8	—	10
	9	—	8

Исходя из этого, определяют период, ряд и группу, последовательно вычитая из порядкового номера количество элементов в периодах и рядах, начиная с I периода и 1-го ря-

да, до тех пор, пока разность не окажется меньше числа элементов в следующем периоде. Обратный расчет — определение порядкового номера элемента по месту, занимаемому им в периодической системе, — проводится путем сложения числа, показывающего место элемента в последнем периоде, с числом элементов в предыдущих периодах.

Пример 1. Найти период, ряд и группу, в которых находится элемент с порядковым номером 16.

Решение. Последовательно вычитая из 16 количество элементов в I и II периодах, получаем разность 6, которая меньше количества элементов в III периоде. Отсюда заключаем, что рассматриваемый элемент находится в III периоде, в VI группе.

Пример 2. Определить порядковый номер элемента, находящегося в IV периоде, 5 ряду и IV группе.

Решение. Последовательно прибавляя к 4 количества элементов в четном ряду IV периода (10) и элементов в III, II и I периодах, находим порядковый номер элемента: $4 + 10 + 8 + 8 + 2 = 32$.

Определение атомной массы элемента по месту элемента в периодической системе и количественному составу его соединения с элементом, атомная масса которого известна

Методика этих вычислений заключается:

а) в составлении формул соединения в общем виде и выведении по ней количественного состава;

б) в составлении пропорции, приравняв количественный состав, выведенный по формуле, к количественному составу, данному в условии задачи;

в) в вычислении атомной массы по составленной пропорции.

Пример 1. Вычислить атомную массу элемента VI группы, высший окисел которого содержит 60% кислорода.

Решение. Поскольку речь идет о высшем окисле, элемент проявляет в нем валентность 6. В соответствии с этим составляем формулу окисла в общем виде: ЭлO_3 . Из этого следует, что

$$\frac{m_{\text{Эл}}}{m_{\text{O}}} = \frac{A_{\text{Эл}}}{3A_{\text{O}}} = \frac{A_{\text{Эл}}}{48}$$

Процентное содержание элемента в окисле равно:
 $100\% - 60\% = 40\%$.

Отсюда

$$\frac{m_{\text{Эл}}}{m_{\text{O}}} = \frac{40}{60}$$

Составляем пропорцию:

$$\frac{A_{\text{Эл}}}{48} = \frac{40}{60}; \quad A_{\text{Эл}} = 48 \cdot \frac{40}{60} = 32$$

По периодической системе устанавливаем, что этот элемент сера.

Пример 2. Хлорид элемента III группы, в которой элемент проявляет высшую валентность и содержит 79,68% хлора. Вычислить атомную массу элемента и установить, что это за элемент.

Решение. Формула этого элемента в общем виде ЭлCl_3 . Из нее следует, что

$$\frac{m_{\text{Эл}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{A_{\text{Эл}}}{3A_{\text{Cl}}} = \frac{A_{\text{Эл}}}{106,4}$$

Процентное содержание элемента в хлориде равно: $100\% - 79,68\% = 20,32\%$.

Отсюда

$$\frac{m_{\text{Эл}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{20,32}{79,68}$$

Составляем пропорцию:

$$\frac{A_{\text{Эл}}}{106,4} = \frac{20,32}{79,68}; \quad A_{\text{Эл}} = 106,4 \cdot \frac{20,32}{79,68} = 27$$

По периодической системе устанавливаем, что этот элемент алюминий.

Определение свойств элемента, форм и свойств его соединений по месту элемента в периодической системе

Решая задачи этого раздела, необходимо иметь в виду следующее.

Все элементы первых трех групп периодической системы, за исключением бора, а также все элементы первых рядов больших периодов являются металлами. В первых трех группах у элементов малых периодов, а также у элементов четных рядов больших периодов металлические свойства по мере увеличения номера группы ослабевают. В пределах одной группы по мере увеличения порядкового номера элемента металлические свойства его в главных подгруппах усиливаются.

В IV—VII группах все элементы малых периодов, а также большинство элементов нечетных рядов больших периодов проявляют преимущественно неметаллические свойства: по мере увеличения номера группы эти свойства нарастают. В пределах одной группы по мере увеличения порядкового номера неметаллические свойства ослабляются.

Высшая валентность элемента по кислороду совпадает с номером группы, в которой элемент находится. Характер образуемых элементов окислов и гидроокисей зависит от валентности, проявляемой элементом в них. Окислы и гидроокиси, в которых элемент проявляет валентность 1, основные. Если элемент проявляет валентность 2 и 3, то окислы и гидроокиси обычно основные или амфотерные; если валентность элемента больше 3, то окислы или гидроокиси преимущественно кислотные. Чем выше валентность кислотообразующего элемента, тем ярже выражены кислотные свойства окислов и их гидроокисей.

Таким образом, окислы и гидраты окислов элементов первых трех групп периодической системы преимущественно основные или амфотерные. Окислы и соответствующие им гидраты окислов элементов, расположенных в IV—VII группах периодической системы, бывают преимущественно кислотными, когда элементы проявляют в них свою высшую валентность. Окиси и соответствующие им гидраты окислов тех же элементов, но с низшей валентностью могут быть разного характера — в зависимости от проявляемой валентности.

Соединения элементов с водородом наиболее характерны для неметаллов. Водород в этих соединениях проявляет положительную валентность, а высшая валентность элемента в них равна разности между восьмью и номером группы. По физическому состоянию соединения неметаллов с водородом — газообразные вещества. В водных растворах соединения с водородом неметаллов VI и VII групп проявляют свойства кислот. Наиболее ярко они выражены в водородных соединениях VII группы.

С металлами наиболее характерны соединения с водородом у металлов главных подгрупп первых двух групп. Эти соединения — солеобразные твердые вещества. Валентность водорода в них отрицательная, равная единице.

Пример 1. Указать разницу в свойствах ванадия и мышьяка.

Решение. Оба элемента находятся в IV периоде и V группе, но ванадий находится в четном ряду, а мышьяк в нечетном. Поэтому у ванадия преобладают металлические свойства, а у мышьяка неметаллические. Ванадий не образует летучих водородных соединений, а мышьяк их образует.

Пример 2. Какие элементы IV группы образуют летучие водородные соединения?

Решение. Летучие водородные соединения образуют неметаллы. В IV группе преимущественно неметаллическими свойствами обладают элементы: углерод, кремний, олово и свинец. Они и способны образовать летучие водородные соединения.

Пример 3. Написать формулу хромовой, селеновой и молибденовой кислот.

Решение. Все три элемента находятся в VI группе. Высшие окислы их ЭлO_3 . Поэтому образуемые ими кислоты имеют общую формулу $\text{H}_2\text{ЭлO}_4$: H_2CrO_4 , H_2SeO_4 , H_2MoO_4 .

Пример 4. Написать формулу сурьмянистого водорода.

Решение. Сурьма находится в V периоде, V группе, 7-м (нечетном) ряду. Поэтому он проявляет свойства неметалла. Валентность его по водороду равна $8 - 5 = 3$. Поэтому формула сурьмянистого водорода SbH_3 .

ЭЛЕКТРОННАЯ СТРУКТУРА АТОМА

Составление электронной структуры атома по месту, занимаемому атомом в периодической системе. Решение задач подобного типа производится на основании следующих общих положений: число электронов в атоме равно порядковому номеру элемента. Электроны располагаются в атоме в несколько слоев. Число электронных слоев в атоме равно номеру периода. Таким образом, в атомах всех элементов I периода содержится один слой, во II периоде — два слоя, в III периоде — три слоя и т. д. Максимальное число электронов в слое равно удвоенному квадрату номера слоя. Так, в первом слое максимальное число электронов 2, во втором слое — 8, в третьем — 18 и т. д.

Наслоение электронов происходит постепенно от элемента к элементу. Так как в первом электронном слое может быть только 2 электрона, то 3-й электрон уже идет на заполнение второго электронного слоя. После наслоения на нем 8 электронов начинается наслоение третьего электронного слоя. Согласно сделанному выше указанию относительно

наибольшего числа электронов в слое в третьем электронном слое может быть 18 электронов. Однако наслоение третьего электронного слоя идет до конца непоследовательно. Когда в нем оказываются 8 электронов, дальнейшее наслоение его приостанавливается. Начинается наслоение следующего, четвертого электронного слоя, а так как возникновение нового электронного слоя означает появление нового периода, то наслоение третьего электронного слоя заканчивается в IV периоде. Достройка его начинается с третьего элемента этого периода. Это имеет место по отношению ко всем последующим электронным слоям. Новый период всегда начинается после того, как в наружном электронном слое атома оказываются 8 электронов. Таким образом, в наружном электронном слое последнего элемента периода всегда содержится по 8 электронов, за исключением I периода, в котором содержится всего 2 элемента. Но этот слой может оказываться незаконченным. Достройка его происходит в следующих периодах. В соответствии с этим достройка третьего электронного слоя происходит в IV периоде, достройка четвертого электронного слоя — в V и VI периодах и т. д. Этим объясняется, почему начиная с IV периода каждый период состоит из двух рядов: первого (четного) ряда и второго (нечетного) ряда. В четном ряду происходит достройка предпоследних электронных слоев, в нечетном ряду наслоение последнего электронного слоя до 8 электронов.

Пример 1. Определить строение электронных слоев атома элемента с порядковым номером 17 и изобразить это электронной схемой.

Решение. По методу, изложенному выше, определяем место элемента в периодической системе. Вычитая из порядкового номера элемента число элементов в I и II периодах, получаем разность 7, которая показывает, что элемент находится в III периоде, 3-м ряду и VII группе. Согласно этому у атома элемента должно быть три электронных слоя: в первом — 2 электрона, во втором — 8, в третьем (последнем от ядра — наружном) — 7. Схему расположения электронных слоев можно изобразить для элементов первых трех периодов в виде концентрических окружностей, на каждой из которых обозначается кружками число электронов, а в центре порядковый номер элемента.

Пример 2. Выразить схематически электронную структуру атома скандия Sc № 21.

Решение. Скандий находится в IV периоде. Значит, у атома его два электронных слоя. Первые два из них целиком заполнены: в первом — 2 электрона, во втором — 8. Что касается третьего электронного слоя, то 8 электронов на-
 слоились на нем в III периоде, а 1 — в IV периоде. Таким образом, третий электронный слой в атоме скандия содержит 9 электронов, четвертый электронный слой — 2 электрона. В целом электронная структура атома скандия складывается следующим образом:

В первом электронном слое	2 электрона
Во втором » »	8 электронов
В третьем » »	9 электронов
В четвертом » »	2 электрона

Всего 21 электрон, что соответствует порядковому номеру элемента.

Пример 3. Установить электронную структуру атома мышьяка As № 33.

Решение. Мышьяк находится в IV периоде. Следовательно, в атоме его четыре электронных слоя. Первые три целиком заполнены (окончательное заполнение третьего электронного слоя произошло в четном ряду IV периода). В первых трех электронных слоях 28 электронов, а всего в атоме 33 электрона. Остальные 5 электронов находятся в четвертом электронном слое.

Выражение электронной структуры атома электронной формулой

Электронная структура атома может быть кратко выражена так называемыми электронными формулами.

Как установлено, электронные слои делятся на подгруппы (подуровни). Максимальное число электронов в каждом подуровне строго определенное. Число подуровней в слое зависит от его номера. В первом слое одна подгруппа, во втором — две, а третьем — три и т. д. Число подгрупп равняется номеру слоя. Подгруппы обозначаются буквами — первая *s*. Так и называют *s*-подгруппа; вторая — *p*-подгруппа; третья — *d*-подгруппа. Число электронов в подгруппах: в *s*-подгруппе не больше 2; в *p*-подгруппе не больше 6; в *d*-подгруппе не больше 10. Незаполненные подгруппы могут быть только в незаконченных слоях. В законченных слоях каждая подгруппа заполнена элек-

тронами. Заполнение подгрупп электронами идет в определенной последовательности, а именно: сначала заполняется *s*-подгруппа, затем *p*-подгруппа, потом *d*-подгруппа и т. д.

В электронной формуле подгруппы электронных слоев обозначаются вышеуказанными буквами, номер слоя — цифрой впереди каждой буквы, означающей подгруппу, а количество электронов в подгруппе — числом, которое ставится справа наверху этой буквы, подобно показателю степени. Так, запись $3p^4$ означает, что в *p*-подгруппе третьего слоя содержится 4 электрона; $4d^7$ — в *d*-подгруппе четвертого слоя содержится семь электронов.

Электронные структуры атомов, разобранные в вышеприведенных примерах, будут изображаться следующими электронными формулами:

Пример 1. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

Пример 2. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$

Пример 3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

В электронной структуре атома часть электронов соединена попарно, а часть — одиночные неспаренные. Спаривание электронов происходит в результате наложения электронных облаков двух электронов. Спаренными являются все электроны полностью законченных подуровней.

Неспаренными могут быть электроны в незаконченных подгруппах. Эти электроны обуславливают валентную связь между атомами. Поэтому они и называются валентными электронами. Связь между атомами возникает при проникновении друг в друга электронных облаков неспаренных электронов.

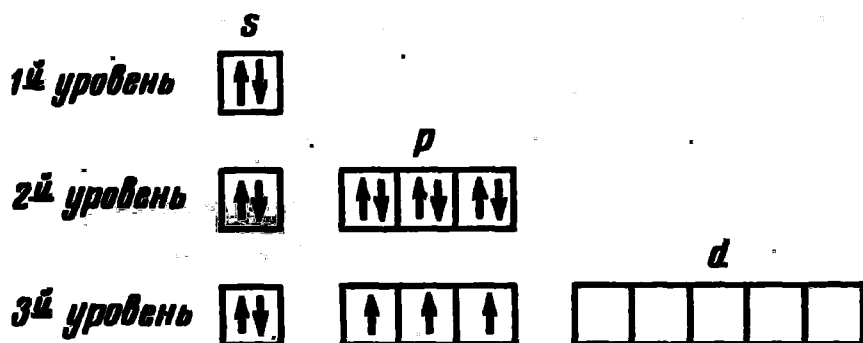
Возьмем для примера атом фосфора. Электронная структура его выражается формулой $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$. Неспаренными электронами являются $3p^3$, т. е. *p*-электроны, которые находятся на третьем электронном уровне. Эти электроны являются валентными.

Число валентных электронов зависит еще от энергетического состояния, в котором находится атом. Различают нормальное (основное) состояние атома и возбужденное состояние его. При возбужденном состоянии может происходить распаривание парных электронов, что влечет за собой увеличение числа валентных электронов. Однако распари-

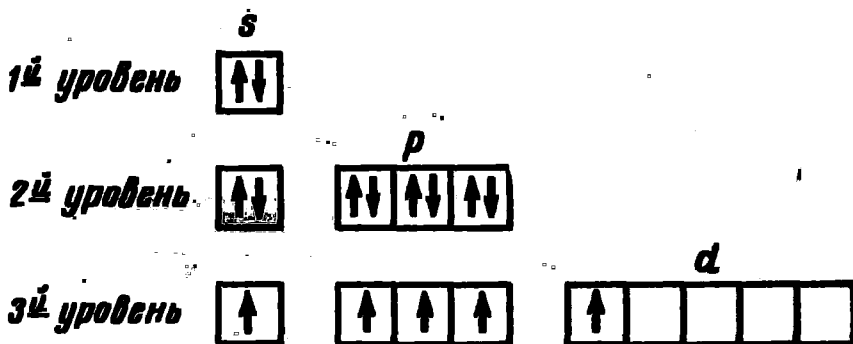
вание возможно только тогда, когда в данном подуровне или ближайшем имеются свободные места.

Для наглядности удобно изображать электроны стрелкой, а спаренные в виде двух направленных в противоположные стороны стрелок. Каждая пара электронов располагается в прямоугольник, который называется ячейкой или орбиталью. Число ячеек соответствует числу возможных электронов в уровне и подуровне. Электронные слои располагаются один под другим.

Согласно этому электронная структура атома фосфора получит следующее изображение:



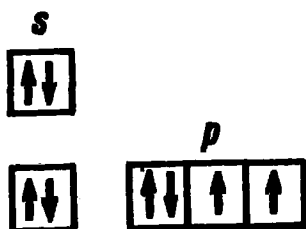
Это изображение электронной структуры наглядно показывает, что в основном состоянии у атома фосфора имеются 3 валентных электрона. Но в атоме фосфора имеется еще один подуровень, свободный от электронов. Поэтому в возбужденном состоянии *s*-электроны третьего уровня могут распариваться: первый электрон останется в *s*-подуровне, а второй — в *d*-подуровне. Тогда электронная структура получит следующее изображение:



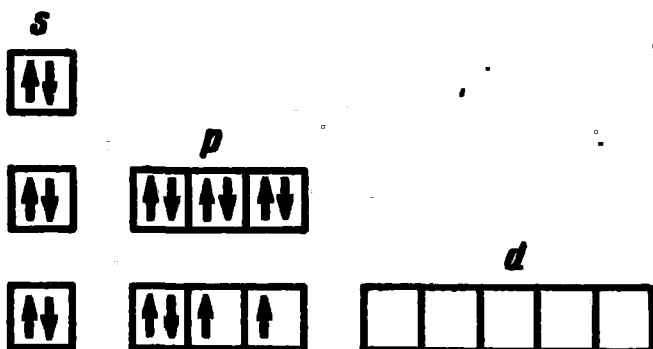
Неспаренных электронов 5. Фосфор пятивалентен только в возбужденном состоянии.

Значение распаривания электронов для определения максимального числа валентных электронов, а следовательно,

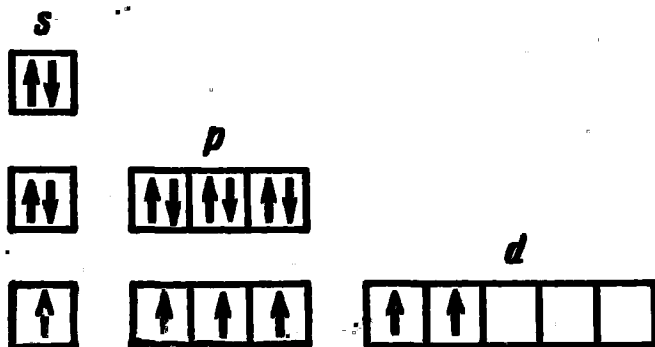
высшей валентности элемента наглядно видно при сравнении электронных структур атомов кислорода и серы. Оба этих элемента находятся в одной группе. Однако высшая валентность кислорода 2, а серы 6. Это становится понятным при сравнении электронных структур атомов кислорода и серы в основном состоянии. Электронная структура кислорода:



Электронная структура серы:



Мы видим, что наружные слои у атомов обоих элементов одинаковые. Но у атома кислорода наружный электронный слой 2-й и свободных ячеек нет, а у атома серы наружный слой 3-й; в нем имеется *d*-подуровень с пятью свободными ячейками. Поэтому спаренные электроны в наружном электронном слое могут распариваться, и электронная структура атома серы в возбужденном состоянии станет такой:



Валентных электронов окажется 6. Высшая валентность серы в возбужденном состоянии 6.

Типы валентной связи

При наложении друг на друга облаков валентных электронов двух атомов образуется общее облако, которое связывает друг с другом оба атома. Но это не затрагивает других электронов атомов, которые вместе с ядром образуют остов атома. Пара объединившихся электронов располагается между остовами атомов. Возникающая таким образом связь называется ковалентной связью. Однако чистая ковалентная связь осуществляется только при взаимодействии одинаковых атомов, как например при соединении атомов водорода в молекулу. При этом условии электронная пара располагается на одинаковом расстоянии между этими атомами. Если же соединяются атомы разных элементов, электронная пара смещается в сторону атомов того элемента, который обладает большей способностью притягивать к себе электроны. Но в этом случае электрическое состояние молекулы будет неодинаковым во всей молекуле. Тот конец молекулы, к которому сместились электроны, станет отрицательно заряженным, а второй конец положительно заряженным. Такого рода молекулы называются полярными, а связь между атомами полярной. Валентность элемента, к атомам которого сместилась электронная пара, считается отрицательной, а от атомов которого она отодвинулась, положительной. Само собой разумеется, что степень полярности различных молекул неодинакова. Это зависит от способности атомов элементов притягивать к себе электроны. Чем больше разница в этой способности, тем более полярной будет молекула. В крайнем случае может происходить почти полный отрыв электронной пары от одного атома и переход его к другому. В этом случае атомы могут превратиться в противоположно заряженные ионы. Связь между атомами называется ионной.

Из изложенного видно, что принципиальной разницы между ковалентной и ионной связью нет. Поэтому валентность элементов принято в настоящее время выражать окислительными числами: положительную валентность — положительными числами, отрицательную валентность — отрицательными числами.

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ

Электроотрицательность — величина, выражающая способность атомов элементов притягивать к себе электроны. Она выводится из энергии, требуемой для отрыва электрона от атома и энергии, выделяемой при присоединении электрона к атому. Первая называется энергией ионизации, вторая — сродством к электрону. Электроотрицательность равна арифметической сумме этих энергий. Так как точно эти величины известны только для первого электрона, принято пользоваться относительной величиной электроотрицательности, а именно отношением электроотрицательности данного элемента к электроотрицательности лития, принятой за единицу (табл. 3).

Таблица 3

Относительная электроотрицательность некоторых элементов

		H — 2,1				
Li — 1	Be — 1,5	B — 2	C — 2,5	N — 3	O — 3,5	F — 4
Na — 0,9	Mg — 1,2	Al — 1,5	Si — 1,8	P — 2,1	S — 2,5	Cl — 3
K — 0,8	Ca — 1,0	Sc — 1,8	Ge — 1,7	As — 2,0	Se — 2,4	Br — 2,8
Rb — 0,8	Sr — 1,0		Sn — 1,7	Sb — 1,8	Fe — 2,1	I — 2,4
Cs — 0,7	Ba — 0,9		Pb — 1,6			

Электроотрицательность является функцией от порядкового номера элемента. Из таблицы 3 видно, что по периодам электроотрицательность увеличивается по мере увеличения порядкового номера элемента, а по группам электроотрицательность увеличивается снизу вверх.

При взаимодействии двух элементов электроны перемещаются от атомов элементов с меньшей электроотрицательностью к атомам элементов с большей электроотрицательностью.

Пример 1. Установить, откуда и куда перемещаются электроны при образовании молекулы SCl_2 .

Решение. Электроотрицательность хлора больше электроотрицательности серы. Поэтому электроны будут перемещаться от атомов серы к атомам хлора. Окислительное число серы 2+, а окислительное число хлора 1—.

Пример 2. Откуда и куда будут перемещаться электроны при образовании соединения P_2S_5 ?

Решение. Так как электроотрицательность фосфора меньше электроотрицательности серы, электроны будут перемещаться от атомов фосфора к атомам серы. Окислительное число фосфора $5+$, а окислительное число серы $2-$.

Пример 3. Откуда и куда будут перемещаться электроны при образовании соединения As_2S_3 ?

Решение. Так как электроотрицательность мышьяка меньше электроотрицательности серы, электроны от атомов мышьяка будут перемещаться к атомам серы. Окислительное число мышьяка $3+$, а серы $2-$.

Определение числа валентных электронов атома в основном и возбужденном состоянии по месту элемента в периодической системе

Пример 1. Определить число валентных электронов в атоме бериллия.

Решение. Бериллий находится во II периоде, 2-м ряду. Порядковый номер его 4. Электронная структура в основном состоянии $1s^2 2s^2$, валентных электронов нет. В возбужденном состоянии $1s^2 2s^1 2p^1$, валентных электронов 2.

Пример 2. Определить число валентных электронов в атоме кремния.

Решение. Кремний находится в III периоде, 3-м ряду. Порядковый номер его 14. Электронная структура его в основном состоянии $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$, а в возбужденном состоянии $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^3$. Значит, в основном состоянии содержится 2 валентных электрона (p -электроны), а в возбужденном состоянии 4 валентных электрона (1 s -электрон и 3 p -электрона). Валентность его в основном состоянии 2, а в возбужденном 4.

Пример 3. Какова электронная структура атома хрома и сколько валентных электронов содержится в ней?

Решение. Хром находится в IV периоде, 4-м ряду. Следовательно, в атоме хрома имеется 4 электронных слоя. Порядковый номер его 24. Первый электронный слой полностью заполнен, второй тоже. В третьем электронном слое полностью заполнены s -подуровень и p -подуровень, в d -подуровне содержится 5 электронов, так как здесь достройка третьего электронного слоя. В четвертом (наружном) электронном слое содержится 1 электрон. В соответствии с этим

электронная структура атома выразится следующей электронной формулой: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$.

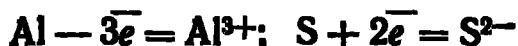
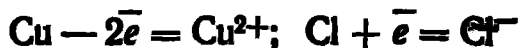
Валентными электронами являются $5d$ -электронов и $1s$ -электрон четвертого слоя.

ЭЛЕКТРОННО-ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ

Образование ионной связи можно трактовать как процесс отдачи электронов атомами одного элемента и принятия их атомами другого элемента. Принято этот процесс выражать так называемыми электронно-ионными уравнениями.

Пример 1. Выразить электронно-ионными уравнениями образование ионов: Cu^{2+} , Al^{3+} , Cl^- , S^{2-} .

Решение. В соответствии с изложенным



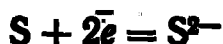
При образовании молекул положительные и отрицательные ионы соединяются друг с другом в таком соотношении, чтобы молекула получилась электронейтральной. Для этого требуется, чтобы число зарядов положительных и отрицательных ионов было одинаковым. Это достигается введением множителей для обоих уравнений.

Пример 2. Выразить электронно-ионными уравнениями процесс образования молекулы Al_2S_3 .

Решение. Алюминий находится в III периоде, III группе; электронная структура атома в возбужденном состоянии $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^2$. Из нее видно, что у атома алюминия 3 валентных электрона, которые он может отдать, что выражается электронно-ионным уравнением:

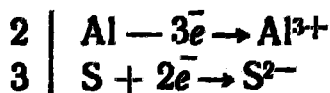


Сера находится в III периоде, VI группе. Электронная структура атома в основном состоянии $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$. Валентными электронами являются два $3p$ -электрона. При образовании молекулы эти электроны спарятся с 2 валентными электронами алюминия, в результате чего образуется ион S^{2-} , что выражается электронно-ионным уравнением:



Чтобы сделать равным число положительных и отрицательных зарядов, мы первое уравнение умножим на 2, а второе — на 3.

Процесс в целом оформляем следующим образом:



СОСТАВ АТОМНОГО ЯДРА. ИЗОТОПЫ

Атомное ядро состоит из протонов и нейтронов. Массовое число ядра равно сумме протонов и нейтронов. Очевидно, что число протонов равно заряду ядра, а число нейтронов — разности массового числа ядра и его заряда. Так как химические свойства элемента зависят только от заряда атомного ядра, то число нейтронов, содержащихся в ядре, не влияет на химические свойства элемента. Отсюда следует, что для одного и того же элемента могут существовать разновидности атомов с различными массовыми числами. Эти разновидности атомов одного и того же элемента называются изотопами.

Пример. Определить число протонов и нейтронов в атомных ядрах изотопов фосфора $^{30}_{15}\text{P}$; $^{31}_{15}\text{P}$; $^{33}_{15}\text{P}$.

Решение. В ядре изотопа $^{30}_{15}\text{P}$ содержится 15 протонов и $30 - 15 = 15$ нейтронов; в ядре изотопа $^{31}_{15}\text{P}$ содержится 15 протонов и $31 - 15 = 16$ нейтронов, в ядре изотопа $^{33}_{15}\text{P}$ содержится 15 протонов и $33 - 15 = 18$ нейтронов.

Расчет содержания изотопов в элементе

Существующие в природе элементы представляют собой смеси изотопов. Практически определяемая атомная масса элемента выражает среднюю атомную массу изотопов, входящих в его состав. Если элемент состоит только из двух изотопов, то содержание каждого из них может быть вычислено по правилу смешения.

Пример. Бор состоит из двух изотопов, массовые числа которых 10 и 11. Вычислить процентное содержание изотопов в боре, если средняя атомная масса его 10,82.

Алгебраический метод решения

Решение. Обозначим процентное содержание изотопа $^{10}_4\text{B}$ через x . Тогда процентное содержание изотопа $^{11}_4\text{B}$ будет $100 - x$.

Масса изотопа $^{10}_4\text{B}$ в атоме будет $10 \cdot \frac{x}{100}$

Масса изотопа $^{11}_4\text{B}$ будет $11 \cdot \frac{100 - x}{100}$

В сумме масса обоих изотопов будет равняться атомной массе бора. На этом основании составляем уравнение:

$$\frac{10x}{100} + \frac{11(100 - x)}{100} = 10,82$$

Освобождаемся от знаменателя и получаем уравнение:

$$10x - 11x + 1100 = 1082$$

Решаем его: $-x = -18$, $x = 18$.

Значит, процент изотопа с массой 10 составляет 18%; процент изотопа с массой 11 составляет $100\% - 18\% = 82\%$.

Решение по правилу смешения

$$\frac{\text{изотоп 10}}{\text{изотоп 11}} = \frac{11 - 10,82}{10,82 - 10} = \frac{0,18}{0,82} = \frac{9}{41}$$

Это же получится при использовании для решения диагональной схемы:

$$\begin{array}{cc} 10 & 0,18 \\ & 10,82 \\ 11 & 0,82 \end{array}$$

$$\frac{\text{изотоп 10}}{\text{изотоп 11}} = \frac{0,18}{0,82} = \frac{9}{41}$$

Чтобы выразить содержание изотопов в процентах, надо 100% разделить пропорционально числам найденного отношения.

Изотоп бора массой 10 составляет: $100\% \cdot \frac{9}{50} = 18\%$

Изотоп бора массой 11 составляет: $100\% \cdot \frac{41}{50} = 82\%$

ЯДЕРНЫЕ РЕАКЦИИ

Ядерные реакции, как и химические, выражаются уравнениями. В уравнении ядерной реакции символы исходных ядер и частиц записываются в левой части, а получающихся — в правой. Сумма массовых чисел всех ядер и частиц в левой части уравнения должна равняться сумме массовых чисел ядер и частиц в правой части. Алгебраическая сумма всех зарядов в левой части должна равняться алгебраической сумме их в правой части.

Пример 1. Составить уравнение ядерной реакции радиоактивного распада радия в результате излучения α -частиц.

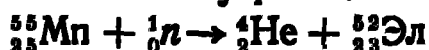
Решение. В соответствии с массовым числом и зарядом ядро радия изображается так: ${}^{226}_{88}\text{Ra}$. Частица α представляет собой ядро гелия ${}^4_2\text{He}$. Записав в левой части уравнения символ ядра радия, а в правой части — символ ядра гелия, образующегося ядра атома нового элемента, который обозначим Эл:



По таблице Менделеева находим, что этот элемент радон.

Пример 2. Составить уравнение ядерной реакции, протекающей при бомбардировке ядра атома марганца ${}^{55}_{25}\text{Mn}$ нейтронами, если известно, что в результате реакции образуется гелий и еще один элемент.

Решение. Составляем схему реакции:



По таблице Менделеева находим, что этот элемент ванадий.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ СТРОЕНИЯ АТОМА

Окислительно-восстановительные реакции связаны с перемещением электронов, участвующих в образовании химической связи. В одних случаях они остаются общими для обоих элементов; в других это сопровождается полным переходом электронов от одних атомов к другим.

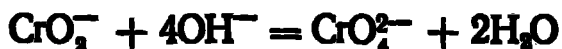
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций

Во многих окислительно-восстановительных реакциях протекающих в водном растворе, активное участие принимает вода или ее ионы. Это главным образом происходит тогда, когда окислителем или восстановителем является кислородное соединение. Будучи окислителем, кислородное соединение переходит в вещество, совсем не содержащее кислорода или содержащее его в меньшем количестве, чем исходное. Так, азотная кислота, участвуя в реакции как окислитель, в зависимости от условий реакции восстанавливается до двуокиси азота NO_2 , окиси азота NO , азота N_2 или аммиака NH_3 .

Если исходное соединение участвует в реакции в качестве восстановителя, оно окисляется до вещества, которое содержит больше кислорода, чем исходное вещество. Например, сернистая кислота H_2SO_3 в реакциях, в которых она играет роль восстановителя, окисляется в серную кислоту H_2SO_4 , а будучи окислителем, восстанавливается до серы или сероводорода. Кислород, необходимый для образования высшего кислородного соединения в нейтральной или кислой среде, отнимается от воды с выделением свободных ионов H^+ , а в щелочной среде от ионов OH^- с образованием молекулы воды H_2O . Так, окисление ионов SO_3^{2-} в ионы SO_4^{2-} в нейтральной или кислой среде идет согласно ионному уравнению:



а окисление ионов CrO_2^- в ионы CrO_4^{2-} в щелочной среде идет так:



В тех случаях, когда кислородное соединение является окислителем, кислород, отделяющийся от него, образует в кислой среде с ионами водорода воду, а в нейтральной среде образует с молекулами воды гидроксильные ионы. Например, восстановление ионов NO_3^- до окиси азота NO в кислой среде протекает так:



а восстановление ионов MnO_4^- в MnO_2 в нейтральной среде — по ионному уравнению:



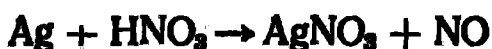
Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций может быть произведено двумя методами. Первый метод заключается в сравнении изменения окислительных чисел элементов в окислителе и восстановителе. Этот метод рассмотрен выше и является универсальным для всех видов окислительно-восстановительных реакций (стр. 85).

Рассмотрим этот метод на конкретных примерах.

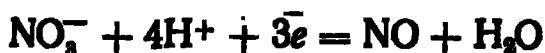
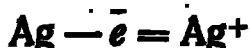
Пример 1. Составить уравнение реакции окисления серебра разбавленной азотной кислотой.

Решение. В результате реакции серебро окисляется до ионов Ag^+ , а азотная кислота восстанавливается до окиси

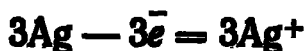
азота NO. Следуя изложенной методике, составляем молекулярную и ионную схемы реакции:



На основании этих схем составляем электронно-ионные уравнения:



Сравнивая число электронов в обоих уравнениях, мы видим, что оно неодинаково. Чтобы уравнять его, умножаем первое уравнение на 3:



Суммируя оба уравнения, получаем:



При составлении молекулярных уравнений возникает вопрос, какой коэффициент должен быть поставлен перед формулой азотной кислоты HNO_3 . Если ориентироваться на коэффициент при NO_3^- , то в молекулярном уравнении для азотной кислоты должен быть взят коэффициент 1, а если ориентироваться на коэффициент при H^+ , то должен быть взят коэффициент 4. В подобных случаях для правильного решения надо руководствоваться следующим: если в окислительном или восстановительном процессе участвуют оба иона электролита, то в молекулярном уравнении для данного электролита должен быть взят коэффициент, стоящий перед тем ионом, который участвует в реакции в большем количестве. Согласно этому в уравнении реакции надо взять для азотной кислоты коэффициент 4. Уравнение реакции получает следующее выражение:



Пример 2. Составить уравнение реакции окисления бромом хромита калия в хромат в щелочной среде.

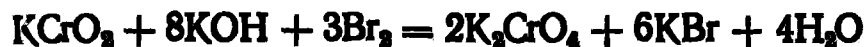
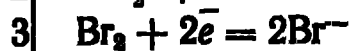
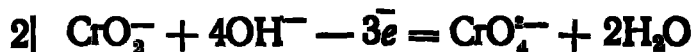
Решение. Составляем молекулярную и ионную схемы реакции:



Так как реакция протекает в щелочной среде, то кислород, который требуется при переходе хромита в хромат, берется из ионов OH^- . При этом из двух ионов OH^- берется один атом кислорода и остается молекула H_2O . Электронно-ионные уравнения примут вид:



Уравнивая число электронов в обоих уравнениях, получаем:



Ионно-электронный метод составления уравнений реакций окисления-восстановления имеет преимущество в тех случаях, когда, кроме составления уравнения, имеется в виду вскрыть сущность протекающих процессов. Если же речь идет только о составлении уравнения реакции, то метод сравнения окислительных чисел вследствие его простоты более удобен.

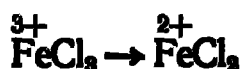
Окислительно-восстановительные эквиваленты

Эквиваленты окислителей и восстановителей могут быть найдены двумя методами: а) по изменению окислительных чисел, б) по электронно-ионному уравнению.

По первому методу числовое значение эквивалента находят делением молекулярной массы на число, показывающее изменение окислительного числа, по второму методу — делением молекулярной массы на число электронов в соответствующем электронно-ионном уравнении.

Пример 1. Вычислить эквивалент хлорида железа FeCl_3 для реакций, в которых хлорид (III) FeCl_3 восстанавливается до хлорида (II) FeCl_2 .

Решение.

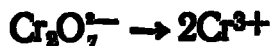


Так как изменение окислительного числа железа равно 1, то числовое значение эквивалента равно молекулярной массе:

$$\mathcal{E}_{\text{FeCl}_3} = M_{\text{FeCl}_3} = 162,5$$

Пример 2. Вычислить окислительный эквивалент соли $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ для реакций, в которых ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ восстанавливается до ионов Cr^{3+} .

Решение.

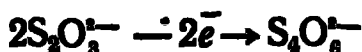


Так как общее понижение окислительных чисел обоих атомов хрома в ионе $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ $(12+) - (6+) = 6+$, то числовое значение эквивалента соли $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ равно частному от деления молекулярной массы $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ на 6:

$$\mathcal{E}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{6} = \frac{294}{6} = 49$$

Пример 3. Вычислить восстановительный эквивалент соли $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ для реакций, в которых ионы $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ окисляются в ионы $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$.

Решение.



Каждый ион $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, соответствующий одной молекуле $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, теряет один электрон. Поэтому

$$\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = M_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 158$$

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Скорость химической реакции измеряется количеством вещества, прореагировавшего в единицу времени и единицу объема. Она зависит от свойств реагирующих веществ, от их концентрации, от температуры и наличия катализатора.

ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ КОНЦЕНТРАЦИИ РЕАГИРУЮЩИХ ВЕЩЕСТВ

Для возбуждения химической реакции необходимо, чтобы частицы реагирующих веществ пришли в столкновение друг с другом. Чем больше частиц реагирующих веществ будет находиться в единице объема, тем чаще они будут сталкиваться и тем больше их прореагирует в единицу времени. Концентрация частиц в единице объема выражается молярной концентрацией вещества. Принято ее выражать числом молей в 1 дм^3 (1 л). Если реакция протекает в растворе, то молярная концентрация растворенного вещества совпадает с молярной концентрацией раствора. Таким образом, скорость химической реакции зависит от молярной концентрации реагирующих веществ.

По мере течения реакции концентрации исходных веществ убывают, а концентрации получающихся веществ нарастают. Поэтому о скорости химической реакции можно судить по изменению концентраций участвующих в ней веществ. При этом нет надобности измерять концентрации всех веществ. Достаточно это делать для одного какого-либо из участвующих в реакции веществ. Так как концентрации участвующих в реакции веществ непрерывно меняются, то, когда говорят о скорости химической реакции, имеют в виду скорость в данный момент времени или среднюю скорость за определенный промежуток времени.

Зависимость скорости химической реакции от концентраций реагирующих веществ выражается законом действия масс: скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ. В простейших случаях концентрация каждого вещества берется в степени, равной коэффициенту, перед формулой вещества в уравнении реакции.

В математической форме закон действующих масс выражается следующим образом:

$$v = K [A]^m [B]^n,$$

где v — скорость реакции, K — коэффициент пропорциональности (константа скорости), $[A]$ и $[B]$ — концентрации реагирующих веществ, m и n — коэффициенты в уравнении реакции.

Константа скорости реакции равна скорости ее при условии, что концентрация каждого из реагирующих веществ равна единице.

Приведенная формула не является точным выражением скорости реакции. Часто реакция протекает значительно сложнее, чем указывается в ее уравнении. В зависимости от числа молекул, одновременно вступающих во взаимодействие, химические реакции бывают: одномолекулярные: $I_2 = 2I$, двухмолекулярные: $H^2 + I_2 = 2HI$, трехмолекулярные: $2NO + H_2 = N_2O + H_2O$.

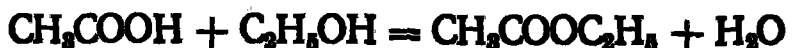
Реакции более высокой молекулярности практически не бывают. Даже трехмолекулярные реакции бывают очень редко. В тех случаях, когда уравнение реакции указывает, что в реакции участвует большое число молекул, то это означает, что реакция проходит более сложным путем — через две или большее число стадий, в каждой из которых взаимодействие происходит при столкновении двух, редко трех молекул. Уравнение химической реакции в этом случае отражает лишь суммарный эффект всех взаимодействий, происходящих при реакции.

Кроме того, необходимо учитывать наличие одновременно протекающих реакций, благодаря чему осложняется стехиометрия главной реакции.

Изложенное о зависимости скорости реакции от концентрации относится к так называемым гомогенным или однородным системам. Под системой подразумевается совокупность нескольких веществ, находящихся в ограниченном пространстве. Различают гомогенные и гетерогенные сис-

темы. В гомогенных все вещества находятся в одинаковом физическом состоянии и тесно перемешаны между собой. Таковы газовые смеси и растворы. В гетерогенных системах вещества находятся в разном физическом состоянии и между ними существует поверхность раздела. В гетерогенных системах концентрация твердой фазы, будучи постоянной, не влияет на скорость реакции. В этих системах для увеличения скорости реакций увеличивают поверхность раздела путем размельчения твердой фазы.

Пример 1. Реакция между уксусной кислотой и этиловым спиртом выражается уравнением:



Как изменится скорость реакции вследствие разбавления раствора вдвое?

Решение. Вследствие разбавления раствора вдвое концентрация каждого из реагирующих веществ уменьшится в 2 раза. Благодаря этому скорость реакции уменьшится в 4 раза.

Пример 2. Уравнение реакции омыления уксусноэтилового эфира:



Исходные концентрации реагирующих веществ до начала реакции были: $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] = 0,50$ моль/л, $[\text{NaOH}] = 0,25$ моль/л. Определить, как и во сколько раз изменится скорость реакции в момент, когда концентрация $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]$ стала равной 0,30 моль/л.

Решение. Первоначальная скорость реакции была

$$v_1 = K \cdot 0,50 \cdot 0,25 = 0,125 K$$

К моменту, когда концентрация $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]$ стала равной 0,30 моль/л, т. е. она понизилась на 0,20 моль/л, на столько же понизилась $[\text{NaOH}]$, которая стала равной 0,05 моль/л. Скорость реакции стала равной:

$$v_2 = K \cdot 0,30 \cdot 0,05 = 0,015 K$$

Скорость реакции уменьшилась в отношении

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{0,125K}{0,015K} = 83 \text{ раза}$$

Пример 3. Считая, что реакция идет точно по уравнению:



вычислить, как изменится скорость реакции вследствие увеличения давления в 3 раза.

Решение.

$$v_1 = K [\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$$

Вследствие увеличения давления в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится также в 3 раза и скорость реакции станет равной:

$$v_2 = K \{3[\text{NO}]\}^2 \cdot 3[\text{O}_2] = K \cdot 9[\text{NO}]^2 \cdot 3[\text{O}_2] = 27v_1,$$

т. е. увеличится в 27 раз.

Пример 4. Вычислить, как и во сколько раз уменьшится скорость реакции $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO}$ при уменьшении давления в 100 раз.

Решение. Уменьшение давления повлечет за собой уменьшение концентрации во столько же раз. При первоначальном давлении скорость реакции была $v_1 = K[\text{N}_2][\text{O}_2]$. При уменьшении давления в 100 раз

$$v_2 = K0,01[\text{N}_2] \cdot 0,01[\text{O}_2] = K0,0001v_1$$

Отношение $\frac{v_1}{v_2}$ покажет, во сколько раз уменьшится скорость реакции:

$$\frac{v_1}{v_2} = \frac{K[\text{N}_2] \cdot [\text{O}_2]}{K0,01[\text{N}_2] \cdot 0,01[\text{O}_2]} = 10\,000$$

Скорость реакции уменьшится в 10 000 раз.

ЗАВИСИМОСТЬ СКОРОСТИ РЕАКЦИИ ОТ ТЕМПЕРАТУРЫ

Зависимость скорости реакции от температуры выражается правилом: *при повышении температуры на 10° С скорость химической реакции увеличивается в 2—4 раза.*

В математической форме эта зависимость выражается так:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

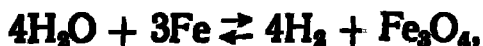
где v_{t_1} — скорость реакции при начальной температуре
 v_{t_2} — скорость реакции при повышенной температуре
 γ — температурный коэффициент скорости, показывающий, во сколько раз повышается скорость реакции при повышении температуры на 10° С.

Пример 4. Вычислить, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 40 до 200° С, принимая γ равным 2.

Решение. Так как температура увеличилась на 160°C , то для определения, во сколько раз увеличится скорость реакции, надо температурный коэффициент скорости взять в степени $160 : 10 = 16$. Скорость увеличится в $2^{16} = 65\,000$ раз.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Обратимыми называются реакции, при которых получающиеся вещества способны взаимодействовать друг с другом, образуя исходные вещества. Например, при одних и тех же условиях может одновременно происходить соединение азота с кислородом и разложение образующейся окиси азота на азот и кислород. Обратная реакция может протекать только в том случае, если образующиеся вещества остаются в контакте друг с другом. Если хотя бы одно из образующихся веществ удаляется, обратная реакция становится невозможной. Например, реакция между водяным паром и железом, протекающая по уравнению:



обратима. Однако обратная реакция — взаимодействие водорода с окисью-закисью железа Fe_3O_4 — не будет происходить, если водород будет удаляться из аппарата, в котором протекает реакция. Чтобы обратная реакция протекала, необходимо задержать водород в аппарате. А это возможно, если реакция будет осуществляться в закрытом сосуде.

Если реакция протекает при неизменном объеме, концентрации исходных веществ убывают, а концентрации образующихся веществ нарастают. При обратимой реакции это влечет за собой постепенное убывание скорости прямой реакции и нарастание скорости обратной реакции. В конце концов должен наступить такой момент, когда скорости обеих реакций станут равными. В этот момент прекратится изменение концентраций участвующих в реакции веществ и наступит химическое равновесие.

Итак, в состоянии химического равновесия скорости прямой и обратной реакций равны, концентрации участвующих в реакции веществ не изменяются. Эти концентрации называются равновесными концентрациями. Отношение

равновесных концентраций участвующих в реакции веществ выражается формулой:

$$\frac{[C]^q \cdot [D]^t}{[A]^m \cdot [B]^n},$$

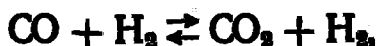
где $[A]$ и $[B]$ — концентрации исходных веществ, $[C]$ и $[D]$ — концентрации образующихся веществ, m, n, q, t — коэффициенты в уравнении реакции, K — постоянная величина, называемая константой химического равновесия и равная отношению констант прямой и обратной реакций:

$$K = \frac{K_1}{K_2}$$

Так как скорость химической реакции изменяется с изменением температуры, то константа равновесия является постоянной величиной только при неизменной температуре.

Химическое равновесие сохраняется до тех пор, пока остаются неизменными условия, в которых система находится. Изменение условий вызывает нарушение равновесия. Переход системы из одного равновесного состояния в другое, отличающееся от первого концентрациями участвующих в реакции веществ и скоростями реакций, называется сдвигом (смещением) химического равновесия. Направление сдвига определяется тем, скорость какой реакции в момент нарушения равновесия увеличилась, или тем, концентрация каких веществ в результате смещения стала большей.

Пример. Вычислить константу равновесия для обратной реакции:



исходя из того, что при состоянии равновесия $[\text{CO}] = 0,004$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$ моль/л; $[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0,016$ моль/л.

Решение. Запишем уравнение в общем виде и при конкретных значениях величин:

$$K = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2]}; \quad K = \frac{0,016 \cdot 0,016}{0,004 \cdot 0,064} = 1$$

Все случаи смещения равновесия подчиняются принципу Ле-Шателье, согласно которому увеличение концентрации исходного вещества сдвигает равновесие в сторону уменьшения его концентрации и увеличения концентрации получаемого вещества. Иначе говоря, равновесие сдвигается в

сторону прямой реакции. Аналогично увеличение концентрации получаемого вещества вызывает смещение равновесия в сторону обратной реакции. Наоборот, уменьшение концентрации какого-либо из веществ вызывает смещение равновесия в противоположную сторону: исходящего вещества — в сторону обратной реакции, а получаемого вещества — в сторону прямой реакции.

Повышение температуры влечет за собой смещение равновесия в сторону эндотермической реакции, а понижение температуры — в сторону экзотермической реакции.

Пример. Куда сместится равновесие вследствие увеличения температуры в следующих системах:



Решение. В первой системе прямая реакция эндотермическая, а во второй — экзотермическая. Поэтому при повышении температуры равновесие сместится в первой в сторону прямой реакции, а во второй — в сторону обратной реакции.

При неизменных объеме и температуре газовое давление зависит от концентрации молекул. Поэтому, если в результате реакции между газами количество молекул увеличивается, а объем при неизменных условиях остается постоянным, давление в системе увеличивается. По отношению к таким реакциям говорят, что реакция идет с увеличением давления. Если же в результате реакции число молекул уменьшается, то и давление уменьшается. Реакция идет с пониженным давлением. В тех же случаях, когда в результате реакции число молекул не меняется, то и давление не меняется. Реакция идет без изменения давления.

Пример 1. Какие из указанных реакций идут с повышением давления, какие с понижением давления и какие без изменения давления:



Решение. В первой реакции из 3 молекул получают 2 молекулы. Реакция идет с понижением давления. Во второй реакции из двух молекул получают 2 молекулы. Ре-

акция идет без изменения давления. В третьей реакции из 2 молекул получаются 3 молекулы. Реакция идет с повышением давления.

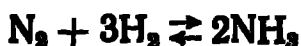
Пример 2. Как идут прямые и обратные реакции в системах:



Решение. В первой системе прямая реакция идет с уменьшением числа молекул, следовательно, с уменьшением давления. Обратная реакция идет с увеличением числа молекул, значит, с увеличением давления. Во второй системе как прямая, так и обратная реакции идут без изменения числа молекул. Обе они идут без изменения давления.

Увеличение давления вызывает смещение равновесия в сторону реакции, идущей с уменьшением давления, а уменьшение давления — в сторону реакции, идущей с увеличением давления. Если реакция идет без изменения давления, изменение давления не вызывает смещения равновесия.

Пример. Куда сместится равновесие в системах



вследствие увеличения или уменьшения давления?

Решение. В первой системе, вследствие того что реакция идет без изменения давления, увеличение или уменьшение давления не вызовет смещения равновесия. Во второй системе прямая реакция идет с увеличением давления, а обратная с уменьшением давления. Поэтому увеличение давления вызовет смещение равновесия в сторону обратной реакции, а уменьшение давления в сторону прямой реакции. В третьей системе прямая реакция идет с уменьшением давления, а обратная с увеличением давления. В соответствии с этим увеличение давления вызовет смещение равновесия в сторону прямой реакции, а уменьшение давления — в сторону обратной реакции.

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

СТЕПЕНЬ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Процесс электролитической диссоциации часто не доходит до конца. Ему противостоит обратный процесс — соединение ионов в молекулы, процесс моляризации. Между обоими процессами возникает состояние равновесия, при котором сколько молекул в данный момент времени продиссоциирует, столько же вновь образуется вследствие моляризации. В результате в растворе число ионов и число молекул будет оставаться неизменным, и, таким образом, не все количество электролита в растворе окажется диссоциированным.

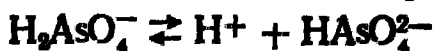
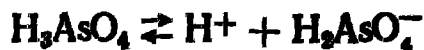
Дробь, показывающая, какая часть растворенного электролита находится в растворе в виде ионов, выражает степень электролитической диссоциации и обозначается буквой α . Например, $\alpha = \frac{1}{10}$ означает, что в растворе одна десятая всех молекул находится в виде ионов, а девять десятых в виде молекул. Степень электролитической диссоциации часто выражают в процентах:

$$\alpha = \frac{1}{10} = 10\%; \quad \alpha = \frac{1}{20} = 25\% \text{ и т. д.}$$

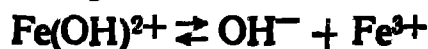
Степень электролитической диссоциации характеризует силу электролита. При малой степени диссоциации (меньше 5%) электролит считается слабым. Электролиты, полностью диссоциирующие на ионы, считаются сильными, а электролиты, степень диссоциации которых находится в пределах от 5 до 30%, рассматриваются как электролиты средней силы.

Примеры. Написать уравнения ступенчатой диссоциации мышьяковой кислоты H_3AsO_4 и гидроксиды железа $Fe(OH)_3$.

Решение 1. Мышьяковая кислота относится к растворимым кислотам, поэтому характер диссоциации ее не может вызвать сомнения:



Гидроокись железа — практически нерастворимое вещество. Однако, как ни мала растворимость ее, та часть, которая находится в водном растворе, диссоциирует аналогично многоосновным кислотам, а именно:



КОНЦЕНТРАЦИЯ ИОНОВ В РАСТВОРЕ И КОНСТАНТА ДИССОЦИАЦИИ

Концентрация ионов в растворе выражается молярностью раствора по отношению к данным ионам, т. е. числом грамм-ионов, содержащихся в литре раствора. Грамм-ионом (молем) называется масса ионов, выраженная в граммах, численно равная ионной массе. Так, например, ионная масса OH^- равна 17 у. е. Грамм-ион гидроксила равен 17 г/ион. Ионная масса SO_4^{2-} 96 у. е. Грамм-ион SO_4^{2-} равен 96 г/г-ион.

Математически молярная концентрация ионов выражается, как молярная концентрация вещества в растворе:

$$C_{\text{иона}} = \frac{m_{\text{иона}}}{\mu_{\text{иона}} \cdot V} \text{ моль/л}$$

Пересчет массы грамм-ионов на число грамм-ионов производится аналогично пересчету массы вещества на число грамм-молекул и числа грамм-молекул на массу вещества.

Как отмечено выше, в растворе электролита устанавливается равновесие. В простейшем случае, когда молекула электролита диссоциирует на два иона, уравнение диссоциации и константа диссоциации могут быть выражены следующим образом:



$$K = \frac{C_{\text{K}^+} \cdot C_{\text{A}^-}}{C_{\text{KA}}}$$

где C_{K+} , C_{A-} , C_{KA} — равновесные концентрации соответственно катиона, аниона и недиссоциированных молекул.

Концентрация в растворе ионов и недиссоциированных молекул может быть выражена через общую концентрацию электролита и степень его диссоциации. Обозначим общую концентрацию электролита через C , а степень диссоциации через α . Тогда концентрация как катиона, так и аниона будет равна $C\alpha$:

$$C_{K+} = C_{A-} = C\alpha$$

Концентрация недиссоциированных молекул будет $C(1-\alpha)$. Константа диссоциации получит следующее выражение:

$$K = \frac{C^2\alpha^2}{C(1-\alpha)}, \text{ или } K = \frac{C\alpha^2}{1-\alpha}$$

Для слабых электролитов ввиду малого значения α разность $1-\alpha$ может быть принята равной 1. Тогда

$$K = C\alpha^2$$

Из этого уравнения видно, что константа диссоциации и степень диссоциации взаимозависимы; чем больше степень диссоциации, тем больше константа диссоциации. Взаимозависимость между степенью и константой диссоциации позволяет судить о силе электролитов не только по степени диссоциации, но и по константе ее. Чем она меньше, тем слабее электролит.

Пример 1. Вычислить, сколько грамм-ионов содержится в 31 г NO_3^- .

Решение. Ионная масса NO_3^- равна 62 у. е. Грамм-ион NO_3^- равен 62 г/г-ион. В 31 г/г NO_3^- грамм-ионов NO_3^- содержится:

$$\nu_{\text{NO}_3^-} = \frac{31 \text{ г}}{62 \text{ г/г-ион}} = 0,5 \text{ г-ион}$$

Пример 2. Вычислить массу 0,15 г-ион CO_3^{2-} .

Решение. Ионная масса CO_3^{2-} равна 60 у. е. Моль CO_3^{2-} равен 60 г/г-ион.

$$m_{\text{CO}_3^{2-}} = 60 \text{ г/г-ион} \cdot 0,15 \text{ г-ион} = 0,9 \text{ г}$$

Вычисление масс ионов, содержащихся в водном растворе

Пример 1. Вычислить массу ионов K^+ и SO_4^{2-} , содержащихся в 1,20 л 2М раствора сульфата калия K_2SO_4 .

Решение. Концентрация ионов в растворе равна произведению молярности раствора на степень диссоциации элект-

ролита и на число ионов, получаемых при диссоциации молекулы. В математической форме это можно выразить так:

$$C_{\text{иона}} = C_M \cdot \alpha \cdot n,$$

где n — число ионов, получаемых при диссоциации одной молекулы.

Уравнение диссоциации:



Сульфат калия относится к сильным электролитам, диссоциирующим в водном растворе почти полностью. Поэтому степень диссоциации его можно принять равной 1.

В соответствии с этим $C_{\text{K}^+} = 2M \cdot 2 = 4M$; $C_{\text{SO}_4^{2-}} = 2M \cdot 1 = 2M$; $\mu_{\text{K}^+} = 39 \text{ г/ион}$; $\mu_{\text{SO}_4^{2-}} = 96 \text{ г/ион}$.

Отсюда

$$m_{\text{K}^+} = 39 \text{ г/ион} \cdot 4 \text{ г-ион/л} \cdot 1,20 \text{ л} = 155 \text{ г}$$

$$m_{\text{SO}_4^{2-}} = 96 \text{ г/г-ион} \cdot 2 \text{ г-ион/л} \cdot 1,20 \text{ л} = 225,2 \text{ г}$$

Пример 2. Степень диссоциации H_2CO_3 по первой ступени равна 1%. Вычислить массу ионов H^+ и HCO_3^- в 2 л 0,006М раствора.

Решение.

$$\mu_{\text{HCO}_3^-} = 61 \text{ г/г-ион}; m_{\text{иона}} = \mu_{\text{иона}} \cdot C_M \cdot \alpha \cdot n$$

$$m_{\text{H}^+} = 1 \text{ г/г-ион} \cdot 0,006 \text{ г-ион/л} \cdot 0,01 \cdot 2 \text{ л} = 0,00012 \text{ г} = 12 \cdot 10^{-5} \text{ г}$$

$$m_{\text{HCO}_3^-} = 61 \text{ г/г-ион} \cdot 0,006 \text{ г-ион/л} \cdot 0,01 \cdot 2 \text{ л} = 0,00732 \text{ г} = 7,32 \cdot 10^{-3} \text{ г}$$

Вычисление количества ионов, содержащихся в данном объеме раствора.

Грамм-ион содержит такое же число ионов, как грамм-молекула—молекул и грамм-атом—атомов, т. е. $6,02 \cdot 10^{23}$.

Пример. В 1 м³ воды внесли каплю 0,1М раствора хлорида магния. Определить, сколько ионов оказалось в капле полученного раствора. Принять, что в 1 мл содержится 30 капель.

Решение. Сколько молей хлорида магния MgCl_2 содержалось в 1 мл 0,1М раствора:

$$\gamma = \frac{0,1 \text{ моль/л}}{1000 \text{ мл/л}} = 10^{-4} \text{ моль/мл}$$

Сколько молей хлорида магния $MgCl_2$ содержалось в 1 капле 0,1 М раствора:

$$v = \frac{10^{-4} \text{ моль/мл}}{30 \text{ капель/мл}} = 3,33 \cdot 10^{-6} \text{ моль}$$

Сколько молекул хлорида магния содержалось в 1 капле 0,1 М раствора:

$$\eta = 6,02 \cdot 10^{23} \cdot 3,33 \cdot 10^{-6} = 20 \cdot 10^{17} \text{ молекул}$$

Сколько молекул хлорида магния содержалось в 1 мл разбавленного раствора:

$$\eta = \frac{20 \cdot 10^{17}}{10^6} = 20 \cdot 10^{11} \text{ молекул}$$

Сколько молекул содержалось в 1 капле разбавленного раствора:

$$\eta = \frac{20 \cdot 10^{11}}{30} = 0,67 \cdot 10^{11} = 6,7 \cdot 10^{10}$$

Сколько ионов Mg^{2+} и Cl^- содержалось в 1 капле разбавленного раствора. Так как из одной молекулы хлорида магния $MgCl_2$ получаются 1 ион Mg^{2+} и 2 иона Cl^- , то ионов Mg^{2+} будет столько же, сколько молекул $MgCl_2$, а ионов Cl^- в 2 раза больше:

$$\eta_{Mg^{2+}} = 6,7 \cdot 10^{10}; \quad \eta_{Cl^-} = 13,4 \cdot 10^{10}$$

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ (рН РАСТВОРА)

Вода диссоциирует на ионы H^+ и OH^- . Будучи очень слабым электролитом, она обладает очень малой степенью диссоциации:



Произведение устанавливающихся при этом равновесий концентраций ионов H^+ и OH^- является постоянной величиной, которая называется ионным произведением воды и обозначается K_{H_2O} .

Ионное произведение воды зависит от температуры. При повышении температуры оно увеличивается. Так, при $50^\circ C$ оно приблизительно равно $10^{-13,2}$, а при температуре $100^\circ C$ $10^{-12,1}$. При температуре около $20^\circ C$ оно равно 10^{-14} . Поскольку практические измерения обычно производятся при температуре, близкой к $20^\circ C$, принято ионное произведение воды считать равным 10^{-14} . Следовательно,

$$K_{H_2O} = C_{H^+} \cdot C_{OH^-} = 10^{-14}$$

В чистой воде $C_{H^+} = C_{OH^-}$. Поэтому концентрация каждого из ионов равняется корню квадратному из 10^{-14} :

$$C_{H^+} = C_{OH^-} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7}$$

О характере среды растворов принято судить по концентрации в них водных ионов. При этом для простоты принято вместо самой концентрации указывать показатель степени этой концентрации, а вследствие того, что показатель степени отрицательный, решено брать его с обратным знаком. Это и есть рН раствора. Например, концентрация водородных ионов 10^{-5} — рН раствора 5; концентрация водородных ионов 10^{-8} — рН раствора 8. Пользуясь рН раствора, очень удобно выражать характер среды его (степень кислотности или щелочности), а именно при рН равном 7 раствор нейтральный; при рН меньше 7 — раствор кислый и тем более кислый, чем меньше рН; при рН больше 7 — раствор щелочной и тем более щелочной, чем больше рН.

Пример 1. Концентрация ионов H^+ в водном растворе равна 10^{-5} . Чему равна концентрация ионов OH^- ?

Решение. $C_{OH^-} = \frac{10^{-14}}{10^{-5}} = 10^{-9}$

Пример 2. Кислым или щелочным является раствор, если концентрация ионов H^+ в нем равна: а) 10^{-3} , б) 10^{-8} .

Решение. а) При $C_{H^+} = 10^{-3}$ рН = 3; раствор кислый.
б) При $C_{H^+} = 10^{-8}$ рН = 8; раствор щелочной.

Пример 3. Найти рН растворов, в которых концентрация ионов OH^- равна: а) 10^{-12} ; б) 10^{-5} .

Решение. а) При $C_{OH^-} = 10^{-12}$, $C_{H^+} = 10^{-2}$, рН = 2.
б) При $C_{OH^-} = 10^{-5}$, $C_{H^+} = 10^{-9}$, рН = 9.

Пример 4. При каких значениях рН, равных 2, 4, 6, 8, 10, раствор кислый, при каких щелочной, при каких более кислый, при каких более щелочной?

Решение. При рН, равном 2, 4, 6, раствор кислый; наиболее кислый при рН = 2; наименее кислый при рН = 6. При рН = 8 и 10 раствор щелочной; при рН = 10 наиболее щелочной; при рН = 8 менее щелочной.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

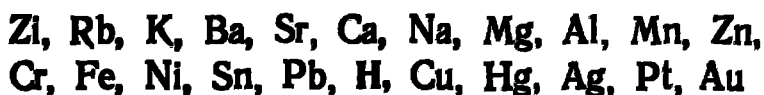
Для металлов характерно отдавать электроны и превращаться в положительные ионы. Одни металлы легче отдают электроны, другие труднее. Способность атома отдавать электроны связана с энергией, которая требуется для отрыва электрона от атома, так называемая энергия ионизации. Чем больше эта энергия, тем труднее атом отдает электрон, тем меньше его восстановительная способность. Обратный процесс — принятие электронов ионами металлов и превращение их в атомы — выражает окислительные свойства ионов металлов. Оба эти процесса связаны друг с другом: чем больше восстановительная способность атомов металлов, тем меньше окислительная способность их положительных ионов, и наоборот. Поэтому, если атомы более активного металла придут в соприкосновение с ионами менее активного металла, электроны от атомов первого станут переходить к ионам второго; атомы первого превратятся в ионы, а ионы второго — в атомы. Это, например, происходит при погружении железа в раствор соли меди. Так как железо — более активный металл, чем медь, электроны от атомов железа будут переходить к ионам меди. Атомы железа Fe окисляются в ионы Fe^{2+} , а ионы Cu^{2+} будут восстанавливаться в атомы меди Cu. В результате железо покрывается слоем меди. Этот процесс выражается следующими электронно-ионными уравнениями:



По своей активности, т. е. способности отдавать электроны, металлы располагаются в электрохимический ряд напряжений, в котором активность металлов слева направо

падает. В этот ряд включают также водород как элемент, обладающий большой восстановительной способностью.

Для наиболее важных металлов этот ряд таков:



В этом ряду каждый впереди стоящий металл может вытеснять из солей все стоящие за ним металлы. Все металлы, стоящие впереди водорода, способны вытеснять его из кислот.

В настоящее время установлена количественная характеристика активности металлов. Она выражается электрическим напряжением, которое возникает на металле при погружении в раствор его соли определенной концентрации. Поэтому ряд активности металлов ныне называется рядом напряжения металлов. Например, напряжение (в вольтах) $E_{\text{Fe}} = -44 \text{ в}$; $E_{\text{Cu}} = +0,34 \text{ в}$.

Пример 1. В 200 мл раствора, содержащего нитрат свинца и нитрат серебра в концентрациях каждого 0,1 моль/л, опущен кусок железа массой 1,12 г. Сколько каждого металла вытеснено железом?

Решение. Вычисляем число молей каждой из солей, содержащихся в растворе, и число грамм-атомов в них. Так как всего было 200 мл = 0,2 л раствора и концентрация каждой из солей была 0,1 моль/л, то каждой соли в растворе было:

$$\nu_{\text{соли}} = 0,2 \cdot 0,1 = 0,02 \text{ моль}$$

Такое же число грамм-атомов каждого из металлов вошло в состав солей.

Вычисляем число грамм-атомов железа:

$$\nu_{\text{Fe}} = \frac{1,12 \text{ г}}{56 \text{ г/г-атом}} = 0,02 \text{ г-атома.}$$

Так как серебро — менее активный металл, чем свинец, то в первую очередь будет вытесняться серебро. Но так как валентность серебра в 2 раза меньше валентности железа, то для вытеснения 0,02 г-атома серебра потребуется 0,01 г-атома железа. Таким образом, после вытеснения всего серебра останется 0,01 г-атома железа, которое вытеснит 0,01 г-атома свинца. Столько же свинца останется в растворе неосажденным.

Вычисляем массы вытесненных металлов:

$$m_{\text{Ag}} = 108 \text{ г/г-атом} \cdot 0,02 \text{ г-атома} = 2,16 \text{ г}$$

$$m_{\text{Pb}} = 207 \text{ г/г-атом} \cdot 0,01 \text{ г-атома} = 2,07 \text{ г}$$

Пример 2. В раствор нитрата серебра AgNO_3 опущена медная пластинка, масса которой 9,547 г. Через некоторое время пластинка была вынута. Масса ее оказалась 9,983 г. Сколько серебра выделилось на пластинке?

Решение. Вычисляем увеличение массы пластинки:

$$9,983 \text{ г} - 9,547 \text{ г} = 0,436 \text{ г}$$

Увеличение массы произошло вследствие того, что атомная масса серебра больше атомной массы меди. При реакции 1 г-атом меди вытесняет 2 г-атома серебра или 64 г меди вытесняют 216 г серебра.

Увеличение массы:

$$216 \text{ г} - 64 \text{ г} = 152 \text{ г}$$

Находим отношение массы отложившегося серебра к приращению массы пластинки:

$$\frac{m_{\text{Ag}}}{\Delta m} = \frac{216}{152}; \quad \frac{m_{\text{Ag}}}{0,436} = \frac{216}{152}$$

Отсюда

$$m_{\text{Ag}} = 0,436 \text{ г} \cdot \frac{216}{152} = 0,620 \text{ г}$$

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Коррозией металлов называется окисление металлов под влиянием внешней среды, приводящее в конечном счете к разрушению металла. Особенно сильно подвергаются коррозии металлы, содержащие примеси или находящиеся в контакте друг с другом. Причина заключается в возникновении в металле при взаимодействии с внешней средой микрогальванических элементов.

Пример 1. Металлическое изделие изготовлено из железа и меди. Как это влияет на коррозию металлов?

Решение. В природных условиях поверхность металлов всегда покрыта пленкой воды, в которой растворен воздух и углекислый газ. Благодаря этому пленка оказывается раствором электролита. В месте, где железо находится в контакте с медью, возникает гальваническая пара, в которой

анодом будет служить железо, а катодом — медь. Железо будет непрерывно окисляться, а медь будет лишь проводником электронов и будет все время сохраняться, пока железо полностью не окислится. Таким образом, железо будет значительно сильнее окисляться, чем если бы оно было одним. Наоборот, медь будет находиться как бы под защитой железа.

Пример 2. Железо покрыто слоем олова (белая жесть). Пока покрытие цело, железо полностью защищено от коррозии. Но лишь только в одном месте появится трещина, железо быстро начинает ржаветь. Какова причина этого?

Решение. Железо — более активный металл, чем олово. При повреждении поверхности белой жести в месте повреждения возникает гальванический элемент, в котором анодом служит железо. Вследствие этого оно быстро окисляется — ржавеет.

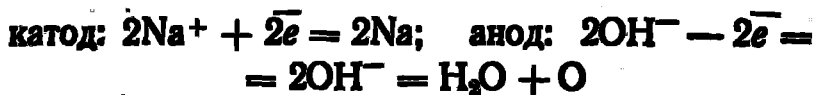
ЭЛЕКТРОЛИЗ

Электролизом называется окислительно-восстановительная реакция, протекающая при пропускании постоянного электрического тока через расплав или раствор электролита.

Сущность электролиза заключается в следующем: при пропускании электрического тока через расплав или раствор электролита положительные ионы электролита (ионы металлов или водорода) притягиваются катодом, а отрицательные ионы (кислотные остатки или гидроксильные группы) — анодом. Приносимые к катоду от источника тока электроны присоединяются к положительным ионам электролита, восстанавливая их. Одновременно отрицательные ионы электролита отдают свои электроны аноду, от которого они двигаются к источнику тока. Теряя свои электроны, они окисляются в нейтральные атомы или группы атомов. Таким образом, у катода протекает процесс восстановления, а у анода — процесс окисления. Оба процесса образуют единую окислительно-восстановительную реакцию. Но в отличие от обычных окислительно-восстановительных реакций электроны от восстановителя к окислителю переходят не прямо, а посредством электрического тока. Катод, приносящий электроны, является восстановителем, а анод, уносящий их, — окислителем.

Пример 1. Какие процессы происходят при электролизе расплава гидроокиси натрия?

Решение. В расплаве едкого натра содержатся ионы Na^+ и OH^- . Окисляющиеся у анода ионы OH^- в следующей стадии разлагаются с образованием воды и кислорода. Процесс можно изобразить следующим образом:



Два атома кислорода, соединяясь друг с другом, образуют молекулу кислорода O_2 . Таким образом, процесс в целом можно выразить уравнением:



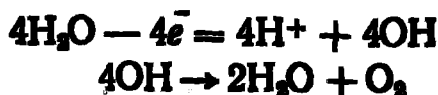
При электролизе расплавов солей кислородных кислот окисляющиеся ионы кислотных остатков тут же разлагаются на кислород и соответствующие окислы.

Своеобразно протекает электролиз в водном растворе. Дело в том, что сама вода — электролит, хотя и очень слабый. Таким образом, в водном растворе фактически содержатся два электролита — растворитель и растворенное вещество и соответственно по два вида как положительных, так и отрицательных ионов. Какие из них будут разряжаться, зависит от ряда условий. Как правило, можно руководствоваться следующим.

Если положительные ионы электролита являются ионами очень активных металлов, как например Na^+ или K^+ , то при электролизе разряжаются не ионы этих металлов, а ионы водорода из воды с выделением свободного водорода и освобождением гидроксильных ионов, что может быть выражено следующим электронно-ионным уравнением:



Если отрицательными ионами электролита являются кислотные остатки кислородных кислот, то при электролизе разряжаются не кислотные остатки этих кислот, а ионы OH^- из воды с выделением кислорода, что можно выразить уравнением:



Складывая оба уравнения, получаем:



Пример 2. Какие процессы протекают у электродов при электролизе водного раствора хлорида никеля NiCl_2 ?

Решение. В электрохимическом ряду напряжения никель стоит впереди водорода. Поэтому на катоде будут восстанавливаться его ионы. На аноде будут окисляться ионы хлора. В целом процесс электролиза изображается следующей схемой:



катод: $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Ni}$; анод: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$

Пример 3. Разобрать процессы, протекающие у электродов при электролизе водного раствора хлорида калия KCl .

Решение. Калий — щелочной металл. Поэтому в водном растворе будут восстанавливаться ионы H^+ из воды; у анода будут окисляться ионы Cl^- :



катод: $2\text{HON} + 2\bar{e} = \text{H}_2 \uparrow + 2\text{OH}^-$; анод: $2\text{Cl}^- - 2\bar{e} = \text{Cl}_2$

В целом процесс выражается уравнением:



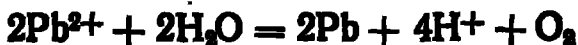
Пример 4. Разобрать процессы, протекающие у электродов при электролизе водного раствора нитрата свинца.

Решение. Свинец — малоактивный металл. Поэтому у катода будет происходить восстановление его ионов. У анода, ввиду того что NO_3^- — кислотный остаток кислородной кислоты, будет происходить окисление воды. Процесс электролиза выражается схемой:



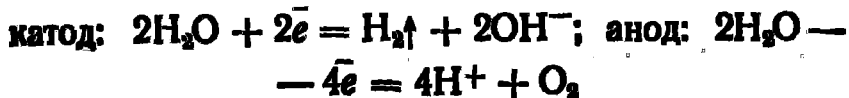
катод: $\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Pb}$; анод: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = 4\text{H}^+ + \text{O}_2$

Для выравнивания числа принимаемых и отдаваемых электронов мы первое уравнение удваиваем. Складывая оба уравнения, получаем:



Пример 5. Разобрать процессы, протекающие при электролизе водного раствора сульфата натрия Na_2SO_4 .

Решение. Натрий — активный металл; SO_4^{2-} — кислотный остаток кислородной кислоты. Поэтому у катода будут восстанавливаться ионы H^+ из воды, а у анода будет окисляться вода. Процесс выражается схемой:



Чтобы выравнять число принимаемых и отдаваемых электронов, первое уравниваем — умножаем на 2. Складывая затем оба уравнения, получаем:



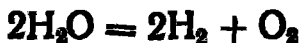
Если после электролиза перемешать раствор, ионы H^+ и OH^- нейтрализуют друг друга, образуя молекулы воды:



Тогда уравнение реакции получает следующий вид:



а после приведения подобных членов



Это означает, что в результате электролиза происходит разложение воды.

Особым случаем электролиза является электролиз, при котором анодом служит металл, ионы которого содержатся в растворе.

Пример 6. Какие процессы происходят у электродов, если анод серебряный, а подвергается электролизу водный раствор нитрата серебра?

Решение. Если анод сделан из металла, ионы которого находятся в растворе, то у анода происходит отдача электронов отрицательными ионами, содержащимися в растворе, положительным ионам, находящимся в нем. Анод же окисляется, посылая электроны источнику тока, а атомы его переходят в положительные ионы, которые поступают в раствор и служат для пополнения убыли этих ионов. Поэтому подобный анод называется растворимым. В соответствии с этим процесс электролиза будет выражаться в том, что ионы серебра Ag^+ будут у катода восстанавливаться в атомы серебра, а атомы серебра из анода будут окисляться в ионы Ag^+ , которые будут пополнять убыль этих ионов у катода. Процесс выражается схемой:



В конечном счете этот случай электролиза выражается в том, что металл анода будет переноситься на катод.

КОМБИНИРОВАННЫЕ И СЛОЖНЫЕ ЗАДАЧИ

Обычно к комбинированным задачам относят задачи, которые чем-то отличаются от стандартных. Это не совсем точно. К комбинированным задачам следует относить задачи, которые связаны с комбинацией реакций, комбинацией условий и взаимозависимостей.

Для выбора правильного пути решения подобных задач, да и всех вообще задач по химии первичным является знание законов химии, понимание химической сущности явлений и реакций, свойств веществ, характер их взаимодействия, закономерность количественных отношений и т. д., лишь затем можно переходить к вычислениям. Качественные и количественные задачи по химии находятся в диалектическом единстве. При этом первичным является качественная сторона, а вторичным — вычисления. Но коль скоро решение дошло до вычислений, то тут вступают в свои права законы и правила математики.

При решении сложных задач целесообразно отдельно выписывать из условия задачи количественные данные и вопросы задачи. Это создает наглядность и концентрирует внимание на основных вопросах.

Пример 1. Имеется смесь окиси кальция и кальция в количестве 10 г. Сколько граммов того и другого вещества в смеси, если при реакции 2 г смеси с водой выделилось 224 мл водорода (при н. у.) ¹?

Это, безусловно, комбинированная задача, так как речь идет о двух веществах и двух реакциях. Учащемуся надо прежде всего решить вопрос, как протекает та и другая реакция. Из теоретического курса он знает, что окись кальция

¹ Примеры 1—8 заимствованы из книги Г. П. Хомченко «Учебное пособие по химии для поступающих в вузы». М., «Высшая школа», 1963.

при взаимодействии с водой соединяется с ней, образуя гашеную известь $\text{Ca}(\text{OH})_2$, а металл кальций, будучи очень активным, вытесняет водород из воды, образуя гидроксид кальция. Из этого ясно, что для расчета может быть использована только вторая реакция. Затем идут вычисления. Записывают количественные данные из условия задачи:

Д а н о: $m_{\text{смеси}} = 10 \text{ г}$ $m'_{\text{смеси}} = 2 \text{ г}$ $V_{\text{H}_2} = 224 \text{ мл}$	Н а й т и: $m_{\text{Ca}} = ? \quad m_{\text{CaO}} = ?$
--	---

Решение.



По этому уравнению находят отношение массы кальция и объема водорода:

$$\frac{m_{\text{Ca}}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{\text{г-атом Ca}}{V_{\text{моль}}}; \quad \frac{m_{\text{Ca}}}{224 \text{ мл}} = \frac{40 \text{ г/моль}}{22400 \text{ мл/моль}}$$

Отсюда

$$m_{\text{Ca}} = 224 \text{ мл} \cdot \frac{40 \text{ г/моль}}{22400 \text{ мл/моль}} = 0,4 \text{ г}$$

Далее решение простое. Определяем массу кальция и окиси кальция во всей смеси:

$$m_{\text{Ca}} = 0,4 \text{ г} \cdot \frac{10}{2} = 2 \text{ г}$$

$$m_{\text{CaO}} = 10 \text{ г} - 2 \text{ г} = 8 \text{ г}$$

Пример 2. Какой объем 20-процентной серной кислоты (плотность 1,14) и какое количество цинка потребуется для получения водорода, необходимого для восстановления 20,88 г Fe_3O_4 ?

Здесь тоже две реакции, но обе они взаимосвязаны. Одна предшествует другой. Прежде чем приступить к вычислению, учащийся должен проверить себя, знает ли он необходимый теоретический материал.

Теоретическая подготовка.

1. Метод определения валентности элемента в окисле.
2. Валентность цинка и положение его в электрохимическом ряду напряжений.
3. Характер реакции восстановления окислов металлов водородом.

4. Характер взаимодействия активных металлов с кислотами.

5. Процентная концентрация раствора.

6. Метод вычисления массы раствора по его концентрации и массе растворенного вещества.

7. Метод вычисления объема раствора по его массе и плотности.

Убедившись в наличии этих знаний, учащийся приступает к вычислениям. Записываются количественные данные задачи и составляется план решения.

Д а н о:	Н а й т и:
$m_{\text{Fe}_3\text{O}_4} = 20,88 \text{ г}$	$V_{\text{H}_2\text{SO}_4 (20\%)} = ?$
$c_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 20\%$	
$d_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1,14 \text{ г/мл}$	

П л а н р е ш е н и я.

Вычислить объем водорода, необходимый для восстановления 20,88 г Fe_3O_4 .

Вычислить массу серной кислоты, требуемой для получения найденного объема водорода.

Вычислить массу 20-процентного раствора серной кислоты по найденной массе серной кислоты.

Вычислить объем раствора серной кислоты по найденной массе ее и плотности.

Решение. Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение объема водорода к массе окиси-закиси Fe_3O_4 :

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{4V_{\text{моль}}}{M_{\text{Fe}_3\text{O}_4}}; \quad \frac{V_{\text{H}_2}}{20,88 \text{ г}} = \frac{22400 \text{ мл} \cdot 4}{232 \text{ г}} = \frac{89600 \text{ мл}}{232 \text{ г}}$$

$$V_{\text{H}_2} = 20,88 \text{ г} \cdot \frac{89600 \text{ мл}}{232 \text{ г}} = 8065 \text{ мл}$$

Уравнение реакции:



По стехиометрическому отношению массы серной кислоты к объему водорода находим отношение массы серной кислоты и объема водорода:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{моль}}} = \frac{98 \text{ г/моль}}{22400 \text{ мл/моль}}$$

Вычисляем массу серной кислоты:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 8065 \text{ мл} \cdot \frac{98 \text{ г/моль}}{22400 \text{ мл}} = 35,29 \text{ г}$$

Вычисляем массу раствора серной кислоты (20%) по массе растворенного вещества и концентрации раствора:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{35,29 \text{ г}}{0,2} = 175,6 \text{ г}$$

Вычисляем объем раствора серной кислоты по массе и плотности:

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{175,6 \text{ г}}{1,14 \text{ г/мл}} = 154 \text{ мл}$$

Пример 3. При обработке 40 г смеси порошков алюминия и меди раствором едкого натра получено 7,6 л водорода (при н. у.). Найти процентное содержание меди в смеси.

Затруднение, которое может встретиться при решении этой задачи, заключается в том, что учащиеся неясно себе представляют реакцию между алюминием и щелочью. Поэтому предварительно должна быть раскрыта сущность этой реакции, после чего решение становится простым.

В электрохимическом ряду напряжения медь стоит после водорода. Поэтому она не может вытеснить водород из его соединений. Значит, вытеснение водорода идет за счет реакции алюминия с едким натром.

Решение. Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение массы алюминия и объема водорода:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{V_{\text{H}_2}} : \frac{2 \text{ г-атома Al}}{3V_{\text{моль}}} = \frac{27 \cdot 2}{3 \cdot 22,4 \text{ л}} = \frac{54 \text{ г}}{67,2 \text{ л}}$$

$$m_{\text{Al}} = 7,6 \text{ мл} \cdot \frac{54 \text{ г}}{67,2 \text{ л}} = 6,11 \text{ г}$$

По разности вычисляем массу меди и по ней процентное содержание меди в смеси:

$$m_{\text{Cu}} = 40 \text{ г} - 6,11 \text{ г} = 33,89 \text{ г}$$

$$\text{Процент Cu} = 100\% \cdot \frac{33,89}{40} = 85\%$$

Пример 4. В концентрированной серной кислоте растворили 24 г смеси меди и окиси меди. Меди в смеси содержалось 20%. Сколько и какого газа при этом образуется? Сколько соли окажется в растворе? Сколько миллилитров

96-процентной серной кислоты (плотность 1,84) при этом израсходуется?

Теоретическая подготовка.

1. Характер взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой.

2. Записать уравнение: реакция между окисью меди и серной кислотой.

3. Уметь вычислять количества участвующих в реакции веществ по уравнению реакции.

4. Перечислять массу растворенного вещества на массу раствора.

5. Перечислять массу раствора на его объем.

Д а н о:

$$m_{\text{смеси}} = 24 \text{ г}$$

$$\% \text{Cu} = 20 \%$$

$$\text{сн}_2\text{so}_4 = 96 \%$$

$$d_{\text{н}_2\text{so}_4} = 1,89 \text{ г/мл}$$

Н а й т и:

$$m_{\text{газа}} \text{ — ?}$$

$$m_{\text{н}_2\text{so}_4} \text{ — ?}$$

$$m_{\text{соли}} \text{ — ?}$$

П л а н р е ш е н и я.

Составить уравнение реакции взаимодействия меди с концентрированной серной кислотой и вычислить по нему: а) массу получаемого газа, б) массу получаемой соли и в) массу расходуемой серной кислоты.

Составить уравнение реакции взаимодействия окиси меди с серной кислотой и вычислить по нему: а) массу получаемой соли и б) массу расходуемой серной кислоты.

Вычислить общую массу получаемой соли.

Вычислить общую массу расходуемой серной кислоты.

Перечислить массу расходуемой серной кислоты на массу раствора ее.

Вычислить объем расходуемой серной кислоты.

Решение.

$$m_{\text{Cu}} = 24 \text{ г} \cdot 0,2 = 4,8 \text{ г}$$



Стехиометрическое отношение масс двуокиси серы и меди:

$$\frac{m_{\text{SO}_2}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{M_{\text{SO}_2}}{A_{\text{Cu}}} = \frac{64}{64}$$

Отсюда

$$m_{\text{SO}_2} = 4,8 \text{ г} \cdot \frac{64}{64} = 4,8 \text{ г}$$

Стехиометрическое отношение масс сульфата меди и меди:

$$\frac{m_{\text{CuSO}_4}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{M_{\text{CuSO}_4}}{A_{\text{Cu}}} = \frac{160 \text{ г/моль}}{64 \text{ г/моль}}$$

Отсюда

$$m_{\text{CuSO}_4} = 4,8 \text{ г} \cdot \frac{160}{64} = 12 \text{ г}$$

Стехиометрическое отношение масс серной кислоты и меди:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{2 \cdot 98 \text{ г/моль}}{64 \text{ г/моль}} = \frac{196}{64}$$

Отсюда

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 4,8 \text{ г} \cdot \frac{196}{64} = 14,70 \text{ г}$$

Вычисляем массу окиси меди:

$$m_{\text{CuO}} = 24 \text{ г} - 4,8 \text{ г} = 19,2 \text{ г}$$



Стехиометрическое отношение масс сульфата меди и окиси меди:

$$\frac{m_{\text{CuSO}_4}}{19,2 \text{ г}} = \frac{M_{\text{CuSO}_4}}{M_{\text{CuO}}} = \frac{160}{80}$$

Отсюда

$$m_{\text{CuSO}_4} = 19,2 \text{ г} \cdot \frac{160}{80} = 38,4 \text{ г}$$

Стехиометрическое отношение масс серной кислоты и окиси меди:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{19,2 \text{ г}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{CuO}}} = \frac{98}{80}$$

Отсюда

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 19,2 \text{ г} \cdot \frac{98}{80} = 23,2 \text{ г}$$

Вычисляем общую массу сульфата меди:

$$m_{\text{CuSO}_4} = 12 \text{ г} + 38,4 \text{ г} = 50,4 \text{ г}$$

Вычисляем общую массу серной кислоты:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 14,70 \text{ г} + 23,52 \text{ г} = 38,22 \text{ г}$$

Перечисляем массу серной кислоты на массу раствора ее:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4 (96\%)} = \frac{38,22}{0,96} = 39,81 \text{ г}$$

Вычисляем объем серной кислоты:

$$V = \frac{39,81 \text{ г}}{1,8 \text{ г/мл}} = 21,14 \text{ мл}$$

О т в е т. SO_2 получается 4,8 г; CuSO_4 в растворе 50,4 г. На реакцию расходуется 21,14 мл 96-процентной серной кислоты.

Пример 5. При обработке 31,2 г смеси алюминия с окисью алюминия раствором едкого натра выделилось 18,44 л газа (н. у.). Определить процентный состав смеси. Вычислить количество 40-процентного раствора едкого натра, вступившего в реакцию с 0,78 г смеси.

Теоретическая подготовка

1. Знание характера взаимодействия алюминия и окиси алюминия с гидроксидом натрия и умение составить уравнения этих реакций.

2. Знание метода пересчета массы растворенного вещества на массу раствора.

3. Знание объемных отношений при реакциях, в которых участвуют газы.

4. Умение перечислять массу раствора на его объем.

Д а н о:

$$m_{\text{смеси}} = 31,2 \text{ г}$$

$$V_{\text{газа}} = 13,44 \text{ л}$$

$$c_{\text{р-р NaOH}} = 40 \%$$

$$d_{\text{р-р NaOH}} = 1,44 \text{ г/мл}$$

$$m_{\text{смеси}} = 0,78 \text{ г}$$

Н а й т и:

Процентный состав — ?

$m_{\text{р-р NaOH}}$ — ?

П л а н . р е ш е н и я.

Составить уравнение реакции взаимодействия алюминия с гидроксидом натрия и вычислить массу алюминия.

Вычислить процентный состав смеси.

Вычислить по процентному составу содержание алюминия и окиси алюминия в 0,78 г смеси.

Вычислить по уравнению реакции массу гидроксида натрия, расходуемого на реакцию с алюминием, содержащимся в 0,78 г смеси.

Составить уравнение реакции между окисью алюминия и гидроксидом натрия и вычислить массу NaOH , расходуемого на реакцию с окисью алюминия Al_2O_3 , содержащейся в 0,78 г смеси.

Вычислить массу 40-процентного раствора гидроокиси натрия, расходуемого на реакцию с 0,78 г смеси.

Вычислить объем 40-процентного раствора гидроокиси натрия.

Решение. Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение массы алюминия и объема водорода:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{13,44 \text{ л}} = \frac{2 \text{ г-атома Al}}{3V_{\text{моль}}} = \frac{54}{67,2 \text{ л}}$$

Отсюда

$$m_{\text{Al}} = 13,44 \text{ л} \cdot \frac{54 \text{ г}}{67,2 \text{ л}} = 10,8 \text{ г}$$

Вычисляем процентный состав смеси:

$$\text{процент Al} = 100\% \cdot \frac{10,8}{31,2} = 34,61\%$$

$$\text{процент Al}_2\text{O}_3 = 100\% - 34,61\% = 65,39\%$$

Вычисляем содержание алюминия и окиси алюминия в 0,78 г смеси:

$$m_{\text{Al}} = 0,78 \text{ г} \cdot 0,3461 = 0,27 \text{ г}; m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,78 \cdot 0,6539 = 0,51$$

Стехиометрическое отношение масс гидроокиси натрия и алюминия:

$$\frac{m_{\text{NaOH}}}{0,27 \text{ г}} = \frac{\mu_{\text{NaOH}}}{\text{г-атом Al}} = \frac{40}{27}$$

Отсюда

$$m_{\text{NaOH}} = 0,27 \text{ г} \cdot \frac{40}{27} = 0,4 \text{ г}$$

Уравнение реакции:



Стехиометрическое отношение масс гидроокиси натрия и окиси алюминия:

$$\frac{m_{\text{NaOH}}}{0,51 \text{ г}} = \frac{2M_{\text{NaOH}}}{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{80}{102}$$

Отсюда

$$m_{\text{NaOH}} = 0,51 \text{ г} \cdot \frac{80}{102} = 0,4 \text{ г}$$

Вычисляем общую массу гидроокиси натрия, расходуемую на реакцию с 0,78 г смеси:

$$m_{\text{NaOH}} = 0,4 \text{ г} + 0,4 \text{ г} = 0,8 \text{ г}$$

Вычисляем массу 40-процентного раствора гидроокиси натрия, расходуемую на реакцию с 0,78 г смеси:

$$m_{\text{NaOH}} = \frac{0,8 \text{ г}}{0,4} = 2 \text{ г}$$

Вычисляем объем раствора:

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{2 \text{ г}}{1,44 \text{ г/мл}} = 1,399 \text{ мл} = 1,4 \text{ мл}$$

О т в е т. Процентный состав смеси: Al — 34,6%; Al₂O₃ — 65,39%. На реакцию израсходовано 2 г 40-процентного раствора NaOH, что соответствует концентрации 1,4М.

Пример 6. Сернистый газ, полученный при сжигании 44,8 л сероводорода (н. у.), пропущен через 0,5 л 25-процентного раствора едкого натра (плотность 1,28). Какого состава образовалась соль? Вычислить концентрацию соли в растворе.

Теоретической основой решения является знание характера взаимодействия между двуокисью серы и щелочью. Эта реакция может идти до образования бисульфита NaHSO₃:



или сульфита Na₂SO₃:



Таким образом, чтобы ответить на вопрос задачи, надо установить, сколько молей гидроокиси натрия соединится с 1 моль двуокиси серы SO₂. Если присоединится только 1 моль гидроокиси натрия NaOH, то получится бисульфит, если 2 моль — сульфит, а если больше 1 моль и меньше двух, получится смесь бисульфита и сульфита. Отсюда и вытекает план решения.

Д а н н ы:

$$V_{\text{H}_2\text{S}} = 44,8 \text{ л}$$

$$c_{\text{NaOH}} = 25\%$$

$$V_{\text{NaOH}} = 0,5 \text{ л}$$

$$d_{\text{NaOH}} = 1,28 \text{ г/мл}$$

Н а й т и:

Состав соли

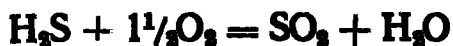
% концентрацию

Решение. Сколько молей содержится в 44,8 л H₂S?

$$v = 44,8 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 2 \text{ моль}$$

Сколько молей сернистого газа получится в результате сжигания указанного количества сероводорода?

Из уравнения реакции



видно, что при сжигании из 1 моль сероводорода получается 1 моль сернистого газа, а так как было 2 моль сероводорода, то в результате реакции получится такое же количество молей сернистого газа.

Находим, сколько молей гидроокиси натрия участвовало в реакции.

а) Вычисляем массу 25-процентного раствора гидроокиси натрия, израсходованного на реакцию:

$$m_{\text{NaOH}} = 500 \text{ мл} \cdot 1,28 \text{ г/мл} = 640 \text{ г}$$

б) Вычисляем массу гидроокиси натрия, содержащейся в растворе:

$$m_{\text{NaOH}} = 640 \text{ г} \cdot 0,25 = 160 \text{ г}$$

в) Вычисляем число молей гидроокиси натрия, содержащихся в растворе:

$$\nu_{\text{NaOH}} = \frac{160 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}$$

Определяем формулу получившейся соли: если было 2 моль сернистого газа и 4 моль гидроокиси натрия, то каждый моль SO_2 поглощался 2 моль NaOH . Значит, формула соли Na_2SO_3 .

Находим концентрацию полученного раствора сульфита натрия. Пренебрегая изменением объема в результате реакции, можно принять объем раствора сульфита натрия Na_2SO_3 равным объему раствора гидроокиси натрия, т. е. 5 л. В нем содержалось 2 моль сульфита натрия. Следовательно,

$$c_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{2 \text{ моль}}{0,5 \text{ л}} = 4 \text{ моль/л}$$

О т в е т. Концентрация соли Na_2SO_3 4М.

Пример 7. В лаборатории имеется смесь металлического железа с закисью и окисью железа. Для определения количественного состава смеси 1 г ее обработали соляной кислотой и получили при этом 112 мл водорода (при н. у.). 1 г смеси восстановили водородом и получили 0,2115 г воды. Определить состав смеси, выразив его в процентах.

Теоретическая подготовка

1. Знание характера взаимодействия соляной кислоты с металлическим железом, закисью и окисью железа.
2. Знание реакций восстановления окислов металлов водородом.
3. Знание методики вычисления по химическим уравнениям.
4. Знание методики вычисления состава двухкомпонентной смеси.
5. Знание правила смешения и методики использования его для определения состава двухкомпонентной смеси.
6. Иметь понятие о стехиометрическом множителе.

Анализ условия задачи

Имеется трехкомпонентная смесь. Определить состав ее, воспользовавшись одной однотипной реакцией, для всех компонентов смеси нельзя. В условии задачи приводится однотипная реакция только для двух компонентов смеси: FeO и Fe_2O_3 . По этой реакции можно определить содержание каждого из этих компонентов в смеси. Для определения содержания металлического железа требуется дополнительная реакция. Такая реакция дана, а именно взаимодействие смеси с соляной кислотой. При этой реакции все компоненты смеси принимают участие. Но из продуктов реакции выделяется только одно вещество — водород, остальные остаются в растворе. Водород получается в результате взаимодействия соляной кислоты с металлическим железом. Поэтому эта реакция дает возможность определить содержание железа. Содержание окислов железа может быть определено по реакции восстановления их водородом. Отсюда план и метод решения.

Решение. Составить уравнение реакции взаимодействия соляной кислоты с металлическим железом и по нему вычислить количество железа, содержащегося в 1 г смеси:



Стехиометрическое отношение массы железа к объему водорода равно:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{g\text{-атом Fe}}{V_{\text{моль}}} = \frac{56 \text{ г/моль}}{22400 \text{ мл/моль}}$$

Отсюда

$$m_{\text{Fe}} = 112 \text{ мл} \cdot \frac{56 \text{ г}}{22400 \text{ мл}} = 0,28 \text{ г}$$

Воспользовавшись второй реакцией, вычисляем массы FeO и Fe_2O_3 по методу для определения содержания компонентов в двухкомпонентной смеси. Для этого требуется знать не только массу продукта реакции, но еще общую массу компонентов. Поскольку содержание железа в 1 г смеси уже найдено, можно массу окислов железа вычислить по разности:

$$m_{\text{FeO} + \text{Fe}_2\text{O}_3} = 1,00 \text{ г} - 0,28 \text{ г} = 0,72 \text{ г}$$

Дальнейшее вычисление может вестись по любому из методов вычисления состава двухкомпонентной смеси, но, поскольку вычисление по правилу смешения самое простое, воспользуемся этим методом.

Уравнение реакций:



Находим по ним стехиометрические множители:

$$f_{\text{H}_2\text{O}/\text{FeO}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{FeO}}} = \frac{18}{72} = 0,2506$$

$$f_{\text{H}_2\text{O}/\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{3M_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = \frac{54}{160} = 0,3373$$

$$f_{\text{H}_2\text{O}/\text{смесь}} = \frac{0,2115}{0,72} = 0,2938$$

Согласно правилу смешения

$$\frac{m_{\text{FeO}}}{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}} = \frac{0,3373 - 0,2938}{0,2938 - 0,2506} = \frac{0,0435}{0,0432} = \frac{435}{432}$$

Деля общую массу окислов 0,72 г пропорционально числам отношения, получаем:

$$m_{\text{FeO}} = \frac{0,72 \text{ г} \cdot 435}{867} = 0,3613 \text{ г}$$

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{0,72 \text{ г} \cdot 432}{867} = 0,3588 \text{ г}$$

Вычисляем процентный состав смеси:

$$\text{процент Fe} = 100\% \cdot 0,28 = 28\%$$

$$\text{процент FeO} = 100\% \cdot 0,3613 = 36,13\%$$

$$\text{процент Fe}_2\text{O}_3 = 100\% \cdot 0,3588 = 35,88\%$$

Пример 8. Металлическая палочка из латуни (состав латуни: 60% меди и 40% цинка) массой 10 г опущена в стакан с 30-процентной соляной кислотой. Сколько грамм-молекул и какого газа выделилось при реакции и сколько миллилитров соляной кислоты при этом израсходовалось? Плотность 30-процентного раствора $\text{HCl} = 1,149 \text{ г/мл}$.

Заостренность некоторых задач заключается не в методике вычислений и не в самих вычислениях, а в понимании соотношений между величинами. При этих условиях задачи решаются просто и быстро.

Теоретическая подготовка

1. Знание электрохимического ряда напряжения.
2. Знание метода перечисления массы на число молей.
3. Метод нахождения отношения числа молей, участвующих в реакции веществ.
4. Пересчет массы растворенного вещества на массу раствора по процентной концентрации его.
5. Пересчет массы раствора на объем.

План решения

1. Установить, какой из металлов реагировал.
2. Определить, сколько молей этого металла участвовало в реакции.
3. Определить число молей и какого газа выделилось при реакции.
4. Найти массу участвовавшего в реакции HCl .
5. Пересчитать массу HCl на массу 30-процентного раствора его.
6. Пересчитать массу раствора на его объем.

Решение. Из электрохимического ряда напряжения металла ясно, что в реакции участвует цинк.

Из состава сплава и массы его устанавливают, что масса цинка равнялась 4 г.

Пересчитывают 4 г цинка на число молей его:

$$\nu_{\text{Zn}} = \frac{4 \text{ г}}{65 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль}$$

По валентности цинка и характеру взаимодействия его с кислотами устанавливают, что выделившийся газ был водород и что число молей его такое же, как число грамм-атомов цинка, т. е. 0,06 моль.

По характеру реакции между цинком и соляной кислотой устанавливают (устно), что число молей соляной кислоты в 2 раза больше числа молей цинка:

$$n_{\text{HCl}} = 0,06 \text{ моль} \cdot 2 = 0,12 \text{ моль}$$

Вычисляют массу соляной кислоты:

$$m_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ г/моль} \cdot 0,12 \text{ моль} = 4,37 \text{ г}$$

Вычисляют массу 30-процентного раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = \frac{4,37 \text{ г}}{0,3} = 14,55 \text{ г}$$

Вычисляют объем 30-процентного раствора:

$$V = \frac{14,55 \text{ г}}{1,149 \text{ г/мл}} = 13 \text{ мл}$$

Пример 9. Сколько нужно взять металлического бария, имея 1 л воды, чтобы получить 4,93-процентный раствор гидроксида бария¹.

В материале, опубликованном в журнале, предлагается сложный алгебраический метод решения. Между тем задача очень просто решается арифметическим методом.

Теоретическая подготовка

1. Знание характера взаимодействия щелочноземельных металлов с водой.

2. Знание отношений, выражаемых процентной концентрацией раствора.

3. Пересчет процентного содержания растворенного вещества в растворе на процент элемента, участвующего в реакции.

Решение. Уравнение реакции:



Вычисляем процентное содержание бария в растворе по процентному содержанию $\text{Ba}(\text{OH})_2$:

$$\frac{\text{процент Ba}}{\text{процент Ba}(\text{OH})_2} = \frac{A_{\text{Ba}}}{M_{\text{Ba}(\text{OH})_2}} = \frac{137}{171}$$

¹ Задача заимствована из материала Всесоюзной химической олимпиады, напечатанного в журнале «Химия в школе», 1967, № 6.

$$\text{процент Ba} = 4,93\% \cdot \frac{137}{171} = 3,95\%$$

Вычисляем процент потери водорода:

$$\frac{\text{процент потери H}}{\text{процент Ba(OH)}_2} = \frac{2A_{\text{H}}}{M_{\text{Ba(OH)}_2}} = \frac{2}{171}$$

$$\text{процент потери H} = 4,93\% \cdot \frac{2}{171} = 0,058\%$$

Таким образом, к окончанию реакции в растворе будет содержаться бария в количестве 3,95%, воды и гидроксила 96,05%. Вычисляем массу воды. Исходное количество ее было 1000 г, но в результате реакции произошла потеря массы вследствие удаления водорода. Масса выделившегося водорода составляла приблизительно 0,06% от массы всего раствора. Если считать по отношению к исходному количеству воды, то это составляет:

$$m_{\text{H}_2} = 1000 \text{ г} \cdot 0,0006 = 0,6 \text{ г}$$

Эта масса сравнительно с общей массой ничтожно мала, ею можно пренебречь и принять, что в полученном растворе масса воды и гидроксильных ионов равна 1000 г.

Вычисляем массу раствора по процентному содержанию в нем воды и гидроксильных ионов:

$$96,05\% = 0,9605; m_{\text{р-р}} = \frac{1000 \text{ г}}{0,9605} = 1041 \text{ г}$$

Вычисляем массу бария:

$$m_{\text{Ba}} = 1041 \text{ г} - 1000 \text{ г} = 41 \text{ г}$$

Пример 10. Какой объем 98-процентной серной кислоты d (1,84 г/мл) потребуется для растворения 2,75 г смеси меди с окисью меди, если известно, что при растворении смеси в азотной кислоте выделяется 448 мл нерастворимого в воде газа (при н. у.).

Теоретическая подготовка

1. Характер взаимодействия разбавленной и концентрированной серной кислоты с медью и окисью меди.
2. Характер взаимодействия разбавленной и концентрированной азотной кислоты с медью и окисью меди.

П л а н р е ш е н и я

1. Вычислить состав смеси по взаимодействию ее с разбавленной азотной кислотой.

2. Вычислить массу серной кислоты, расходуемой на реакцию со смесью.

3. Пересчет массы серной кислоты на массу раствора ее.

4. Вычислить объем раствора серной кислоты.

Д а н о:

$$c_{H_2SO_4} = 98\%$$

$$d_{H_2SO_4} = 1,84 \text{ г/мл}$$

$$m_{\text{смеси}} = 2,75 \text{ г}$$

$$V_{\text{газа}} = 448 \text{ мл}$$

Н а й т и:

$$V_{H_2SO_4} = ?$$

Решение. Составить уравнения реакции взаимодействия разбавленной азотной кислоты и меди:



Стехиометрическое отношение массы меди и объема окиси азота:

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{V_{\text{NO}}} = \frac{3 \text{ г-атома Cu}}{2V_{\text{моль}}} = \frac{192 \text{ г}}{44800 \text{ мл}}$$

$$m_{\text{Cu}} = 448 \text{ мл} \cdot \frac{192 \text{ г}}{44800 \text{ мл}} = 1,92 \text{ г}$$

$$m_{\text{CuO}} = 2,75 \text{ г} - 1,92 \text{ г} = 0,83 \text{ г}$$

Составляем уравнения реакции действия концентрированной серной кислоты на медь и окись меди:



а) По стехиометрическому отношению масс серной кислоты и меди находим массу серной кислоты, расходуемой на реакцию с медью:

$$\frac{m_{H_2SO_4}}{m_{\text{Cu}}} = \frac{2M_{H_2SO_4}}{A_{\text{Cu}}} = \frac{196}{64}$$

$$m_{H_2SO_4} = 1,92 \text{ г} \cdot \frac{196}{64} = 0,5878 \text{ г}$$

б) По стехиометрическому отношению масс серной кислоты и окиси меди находим массу серной кислоты, расходуемой на реакцию с окисью меди:

$$\frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{CuO}}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{CuO}}} = \frac{98}{80}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,83 \text{ г} \cdot \frac{98}{80} = 1,016 \text{ г}$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{общая})} = 5,88 \text{ г} + 1,02 \text{ г} = 6,90 \text{ г}$$

в) Перечисляем массу серной кислоты на массу 98-процентного раствора:

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4(98\%)} = \frac{6,90}{0,98} = 7,04 \text{ г}$$

г) Вычисляем объем 98-процентной серной кислоты:

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{7,04 \text{ г}}{1,84 \text{ г/мл}} = 3,83 \text{ мл}$$

Пример 11. Смесь этана, пропилена и ацетиленов занимает объем 448 мл (н. у.) и может обесцветить 40 мл 5-процентного раствора брома в четыреххлористом углероде ($d = 1,6 \text{ г/мл}$). Минимальный объем 1 н. раствора едкого кали, которым можно поглотить весь углекислый газ, образовавшийся при полном сгорании исходной смеси, равен 50 мл. Определить процентное содержание (по объему) газов в исходной смеси.

Теоретическая подготовка

1. Классификация углеводородов и общие формулы предельных и непредельных углеводородов.

2. Реакции взаимодействия брома с углеводородами.

3. Реакции горения углеводородов.

4. Реакции взаимодействия гидроксида калия с двуокисью углерода.

Дано:

$$c_{\text{Br}_2} = 5\%$$

$$V_{\text{р-р Br}_2} = 40 \text{ мл}$$

$$d = 1,6 \text{ г/мл}$$

$$c_{\text{KOH}} = 1 \text{ н.}$$

$$V_{\text{р-р KOH}} = 50 \text{ мл.}$$

Найти:

Процентное содержание газов

Решение. Принцип решения заключается в нахождении отношения числа молей компонентов смеси. Так как молярные объемы всех газов при одинаковых условиях одинаковы, то по объему газовой смеси можно вычислить общее число молей компонентов, содержащихся в ней.

$$\nu_{\text{смеси}} = \frac{448 \text{ мл}}{22400 \text{ мл/моль}} = 0,02 \text{ моль}$$

Обозначив число молей этана через x , число молей пропилена через y и число молей ацетиленов через z , составляем первое уравнение:

$$x + y + z = 0,02 \text{ моль} \quad (1)$$

Определяем число молей брома, израсходованного на бромирование смеси:

$$m_{\text{р-Br}_2} = 40 \text{ мл} \cdot 1,6 \text{ г/мл} = 64 \text{ г}$$

$$m_{\text{Br}_2} = 64 \text{ г} \cdot 0,05 = 3,20 \text{ г}$$

$$\nu_{\text{Br}_2} = \frac{3,20 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль}$$

Бром был израсходован на реакцию с пропиленом и ацетиленом. При реакции с пропиленом на каждый моль его расходуется 1 моль брома. При реакции с ацетиленом на каждый моль его расходуется 2 моль брома. Это дает возможность составить второе уравнение. Число молей пропилена было y . Поэтому на бромирование его израсходовано y моль брома. Число молей ацетилена было z , а на каждый моль его расходуется 2 моль брома. Поэтому число молей брома, израсходованного на бромирование ацетилена было $2z$. Следовательно, всего на бромирование пропилена и ацетилена израсходовано $y + 2z$ моль брома. Отсюда второе уравнение:

$$y + 2z = 0,02 \quad (2)$$

Для составления третьего уравнения используются две реакции: реакция горения смеси и реакция между получающейся при горении двуокисью углерода и щелочью.

Известно, что при горении углеводорода из 1 моль его получается столько молей двуокиси углерода, сколько грамм-атомов углерода содержится в 1 моль его. Поэтому из 1 моль этана должно получиться 2 моль двуокиси углерода, из 1 моль пропилена — 3 моль двуокиси углерода, из 1 моль ацетилена — 2 моль двуокиси углерода, общее число молей CO_2 получаемое при горении смеси, должно быть:

$$2x + 3y + 2z$$

Действительное же число молей было определено в результате проведенного эксперимента по реакции взаимодействия двуокиси углерода со щелочью.

Взаимодействие двуокиси углерода со щелочью может проходить по следующим уравнениям:



Как она в действительности прошла, можно судить по следующим результатам. На реакцию израсходовано 50 мл 1н. раствора KOH. Так как нормальность и молярность растворов гидроокиси калия совпадает, то концентрацию раствора можно принять равной 1М. На основании этого вычисляем, сколько молей гидроокиси калия содержалось в растворе:

$$v_{\text{CO}_2} = 0,050 \text{ л} \cdot 1 \text{ моль/л} = 0,05 \text{ моль}$$

Так как в условии указано, что при расчете надо исходить из минимального количества гидроокиси калия, то следует считать, что реакция идет по первому уравнению. Это значит, что было израсходовано столько молей гидроокиси калия, сколько было молей двуокиси углерода. Значит, при сжигании смеси получено 0,05 моль двуокиси углерода.

На этом основании составляем уравнение:

$$2x + 3y + 2z = 0,05 \quad (3)$$

Таким образом, нами получена система из трех уравнений с тремя неизвестными.

Решаем систему уравнений следующим образом:

1. Умножаем первое уравнение на 2 и вычитаем его из третьего уравнения. Получаем:

$$\begin{array}{r} 2x + 3y + 2z = 0,05 \\ - 2x + 2y + 2z = 0,04 \\ \hline y = 0,01 \end{array}$$

Подставляем значение y во второе уравнение. Находим:

$$0,01 + 2z = 0,02; \quad 2z = 0,02 - 0,01 = 0,01$$

$$z = \frac{0,01}{2} = 0,005$$

Подставляем значение y и z в первое уравнение и определяем значение x :

$$x + 0,01 + 0,005 = 0,02; \quad x = 0,005$$

Так как объем газов пропорционален числу их молей, то

$$x : y : z = 0,005 : 0,01 : 0,005; \quad x : y : z = 1 : 2 : 1$$

В процентах это составляет:

$$V_{\text{C.H.}} = \frac{100\%}{4} = 25\%; \quad V_{\text{C.H.}} = \frac{100\% \cdot 2}{4} = 50\%;$$

$$V_{\text{C.H.}} = \frac{100\%}{4} = 25\%$$

Пример 12. 1,8 г сульфата двухвалентного металла растворили в воде. Объем раствора доведен до 25 мл. На реакцию с растворенным сульфатом израсходовано 20 мл 0,75М раствора хлорида бария. Определить: а) молярность раствора, б) его нормальность, в) молекулярную массу растворенного сульфата, г) атомную массу металла, входившего в состав исходного сульфата, и д) формулу исходного сульфата.

Решение. Вычисляем молярность исходного раствора.

При одинаковых коэффициентах в уравнении реакции (одинаковом количестве участвующих в реакции молекул) молярность участвующих в реакции растворов обратно-пропорциональна их объемам. Поэтому

$$\frac{c_{M(\text{исх. р-р})}}{c_{M\text{BaCl}}} = \frac{20}{25}; \quad c_{M(\text{исх. р-р})} = 0,75 \text{ М} \cdot \frac{20}{25} = 0,60 \text{ М}$$

Нормальность раствора во столько раз больше молярности его, во сколько раз молекулярная масса растворенного вещества больше эквивалента его. Так как эквивалент сульфата двухвалентного металла равен половине молекулярной массы, то нормальность раствора должна быть в 2 раза больше его молярности:

$$c_{\text{н.}} = 0,60 \cdot 2 = 1,2 \text{ н.}$$

Число молей исходного сульфата, содержащееся в растворе, равно произведению молярности на объем в литрах:

$$v = 0,6 \text{ моль/л} \cdot 0,025 \text{ л} = 0,015 \text{ моль}$$

Вычисляем величину моля растворенного вещества:

$$\mu = \frac{1,8 \text{ г}}{0,015 \text{ моль}} = 120 \text{ г/моль}$$

Вычисляем атомную массу металла. Атомная масса металла равна молекулярной массе сульфата минус масса кислотного остатка:

$$A_{\text{Me}} = 120 - 96 = 24$$

По таблице периодической системы элементов находим, что элемент с атомной массой 24 — магний. Формула сульфата MgSO_4 .

Пример 13. Чтобы определить содержание хлорида калия в одном из образцов сильвинита, было взято 1,219 г этого минерала. Проба была растворена в воде. Раствор отфильтрован. К фильтрату прибавили раствор нитрата серебра в избытке. Выпал осадок, масса которого равнялась 2,267 г. Считая, что во взятой для определения пробе никаких других растворимых хлоридов, кроме хлорида натрия и хлорида калия, не содержалось и что общее содержание хлорида калия и хлорида натрия в сильвините составляло 80%, вычислить, сколько процентов хлорида калия содержалось в сильвините.

Теоретическая подготовка

1. Знание качественной реакции на хлориды.
2. Знание метода вычисления состава смеси.

Дано: $m_{\text{сильвинита}} = 1,219 \text{ г}$ $m_{\text{AgCl}} = 2,267 \text{ г}$ $\%(\text{NaCl} + \text{KCl}) = 80\%$	Найти: $\% \text{KCl}$
---	--------------------------------------

Решение. Вычисляем массу хлоридов во взятом количестве сильвинита:

$$m_{\text{NaCl} + \text{KCl}} = 1,219 \cdot 0,80 = 0,9752 \text{ г}$$

Вычисляем массы хлоридов по правилу смешения:



$$f_{\text{AgCl}/\text{NaCl}} = \frac{M_{\text{AgCl}}}{M_{\text{NaCl}}} = \frac{143,5}{58,5} = 2,452$$



$$f_{\text{AgCl}/\text{KCl}} = \frac{M_{\text{AgCl}}}{M_{\text{KCl}}} = \frac{143,5}{74,6} = 1,926$$

$$f_{\text{AgCl}/\text{смесь}} = \frac{2,267}{0,9752} = 2,325$$

$$\frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{KCl}}} = \frac{2,325 - 1,926}{2,452 - 2,325} = \frac{0,399}{0,127} = \frac{399}{127}$$

Вычисляем процентное содержание хлорида калия в сильвините методом деления процентного содержания хлоридов в сильвините пропорционально числам отношения:

$$1. \quad m_{\text{KCl}} = \frac{80\% \cdot 127}{399 + 127} = 19,32\%$$

Пример 14. К 2,88 г смеси, содержащей 41,65% окиси магния, 19,48% окиси кальция и 38,87% окиси цинка, прибавили 100 мл 10-процентного раствора соляной кислоты ($d = 1,05 \text{ г/мл}$). Вычислить, что содержалось в растворе и в каких количествах.

Теоретическая подготовка

1. Знание метода вычисления массы составной части по процентному содержанию ее в данном количестве смеси.
2. Знание реакций взаимодействия соляной кислоты с окислами металлов.
3. Знание растворимости в воде хлоридов.
4. Методика вычисления по уравнениям реакции.
5. Методика пересчета массы на объем.
6. Процентная концентрация раствора и расчеты по ней.

П л а н р е ш е н и я

Вычислить массы окислов.

Вычислить массы хлоридов, полученных в результате реакции окислов с соляной кислотой.

Вычислить массу HCl, израсходованной на реакции с окислами.

Вычислить массу оставшегося в растворе непрореагировавшего хлористого водорода.

Д а н о:

$$\begin{aligned} m_{\text{смеси}} &= 2,88 \text{ г} \\ \% \text{MgO} &= 41,65\% \\ \% \text{CaO} &= 19,48\% \\ \% \text{ZnO} &= 38,87\% \\ V_{\text{HCl}} &= 100 \text{ мл} \\ c_{\text{HCl}} &= 10\% \\ d_{\text{HCl}} &= 1,05 \text{ г/мл} \end{aligned}$$

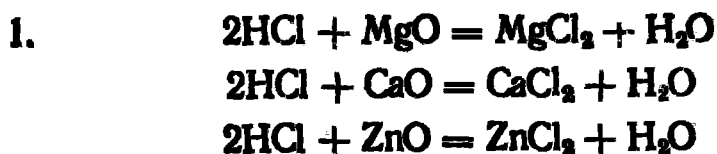
Н а й т и:

Массы оказавшихся
в растворе веществ.

Решение.

$$\begin{aligned} m_{\text{MgO}} &= 2,88 \text{ г} \cdot 0,4165 = 1,199 \text{ г} \\ m_{\text{CaO}} &= 2,88 \text{ г} \cdot 0,1948 = 0,561 \text{ г} \\ m_{\text{ZnO}} &= 2,88 \text{ г} \cdot 0,3887 = 1,119 \text{ г} \end{aligned}$$

Уравнения реакций:



$$2. \quad m_{\text{MgCl}_2} = 1,199 \text{ г} \cdot \frac{95}{40} = 2,847 \text{ г}$$

$$m_{\text{CaCl}_2} = 0,561 \text{ г} \cdot \frac{111}{56} = 1,086 \text{ г}$$

$$m_{\text{ZnCl}_2} = 1,119 \text{ г} \cdot \frac{136}{81} = 1,878 \text{ г}$$

$$3. \quad m_{\text{HCl}} = 1,199 \text{ г} \cdot \frac{73}{40} = 2,189 \text{ г}$$

$$m_{\text{HCl}} = 0,561 \text{ г} \cdot \frac{73}{56} = 0,7308 \text{ г}$$

$$m_{\text{HCl}} = 1,119 \text{ г} \cdot \frac{73}{81} = 1,008 \text{ г}$$

$$m_{\text{HCl (общ.)}} = 2,189 \text{ г} + 0,7308 \text{ г} + 1,008 \text{ г} = 3,928 \text{ г}$$

$$m_{\text{HCl}} = 1,05 \text{ г/мл} \cdot 100 \text{ мл} = 105 \text{ г}$$

$$m_{\text{HCl}} = 105 \text{ г} \cdot 0,1 = 10,5 \text{ г}$$

$$m_{\text{HCl (остаток в р-ре)}} = 10,5 \text{ г} - 3,928 \text{ г} = 6,572 \text{ г}$$

Пример 15. Установленные нормы для одного из видов удобрения предусматривают азота 100—110 кг, P_2O_5 — 75 кг, K_2O — 25 кг на гектар. Сколько это составляет в пересчете на аммиачную селитру, содержащую 94% нитрата аммония, на двойной суперфосфат и на 94-процентный хлористый калий?

Теоретическая подготовка

1. Знание формул указанных соединений.
2. Знание метода пересчета одного соединения на другое.
3. Знание метода пересчета массы чистого вещества на материал, содержащий его в определенном проценте.

Методика стандартная. Комбинирование заключается в параллельных вычислениях для трех объектов.

В основу метода вычислений кладем стехиометрические схемы.

Д а н о:	Най ти:
$m_N = 100-110 \text{ кг}$	$m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = ?$
$m_{\text{P}_2\text{O}_5} = 75 \text{ кг}$	$m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = ?$
$m_{\text{K}_2\text{O}} = 25 \text{ кг}$	$m_{\text{KCl}} = ?$

Решение.



$$\frac{m_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{m_N} = \frac{M_{\text{NH}_4\text{NO}_3}}{2A_N} = \frac{80}{28}$$

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = 100 \text{ кг} \cdot \frac{80}{28} = 285,7 \text{ кг}$$

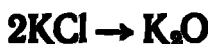
При пересчете на 94-процентный нитрат NH_4NO_3 :

$$m_{\text{NH}_4\text{NO}_3} = \frac{285,7 \text{ кг}}{0,94} = 304 \text{ кг}$$



$$\frac{m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}}{m_{\text{P}_2\text{O}_5}} = \frac{M_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2}}{M_{\text{P}_2\text{O}_5}} = \frac{234}{142}$$

$$m_{\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2} = 75 \text{ кг} \cdot \frac{234}{142} = 123,6 \text{ кг}$$



$$\frac{m_{\text{KCl}}}{m_{\text{K}_2\text{O}}} = \frac{2M_{\text{KCl}}}{M_{\text{K}_2\text{O}}} = \frac{149}{94}$$

$$m_{\text{KCl}} = 25 \text{ кг} \cdot \frac{149}{94} = 39,62 \text{ кг}$$

При пересчете на 94-процентный раствор:

$$m_{\text{KCl}} = \frac{39,62 \text{ кг}}{0,94} = 42,15 \text{ кг}$$

Пример 16. Производительность печи для обжига колчедана составляет 30 т колчедана в сутки. Колчедан содержит 42,4% серы. Воздуха расходуется на 60% больше теоретического. Выход сернистого газа составляет 97,4%.

Вычислить: а) содержание в колчедане FeS_2 (в процентах); б) объем и состав газовой смеси, выходящей из печи за 1 час; в) массу остающегося в печи огарка; г) массу остающегося в печи непрореагировавшего FeS_2 .

Теоретическая подготовка

1. Понятие о стехиометрической схеме и методе вычисления по ней.

2. Знание состава воздуха.

3. Метод вычисления части по целому и целого по части.

Решение. Перечисляем процент серы в колчедане на процент в нем двусернистого железа:

$$\frac{\text{процент } \text{FeS}_2}{\text{процент } \text{S}} = \frac{M_{\text{FeS}_2}}{2A_{\text{S}}} = \frac{120}{64}$$

$$\text{процент } \text{FeS}_2 = 42,4\% \cdot \frac{120}{64} = 79,5\%$$

Вычисляем количество колчедана, перерабатываемого в 1 час:

$$m_{\text{колчед.}} = \frac{30 \text{ т}}{24} = 1,25 \text{ т} = 1250 \text{ кг}$$

Вычисляем массу двусернистого железа FeS_2 , содержащегося в 1250 кг колчедана:

$$m_{\text{FeS}_2} = 1250 \text{ кг} \cdot 0,795 = 993,8 \text{ кг}$$

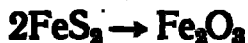
Вычисляем количество двусернистого железа FeS_2 , вступающего в реакцию:

$$m_{\text{FeS}} = 993,8 \text{ кг} \cdot 0,974 = 968,1 \text{ кг}$$

Вычисляем массу непрореагировавшего двусернистого железа:

$$m_{\text{FeS}_2} = 993,8 \text{ кг} - 968,1 \text{ кг} = 25,7 \text{ кг}$$

Вычисляем массу остающегося в печи огарка:



$$\frac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{m_{\text{FeS}_2}} = \frac{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}}{2M_{\text{FeS}_2}} = \frac{160}{2 \cdot 120}$$

$$m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = \frac{968,1 \text{ кг} \cdot 160}{240} = 645,4 \text{ кг}$$

Вычисляем объем сернистого газа (н. у.), получающегося в результате реакции:



$$\frac{V_{\text{SO}_2}}{m_{\text{FeS}_2}} = \frac{2V_{\text{кмоль}}}{M_{\text{FeS}_2}} = \frac{22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} \cdot 2}{120 \text{ кг/кмоль}}$$

$$V_{\text{SO}_2} = 968,1 \text{ кг} \cdot \frac{44,8 \text{ м}^3}{120 \text{ кг}} = 361,6 \text{ м}^3$$

Вычисляем объем кислорода, вступающего в реакцию с 968,1 кг:



$$\frac{V_{\text{O}_2}}{m_{\text{FeS}_2}} = \frac{5,5V_{\text{к.моль}}}{240 \text{ кг}} = \frac{123,2 \text{ м}^3}{240 \text{ кг}}$$

$$V_{\text{O}_2} = 968,1 \text{ кг} \cdot \frac{123,2 \text{ м}^3}{240 \text{ кг}} = 496,9 \text{ м}^3$$

Вычисляем объем воздуха, содержащий 496,9 м³ кислорода:

$$V_{\text{возд.}} = \frac{497,4 \text{ м}^3}{0,21} = 2367 \text{ м}^3$$

Вычисляем объем воздуха, поступившего в печь:

$$V_{\text{возд.}} = 2367 \text{ м}^3 \cdot 1,6 = 3786 \text{ м}^3$$

Вычисляем состав газовой смеси, вышедшей из печи.

а) Общее содержание кислорода в воздухе, поступившем в печь:

$$V_{\text{O}_2} = 3786 \text{ м}^3 \cdot 0,21 = 795,0 \text{ м}^3$$

б) Объем кислорода, оставшегося в газовой смеси:

$$V_{\text{O}_2} = 795,0 \text{ м}^3 - 496,9 \text{ м}^3 = 298,1 \text{ м}^3$$

в) Объем азота:

$$V_{\text{N}_2} = 3786 \text{ м}^3 - 795,0 \text{ м}^3 = 2991 \text{ м}^3$$

г) Общий объем газовой смеси:

$$V = 361,6 + 298,1 + 2991 = 3653,7$$

д) Объемный состав газовой смеси в округленных числах:

$$V_{\text{SO}_2} : V_{\text{O}_2} : V_{\text{N}_2} = 360 : 300 : 3000$$

Вычисляем процентный состав смеси:

$$\text{процент SO}_2 = 100\% \cdot \frac{360}{3660} = 10,2\%$$

$$\text{процент O}_2 = 100\% \cdot \frac{300}{3660} = 8,2\%$$

$$\text{процент N}_2 = 100\% \cdot \frac{3000}{3660} = 81,1\%$$

ОГЛАВЛЕНИЕ

От автора

Глава I. Общие вопросы методики решения вычислительных задач по химии

Значение математики при решении задач по химии	3
Размерность величин и их практическое значение	10
Степень точности измерения величин	12
Техника вычислений	14

Глава II. Стехиометрия

Грамм-атом и грамм-молекула	18
Химический состав вещества	20
Процентное содержание элемента в веществе и процентный состав	22
Химическая формула	23
Газообразное состояние вещества	27
Закон Авогадро и относительная плотность газа	28
Грамм-молекулярный объем газа	32
Вывод молекулярных формул	36
Структурные формулы	39
Вычисление по химическим формулам	43
Вычисление количественного состава	—
Атомная масса элемента	48
Химические уравнения	50
Вычисления по химическим уравнениям	57
Вычисления по стехиометрическим схемам	63
Вычисление состава двухкомпонентной смеси по результатам реакции, в которой из обоих компонентов получается одно и то же вещество	70
Химические эквиваленты	76
Энергия химической реакции и термохимические расчеты	83

Глава III. Растворы

Концентрация раствора	87
Растворимость вещества	122
Теплота растворения и гидратации	128

Глава IV. Периодическая система элементов и строение атома

Расчет места элемента в периодической системе по его порядковому номеру	131
Электронная структура атома	135
Химическая связь	138
Электроотрицательность	142
Электронно-ионные уравнения	144
Состав атомного ядра. Изотопы.	145
Ядерные реакции	146
Окислительно-восстановительные реакции с точки зрения строения атома	147

Глава V. Скорость химической реакции и химическое равновесие

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ	152
Зависимость скорости реакции от температуры	155
Химическое равновесие	156

Глава VI. Теория электролитической диссоциации

Степень электролитической диссоциации	160
Концентрация ионов в растворе и константа диссоциации	161
Водородный показатель (рН раствора)	164

Глава VII. Химия и электрический ток

Электрохимический ряд напряжений	166
Коррозия металлов	168
Электролиз	169

Глава VIII. Комбинированные и сложные задачи

173

Григорий Лазаревич Абкин

**МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ
ЗАДАЧ ПО ХИМИИ**

Редактор **В. В. Баулина**
Обложка художника
Б. Л. Николаева
Художественный редактор
Л. Н. Малышева
Технический редактор
М. И. Смирнова
Корректор **Л. П. Михеева**

Сдано в набор 4/VI 1970 г. Подписа-
но к печати 8/II 1971 г. 84×108¹/₃₂.
Типографская № 3. Печ. л. 6,25.
Условн. л. 10,50. Уч.-изд. л. 9,99. Ти-
раж 100 тыс. экз. (Пл. 1971 г.— № 92).
А 08505.

Издательство «Просвещение» Коми-
тета по печати при Совете Министров
РСФСР. Москва, 3-й проезд Марьи-
ной рощи, 41

Полиграфкомбинат им. Я. Коласа
Минск, Красная, 23. Заказ № 268.

Цена без переплета 27 к., переплет
10 к.