



Учебное пособие
для педагогических
ИНСТИТУТОВ

**Д.П.Ерыгин
Е.А.Шишкин**

**МЕТОДИКА
РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ
ПО ХИМИИ**

Д. П. Ерыгин
Е. А. Шишкин

МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

*Допущено
Государственным комитетом СССР
по народному образованию
в качестве учебного пособия
для студентов педагогических институтов
по биологическим и химическим
специальностям*

ББК 74.265.7
Е80

Рецензенты:

кандидат педагогических наук, доцент *Чернобельская Г. М.*;

кандидат педагогических наук, доцент *Чайченко Н. Н.*;

кандидат химических наук, доцент *Скляр А. М.*

Ерыгин Д. П., Шишкин Е. А.

Е80 Методика решения задач по химии: Учеб. пособие для студентов пед. ин-тов по биол. и хим. спец.— М.: Просвещение, 1989.— 176 с.: ил.— ISBN 5-09-000924-4

В пособии рассматривается методика обучения студентов педагогических институтов решению основных типов расчетных химических задач, содержание которых ориентировано на школьную программу по химии; даются рекомендации по решению задач повышенной сложности, что может быть использовано при подготовке студентов к ведению курсов углубленного изучения химии, факультативов, внеклассной работы.

Е $\frac{4309000000-715}{103(03)-89}$ 22—89

ББК 74.265.7

ISBN 5-09-000924-4

© Ерыгин Д. П., Шишкин Е. А., 1989

ПРЕДИСЛОВИЕ

В настоящем пособии авторы раскрывают студентам научно обоснованную методику обучения учащихся решению задач, создавая оптимальные условия для формирования творческого мышления, нестандартного подхода и выбора рационального способа решения.

Пособие может быть использовано при изучении специальных химических дисциплин, при обучении методике преподавания химии, на спецсеминарах и факультативах по решению химических задач, для самостоятельной работы студентов при написании курсовых и дипломных работ по данной проблеме, на педагогической практике.

Пособие окажет методическую помощь и учителям химии средних школ для самостоятельной подготовки по обучению учащихся решению химических задач.

Содержание пособия направлено на решение следующих вопросов профессионального характера: выработать у студентов правильные навыки оформления решения задачи; подготовить студентов к умелому применению обозначений физических величин, единиц СИ и справочной информации; показать логическую последовательность, используемую в ходе решения задач, выработать навыки ее применения; развить мастерство грамотного использования различных способов рассуждения при решении; показать причины, вызывающие непонимание учащимися методики решения задач и способы их устранения; сформировать умения обучать учащихся решению химических задач.

В конце каждой главы приведены задания для самостоятельной работы студентов. (Расчетные задачи пронумерованы арабскими цифрами, упражнения — римскими цифрами.)

Главы I и III написаны Д. П. Ерыгиным, главы II, IV и V — Е. А. Шишкиным.

Авторы выражают благодарность профессору А. Тыльдсеппу и доценту Г. М. Чернобельской за внимательный просмотр и тщательный анализ проспекта пособия.

Решение задач занимает в химическом образовании важное место, так как это один из приемов обучения, посредством которого обеспечивается более глубокое и полное усвоение учебного материала по химии и вырабатывается умение самостоятельного применения приобретенных знаний.

Чтобы научиться химии, систематическое изучение известных истин химической науки должно сочетаться с самостоятельным поиском решения сначала малых, а затем и больших проблем.

Студент, избравший химическую специальность, должен овладеть в совершенстве простейшими приемами умственной деятельности, развить творческое мышление. Важным компонентом этого процесса является умение решать химические задачи, так как оно всегда связано с более сложной мыслительной деятельностью.

Психологические исследования проблемы обучения решению задач показывают, что несформированность умений является следствием причин, которые обучающиеся просто не принимают во внимание. Зачастую задачи решают по тому образцу, который предложен преподавателем, и не пытаются сделать это нестандартными способами, по-своему. Решая задачу, не осознают должным образом свою собственную деятельность, т. е. не понимают сущности задач и хода их решения. Не всегда анализируют содержание задачи, проводят ее осмысление и обоснование. Не вырабатывают общие подходы к решению, не определяют последовательность действий. Часто неправильно используют химический язык, математические действия и обозначения физических величин. На первое место при решении задач ставится получение ответа любым действием, а не объяснение хода решения. При решении химической задачи не выделяют ее химическую часть и математические действия. Не задают цель проверить правильность полученного результата не по ответу в задачнике, а решением обратной задачи или другим способом. Не вырабатывают понимания определенной системы задач, и они представляются бесформенным скоплением различных типов, видов, не связанных друг с другом.

Для тех, кто сможет преодолеть эти недостатки, решение задач не будет вызывать особых трудностей. Процесс решения станет увлекательным и будет приносить удовлетворение, подобное тому, которое получают любители разгадывания кроссвордов.

Умение решать задачи развивается в процессе обучения, и развить это умение можно только одним путем — **постоянно, систематически решать задачи!**

ГЛАВА I. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ ТРЕБОВАНИЯ К РЕШЕНИЮ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ

§ 1. СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ, ИХ МЕСТО В КУРСЕ МЕТОДИКИ ОБУЧЕНИЯ ХИМИИ, КЛАССИФИКАЦИЯ ЗАДАЧ

Решение химических задач — важная сторона овладения знаниями основ науки химии. Включение задач в учебный процесс позволяет реализовать следующие дидактические принципы обучения: 1) обеспечение самостоятельности и активности учащихся; 2) достижение прочности знаний и умений; 3) осуществление связи обучения с жизнью; 4) реализация политехнического обучения химии, профессиональной ориентации.

Формирование умений решать задачи является одним из компонентов обучения химии. Для успешного преподавания химии необходимо использование основного дидактического принципа единства обучения, воспитания и развития.

В процессе решения задач происходит уточнение и закрепление химических понятий о веществах и процессах, вырабатывается смекалка в использовании имеющихся знаний. Побуждая учащихся повторять пройденное, углублять и осмысливать его, химические задачи способствуют формированию системы конкретных представлений, что необходимо для осмысленного восприятия последующего материала. Задачи, включающие определенные химические ситуации, становятся стимулом самостоятельной работы учащихся над учебным материалом. Отсюда понятно общепринятое в методике мнение, что мерой усвоения материала следует считать не только и даже не столько пересказ учебника, сколько умение использовать полученные знания при решении различных задач.

Решение задач является одним из звеньев в прочном усвоении учебного материала еще и потому, что формирование теорий и законов, запоминание правил, формул, составление химических уравнений происходит в действии.

У учащихся в процессе решения задач воспитываются трудолюбие, целеустремленность, развивается чувство ответственности, упорство и настойчивость в достижении поставленной цели. В процессе решения задач реализуют межпредметные связи, показывающие единство природы, что позволяет развивать мировоззрение учащихся.

В ходе решения задач идет сложная мыслительная деятельность учащихся, которая определяет развитие как содержательной стороны мышления (знаний), так и действенной (операции, действия). Теснейшее взаимодействие знаний и действий является

основой формирования различных приемов мышления: суждений, умозаключений, доказательств. В свою очередь знания, используемые при решении задач, можно подразделить на два рода: знания, которые ученик приобретает при разборе текста задачи и знания, без привлечения которых процесс решения невозможен. Сюда входят различные определения, знание основных теорий и законов, разнообразные химические понятия, физические и химические свойства веществ, формулы соединений, уравнения химических реакций, молярные массы веществ и т. п. Психологи и дидакты рассматривают решение задачи как модель комплекса умственных действий. Мышление при этом выступает как проблема «складывания» операций в определенную систему знаний с ее последующим обобщением.

Значительна роль задач в организации поисковых ситуаций, необходимых при проблемном обучении, а также в осуществлении процесса проверки знаний учащихся и при закреплении полученного на уроке учебного материала.

Окончательно разработанной классификации школьных химических задач не существует. В учебных пособиях по методике химии, специальных методических пособиях по решению задач и в статьях приводятся различные варианты классификации задач. Общепризнанной является классификация на две группы: расчетные (количественные) задачи и качественные. Каждая группа в свою очередь подразделяется на типы. Но единого мнения ни о сущности типов, ни об их числе нет. Насколько различен подход к делению задач на типы можно проследить, рассмотрев только три варианта классификаций (см. табл. 1).

Химические расчетные задачи условно можно разделить на три группы:

1. Задачи, решаемые с использованием химической формулы вещества или на вывод формулы.
2. Задачи, для решения которых используют уравнения химических реакций.
3. Задачи, связанные с растворами веществ.

Каждая из этих групп включает различные виды задач, например в первую группу входят задачи, располагая которые по мере усложнения можно выделить более 15 видов:

- 1) расчет относительной молекулярной массы соединения;
- 2) вычисление отношений масс элементов в веществе;
- 3) определение массовой доли элемента в соединении;
- 4) расчет массы элемента по известной массе вещества, содержащего данный элемент;
- 5) вычисление массы вещества по массе элемента в нем;
- 6) определение относительной плотности газа;
- 7) вычисление относительной молекулярной массы газа по его относительной плотности;
- 8) вычисление количества вещества по его массе;

Т а б л и ц а 1. Классификация задач по типам, предложенные разными методистами

С. Г. Шаповаленко ¹	А. С. Шевалева ²	Ю. В. Плетнер, В. С. Полосин ³
<p>1 тил. Ознакомление с химическими мерами массы «моль» 2 тил. Вычисление по химической формуле отношений масс элементов 3 тил. Расчет по формуле массы элемента по массе вещества</p>	<p>1 тил. Расчеты по формулам 2 тил. Вычисления по химической формуле, связанные с понятием «моль» и законом Авогадро 3 тил. Расчеты по химическим уравнениям 4 тил. Вывод формул вещества 5 тил. Периодический закон. Строение атома 6 тил. Растворы</p>	<p>1 тил. Расчеты по формулам 2 тил. Расчет массы растворителя и растворенного вещества для приготовления раствора заданной концентрации 3 тил. Нахождение объемных отношений реагирующих газов и газообразных продуктов реакции. Вычисление относительной плотности газов 4 тил. Нахождение относительной молекулярной массы вещества по массе данного объема газа и установление молекулярной формулы вещества 5 тил. Определение выхода продукта реакции в процентах по отношению к теоретическому 6 тил. Определение количества вещества, которое будет содержаться в продуктах реакций, если одно из исходных веществ взято в избытке 7 тил. Определение количества вещества, которое может быть получено из исходного вещества, содержащего определенный процент примеси 8 тил. Вычисление количества газообразных продуктов реакции в объемных единицах измерения</p>
<p>7 тил. Составление простейших и молекулярных формул</p>	<p>7 тил. Комбинированные задачи с техническим содержанием</p>	

¹ См.: Шаповаленко С. Г. Методика обучения химии.— М.: Учпедгиз, 1963.

² См.: Шевалева А. С. Задачник-практикум по методике решения расчетных задач по химии.— М.: Учпедгиз, 1963.

³ См. Плетнер Ю. В. Практикум по методике преподавания химии М. Пролетаризм, 1941

- 9) расчет массы по известному количеству вещества;
- 10) расчет простейшей формулы вещества по массовым долям элементов в соединении;
- 11) определение молекулярной формулы вещества по массовым долям элементов и относительной плотности газа;
- 12) определение формулы вещества по известной массе продуктов горения;
- 13) расчет числа частиц вещества по его массе, по количеству вещества или по объему (для газов);
- 14) определение массы газообразного вещества по его объему;
- 15) вычисление объема газообразного вещества по его массе, по количеству вещества. И др.

Среди различных типов задач есть задачи, суть решения которых одинакова. Это так называемые взаимобратные задачи, для понимания которых необходимо выявлять связи между взаимобратными понятиями, проводить сравнение и делать обобщения. Понятия «прямая» и «обратная» задачи являются условными, и рассматривать их нужно в единстве. Любая обратная задача может быть получена из прямой, если данные этой задачи становятся искомой величиной, а ответ прямой задачи входит в условие обратной.

Прямая задача. Вычислите массовые доли элементов в карбонате кальция.

Обратная задача. Выведите формулу вещества, в состав которого входят 40% кальция, 12% углерода, 48% кислорода. Относительная молекулярная масса вещества равна 100.

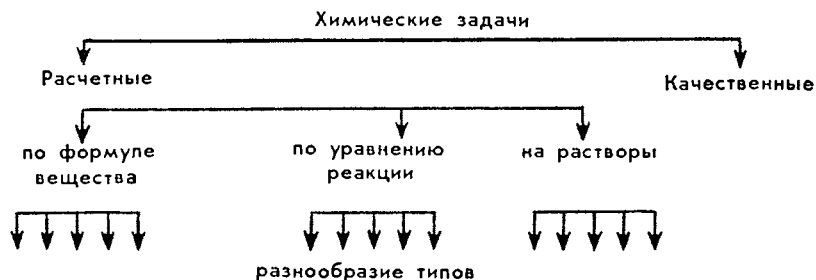
Решение прямой задачи начинается с вычисления по формуле относительной молекулярной массы карбоната кальция, а затем расчет ведется с использованием формулы $w = \frac{n \cdot A_r}{M_r}$. Решение обратной задачи производится по этой же формуле, записывают выражение для вычисления числа атомов: $n = \frac{w \cdot M_r}{A_r}$.

Из перечисленных выше типов задач по формулам взаимобратными будут следующие: 3, 10 и 11; 4 и 5; 6 и 7; 8 и 9; 14 и 15. Таким образом, вместо 15 видов, отличающихся по решению, будет 9.

Еще большую по разнообразию группу составляют задачи, для решения которых необходимо использовать уравнение химической реакции или несколько взаимосвязанных уравнений. Здесь также можно выделить ряд взаимобратных задач.

От рассмотренных двух групп несколько отличаются задачи на растворы, хотя и они не имеют принципиального отличия. Например, задачи на вычисление массы вещества, необходимой для приготовления растворов молярной или эквивалентной концентрации, обязательно потребуют использования расчетов по формуле

вещества. Среди задач этой группы можно выделить следующие виды: 1) вычисления с использованием понятия «растворимость» вещества; 2) задачи с применением понятия «массовая доля растворенного вещества в растворе»; 3) задачи с использованием понятия «молярная концентрация»; 4) расчеты с использованием понятия «молярная концентрация эквивалента»; 5) задачи на перерасчет одного вида концентрации в другой.



Химические задачи можно решать устно, письменно и экспериментально, но не следует отдавать предпочтение тому или иному способу решения задач. В школьную программу включены разнообразные задачи. Было бы ошибкой противопоставлять задачи расчетные и качественные, решаемые по уравнению реакции или по химической формуле, отдавать предпочтение тому или иному виду, так как каждый тип задач имеет свои преимущества и слабые стороны. Только применяя все виды задач, практикуя устное, экспериментальное или письменное их решение, используя в свое время и на своем месте, в оптимальном количестве, в наиболее короткий срок и с наименьшей затратой сил достигают наилучших результатов.

Весьма распространенная в настоящее время практика решения задач от случая к случаю, т. е. тогда, когда в программе и в учебнике непосредственно указано на необходимость решать ту или иную задачу, не дает ожидаемых результатов. Успех выработки у школьников умения решать задачи по химии развивается и закрепляется лишь при условии непрерывного решения задач на протяжении всего курса химии на основе созданной учителем определенной, постепенно усложняющейся системы.

Система решения химических задач должна включать качественные и расчетные задачи, решаемые устно, письменно и экспериментально. Учитель создает свою систему на основе четкого планирования уроков и домашних заданий, а выполнение учащимися заданий систематически контролируется с обязательным выяснением имеющихся ошибок. Число предлагаемых задач должно быть достаточным для образования прочного навыка, но не излишним, так как при этом теряется интерес. Однако, учитывая индивидуальные особенности учащихся, число задач для разных учеников может колебаться.

Задачи одного и того же типа, включаемые учителем в систему, не должны быть однообразными по содержанию (с заменой только цифр и названий веществ), так как это непременно приведет к их механическому решению и создаст иллюзию существующего навыка.

Учителем продумывается такая система использования задач в учебном процессе, чтобы шло чередование различных видов задач. Например, в VIII классе предусматривается обучение учащихся решению 6 типов задач. В первой теме учащимся объясняют решение задач 1-го типа — вычисление относительной молекулярной массы веществ по химическим формулам. После приобретения учащимися умений вычислять относительную молекулярную массу им объясняется решение задач 2-го типа — вычисление массы определенного количества вещества. После этого ведется одновременно отработка навыков и умений решать задачи 1-го и 2-го типа. Далее учащиеся знакомятся с 3-м типом задач — вычисление массы вещества по химическим уравнениям. При этом на учебном материале темы отрабатывают умения по решению задач двух предыдущих типов. Схематично эта система будет следующей: 1 → 2; 1, 2 → 3; 1, 2, 3 → 4; 1, 2, 3, 4 → 5 и т. д.

Указанная система последовательного повторения приобретенных навыков по решению задач не допускает длительного перерыва в выполнении решений, а следовательно, и препятствует ослаблению и исчезновению умений, приобретенных ранее.

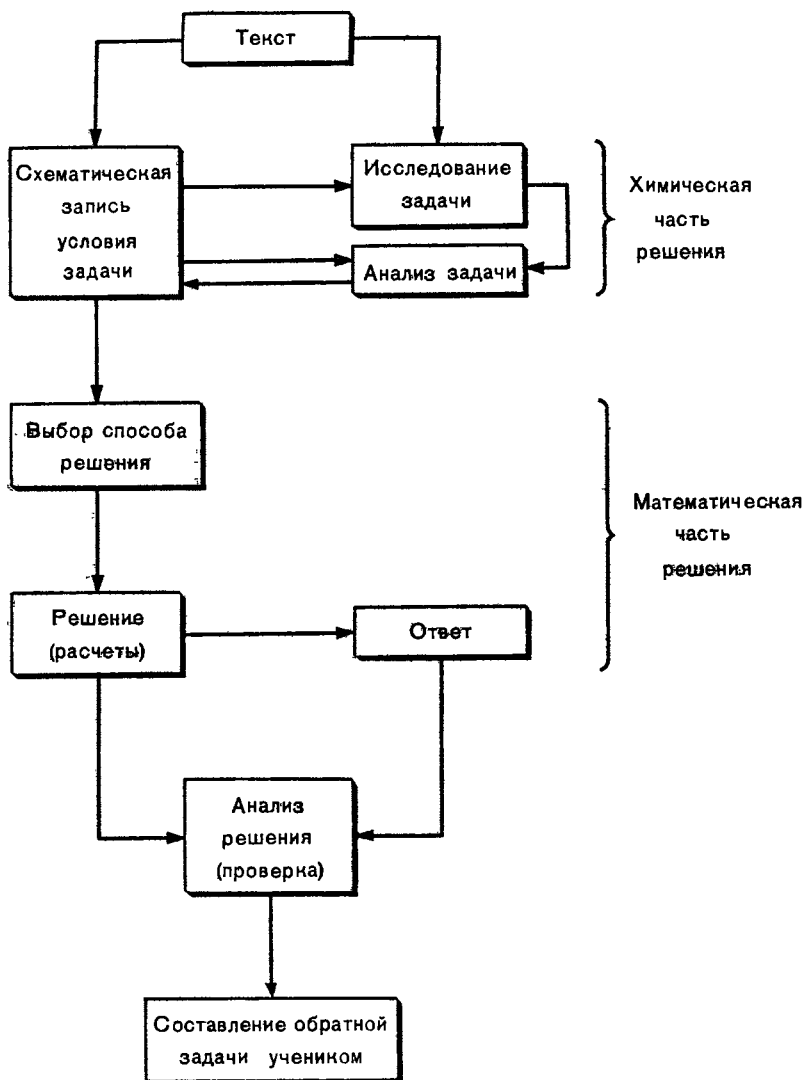
Использование предлагаемой системы неизбежно приведет к необходимости решать различные задачи систематически и почти на каждом уроке на разных его этапах.

Приступая к изучению темы или раздела программы, учитель должен заранее продумать, какие задачи решить в этот период и в какой последовательности. При этом нужно овладеть методикой подбора и составления задач. Следует учитывать уровень подготовки учащихся, т. е. для каких учащихся — сильных или слабых — предназначена задача, а также помнить, для каких целей — закрепления только что изученного материала или для повторения ранее изученного — будет применяться задача.

Большое значение имеют задачи, в которых наряду с известными явлениями, понятиями даются новые, неизвестные. В этом случае решение задачи является средством применения имеющихся знаний и умений для получения и осмысливания новых знаний. Так, в ходе работы учитель создает систему задач, которая помогает сформировать прочные знания предмета.

§ 2. ФОРМИРОВАНИЕ ПОНЯТИЙ О ДВУХ СТОРОНАХ ХИМИЧЕСКОЙ ЗАДАЧИ

Использование химических задач в процессе обучения химии выполняет свою роль в полной мере лишь в том случае, если при их решении внимание обращается не только на вычисление,



но и на химическую сущность задачи. Вещества и их превращения рассматриваются как с качественной, так и количественной стороны. Поэтому и в решении задачи следует выделить две части: **химическую** и **математическую**. Таким образом, единство качественной и количественной стороны химических явлений является методологической основой решения любой расчетной задачи по химии.

Две стороны химической формулы или химического уравнения реакции, используемые в задаче, неотделимы, и поэтому нельзя ограничивать или специально выделять какую-то одну из этих

сторон в процессе обучения решению задачи. Однако, как показывает практика, в большинстве случаев решение химической задачи сводится к расчетам, а химическая сторона остается в тени.

В каждой расчетной задаче по химии как бы скрыта качественная задача, без решения которой порой невозможно выполнить математические действия. Поэтому вначале необходимо у учащихся сформировать умения разбираться в качественных задачах и затем перейти к разбору расчетных задач.

Рассмотрим, какой максимальный объем информации о веществе мы можем получить из его химической формулы (см. табл. 2). Но указанные сведения, вытекающие из знаний количественного состава вещества, могут быть получены на основе знаний его качественного состава. Значит, без акцентирования внимания учащихся на знания, получаемые из формулы, ученикам будет непонятно все многообразие расчетов, производимых по формуле вещества. Следовательно, при решении расчетных задач нужно вначале рассмотреть химическую сторону решения и, только когда она станет ясна, перейти к расчетной части задачи.

Научным обоснованием решения задач по формулам служит представление о постоянстве состава веществ молекулярного строения. На основе этого рассчитывают массовые доли элементов в соединении (определяют состав вещества). При расчетах состава вещества учащимся необходимо вспомнить определение массовой доли элемента в веществе и записать математическое выражение этого определения. После выполнения химической части задачи математические расчеты для учащихся не будут трудными.

При рассмотрении хода решения задач с использованием понятия «количество вещества» необходимо повторить понятия «молярная масса», «молярный объем», «число Авогадро» и указать взаимосвязь этих величин с другими физическими величинами: «масса», «объем», «число структурных элементов (атомов, молекул, ионов, электронов и других частиц)».

Основой решения задач по уравнению реакции являются знания закона сохранения массы вещества, закона Авогадро, а также химических свойств основных классов соединений, типов реакций.

При решении усложненных задач по уравнению реакции необходимо также знание понятий «массовая доля выхода продукта», «массовая доля примеси» и др.

Задача 1 (№ 4-22). (Здесь и далее двойные номера задач указаны по школьному задачнику [6].) К 80 г 15%-ного раствора сульфата натрия прибавлено 20 г воды. Какова массовая доля растворенного вещества в полученном растворе?

В этой задаче основу химической части составляют понятия «раствор», «растворенное вещество» и «массовая доля растворенного вещества в растворе». Вспомнив определение последнего понятия и математическое его выражение:
$$\omega = \frac{m(\text{раств. вещества})}{m(\text{раствора})},$$
 учащиеся могут рассчитать массу растворенного вещества:

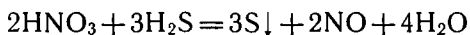
Т а б л и ц а 2. Объем сведений, получаемых из химической формулы вещества

Сведения о веществе	$5H_2O$	O_2	$2Cu$	H_2SO_4	$CaCO_3$	$3NaOH$
Качественный состав						
1) Из каких элементов состоит молекула	2 элемента: H и O	1 элемент: O	1 элемент: Cu	3 элемента: H, S и O	3 элемента: Ca, C и O	3 элемента: Na, O и H
2) Число молекул (атомов)	5 молекул	1 молекула	2 атома	1 молекула	1 молекула	3 молекулы
3) Тип вещества	сложное	простое	простое	сложное	сложное	сложное
4) Класс соединений	оксиды	неметаллы	металлы	кислоты	соли	основания
Количественный состав						
Относительная молекулярная (атомная) масса (M_r, A_r)	18	32	64	98	100	40
Молярная масса (M), г/моль	18	32	64	98	100	40
Количество вещества (ν), моль	5	1	2	1	1	3
Масса (m), г	90	32	128	98	100	120
Молярный объем (V_m), л/моль	0,018	22,4	—	—	—	—
Объем (V), л	0,09	22,4	—	—	—	—
Массовая доля элемента (w)	$w(H)=0,11$ $w(O)=0,89$	$w(O)=1$	$w(Cu)=1$	$w(H)=0,02$ $w(S)=0,33$ $w(O)=0,65$	$w(Ca)=0,40$ $w(C)=0,12$ $w(O)=0,48$	$w(Na)=0,57$ $w(O)=0,40$ $w(H)=0,03$
Отношение масс элементов ($m(1):m(2)$)	$m(H):m(O)=1:8$	—	—	$m(H):m(S):m(O)=1:16:32$	$m(Ca):m(C):m(O)=3,3:1:4$	$m(Na):m(O):m(H)=16:1$

m (раств. вещества) = $w \cdot m$ (раствора). Масса полученного раствора есть сумма масс первоначального раствора и воды. Теперь можно ответить на вопрос задачи, подставив полученные величины в формулу и произведя несложный расчет.

Задача 2. Разбавленная азотная кислота на холоде окисляет сероводород до свободной серы, причем образуются оксид азота (II) и вода. Вычислите массу серы и объем оксида азота (II), которые получатся при окислении 3,36 л сероводорода.

Химическая часть решения данной задачи опирается на знание химического языка, что необходимо для написания формул названных веществ, на умение записать уравнение реакции по словесному описанию, на умение расставить коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительного процесса:



Необходимо также знать величину молярного объема газа, уметь перейти от объема газа к количеству вещества: $v = V/V_m$, а затем от количества вещества — к массе и объему: $m = vM$; $V = vV_m$.

Пути решения задачи различны. Решение химической задачи состоит из многих операций, которые должны быть определенным образом связаны между собой, применяться в определенной последовательности, иметь определенную логику. Важным фактором обучения решению задач является необходимость отработки некоторой последовательности действий.

Можно рекомендовать следующий алгоритм действий:

1. Внимательно прочитать текст задачи, постараться понять ее сущность.
2. Выполнить химическую часть решения задачи: записать условие задачи, используя общепринятые обозначения величин; произвести запись вспомогательных данных; провести анализ задачи и наметить план ее решения.
3. Выбрать наиболее рациональный способ решения.
4. Произвести необходимые расчеты.
5. Записать ответ задачи.
6. Провести проверку полученного результата (составление и решение обратной задачи или другой способ).

Соблюдение указанной последовательности действий организует и направляет действия учащихся при решении задач, не связывая логику рассуждений, свойственную отдельному ученику, его мышлению.

Правильная запись условия задачи говорит о том, что задача понята, ибо запись условия как раз и помогает фиксации внимания на том, какие величины даны, какие следует найти и в каких единицах. Условие задачи нужно записывать с помощью общепринятых обозначений величин, свертывая информацию задачи в компактную и четкую схему, подобно тому как это делают при решении физических задач. Отчеркивание условия позволяет рельефней отделить его от решения. Записанное условие задачи устра-

няет необходимость вновь и вновь обращаться к тексту задачи в процессе анализа.

Когда условие задачи будет записано и станут ясны известные и искомые величины, нужно записать вспомогательные данные, привлекая такие понятия, как «относительные атомные и молекулярные массы», «плотности растворов», «молярные массы», «молярные объемы газов», «число Авогадро», и различные справочные данные.

Задача 3 (№ 14-45). Какую массу гашеной извести необходимо взять для получения из нашатыря NH_4Cl такой массы аммиака, чтобы можно было приготовить 1 кг 17%-ного раствора аммиака?

Из текста задачи в условии фиксируются следующие величины: масса раствора аммиака, массовая доля аммиака в растворе и искомая масса гашеной извести. В качестве вспомогательных данных для решения задачи нужны молярные массы аммиака и гашеной извести. В целом вся запись будет выглядеть следующим образом:

$$\begin{array}{l|l} m(\text{р-ра NH}_3) = 1 \text{ кг} & \\ \omega(\text{NH}_3) = 0,17 & \\ \hline m(\text{Ca(OH)}_2) = ? & \end{array}$$

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Ca(OH)}_2) = 74 \text{ г/моль}$$

§ 3. АНАЛИЗ ХИМИЧЕСКОЙ ЗАДАЧИ

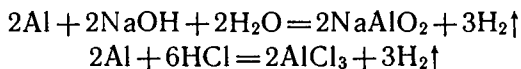
Приступая к решению, задачу следует внимательно изучить, прочитав ее текст. Если текст задачи, сформулированной автором задачника, не совсем понятен, можно перефразировать условие. В результате этого ученик выясняет, говорится ли в задаче о химическом процессе или только о конкретном веществе. В первом случае записывается уравнение реакции, а во втором — формула вещества.

Задача 1. Из каждой тонны железной руды, содержащей в среднем 80% магнитного железняка, выплавляют 570 кг чугуна, содержащего 95% железа. Рассчитайте массовую долю выхода железа от теоретически возможного.

Процесс выплавки чугуна из железной руды представляет собой комплекс химических реакций, в результате которых происходит восстановление железа из его оксидов. Но для решения данной задачи записывать все эти уравнения не нужно, так как в тексте задачи дается просто констатация факта: выплавка чугуна из руды без конкретных описаний химических реакций и указаний веществ, вступающих в реакции, и продуктов реакции. Для решения задачи достаточно написать формулу магнитного железняка — Fe_3O_4 .

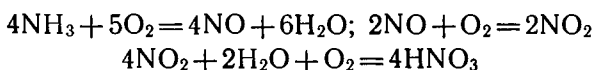
Задача 2 (№ 3-6). В лаборатории водород можно получить взаимодействием алюминия с раствором щелочи NaOH либо с раствором соляной кислоты. Одинаковые или разные массы водорода образуются в этих случаях, если в реакцию вступает 9 г алюминия?

Легко установить, что речь идет о двух химических процессах. В задаче названы по два вещества, которые вступают в реакции и по одному из продуктов реакции (взаимодействие алюминия с раствором гидроксида натрия с образованием водорода и реакция алюминия с раствором соляной кислоты с выделением водорода). Задача относится к задачам, решаемым по уравнению реакции, для ее решения необходимо написать два уравнения реакции:

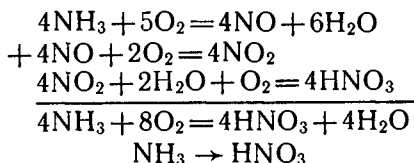


Задача 3 (№ 14-109). Сколько тонн аммиака требуется для получения 5 т 60%-ной азотной кислоты, если считать, что потери аммиака в производстве составляют 2,8%?

По описанию данная задача напоминает первый пример, в ней не сказано конкретно о процессах, которые протекают при производстве азотной кислоты из аммиака. Но по формуле эту задачу решать нельзя, так как аммиак в состав азотной кислоты не входит. Значит, в процессе исследования ученик должен вспомнить, что производство азотной кислоты из аммиака состоит из трех стадий: первая — каталитическое окисление аммиака до оксида азота (II), вторая — окисление оксида азота (II) до оксида азота (IV) и третья — взаимодействие оксида азота (IV) с водой в присутствии избытка кислорода. Записываются три уравнения реакции:



При дальнейшем исследовании устанавливается, что для решения задачи достаточно знать отношения количества вещества начального продукта (аммиака) к количеству вещества конечного продукта (азотной кислоты). Значит, расчеты промежуточных веществ не нужны и для достижения конечной цели целесообразнее использовать суммарное уравнение, а еще лучше — схему превращения:



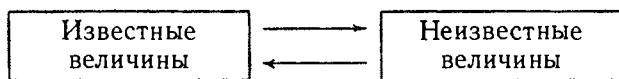
Анализ задачи активизирует мышление учащихся. Овладение аналитико-синтетическими операциями — одна из трудных, но в то

же время и важнейших целей обучения школьников решению химических задач. «Понять задачу — значит так или иначе предвосхитить ее решение, разобраться в том, что дано и что нужно найти. Анализ задачи важен для всего хода решения, так как дает возможность наметить гипотезу, как идею решения задачи» [4]

Как показывает практика, затруднения в решении задач обуславливаются неумением анализировать предложенную задачу. Как же научиться анализировать задачи?

Рассуждения можно строить двумя путями: 1) от содержания задачи к вопросу, т. е. от известных величин к неизвестным (синтетический метод анализа); 2) от искомой величины к известным (аналитический метод).

Синтетический путь



Аналитический путь

Учитель должен объяснить учащимся оба способа рассуждений, чтобы можно было воспользоваться тем из способов, который больше соответствует их складу мышления.

При синтетическом пути анализа устанавливается, что дано в условии, какие величины это позволяет определить, что требуется найти в конечном результате, достаточна ли информация для определения неизвестной величины, какие дополнительные данные требуются и как их найти. (Если же информация избыточна, то какие из данных лишние?) Так намечается план решения задачи.

Рассмотрим анализ задачи № 14-45 (см. с. 15).

Масса раствора аммиака и известная массовая доля аммиака в растворе дают возможность вычислить массу растворенного аммиака по формуле m (раств. вещества) = $w \cdot m$ (раствора). Это и будет масса аммиака, которая должна получиться из нашатыря под действием гашеной извести. Зная массу аммиака, по уравнению реакции можно вычислить и массу необходимой гашеной извести. Таким образом по ходу анализа составляется следующий план решения задачи: 1) вычислить массу аммиака в 1 кг 17%-ного раствора его; 2) по уравнению реакции, используя массу аммиака, рассчитать массу необходимой гашеной извести.

Если же ученику трудно установить связь между известными величинами и неизвестными, то исследование задачи целесообразнее вести аналитическим путем; обращается внимание на неизвестную величину, как ее определяют, т. е. какое теоретическое положение или закон нужно для этого использовать. Выяснив эти вопросы, вычлениют прямые и косвенные связи искомой величины с известными величинами, данными в условии задачи.

Так, согласно условию задачи № 14-45 нужно рассчитать массу гидроксида кальция. По уравнению реакции делают вывод, что

1 моль гидроксида кальция реагирует с 2 моль хлорида аммония и образуется 1 моль хлорида кальция, 2 моль аммиака и 2 моль воды. Чтобы вычислить массу гидроксида кальция, достаточно знать массу одного из четырех веществ реакции, указанных в уравнении. Условия задачи указывают, что таким веществом является аммиак, массу которого нужно предварительно определить по тем величинам, которые указаны в задаче. Итак, аналитический путь анализа привел к тому же плану решения задачи.

Особенно наглядно аналитический путь анализа задачи можно проследить на примере задачи 1 (см. с. 12). После записи условия задачи обращается внимание на искомую величину, дается определение массовой доли выхода продукта. Массовая доля выхода железа представляет отношение массы фактически полученного железа к максимальной массе его, которая могла бы получиться согласно теоретическому расчету.

$$\begin{array}{l} m \text{ (руды)} = 1 \text{ т} \\ \omega (\text{Fe}_3\text{O}_4) = 0,8 \\ m \text{ (чугуна)} = 570 \text{ кг} \\ \omega (\text{Fe}) = 0,95 \\ \hline \eta (\text{Fe}) = ? \end{array}$$

На основе определения записывается формула

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}} (\text{Fe})}{m_{\text{теор}} (\text{Fe})}$$

$$\begin{array}{l} M (\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \cdot 10^{-3} \\ \text{кг/моль} \\ M (\text{Fe}) = 56 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} \end{array}$$

Массу железа, полученную практически, вычисляют по массе чугуна и процентному содержанию в нем железа. Для расчета массы железа, содержащейся в 1 т руды, нужно вычислить вначале массу магнитного железняка в тонне руды, а затем на основе химической формулы магнитного железняка и его молярной массы определяют массу железа в руде.

На основании этих рассуждений составляется следующий план решения задачи: 1) рассчитать массу железа в чугуне (масса практически полученная); 2) вычислить массу магнитного железняка в 1 т руды; 3) подсчитать массу железа в магнитном железняке (масса теоретическая); 4) произвести расчет массовой доли выхода железа.

На основании этих рассуждений составляется следующий план решения задачи: 1) рассчитать массу железа в чугуне (масса практически полученная); 2) вычислить массу магнитного железняка в 1 т руды; 3) подсчитать массу железа в магнитном железняке (масса теоретическая); 4) произвести расчет массовой доли выхода железа.

Важную роль в анализе сложных задач играет наглядный материал. Согласно психологическим исследованиям графическая форма записи информации является более эффективной на первых этапах формирования знаний, чем запись с помощью химической символики в словесной форме, так как графическая форма отражает и делает более зримой структуру усваиваемых знаний. Поэтому интересен опыт проведения анализа задачи в графической форме.

Задача 4. При среднем урожае пшеницы за один сезон выносятся с 1 га поля по 75,0 кг азота. Сколько килограммов аммиачной селитры могут возместить такую потерю, если учесть, что около 20% азота, необходимого для питания растений, возвращается в почву в результате естественного процесса?

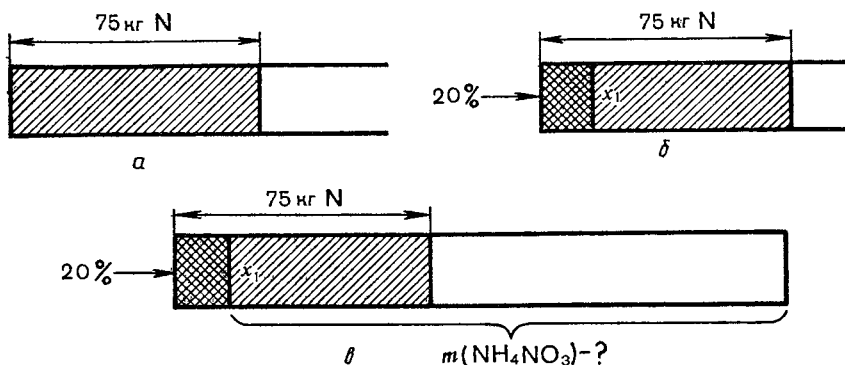


Рис. 1. Графическая форма записи информации.

Записывают условие задачи:

$m(N) = 75 \text{ кг}$	
$\omega(N_{\text{возвращ}}) = 0,2$	
$m(\text{NH}_4\text{NO}_3) = ?$	

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 80 \text{ г/моль}$$

$$M(N) = 14 \text{ г/моль}$$

Рассуждения при анализе задачи могут быть следующими. За сезон с 1 га уносится 75 кг азота, представим эту массу азота в виде заштрихованного прямоугольника (рис. 1, а). 20%, т. е. 1/5 часть этой массы азота возмещается естественным путем. Выделим на обозначенном прямоугольнике 1/5 часть (рис. 1, б).

При внесении аммиачной селитры в почву вместе с азотом вносятся водород и кислород, на долю которых приходится значительная часть массы аммиачной селитры. Для ее обозначения продолжим прямоугольник. Так как 1/5 часть азота возмещается естественным путем, то с удобрением нужно внести 4/5 части массы азота, которые совместно с массой водорода и кислорода и составят массу аммиачной селитры, необходимую для внесения на каждый гектар пашни. В итоге указанного рассуждения составляю чертеж (рис. 1, в), который позволяет наметить план решения задачи: 1) вычислить массу азота, возвращаемую естественным путем; 2) определить массу азота, вносимую с удобрением; 3) по этой массе азота, используя формулу вещества и его молярную массу, вычислить массу нитрата аммония.

Второй путь решения задачи может быть на основании графической схемы более коротким. Если 20% азота вносится в почву естественным путем, то с удобрением нужно внести 80% от 75 кг, что составляет $75,0 \text{ кг} \cdot 0,8 = 60,0 \text{ кг}$, а далее, как и в предыдущем плане, определяется масса нитрата аммония (см. п. 3).

Итак, сформированное у учащихся умение вести исследование текста задачи, анализ ее условия окажут большую помощь в решении задач, предусмотренных школьной программой по химии.

§ 4. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ЗНАНИЙ ФИЗИКИ И МАТЕМАТИКИ ПРИ РЕШЕНИИ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

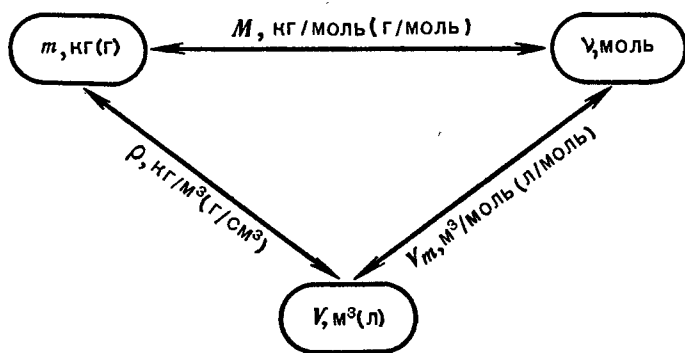
Учащиеся приступают к изучению химии, имея определенный запас знаний по математике и физике. У них выработаны определенные умения и навыки, которые учитель химии должен умело включать в процесс обучения решению задач. Правила и законы математики и физики распространяются на все другие науки, используемые вычисления или физические знания. Однако приходится, к сожалению, встречаться с теми фактами, что методы и приемы математики и физики при решении химических задач игнорируются или даже отвергаются.

В процессе обучения решению задач необходимо научить учащихся правильно применять общепринятые буквенные обозначения физических величин и их единиц (единицы СИ). В приложении приведена таблица 1, в которой указаны физические величины, используемые при химических расчетах, их буквенные обозначения и единицы. Систематическое использование таблицы в процессе решения задач формирует необходимые навыки четкого, грамотного, более сжатого оформления хода решения задачи.

Большое значение в решении химических задач имеет правильное использование таких понятий, как «количество вещества», «моль», «молярная масса», «молярный объем».

Известно, что система физических величин состоит из основных и производных величин.

При химических расчетах используются следующие *основные физические величины* (величины, принимаемые за независимые и используемые для определения других величин данной системы): масса, количество вещества, объем (как производная от длины: $V=l^3$). С помощью основных величин определяются *производные физические величины*. Эту взаимосвязь физических величин можно проиллюстрировать с помощью следующей схемы:



Связь между физическими величинами может быть выражена с помощью уравнений (уравнения связи):

$$V_m = \frac{V}{\nu}; M = \frac{m}{\nu}; \rho = \frac{m}{V}$$

Взаимосвязь величин необходимо четко представлять, чтобы в ходе решения грамотно использовать именно те величины, о которых говорится в задаче. Например, физическая величина «количество вещества» связывает не только массу с молярной массой, но и объем с молярным объемом.

При проведении расчетов в химических задачах, как и в физических, рядом с числовыми значениями величины следует представлять и их размерность. Например, размерность молярной массы — кг/моль (допускается и г/моль), значит, запись должна быть следующей: $M(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль}$, или $40 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$, возможно и 40 кг/кмоль . Размерность плотности твердых и жидких веществ — кг/м^3 , а для газов — г/л. $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1840 \text{ кг/м}^3$, $\rho(\text{O}_2) = 1,429 \text{ г/л}$. Размерность молярного объема газов — $\text{м}^3/\text{моль}$ (допускается л/моль). $V_m = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$, или $22,4 \text{ л/моль}$, и т. д.

При вычислении нужно производить действия не только с числами, но и с размерностью. Например, количество вещества гидроксида натрия, взятого массой 1 кг, определяется следующим образом:

$$\nu = \frac{m}{M}; m(\text{NaOH}) = 1 \text{ кг}, \text{ или } 1000 \text{ г}; M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}$$

$$\nu(\text{NaOH}) = \frac{1000 \text{ г} \cdot \text{моль}}{40 \text{ г}} = 25 \text{ моль}$$

Необходимым условием правильного решения задач является также корректное проведение математических расчетов. Все величины, приводимые в задаче, даются с определенной точностью измерения. Так, теххимические весы позволяют определить массу вещества с точностью до $\pm 0,01 \text{ г}$, а аналитические — до $\pm 0,0001 \text{ г}$. Мензурки и цилиндры дают точность измерения объема до $\pm 1 \text{ мл}$, бюретки — до $\pm 0,01 \text{ мл}$. Точность произведенного измерения величины в задаче указывает при помощи десятичных знаков. Например, запись $m(\text{MgO}) = 1,0400 \text{ г}$ указывает на то, что измерение производили на аналитических весах.

При расчетах бессмысленно добиваться большей точности, чем точность измерения величины, указанная в задаче. Так, если в задаче навеска вещества $3,45 \text{ г}$, то при делении, скажем, на два бесцельно считать до $0,001$, т. е. до $1,725 \text{ г}$, так как уже во втором знаке после запятой допущена ошибка при взвешивании в $\pm 0,01 \text{ г}$. Значит, третий знак не достоверен и результат вычисления должен быть записан так: $1,72$ или $1,73 \text{ г}$.

Если при решении задачи используются числовые величины, измеренные с различной степенью точности, то точность резуль-

тата должна быть не больше точности наименее точного числа. Например, требуется вычислить объем (при н. у.) кислорода, взятого массой 24,5 г, плотность которого 1,429 г/л:

$$V(\text{O}_2) = \frac{24,5 \text{ г} \cdot \text{л}}{1,429 \text{ г}} = 17,1 \text{ л}$$

В ходе расчета (особенно с помощью микрокалькулятора) можно получить, казалось бы, и более точное число: 17,14485. Однако масса измерена с точностью до одного десятичного знака, ошибочность которого $\pm 0,1$, значит, и результат следует округлить.

В решении химических задач весьма целесообразно использовать алгебраические приемы. В этом случае исследование и анализ ряда задач сводятся к преобразованиям формул и подставлению известных величин в конечную формулу или алгебраическое уравнение.

Задача 3. В 200 мл раствора содержится 20 г гидроксида натрия. Рассчитайте молярную концентрацию раствора щелочи.

$$\left. \begin{array}{l} V(\text{р-ра NaOH}) = 200 \text{ мл} \\ m(\text{NaOH}) = 20 \text{ г} \\ \hline c(\text{NaOH}) = ? \\ M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль} \end{array} \right\} \begin{array}{l} c = \frac{v}{V}, \quad v = \frac{m}{M}, \quad \Rightarrow \quad c = \frac{m}{V \cdot M}, \\ c(\text{NaOH}) = \frac{20 \text{ г} \cdot \text{моль}}{40 \text{ г} \cdot 0,20 \text{ л}} = 0,25 \text{ моль/л} \end{array}$$

Выводы

1. Решение задач — важный компонент процесса обучения химии. Наилучших результатов можно достичь при систематическом решении различных видов задач письменно, устно и экспериментально.

2. Методологической основой решения расчетных химических задач является единство качественной и количественной сторон химических явлений, поэтому в процессе решения задачи весьма важно обосновывать химическую часть, а затем только выполнять вычисления.

3. Целесообразно в процессе обучения учащихся сформировать умение составлять и применять алгоритмы последовательности действий при решении, что дисциплинирует и направляет деятельность при самостоятельном решении задач.

4. Большое значение в формировании умений решать задачи имеют обучение правильной записи условия задачи и показ путей проведения анализа задачи.

5. Правильное использование физических величин и корректное проведение математических расчетов являются обязательными условиями обучения учащихся решению задач по химии.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

1. Что показывают данные обозначения: $A_r(\text{O})$; $A_r(\text{Cu})$; m_0 ; M_r ; $m_0(\text{Li})$; $m(\text{Li})$; $m_0(\text{H}) = 1,66 \cdot 10^{-27}$ кг; $M(\text{CO}_2)$; $A_r(\text{Fe}) = 56$;

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}); m_0(\text{CO}_2) = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ г}; M_r(\text{CO}_2) = 44; \omega(\text{OвH}_2\text{SO}_4);$$

$$\omega(\text{PвP}_2\text{O}_5); c(\text{NaOH}) = 0,1 \text{ моль/л}; \nu(\text{H}_2\text{O}); \nu(\text{Al}); \eta(\text{Fe});$$

$$V(\text{CO}_2); V_m; d_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = 22; \frac{m_0(\text{CO}_2)}{^{1/12}m_0(\text{C})}; \frac{m_0(\text{Mg})}{^{1/12}m_0(\text{C})}; \omega = \frac{m}{V \cdot \rho};$$

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}{m_{\text{теор}}(\text{H}_2\text{SO}_4)}; N_A; d_{\text{возд}}(\text{CO}_2) = 1,5; \rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1840 \text{ кг/м}^3?$$

2. Укажите, пользуясь условными обозначениями: а) относительную атомную массу кальция, молярную массу кальция, молярную массу ионов кальция; б) относительную молекулярную массу уксусной кислоты, молярную массу уксусной кислоты, массу уксусной кислоты, массу молекулы уксусной кислоты; в) массовую долю серы в серной кислоте, массовую долю водорода в метане, массовую долю воды в спирте (этаноле), массовую долю выхода аммиака; г) объем пропана, молярный объем ацетилен, концентрацию кислорода в воздухе, равную 0,009 моль в литре, содержание 1/4 моль азотной кислоты в литре раствора, объем раствора соляной кислоты.

● Проведите графический анализ задач 3—4, решите эти задачи.

3. Определите массу глауберовой соли и объем воды, необходимые для приготовления 700 г 14,2%-ного раствора сульфата натрия.

4. В лаборатории имеется только кристаллическая сода. Определите, какую массу соды и в каком объеме воды необходимо растворить, чтобы получить 600 г раствора с массовой долей карбоната натрия, равной 0,05.

● Решите задачи № 4-38, 4-39.

5. Вычислите массовые доли элементов: 1) в серной кислоте; 2) в гидроксиде натрия; 3) в аммиачной селитре.

I. В чем сходство и различие следующих величин: масса атома кислорода, относительная атомная масса кислорода, относительная молекулярная масса кислорода, молярная масса атомов кислорода, масса кислорода? Запишите с помощью условных обозначений эти величины.

II. Проведите обоснование химической сущности задач, записав и проанализировав условие на примере задач № 5-80, 5-84, 5-111, 11-86.

III. Сформулируйте вопросы для учащихся, затрудняющихся в проведении анализа задачи, в составлении плана решения.

ГЛАВА II. СПОСОБЫ РЕШЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ

§ 1. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ОСНОВНЫХ СПОСОБОВ РЕШЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ

Широко распространенное, традиционное обучение решению химических задач в основном построено на подражании тому образцу, который дает преподаватель. Психологами доказано, что при простом подражании не происходит формирования прочных знаний. Ученику предлагают мыслить так же, как мыслит учитель, и обучающийся лишается возможности выбора доступного ему способа рассуждения, определяющегося его индивидуальным психическим складом, его интеллектуальными способностями.

Другая укоренившаяся традиция обучения решению задач заключается в том, что каждый определенный вид задач преподносится как нечто новое, существенно отличающееся от других видов задач. Тем самым ученик ставится в положение, когда он должен запоминать столько различных способов решения задач, сколько видов задач включено в школьную программу.

Целесообразнее показать учащимся два-три различных способа решения, которые подходили бы к решению разнообразных задач программы. В этом случае нужно будет овладеть не 12, а 3—4 способами решения, что значительно уменьшит нагрузку на учащихся.

Следует постоянно обращать внимание учащихся на то, что почти каждая химическая задача может быть решена несколькими способами. Учитель должен быть готов принять различные варианты решения конкретной задачи и уметь быстро оценить их и отвергнуть ошибочное решение.

В практике обучения решению задач следует всячески поощрять стремление учащихся к поиску разных вариантов решения одной и той же задачи, использовать различные математические приемы. Знание разнообразных подходов к решению задач создает у учащегося необходимую базу для выбора нужного способа решения задач нового вида.

Разные способы решения задач следует показывать с учетом возрастных особенностей учащихся, их математической подготовки. Это способствует развитию мышления учащихся, облегчает выбор рационального способа решения предложенной задачи.

Различные способы решения задач будем рассматривать на двух примерах одновременно: задача № 5-7 (решается по формуле вещества) и задача № 11-51 (решается по уравнению реакции).

Задача № 5-7. На завод была доставлена руда, содержащая 464 т магнитного железняка Fe_3O_4 . Какая масса железа содержится в руде?

Задача № 11-51. Вычислите массу сульфата натрия, необходимую для реакции с серной кислотой, чтобы получить 16 г оксид серы (IV).

Анализируя первую задачу, устанавливаем, что в ней не говорится о химическом процессе, требуется определить массу железа по массе магнитного железняка, для этого достаточно указать химическую формулу магнитного железняка Fe_3O_4 . Разбор количественного состава Fe_3O_4 показывает, что в 1 моль Fe_3O_4 содержится 3 моль Fe, в том случае, если количество веществ Fe_3O_4 — 2, 5, 10 моль, то соответственно увеличится в 2, 5, 10 раз количество молей железа, значит, и между массой руды, массой железа существует прямая пропорциональная зависимость.

Анализируя вторую задачу, устанавливаем, что указаны три вещества, участвующих в химическом процессе: сульфит натрия взаимодействует с серной кислотой, при этом получается оксид серы (IV). Для написания уравнения реакции следует напомнить учащимся, что при взаимодействии солей с кислотами получается новая соль — сульфат натрия и новая кислота — сернистая, которая является непрочной и легко разлагается на воду и оксид серы (IV). Записываем уравнение реакции, на основании которой делаем вывод, что при взаимодействии 1 моль Na_2SO_3 с кислотой выделяется 1 моль SO_2 . Для получения большего или меньшего количества вещества потребуется во столько же раз больше или меньше сульфита натрия, т. е. между массами или количествами веществ имеется прямая пропорциональная зависимость.

Используя прямую пропорциональную зависимость между массой железа и массой магнитного железняка (в первой задаче), а также между массой прореагировавшего сульфита натрия и получающейся массой оксида серы (IV) (во второй задаче), можно рассчитать массу железа и массу оксида серы (IV), применяя различные способы решений.

1-й способ (соотношение масс веществ)

Опираясь на закон постоянства состава (состав сложного вещества один и тот же независимо от способа его получения), учащиеся способны осмыслить определенную логику рассуждений в ходе решения задач как по химическим формулам, так и по уравнениям химических реакций. Установив по формуле отношение количества вещества железа и магнитного железняка, а по уравнению реакции сульфита натрия и оксида серы (IV), вычисляют соответствующие этим количествам вещества массы данных веществ.

Задача № 5-7.

$$\frac{m(Fe_3O_4) = 464 \text{ т}}{m(Fe) = ?}$$

Решение

В 1 моль Fe_3O_4 содержится 3 моль Fe;

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

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$m = \nu \cdot M$$

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

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

$$m(\text{Fe}) : m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 168 : 232 = 1 : 1,38$$

Железа в магнитном железняке будет содержаться в 1,38 раз меньше, т. е. $m(\text{Fe}) = 464 \text{ т} : 1,38 = 336 \text{ т}$.

О т в е т. В 464 т Fe_3O_4 содержится 336 т Fe.

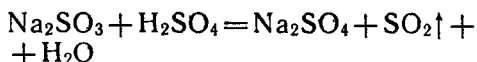
Задача № 11-51

$$\frac{m(\text{SO}_2) = 16,0 \text{ г}}{m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = ?}$$

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль}$$

Р е ш е н и е:



$$m = \nu \cdot M$$

$$m(\text{SO}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 64 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г/моль} = 126 \text{ г}$$

$$m(\text{SO}_2) : m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 64 : 126 = 1 : 1,97$$

Сульфита натрия потребуется в 1,97 раза больше, чем масса выделившегося оксида серы (IV), т. е. $m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 16 \text{ г} \cdot 1,97 = 31,5 \text{ г}$.

О т в е т. Для получения 16 г SO_2 нужно 31,5 г Na_2SO_3 .

2-й способ (сравнение масс веществ)

Проводится сравнение **массы вещества**, данной в условии задачи, с **массой этого же вещества**, но вычисленной по формуле вещества или по уравнению реакции.

Задача № 5-7

$$\frac{m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 464 \text{ т}}{m(\text{Fe}) = ?}$$

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

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

Р е ш е н и е:

В 1 г моль Fe_3O_4 содержится 3 моль Fe;

$$m = \nu \cdot M.$$

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

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

$464 \text{ т} > 232 \text{ г}$ в $2 \cdot 10^6$ раз, значит, и масса железа, содержащегося в Fe_3O_4 , будет во столько же раз большей.

$$m(\text{Fe}) = 168 \text{ г} \cdot 2 \cdot 10^6 = 336 \cdot 10^6 \text{ г, или } 336 \text{ т}$$

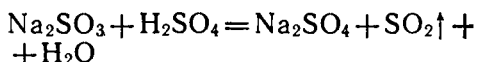
Задача № 11-51

$$\frac{m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г}}{m(\text{Na}_2\text{SO}_3) - ?}$$

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль}$$

Решение:



$$m(\text{SO}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 64$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г/моль} = 126 \text{ г}$$

$$16 \text{ г} < 64 \text{ г в } 4 \text{ раза}$$

Масса сульфита натрия, необходимая для получения 16 г оксида серы (IV), будет меньше тоже в 4 раза, т. е.

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г} : 4 = 31,5 \text{ г}$$

3-й способ (использование величины «количество вещества» и ее единицы «моль»)

В целях закрепления у школьников понятий «количество вещества», «моль», «молярная масса» и уменьшения затраты времени на расчеты, целесообразно познакомить учащихся с прямым использованием рассмотренных понятий при расчетах, что позволяет наиболее эффективно усвоить изученные понятия, так как формирование и развитие знаний в этом случае происходит в процессе активной деятельности.

Преимущество этого способа решения заключается и в том, что простота числовых соотношений позволяет сосредоточить внимание учеников на химическом смысле расчетов. Учащиеся глубже и отчетливее осознают качественную и количественную сторону химической формулы и химического уравнения, лучше понимают сущность химических процессов.

Задача № 5-7

$$\frac{m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 464 \text{ т}}{m(\text{Fe}) - ?}$$

$$M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \times 10^{-3} \text{ кг/моль}$$

$$M(\text{Fe}) = 56 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$$

Решение:

Согласно формуле магнитного железняка 1 моль Fe_3O_4 содержит 3 моль атомов железа. Применяя формулу $\nu = m/M$, определяем количество вещества магнитного железняка в 464 т руды.

$$\nu(\text{Fe}_3\text{O}_4) = \frac{464 \cdot 10^3 \text{ кг}}{232 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}} = 2 \cdot 10^6 \text{ моль}$$

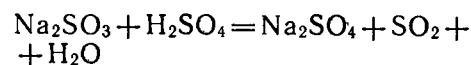
$2 \cdot 10^6$ моль Fe_3O_4 содержит $6 \cdot 10^6$ моль Fe, что соответствует согласно формуле $m = \nu \cdot M$:

$$m(\text{Fe}) = 6 \cdot 10^6 \text{ моль} \cdot 56 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 336 \cdot 10^3 \text{ кг, или } 336 \text{ т}$$

Задача № 11-51

$$\frac{m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г}}{M(\text{Na}_2\text{SO}_3) - ?}$$

Решение:



$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$
 $M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль}$

Массу оксида серы (IV) переводят в количество вещества, используя формулу $\nu = m/M$.

$$\nu(\text{SO}_2) = 16,0 \text{ г} : 64 \text{ г/моль} = 0,25 \text{ моль}$$

По уравнению реакции 1 моль Na_2SO_3 образует 1 моль SO_2 , значит, для получения 0,25 моль SO_2 потребуется 0,25 моль Na_2SO_3 , тогда

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 31,5 \text{ г}$$

4-й способ (составление пропорции)

В основе решения химических задач этим способом лежат представления о том, что такое пропорция, знания свойств членов пропорции, которые ученики получили на уроках алгебры в V классе, а также знания о пропорциональных переменных, полученные в VI классе.

В ходе решения задач данным способом выполняются следующие последовательные действия: 1) установление пропорциональной зависимости между величинами; 2) составление пропорции; 3) решение полученной пропорции.

При анализе обеих задач было установлено, что при увеличении в несколько раз массы магнитного железняка (задача 1) и уменьшении массы оксида серы (IV) (задача 2) соответственно во столько же раз увеличится масса железняка и уменьшится масса сульфита натрия.

Задача № 5-7

$$\frac{m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 464 \text{ т}}{m(\text{Fe}) = ?}$$

$$M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \times 10^{-3} \text{ кг/моль}$$

$$M(\text{Fe}) = 56 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль}$$

Решение:

$$m = \nu \cdot M$$

$$m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 232 \times 10^{-3} \text{ кг/моль} = 232 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$$

$$m(\text{Fe}) = 3 \text{ моль} \cdot 56 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 168 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$$

Согласно формуле вещества устанавливают пропорциональную зависимость: в $232 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ Fe_3O_4 содержится $168 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ Fe, тогда в 464 т Fe_3O_4 будет содержаться m т Fe.

Составляется пропорция, которая может быть записана в разных вариантах, но при соблюдении прямой пропорциональной зависимости:

$$\text{а) } \frac{232 \cdot 10^{-3}}{464 \cdot 10^3} = \frac{168 \cdot 10^{-3}}{m(\text{Fe})}; \quad \text{б) } 232 \cdot 10^{-3} : 168 \cdot 10^{-3} = 464 \cdot 10^3 : m(\text{Fe});$$

$$\text{в) } 464 \cdot 10^3 : 232 \cdot 10^{-3} = m(\text{Fe}) : 168 \cdot 10^{-3}.$$

Используя основное правило пропорции, рассчитывают неизвестное:

$$m(\text{Fe}) = \frac{464 \cdot 10^3 \text{ кг} \cdot 168 \cdot 10^{-3} \text{ кг}}{232 \cdot 10^{-3} \text{ кг}} = 336 \cdot 10^3 \text{ кг} \quad (336 \text{ т})$$

Задача № 11-51

$$\begin{array}{l|l} m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г} & \\ \hline m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = ? & \end{array}$$

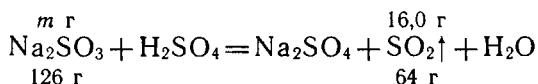
$$\begin{array}{l} M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль} \\ M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль} \end{array}$$

Решение:

Вначале вычисляют по уравнению реакции массы сульфита натрия и оксида серы (IV):

$$\begin{array}{l} m(\text{SO}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 64 \text{ г} \\ m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г/моль} = \\ = 126 \text{ г} \end{array}$$

Затем устанавливают пропорциональную зависимость между массами, вычисленными по уравнению реакции, и массами, данными в условии задачи. Из уравнения реакции видно, что для получения 64 г SO_2 необходимо 126 г Na_2SO_3 , тогда для получения 16 г SO_2 потребуется m г Na_2SO_3 . Установленная пропорциональная зависимость кратко записывается следующим образом:



Составляют один из возможных вариантов пропорции:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) : 126 \text{ г} = 16,0 \text{ г} : 64 \text{ г.}, \text{ откуда}$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{126 \text{ г} \cdot 16,0 \text{ г}}{64 \text{ г}} = 31,5 \text{ г}$$

Отв е т. Для получения 16 г SO_2 нужно 31,5 г Na_2SO_3 .

5-й способ (использование коэффициента пропорциональности)

В курсе алгебры (VI класс) учащиеся узнали, что «отношение любых соответственных значений пропорциональных переменных y и x равно одному и тому же числу. Это число называют **коэффициентом пропорциональности** (k). $k = y/x$ » [2, с. 36].

При расчетах по химическим формулам веществ коэффициент пропорциональности вычисляется как отношение массы вещества, данной в условии задачи, к относительной молекулярной массе этого вещества: $k = m/M_r$. Тогда масса элемента в веществе будет равна произведению коэффициента пропорциональности на относительную атомную массу элемента и число атомов элемента $m(\text{эл}) = knA_r$, где n — число атомов элемента, определяемое по индексу в формуле.

Задача № 5-7

$$\begin{array}{l|l} m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 464 \text{ г} & \\ \hline m(\text{Fe}) = ? & \end{array}$$

$$\begin{array}{l} M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \\ A_r(\text{Fe}) = 56 \end{array}$$

Решение:

$$k = \frac{m}{M_r}; k = \frac{464}{232} = 2$$

$$m(\text{Fe}) = k \cdot 3 \cdot A_r(\text{Fe})$$

$$m(\text{Fe}) = 2 \cdot 3 \cdot 56 = 336$$

Так как масса магнитного железняка дана в тоннах, то и масса железа в нем будет соответственно в тоннах.

Если решают обратную задачу, т. е. по массе элемента требуется рассчитать массу вещества, то $k = \frac{m}{nA_r}$; $m_x = kM_r$.

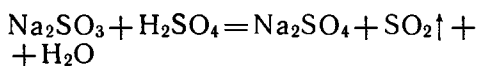
По уравнению реакции коэффициент пропорциональности вычисляется как отношение массы вещества, которая дана в условии задачи, к произведению количества вещества, указанного в уравнении реакции, на его молярную массу: $k = \frac{m}{\nu \cdot M}$, а масса искомого вещества (m_x) рассчитывается как произведение коэффициента пропорциональности на количество вещества и молярную массу определяемого вещества:

$$m_x = k\nu_x M_x$$

Задача № 11-51

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г} \\ m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = ? \\ M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль} \\ M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль} \end{array} \right|$$

Решение:



$$k = \frac{m}{\nu M}; \quad k = \frac{16 \text{ г}}{1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль}} = 0,25$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = k\nu M(\text{Na}_2\text{SO}_3)$$

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,25 \cdot 1 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г/моль} = 31,5 \text{ г}$$

Указанный способ целесообразно использовать при решении задач, в которых требуется определить массу не одного, а нескольких веществ, так, как если бы в нашем примере требовалось определить массу серной кислоты, сульфата натрия и воды.

6-й способ (приведение к единице)

Указанный способ подкупает простотой логических рассуждений. Его чаще всего применяют учащиеся, склонные к гуманитарному складу мышления. Недостатком является увеличение объема записи, а следовательно, и увеличение времени на оформление решения.

Задача № 5-7

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 464 \text{ т} \\ m(\text{Fe}) = ? \\ M(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \text{ г/моль} \\ M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \end{array} \right|$$

Решение:

$$m = \nu M$$

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

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

Согласно формуле магнитного железняка в 232 г Fe_3O_4 содержится 168 г Fe, тогда в 1 г Fe_3O_4 железа будет содержаться в 232 раза меньше, т. е. $\frac{168}{232}$ г. В 464 т Fe_3O_4 железа будет больше,

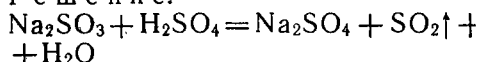
чем в 1 г, в $464 \cdot 10^6$ раз, т. е. $\frac{168}{232} \text{ г} \cdot 464 \cdot 10^6 = 336 \cdot 10^6 \text{ г}$, или 336

Задача № 11-51

$$\frac{m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г}}{m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = ?}$$

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$$
$$M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль}$$

Решение:



$$m(\text{SO}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 64$$
$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г/моль} = 126 \text{ г}$$

Согласно уравнению реакции для получения 64 г SO_2 необходимо взять 126 г Na_2SO_3 , тогда как для выделения 1 г SO_2 потребуется Na_2SO_3 в 64 раза меньше, т. е. $\frac{126}{64}$ г, а для образования 16 г SO_2 нужно взять в 16 раз больше, чем для выделения 1 г, или $m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{126}{64} \text{ г} \cdot 16 = 31,5 \text{ г}$.

§ 2. РАССМОТРЕНИЕ ДОПОЛНИТЕЛЬНЫХ СПОСОБОВ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

При проведении факультативных занятий, химического кружка или индивидуальной работы с учениками, интересующимися химией, имеются более широкие возможности для знакомства с дополнительными способами решения задач.

7-й способ (вывод алгебраической формулы и расчет по ней)

Решение химических задач с использованием алгебраических формул, отражающих законы, теоретические положения, взаимосвязь физических величин, не получило широкого распространения в практике работы школы, хотя целесообразность их применения очевидна при решении усложненных и олимпиадных задач.

Формула химического соединения позволяет провести расчет массовой доли элемента в веществе (процентное содержание), которая «показывает, какую часть относительной молекулярной массы вещества составляет относительная атомная масса элемента, умноженная на индекс при знаке элемента в формуле» [4, с. 25]:

$$\omega(\text{эл}) = \frac{nA_r(\text{эл})}{M_r(\text{вещ-ва})}$$

Зная массу вещества и массовую долю элемента в веществе, можно определить массу этого элемента:

$$m(\text{эл}) = m(\text{вещ-ва}) \cdot \omega(\text{эл}),$$

или

$$m(\text{эл}) = \frac{m(\text{вещ-ва}) nA_r(\text{эл})}{M_r}$$

Таким образом, чтобы рассчитать массу элемента по известной массе вещества, нужно массу вещества умножить на относительную атомную массу элемента и на индекс при знаке элемента в формуле, а полученное произведение разделить на относительную молекулярную массу вещества.

При решении обратной задачи, когда известна масса элемента в веществе, а необходимо вычислить массу вещества, формула для расчета будет следующей:

$$m(\text{вещ-ва}) = \frac{m(\text{эл}) M_r}{n A_r(\text{эл})},$$

$$\text{так как } m(\text{вещ-ва}) = \frac{m(\text{эл})}{w(\text{эл})}, \text{ а } w(\text{эл}) = \frac{n A_r(\text{эл})}{M_r}$$

Чтобы определить массу вещества по известной массе элемента в нем, необходимо массу элемента умножить на относительную молекулярную массу вещества и разделить на произведение относительной атомной массы элемента на индекс при знаке элемента в формуле этого вещества.

Задача № 5-7

$$\frac{m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 464 \text{ т}}{m(\text{Fe}) = ?}$$

$$M_r(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 232 \\ A_r(\text{Fe}) = 56$$

Решение:

Записываем формулу $m(\text{эл}) = \frac{m n A_r}{M_r}$ и подставляем в нее значения указанных величин

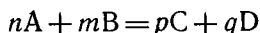
$$m(\text{Fe}) = \frac{464 \text{ т} \cdot 3 \cdot 56}{232} = 336 \text{ т}$$

При химических реакциях массы реагирующих веществ и продуктов реакции связаны между собой стехиометрическими отношениями, которые можно выразить алгебраической формулой:

$$m_x = \frac{m \nu_x M_x}{\nu M},$$

где m — масса вещества, известная по условию задачи; M — молярная масса этого вещества; m_x — масса вещества, которую нужно вычислить; M_x — молярная масса этого вещества; ν и ν_x — количества вещества, указанные в уравнении реакции (для соответствующих веществ).

Данную формулу легко вывести:



Предположим, что нам нужно определить массу (m_x) вещества C , зная массу (m) вещества A в соответствии с уравнением.

Для проведения расчета необходимо знать молярную массу (M) вещества A и количество вещества (ν), указанное в уравнении реакции. Это позволит определить массу вещества A . Масса ве-

щества С, получающаяся в результате реакции, равна произведению молярной массы (M_x) вещества С на количество вещества (ν_x):

$$\frac{m}{\nu M} + mB = \frac{m_x}{\nu_x M_x} + qD$$

Составляют пропорцию $\frac{m}{\nu M} = \frac{m_x}{\nu_x M_x}$.

Отсюда выводится формула для расчета массы вещества С по известной массе вещества А. Использование формулы придает решению задачи очень лаконичный вид, экономит время учащихся, позволяя уделить больше внимания химической стороне задачи.

Задача № 11-51.

$m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г}$	Решение:
$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = ?$	
$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль}$	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
$M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль}$	Записываем формулу $m_x = \frac{m \nu_x M_x}{\nu M}$

и подставляем в нее значения указанных величин:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{16 \text{ г} \cdot 1 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г/моль}}{1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль}} = 31,5 \text{ г}$$

Эта же формула может быть выведена другим путем. Известно, что отношение коэффициентов веществ, указанных в задаче, есть отношение количества вещества, вступающего в реакцию, к количеству вещества продукта реакции, т. е. $n : p = \nu : \nu_x$.

Количество вещества А можно выразить через массу вещества (m) и величину его молярной массы (M), аналогично для вещества С:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu_x = \frac{m_x}{M_x};$$

$$\nu : \nu_x = \frac{m}{M} : \frac{m_x}{M_x}$$

После преобразования получим:

$$\frac{\nu}{\nu_x} = \frac{m M_x}{m_x M}$$

Для вычисления неизвестной массы вещества (m_x) формула примет окончательный вид:

$$m_x = \frac{m \nu_x M_x}{\nu M}$$

8-й способ (использование закона эквивалентов)

Учащимся, интересующимся химией, целесообразно объяснить понятие эквивалента, раскрыть сущность закона эквивалентов и обучить правилам вычисления эквивалентных масс простых и сложных веществ, рассмотреть задачи, которые решают, используя эти понятия.

На основании закона эквивалентов имеем: $\frac{m_1}{m_2} = \frac{\varepsilon_1}{\varepsilon_2}$, где m_1 и m_2 — массы простых и сложных веществ; ε_1 и ε_2 — эквивалентные массы этих веществ.

В ходе решения задач следует вычислять не молярные массы, а эквивалентные массы.

Решение задач по формулам или уравнениям реакций в этом случае будет следующим.

Задача № 5-7

$n(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 464 \text{ т}$		Решение:
$m(\text{Fe}) = ?$		
$m_3(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 29 \text{ г/моль}$		Записываем алгебраическое выражение закона эквивалентов применительно к условиям задачи:
$m_3(\text{Fe}) = 21 \text{ г/моль}$		$\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{Fe}_3\text{O}_4)} = \frac{m_3(\text{Fe})}{m_3(\text{Fe}_3\text{O}_4)}$

Подставляют в нее известные величины:

$$m(\text{Fe}) = \frac{464 \text{ т} \cdot 21 \text{ г/моль}}{29 \text{ г/моль}} = 336 \text{ т}$$

Задача № 11-51

$m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г}$		Решение:
$m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = ?$		
$m_3(\text{SO}_2) = 32 \text{ г/моль}$		$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
$m_3(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 63 \text{ г/моль}$		Согласно закону эквивалентов имеем:
		$\frac{m(\text{Na}_2\text{SO}_3)}{m(\text{SO}_2)} = \frac{\varepsilon(\text{Na}_2\text{SO}_3)}{\varepsilon(\text{SO}_2)}$

$$\text{Отсюда } m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = \frac{16 \text{ г} \cdot 63 \text{ г/экв.}}{32 \text{ г/экв.}} = 31,5 \text{ г}$$

§ 3. ГРАФИЧЕСКИЙ МЕТОД РЕШЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ

Математической основой рассмотренных способов решения задач по формуле (№ 5-7) и по уравнению реакции (№ 11-51) является пропорциональная зависимость между известными величинами и искомыми величинами. Зависимости одной переменной от другой называют функциональными зависимостями или

функциями, значения которых можно изобразить графически (исходные данные y и искомые x). Построение таких графиков функций учащимся известно из курса алгебры VI класса [2, с. 43—45, 47—49, 54—56].

В задаче № 5-7 значение $m(\text{Fe})$ — x зависит от значений $m(\text{Fe}_3\text{O}_4)$ — y , причем каждому значению $m(\text{Fe}_3\text{O}_4)$ соответствует единственное значение $m(\text{Fe})$. Аналогично и в задаче № 11-51 зависимость переменной $m(\text{Na}_2\text{SO}_3)$ от переменной $m(\text{SO}_2)$ является функцией, так как каждому значению $m(\text{SO}_2)$ соответствует единственное значение $m(\text{Na}_2\text{SO}_3)$.

Зависимость между любыми пропорциональными переменными выражается формулой $y=kx$. Для наших примеров это $m(\text{Fe})=km(\text{Fe}_3\text{O}_4)$ и $m(\text{Na}_2\text{SO}_3)=km(\text{SO}_2)$.

В первом случае коэффициент пропорциональности определяется по формуле как отношение величины молярной массы магнитного железняка к величине молярной массы железа, умноженной на число атомов железа в молекуле Fe_3O_4 : $k=232:56\cdot3=1,38$.

Во втором случае коэффициент пропорциональности — это отношение величины молярной массы оксида серы (IV) к величине молярной массы сульфита натрия, т. е. $k=64:126=0,51$.

Для построения графика прямой пропорциональности составляют таблицу некоторых значений функций $m(\text{Fe})=1,38m(\text{Fe}_3\text{O}_4)$.

Т а б л и ц а 3

$m(\text{Fe})$	0	10	20	40	80	120	168
$m(\text{Fe}_3\text{O}_4)$	0	13,8	27,6	55,2	110,4	165,6	232

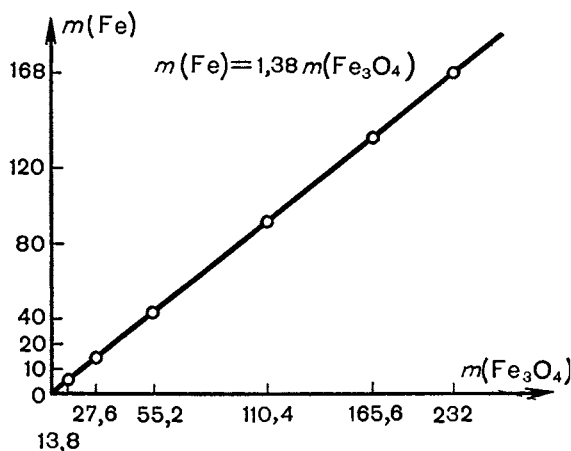


Рис. 2. Зависимость массы железа от массы магнитного железняка.

В координатной плоскости отмечают точки, которые лежат на одной прямой. Проводят эту прямую, которая является графиком функции $m(\text{Fe})=1,38m(\text{Fe}_3\text{O}_4)$. Прямая проходит через начало координат, так как если $m(\text{Fe}_3\text{O}_4)=0$, то и $m(\text{Fe})=0$.

Составим таблицу некоторых значений функций $m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0,51m(\text{SO}_2)$.

Таблица 4

$m(\text{Na}_2\text{SO}_3)$	0	10	20	40	80	126
$m(\text{SO}_2)$	0	5,1	10,2	20,4	40,8	64

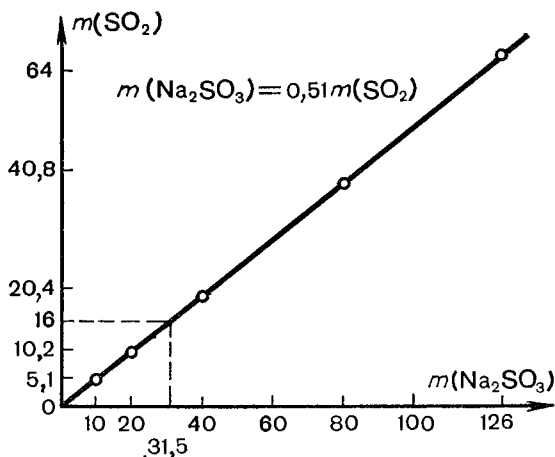


Рис. 3. Зависимость массы оксида серы (IV) от массы сульфита натрия.

Все отмеченные точки лежат на одной прямой, проходящей через начало координат, ибо если $m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 0$, то и $m(\text{SO}_2) = 0$.

Любая прямая определяется двумя своими точками. Поэтому для построения графика прямой пропорциональной зависимости при решении химических задач достаточно найти координаты двух точек графика. В качестве одной из таких точек целесообразно брать начало координат, а вторая точка определяется по соответствующим величинам, найденным по формуле вещества или уравнению реакции.

Задача № 5-7

$$\frac{m(\text{Fe}_3\text{O}_4) = 464 \text{ г}}{m(\text{Fe}) = ?}$$

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

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

Решение:

По формуле Fe_3O_4 находим массу вещества и элемента:

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

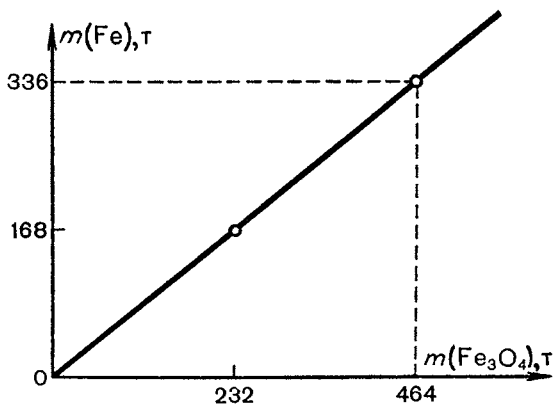
$$m(\text{Fe}) = 3 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 168 \text{ г}$$

Строим график (рис. 4) согласно таблице:

$m(\text{Fe})$	0	168
$m(\text{Fe}_3\text{O}_4)$	0	232

Рис. 4. К решению задачи № 5-7.

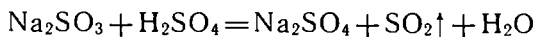
Наносят соответствующие точки на координатную плоскость и проводят прямую. Из точки, соответствующей числу 464, проводят перпендикуляр до пересечения с прямой. Из точки пересечения проводят параллельную оси абсцисс, и получают на оси ординат точку, которая указывает величину массы железа, равную 336 г.



Задача № 11-51

$$\begin{array}{l|l} m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г} & \\ \hline m(\text{Na}_2\text{SO}_3) - ? & \\ M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль} & \\ M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = & \\ = 126 \text{ г/моль} & \end{array}$$

Решение:



По уравнению реакции:

$$\begin{array}{l} m(\text{SO}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 64 \text{ г} \\ m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г/моль} = 126 \text{ г} \end{array}$$

Строим график прямой пропорциональной зависимости согласно таблице:

$m(\text{Na}_2\text{SO}_3)$	0	126
$m(\text{SO}_2)$	0	64

Для решения задачи на оси ординат (см. рис. 3) откладываем точку, соответствующую числу 16, проводим прямую, параллельную оси абсцисс, до пересечения с графиком прямой пропорциональности. Из точки пересечения опускаем перпендикуляр на ось абсцисс и получаем точку, которая указывает величину массы сульфита натрия, равную 31,5 г.

Подобные графические способы химических расчетов широко используются на предприятиях химической промышленности при контроле технологического процесса и анализе готового продукта в химических лабораториях. При химическом анализе сырья и готового продукта используют графики функциональной зависимости для определенной химической реакции.

Применение графиков при решении задач использовалось и на уроках химии, когда учащиеся изучали понятие растворимости, строили графики растворимости по данным проведенного

эксперимента и применяли кривые растворимости при нахождении массы растворенного вещества или массы растворителя.

Задача № 4-8. Какая минимальная масса воды требуется для растворения 7,5 г сульфата калия при 45 °С?

Чтобы решить такую задачу, необходимо по графику растворимости сульфата калия найти его растворимость при 45 °С (рис. 5). Определяют, что в 1 л воды при 45 °С для приготовления насыщенного раствора нужно растворить 150 г K_2SO_4 . Это первый и основной этап в решении задачи.

Решение:

$$m(K_2SO_4) = 7,5 \text{ г}$$

$$t^\circ = 45 \text{ }^\circ\text{C}$$

$$m(H_2O) = ?$$

$$\rho(H_2O) = 1000 \text{ г/л}$$

$$S_{K_2SO_4}^{45^\circ} = 150 \text{ г/л}$$

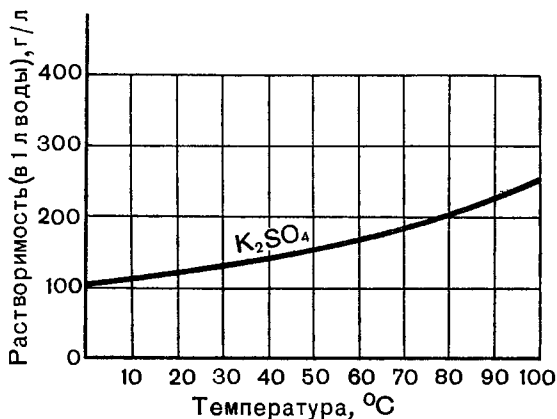


Рис. 5. Зависимость растворимости сульфата калия от температуры.

1-й способ (по алгебраической формуле)

В соответствии с определением растворимости записываем формулу

$$S_{\text{в-во}}^{t^\circ} = \frac{m(\text{в-ва})}{V(\text{воды})}$$

Отсюда

$$V(\text{воды}) = \frac{m(K_2SO_4)}{S_{K_2SO_4}^{t^\circ}}$$

Подставляем значения известных величин:

$$V(\text{воды}) = \frac{7,5 \text{ г}}{150 \text{ г/л}} = 0,05 \text{ л}; \quad m = V\rho; \quad m(H_2O) = 1000 \text{ г/л} \times \\ \times 0,05 \text{ л} = 50 \text{ г}$$

Ответ. Для растворения 7,5 г K_2SO_4 минимально требуется 50 г H_2O .

2-й способ (сравнение величин)

7,5 г < 150 г в 20 раз, значит, воды нужно в 20 раз меньше, т. е. $V(H_2O) = 1 \text{ л} : 20 = 0,05 \text{ л}; \quad m = V\rho; \quad m(H_2O) = 1000 \text{ г/л} \times \\ \times 0,05 \text{ л} = 50 \text{ г}$

3-й способ (решение пропорцией)

150 г K_2SO_4 при $45^\circ C$ растворяются в 1 л H_2O ,

7,5 г K_2SO_4 при $45^\circ C$ растворяются в x л H_2O .

Составляем пропорцию:

$$150 : 7,5 = 1 : x$$

$$x = \frac{7,5 \cdot 1 \text{ л}}{150 \text{ г/л}} = 0,05 \text{ л}; \quad m = V\rho; \quad m(H_2O) = 1000 \text{ г/л} \cdot 0,05 \text{ л} = 50$$

Графический способ решения задач оказывается более рациональным при решении задач на смеси, смешивание растворов и др.

Задача № 6-109. При растворении в кислоте 2,33 г смеси железа и цинка было получено 896 мл водорода (при н. у.) Вычислите массу каждого из металлов, содержащихся в смеси

Состав бинарной системы можно графически представить в виде отрезка прямой. Начало этого отрезка (точка А) соответствует содержанию в смеси одного компонента в чистом виде. Предположим, это 2,33 г цинка. Тогда конец отрезка (точка В) отвечает содержанию в смеси в чистом виде только второго компонента (в нашем примере 2,33 г железа). В направлении от точки А к точке В (рис. 6) возрастает содержание железа от 0 до 2,33 г и убывает содержание цинка от 2,33 г до 0. Таким образом, любая точка на данном отрезке будет представлять собой смесь, имеющую одну и ту же массу (2,33 г) с определенным содержанием каждого компонента, которое влияет на объем выделяющегося водорода. Отсюда объем выделившегося водорода да есть функция от состава смеси.

Решение:

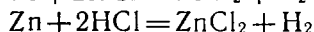
$$\left. \begin{array}{l} m(\text{смеси}) = 2,33 \text{ г} \\ V(H_2) = 896 \text{ мл} \\ m(Zn) - ? \quad m(Fe) - ? \end{array} \right\}$$

$$M(Fe) = 56 \text{ г/моль}$$

$$M(Zn) = 65 \text{ г/моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ г/моль}$$

В задаче говорится о взаимодействии смеси металлов с кислотой. Значит, одновременно идут две реакции: цинка с кислотой и железа с кислотой — и при этом образуются соответствующие соли и выделяется водород, суммарный объем которого 896 мл:



Для построения функциональной прямой нужно подсчитать объем водорода, выделяемый из кислоты каждым металлом, взя-

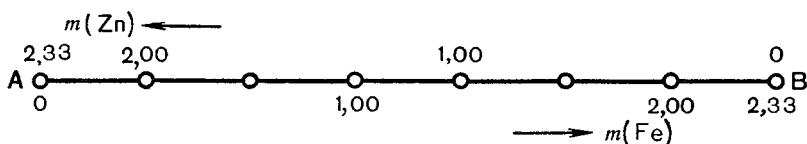


Рис. 6. Состав смеси железа и цинка.

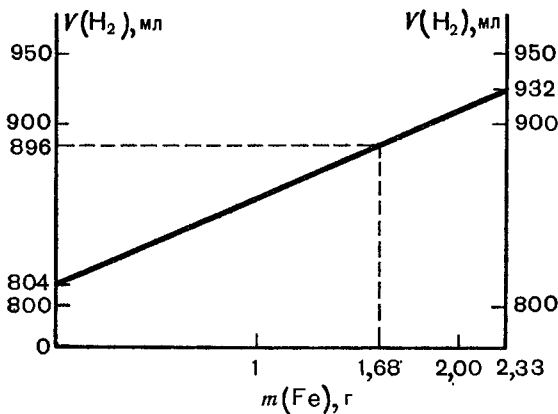


Рис. 7. Зависимость объема выделившегося водорода от состава смеси железа и цинка.

На одной из осей ординат (любой) откладывают точку, соответствующую объему газа в 896 мл, и находят точку на функциональной прямой, проводя прямую, параллельную основанию графика, до пересечения с ней. Проецируя полученную точку на прямую состава смеси металлов, определяют массы металлов.

тым массой 2,33 г. Для расчета целесообразно использовать алгебраическую формулу:

$$V_x = \frac{m v_x V_m}{v M}$$

Определяем объем водорода, вытесненный цинком:

$$V_1(\text{H}_2) = \frac{2,33 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль} \cdot 1000 \text{ мл}}{65 \text{ л/моль}} = 804 \text{ мл}$$

Определяем объем водорода, вытесненный железом:

$$V_2(\text{H}_2) = \frac{2,33 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ г/моль} \cdot 1000 \text{ мл}}{56 \text{ г/моль}} = 932 \text{ мл}$$

В точках А и В строят ординаты, на которых откладывают объемы выделившегося водорода при взаимодействии кислоты 2,33 г цинка и 2,33 г железа. Полученные точки (804 и 932) соединяют прямой, которая отражает зависимость выделившегося объема водорода от соотношения масс металлов в 2,33 г смеси.

В рассмотренном примере масса железа — 1,68 г, а масса цинка — 0,65 г (2,33 г — 1,68 г).

Ответ. В смеси было 1,68 г Fe и 0,65 г Zn.

Еще удобнее графическим способом решать задачи на смешивание растворов. В этом случае отрезок прямой (основание графика) представляет собой массу смеси, а на осях ординат откладывают точки, соответствующие массовым долям растворенного вещества в исходных растворах. Соединив прямой точки на осях ординат, получают прямую, которая отображает функциональную зависимость массовой доли растворенного вещества в смеси от массы смешанных растворов в обратной пропорциональной зависимости. Полученная функциональная прямая позволяет решать задачи по определению массы смешанных растворов и обратные, по массе смешанных растворов находить массовую долю полученной смеси.

Задача № 4-24. Смешаны 100 г 20%-ного раствора и 50 г 32%-ного раствора некоторого вещества. Какова массовая доля растворенного вещества в полученном растворе?

Решение:

$$m_1 (\text{р-ра } 1) = 100 \text{ г}$$

$$m_2 (\text{р-ра } 2) = 50 \text{ г}$$

$$\omega_1 = 0,2, \text{ или } 20\%$$

$$\omega_2 = 0,32, \text{ или } 32\%$$

$$\omega_3 = ?$$

Масса полученной смеси растворов равна 150 г (100 г + 50 г). Строим график.

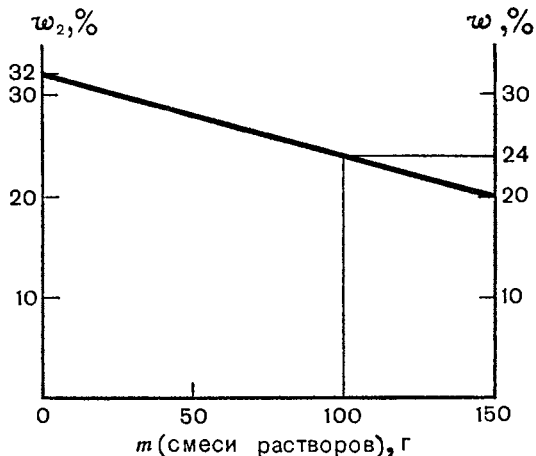


Рис. 8. Зависимость массовой доли растворенного вещества от массы смесей растворов.

Ответ. В полученном растворе $\omega_3 = 0,24$, или 24%.

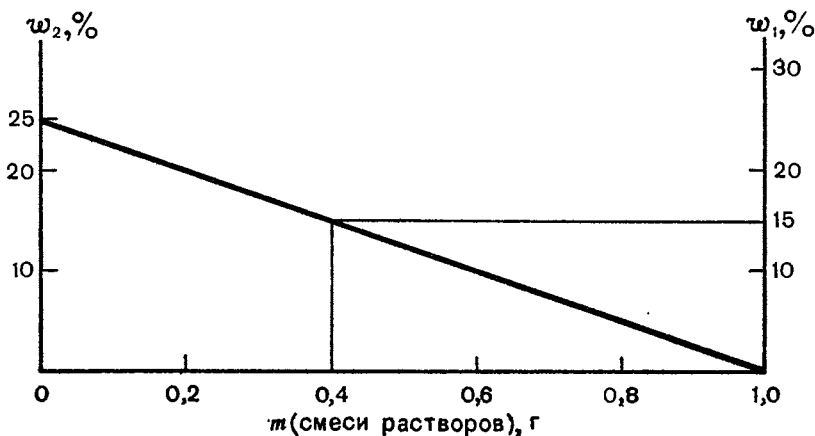


Рис. 9. Зависимость массовой доли аммиака от массы полученного раствора.

Задача № 4-25. Требуется приготовить 1 кг 15%-ного раствора аммиака из 25%-ного раствора. Определить массы 25%-ного раствора и воды, которые необходимо для этого взять.

Решение:

$$\left. \begin{array}{l} m_3 (\text{р-ра NH}_3) = 1 \text{ кг} \\ w_3 (\text{NH}_3) = 0,15, \text{ или } 15\% \\ \hline m_2 (25\% \text{-ного р-ра)} - ? \\ m_1 (\text{H}_2\text{O}) - ? \end{array} \right\}$$

Ответ. Нужно смешать 0,4 кг 25%-ного раствора NH_3 с 0,6 кг H_2O .

Графический способ удобен и доступен учащимся для решения задач на вывод формул веществ.

Отношения индексов элементов в формуле вещества можно найти графически. Предположим, что даны b , c и d — массовые доли элементов В, С и D в веществе; a , $A_r(\text{B})$, $A_r(\text{C})$ и $A_r(\text{D})$ — их относительные атомные массы. Зная, что массовая доля элемента в веществе определяется по формуле $w = \frac{nA_r}{M_r}$, найдем значение $n = \frac{wM_r}{A_r}$. Так как относительная молекулярная масса вещества не дана в условии, то отношение числа атомов соответствующих элементов выразится уравнением

$$n(\text{B}) : n(\text{C}) : n(\text{D}) = \frac{w(\text{B})}{A_r(\text{B})} : \frac{w(\text{C})}{A_r(\text{C})} : \frac{w(\text{D})}{A_r(\text{D})}$$

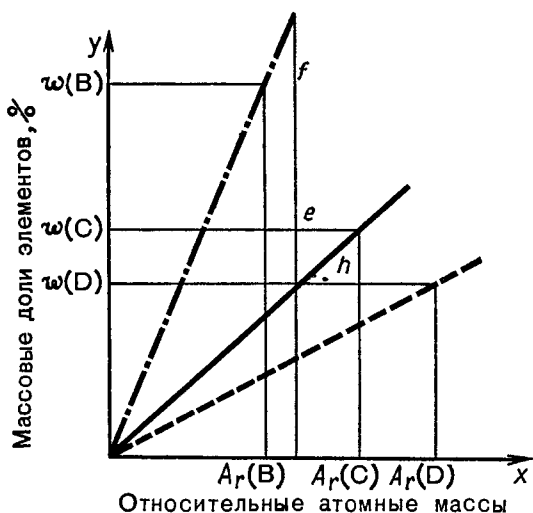


Рис. 10. Принцип решения задач на вывод химических формул.

При пересечении всех трех функциональных прямых произвольной линией, параллельной оси y , получим точки пересечения h , e , f . Отрезки на произвольной прямой линии, соответствующие величинам ординат: f , e , h , представляют собой отношения числа атомов: $n(\text{B}) : n(\text{C}) : n(\text{D})$.

Отношение массовой доли элемента к его относительной атомной массе представляют собой прямые, подобные функциональным прямым на рисунках и построенные в одной системе координат.

Таким образом, определяя отношения отрезков, находят отношения нескольких чисел: $n(B) : n(C) : n(D) = f : e : h$,

$$n(B) : n(C) : n(D) = 8 : 3 : 2$$

Задача № 14-151. Наиболее распространенный в природе фторопатит «содержит» 42,23% оксида фосфора (V), 50,03% оксида кальция и 7,74% фторида кальция. Напишите состав этого минерала в виде формул двух солей.

Решение:

$$w(P_2O_5) = 42,23\% = 0,4223$$

$$w(CaO) = 50,03\% = 0,5003$$

$$w(CaF_2) = 7,74\% = 0,0774$$

Формула минерала — ?

$$M_r(P_2O_5) = 142$$

$$M_r(CaO) = 56$$

$$M_r(CaF_2) = 78$$

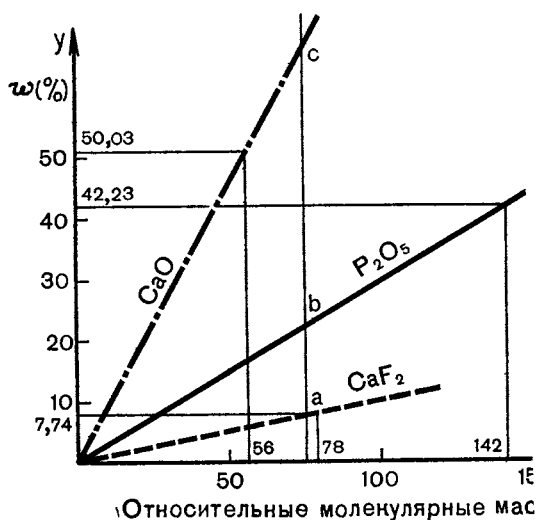


Рис. 11. К решению задачи № 14-151.

В одной системе координат (координатной плоскости) строим три самостоятельных графика (рис. 11), выражающих соотношение между величинами относительных молекулярных масс и массовыми долями трех веществ, входящих в состав минерала фторопатита, т. е. прямую функциональной зависимости 50,03% и 56 для CaO ; 42,23% и 142 для P_2O_5 и 7,74% и 78 для CaF_2 , учитывая во всех случаях, что если относительная молекулярная масса равна 0, то и массовая доля этого вещества в минерале равна 0, значит, все прямые начинаются в центре одной координатной плоскости.

Все три функциональные прямые пересекают произвольную прямую, параллельную оси y (ординат). Определяют на графике отношение точек пересечения функциональных прямых с произвольной прямой: $1 : 9 : 3$ (CaF_2, CaO, P_2O_5).

О т в е т. Формула минерала — $\text{CaF}_2 \cdot 9\text{CaO} \cdot 3\text{P}_2\text{O}_5$, или $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.

Применение графического способа для решения простых задач нецелесообразно, так как на построение графика затрачивается больше времени и усилий учащихся, чем на вычисление. Тем не менее учитель химии должен владеть этим способом решения задач, чтобы уметь объяснить любознательным ученикам целесообразность графического решения ряда задач и быть готовым объективно оценить этот способ решения задачи учеником.

Рассмотренные выше способы решения химических задач не единственные. Однако указанного числа способов решения достаточно, чтобы показать учащимся различные пути решения химических задач. Учителю химии необходимо знать важнейшие способы вычислений, чтобы исключить субъективизм в оценке работы учащихся, не ограничивать их мышление только одним способом умственной деятельности, уметь проанализировать решение задачи учеником и быть справедливым по отношению к тем учащимся, которые решают задачу правильно, но не так, как объяснял учитель.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

● Решите задачи рассмотренными 8 способами. Укажите, какие из них вы считаете рациональными. Объясните, чем понравились вам эти способы решения.

Обращая внимание на различные способы решения задачи, не забывайте вначале проводить химическое исследование задачи и анализ, точно соблюдайте правильность обозначений величин.

6. К 1 л раствора хлорида калия прибавили раствор нитрата серебра до полного осаждения металла. Масса полученного осадка равна 28,7 г. Определите массовую долю хлорида калия в исходном растворе.

7. Вычислите массу алюминия, необходимую для реакции с раствором серной кислоты, чтобы получить 12 л водорода (при н. у.).

8. Какую массу железа можно получить из 2 т железной руды, содержащей 94% оксида железа (III)?

9. Для получения 10 л водорода (при н. у.) при реакции с железом было израсходовано 163 г раствора соляной кислоты. Какой была массовая доля хлороводорода в кислоте?

10. При анализе образца сульфата аммония в нем было определено содержание 1,4 г азота. Определите массу образца, взятого для анализа.

● Примените для решения задачи графический способ, укажите, рационален ли он для каждой из предложенных задач. Какие способы вы считаете наиболее рациональными?

11. В состав некоторого вещества входит 40% оксида магния и 60% диоксида кремния. Выведите формулу вещества.

12. Определите массовую долю гидроксида калия в растворе полученном смешиванием 600 г 52%-ного раствора с 400 мл воды.

13. Выведите формулу вещества, если в его составе массовая доля кальция — 0,2, молибдена — 0,48 и кислорода — 0,32.

14. Постройте графики растворимости указанных веществ, используя следующие данные (масса растворенного вещества, на 100 г воды):

Вещество \ t, °C	0	10	20	30	40	50	60	80
KClO ₃	3,3	5,0	7,4	10,2	14,5	19,7	26	39
K ₂ SO ₄	7,4	9,2	11,1	13,0	14,8	16,5	18,2	21,4
Na ₂ SO ₄	—	—	—	—	48,0	46,8	45,3	43,7

15. Определите состав смеси сульфида железа (II) и сульфида меди (II), если известно, что при добавлении к 10 г этой смеси избытка раствора соляной кислоты выделилось 2,24 л газа.

16. При растворении в растворе серной кислоты 2,5 г сплава цинка с магнием выделилось 1,19 л водорода (при н. у.). Определите массу каждого из компонентов сплава.

● Решите задачи тремя-четырьмя способами, проверьте полученный результат по графику растворимости (см. приложение)

17. В 500 г воды при 70 °C растворили до насыщения нитрат калия, а затем раствор охладили до 0 °C. Определите массу соли, выкристаллизовавшуюся при этом.

18. В каких массовых отношениях нужно смешать 62%-ную и 15%-ную серную кислоту для приготовления 1 кг 40%-ного раствора?

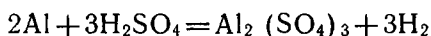
ГЛАВА III. ФОРМИРОВАНИЕ У СТУДЕНТОВ ЗНАНИЙ И УМЕНИЙ ПО ОБУЧЕНИЮ УЧАЩИХСЯ РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ

§ 1. МЕТОДИЧЕСКИЕ ОСОБЕННОСТИ ОБУЧЕНИЯ УЧАЩИХСЯ РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ

Важным фактором обучения учащихся решению задач является знание общей и педагогической психологии, логики и возрастной физиологии. Учителю следует постоянно учитывать особенности психики, индивидуальные способности учащихся и в соответствии с этим строить обучение решению химических задач.

Одной из особенностей обучения химии является проведение процесса свертывания (сокращения) рассуждений и действий в ходе решения задачи. Психологи установили, что в повторяющихся однотипных рассуждениях постепенно выпадают промежуточные звенья, прежде всего обосновывающие элементы рассуждения. Это происходит после того, как учащийся хорошо усвоил последовательность ряда повторяющихся действий и, как само собой разумеющееся, сократил их из умственных действий. **Только в этом случае и допустимо свертывание рассуждений.** Но и тогда целесообразно периодически возвращать учащихся к обоснованиям, чтобы предупредить забывание логической последовательности действий и формализацию знаний и умений.

Например, очень часто свертывание рассуждений осуществляют при переходе от относительной молекулярной или атомной массы к массам веществ. Так, решая задачу по уравнению реакции, в которой описана реакция алюминия с раствором серной кислоты, записывают уравнение реакции:



Предположим, что для решения нужно знать массы алюминия, серной кислоты и объем водорода.

Согласно уравнению реакции, используя формулу $m = \nu M$, определяют массы алюминия и серной кислоты:

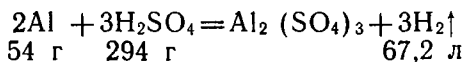
$$m(\text{Al}) = 2 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 54 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 3 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 294 \text{ г}$$

Используя формулу $V = \nu V_m$, определяют объем водорода:

$$V(\text{H}_2) = 3 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ г/моль} = 67,2 \text{ л}$$

Часто эти действия при объяснении решения задачи опускаются, и при оформлении решения нередко можно видеть следующую запись:



Данное явление, названное «коротким замыканием ассоциативной цепочки», проявляется довольно часто в решении задачи. Сильные учащиеся после восприятия задачи сразу переходят к исполнению, словно вынося за скобки обосновывающую часть рассуждения.

Другим примером «короткого замыкания» служит объяснение задачи, когда необходимо перейти от массы воды к объему и наоборот. Для учителя и учеников с математическим складом мышления ясно, что если $V(\text{H}_2\text{O}) = 250$ мл, то $m(\text{H}_2\text{O}) = 250$ г и они проводят свертывание следующих рассуждений:

$$\frac{V(\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ мл}}{m(\text{H}_2\text{O}) = ?} \quad \left| \quad \begin{array}{l} m = V\rho \\ m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г/л} \cdot 0,25 \text{ л} = 250 \text{ г} \end{array} \right.$$

$$\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г/л}$$

Для учащихся же с гуманитарным складом мышления эта сложная физическая задача. Следовательно, если учитель будет объяснять ход решения задачи, используя «короткое замыкание», для многих учащихся в классе такое объяснение не будет понятным и они, механически запомнив эту часть, затем могут свободно написать: $V(\text{H}_2\text{O}) = 250$ г, или $m(\text{H}_2\text{O}) = 250$ мл. Учащиеся не увидят в своей записи ошибки, так как из объяснения с «коротким замыканием» они поняли, что объем воды и масса воды — это одно и то же.

Овладение процессом свертывания весьма важный этап развития мышления учащихся. Необходимо хорошо усвоить, что «короткое замыкание» — это **сугубо индивидуальный процесс**, который у каждого ученика наступает естественно, на соответствующем этапе овладения логикой решения задачи, без **преждевременного навязывания извне**.

К сожалению, преждевременное использование процесса свертывания прочно вошло в методику обучения учащихся решению задач и многократно повторяется в многочисленных методических рекомендациях по решению химических задач. Так, объясняя решение задачи способом пропорции, не дают саму пропорцию [3 с. 44].

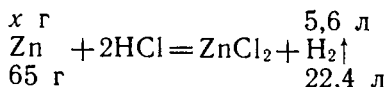
На 18 мас. д. воды приходится 16 мас. д. кислорода

На 100 мас. д. воды приходится x массовых долей:

$$x = \frac{16 \text{ мас. д.} \cdot 100 \text{ мас. д.}}{18 \text{ мас. д.}} = 88,88 \text{ мас. д.} \quad [4, \text{ с. } 44]$$

А где же пропорция $18 : 100 = 16 : x$, или $18 : 16 = 100 : x$?

Или дают две записи пропорциональной зависимости, но не дают записи пропорции [8]:



Указанная запись иллюстрирует пропорциональную зависимость, причем данная запись выполнена четко и не требует много времени. Однако к этой записи дается вторая:

22,4 л H_2 получаются при травлении 65 г Zn

5,6 л H_2 получаются при травлении x г Zn

$$x = \frac{65 \cdot 5,6}{22,4} = 16,25 \text{ (г)}$$

Но суть второй записи та же, что и первой, но при этом использована не лучшая форма записи. Но для решения этой пропорции самого необходимого в этом случае второго этапа, т. е. записи самой пропорции, нет:

$$22,4 : 5,6 = 65 : x, \text{ или } 22,4 : 65 = 5,6 : x$$

Проводя таким образом свернутое объяснение, учитель лишает многих учащихся возможности понять излагаемое и направляет их на путь формального механического заучивания. Результатом этого является неумение решать химические задачи.

Для рассмотренного случая учителю целесообразно использовать методический прием — возвращение к первоначальному источнику данного понятия, т. е. к курсу алгебры VI класса. Целесообразно вместе с учащимися вспомнить свойства пропорции и записать пропорцию в той форме, которая изучалась в курсе математики.

Итак, осуществляя процесс свертывания объяснения, учитель химии должен помнить об уровне подготовки учащихся и учитывать их индивидуальные особенности мышления.

Довольно эффективным фактором, влияющим на обучение учащихся решению химических задач, является осуществление **переноса знаний и умений**. Переносом психологи называют положительное влияние ранее полученных знаний и умений на овладение новыми знаниями и умениями. Этот перенос учащимися осуществляется без больших затрат усилий с их стороны и не требует особых объяснений со стороны учителя. В ходе обучения решению задач необходимо использовать умения учащихся, полученные на уроках физики: сокращенная запись условия задачи, широкое использование общепринятых обозначений физических величин в сочетании с химическими знаками и формулами, использование единиц СИ.

Из курса математики важно перенести знания разнообразных логических рассуждений при расчетах (разные способы решения); умения вычислять проценты и производить расчеты, связанные с ними; умения проводить тождественные преобразования; умения составлять и решать алгебраические уравнения и др. Перечисленные математические умения являются интеллектуальными умениями, и учитель химии обязан ими владеть в совершенстве.

И наоборот, огромный вред обучению решению химических задач и интеллектуальному развитию учащихся приносит **интерфе-**

ренция знаний, умений и навыков, что, к сожалению, еще довольно часто встречается в процессе обучения вообще и в обучении решению задач в частности. Интерференцией умений называют так психическое состояние учащихся, когда усвоенные ранее умения тормозят, подавляют развитие, понимание новых. Например, учителя химии, «боясь утопить» химизм задачи в математических выкладках, стараются использовать только способ пропорции (хот при этом производят математические действия, а не химические), не учитывая при этом ни уровень математической и физической подготовки учащихся, ни содержание задачи.

Так, учащимся и VIII, и X классов объясняют, как проводить расчеты, связанные с процентами, способом пропорции [7]. Например, требуется вычислить массу вещества, содержащаяся в 800 кг 4%-ного раствора. А удобно ли это учащимся? Их математический уровень подготовки позволяет произвести этот расчет более рационально, используя формулу $\omega = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{m(\text{р-ра})}$

$m(\text{раств. в-ва}) = 800 \text{ кг} \cdot 0,04 = 32 \text{ кг}.$

Для расчетов, связанных с процентами, ученики на уроке математики не используют пропорции! Кто практически считает пропорцией сумму денег, необходимую для оплаты двух пакетов молока или 200 г конфет? Никто! А при обучении решению задач по химии аналогичные расчеты настойчиво предлагают вести только способом пропорции. Вот и наступает интерференция умений и навыков, когда учащиеся психологически не могут принять объяснения учителя химии, когда на основе имеющихся у них знаний и умений, их жизненного опыта, наконец, возникает внутренний протест против приобретения «нового» нерационального умения, формируемого учителем химии.

Эти и другие неоправданные приемы разрушают культуру вычислений и приводят к утрате умений, на приобретение которых так много усилий затрачивают учителя математики и физики, а ученики легко привыкают допускать грубейшие математические и физические ошибки. Так появляется безграмотность

Интерференция в обучении решению задач по химии есть следствие несогласованности работы учителей химии, физики и математики, а также серьезных недочетов в работе методистов

Теоретический материал по химии включает взаимообратные процессы, понятия; при обучении решению химических задач следует показывать наличие взаимообратных задач, способы их решения. Варьирование прямых и обратных заданий позволяет рельефно выделить взаимосвязь между различными компонентами задачи. В процессе решения происходит перестройка направленности мыслительного процесса, устанавливаются двусторонние ассоциации.

Широкое использование взаимообратных задач в процессе обучения химии способствует развитию активного самостоятельного и творческого мышления, закреплению методов решения, помогает

понять и осмыслить их, глубже раскрыть зависимость между искомыми и данными величинами.

Решая обратную задачу, учащиеся убеждаются в том, что она позволяет проверить правильность решения прямой, что вызывает чувство удовлетворения работой.

Еще больший эффект имеет составление учащимися обратных задач после того, как решена прямая задача. «Составление задач учащимися — метод определения уровня усвоения материала» [9].

Учащиеся могут составить несколько вариантов обратных задач. Следует постепенно подводить учеников к усложнению составляемых задач. Обучение составлению задач целесообразно начать с простейшего задания. После решения задачи № 11-51 ученикам предлагается составить новую задачу, изменив величину массы оксида серы (IV) до 32, 40, 80, 160 г и т. д. Когда ученики будут удовлетворительно справляться с этим заданием, задание изменяют, предлагая составить обратную задачу, в которой требуется определить массу оксида серы (IV), выделяющуюся при взаимодействии с кислотой массой 63, 126, 189 г сульфата натрия и т. д.

Дальнейший, более сложный этап состоит в том, что учитель дает запись условия задачи и формулу вещества (если задача по формуле) или уравнение реакции:

$$\text{а) } \frac{m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 20,4 \text{ г}}{m(\text{Al}) = ?} \quad |$$

$$\text{б) } \frac{m(\text{P}_2\text{O}_5) = 284 \text{ г}}{m(\text{P}) = ?} \quad | \quad \text{P} + \text{O}_2 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5$$

Учащимся предлагается составить текст задачи, поощряя различные варианты, и решить задачу различными способами, указав наиболее рациональный способ.

Наконец, учитель описывает определенный химический процесс или называет вещество, при этом первоначально можно использовать текст учебника. Учащиеся должны составить прямую и обратную задачи, используя уравнение реакции. Так, например, можно воспользоваться уравнением, написанным на с. 77 [3], где рассмотрено взаимодействие оксида меди (II) с раствором серной кислоты.

Затем учащимся можно предложить составить задачи на основе краеведческого материала, с установлением межпредметных и внутриспредметных связей и т. п.

Использование методического приема по формированию у учащихся умения самостоятельно составлять различные химические задачи играет очень важную роль в выработке у учеников

«психологического комфорта», объясняемого отсутствием страха перед задачей.

Достигается обстановка «психологического комфорта» в несколько этапов. Вначале учитель вместе с классом подробно разбирает решение задачи определенного типа, показывая ряд рациональных способов ее решения. После объяснения всем учащимся класса предлагается решить сходную задачу, имеющую тот же уровень сложности, а затем и составить обратную задачу, сходную по сложности. Ученики выполняют эти задания как в классе, так и дома. Качество выполнения задач и допущенные при этом ошибки анализируются. Затем учащимся предлагают решить разные задачи, каждому свою.

Заключительным этапом обучения является составление учителем списка, включающего множество различных задач (указываются номера из задачника), из которых учащиеся выбирают и решают те, которые им под силу; число задач тоже может быть разным. Обязательным условием является регулярная проверка тетрадей учащихся. Итогом такой работы у школьников является появление интеллектуального удовлетворения вследствие преодоления трудностей.

§ 2. МЕТОДИЧЕСКИЕ ПРИНЦИПЫ ОБУЧЕНИЯ РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ

Процесс обучения решению задач проходит в нормальной обстановке и достигает удовлетворительных результатов при соблюдении ряда методических принципов: 1) первоначально учитель решает задачу сам и продумывает методику разбора задачи; 2) учащиеся должны постоянно видеть текст задачи; 3) учащиеся должны проявлять самостоятельность, решая задачи; 4) учащимся следует проводить самоанализ, контролируя решения задачи; 5) учитель должен систематически включать решение задач в процесс обучения химии.

Каждая задача, намеченная учителем для решения на уроке или дома, должна быть предварительно решена им самим, при этом должна быть четко рассмотрена химическая сторона задачи и должны быть выбраны 2—3 рациональных способа решения. Это избавит учителя от возможных непредвиденных случаев, позволит более доходчиво объяснить учащимся решение, сориентировать их в нужном направлении. В период подготовки к уроку следует учесть, какие умения, имеющиеся у школьников, можно использовать в качестве переноса, предусмотреть случаи, устраняющие интерференцию и «короткое замыкание» в процессе объяснения.

В целях научной организации труда учителя необходимо постепенно создавать картотеку задач, т. е. решать каждую задачу на отдельной карточке, которые шифруются для удобства пользования. Созданная картотека избавит учителя от лишней траты времени на повторное решение задачи или ее длительный

поиск. При самостоятельном составлении задач учащимся предлагается записывать их текст на карточках определенных размеров, эти карточки после проверки следует сохранять в кабинете, что может быть использовано в дальнейшем как для коллективной, так и для индивидуальной работы учащихся.

Существенное внимание следует уделить тому, чтобы текст задачи был перед глазами учащихся на протяжении почти всего хода решения. На практике это можно осуществить, имея достаточное число задачников в кабинете химии; проецируя текст задачи на экран, если ее нет ни в задачнике, ни в учебнике; используя предварительную запись текста на переносной или закрывающейся части доски.

С этой целью проводят запись условия задачи, четко выделяя данные и искомые величины. Недопустимой тратой времени урока является запись текста задачи учащимися под диктовку учителя, ведь за это время можно рассмотреть несколько способов решения задачи.

При решении задач следует оптимально сочетать регламентированные и самостоятельные усилия учащихся. Развивающий эффект задачи теряется, учащиеся утрачивают интерес к задаче, перестают работать, если решение систематически осуществляется учителем или учеником под диктовку учителя, а остальные учащиеся механически переписывают решение с доски в тетрадь. Чтобы избежать указанных педагогических казусов, необходимо постепенно увеличивать участие ученика в процессе решения задачи. С этой целью процесс обучения учащихся решению целесообразно проводить в несколько этапов. Вначале учитель подробно объясняет решение задачи ученикам, показывая, как нужно провести исследование задачи и записать условие, уравнение реакции, как на основе анализа задачи наметить план ее решения. В зависимости от конкретных условий (степень активности класса, уровень теоретической подготовки) учитель объясняет один или два рациональных способа выполнения математической части задачи, четко выдерживая оформление решения и запись ответа.

Когда решение будет учащимися осмыслено и зафиксировано в тетрадях, приступают к следующему этапу обучения — фронтальному решению подобных задач всем классом. В форме беседы проводится запись условия, анализ и составление плана. Учитель направляет мышление учащихся по правильному пути рационального выбора способа решения, а само решение предлагается выполнить ученикам самостоятельно.

Дальнейшим этапом является предложение составить обратную задачу той, которую только что решили. При этом полезно указать, что самостоятельное конструирование задач — один из наиболее верных способов научиться их решать. После индивидуальной творческой работы проводится коллективный анализ предложенных текстов, выбирается наиболее удачный. Предлагается решить эту задачу самостоятельно.

Наконец, наступает этап полной самостоятельности учащихся при решении задачи данного типа. Для стимулирования самостоятельной работы учитель может использовать различные методические приемы, поощряющие быстроту и оригинальность решения. Проверка самостоятельной работы на первых этапах обучения решению задач проводится при обязательном сравнении решения, данного учащимися, с правильным, которое может быть предварительно записано на доске и закрыто до времени, а может быть спроецировано на экран.

Для развития творческой активности учащихся, осознанного подхода к процессу решения задачи необходимо формировать умение постоянно учиться в процессе работы с задачами. А как это сделать? Ученый, инженер, технолог химического предприятия, экономист, художник-дизайнер и др., решая производственные задачи, достигают осуществления главной цели — получение конкретного результата решения, но при этом обращают серьезное внимание на выполнение вторичной цели, а именно решение задачи должно быть наиболее общим, красивым и экономичным.

Итак, решение задачи — это не самое главное, главным является повторение определенных химических понятий, связанных с задачей, или рассмотрение нового фактического материала, овладение новыми приемами мышления, т. е. каждая задача должна давать новые знания или умения. Поэтому, получив правильный результат решения задачи, нельзя считать, что все закончено. Следует проверить, как ученик получил решение? Какие знания ему было нужно применить для получения ответа. А нет ли другого, более простого способа решения? Сможет ли он доказать правильность решения, т. е. сможет ли он сделать проверку своего решения?

Таким образом, научить учащихся самоконтролю в ходе решения задачи — значит обучить их умению анализировать ход решения, постоянно контролировать свои действия, мысленно отвечая на следующие вопросы: правильный ли путь решения выбран? Можно ли доказать, что этот путь правильный? Не противоречит ли решение правилам и законам химии, физики и математики? Рациональный ли способ решения применен? Существует ли более простой способ? Каким способом можно доказать, что ответ задачи правильный?

Направлять учащихся к самостоятельному анализу хода решения учителю следует не только постановкой вопросов, которые указаны выше, но и введением защиты учащимися предложенного способа решения перед классом, организацией коротких взаимопроверок ученика учеником.

Стремление научить учащихся тому, как строить мыслительный процесс при решении задачи, как и в какой последовательности действовать, оперировать условиями задачи, привело к новому направлению в методике обучения учащихся решению задач — использование алгоритмов расчетных задач, что оказа-

лось весьма заманчивым и привлекло большое внимание учителей химии, ибо использование алгоритмов обязательно приводило к получению правильного решения задачи.

Действительно, если систему вычислений (алгоритм) подразделить на указания (предписания), понятные и посильные учащимся для выполнения, то их постепенная реализация приведет непременно к правильному решению.

По алгоритмическому предписанию последовательного выполнения шагов составляется граф-схема решения задачи определенного вида.

Алгоритмическое предписание (для задачи № 11-51)

1. Запишите условие задачи.
2. Напишите уравнение реакции.
3. Выполните предварительные действия и рассчитайте по уравнению реакции массы оксида серы (IV) и сульфита натрия.
4. Сравните массы оксида серы (IV), данную в условии и полученную по уравнению.
5. Рассчитать массу сульфита натрия.
6. Записать ответ задачи.

Граф-схема рассмотренного вида задач

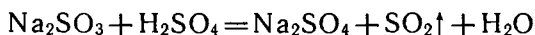
Запись условия задачи → Написание уравнения реакции → Предварительные действия по расчету масс веществ → Сравнение масс веществ → Расчет массы вещества → Ответ задачи

Решение задачи № 11-51 по алгоритму

1. Запись условия задачи:

$$\begin{array}{l|l} m(\text{SO}_2) = 16 \text{ г} & \\ \hline m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = ? & \end{array}$$

2. Написание уравнения реакции:



3. Предварительные действия по расчету масс веществ:

$$M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/моль},$$

$$m(\text{SO}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 64 \text{ г}$$

$$M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126 \text{ г/моль}; m(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 126 \text{ г/моль} = 126 \text{ г}$$

4. Сравнение масс веществ:

16 г < 64 г в 4 раза, значит, и $m(\text{Na}_2\text{SO}_4)$ нужно в 4 раза меньше.

5. Расчет массы вещества:

$$m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 126 \text{ г} : 4 = 31,5 \text{ г}$$

6. Ответ. Для получения 16 г SO_2 нужно 31,5 г Na_2SO_3 .

Но алгоритмирование может быть осознанным и неосознанным, т. е.: а) можно владеть алгоритмом, но не знать; б) можно владеть алгоритмом и знать его; в) можно алгоритм знать, но не уметь им действовать. Кроме того, «алгоритмические методы (жесткое предписание — делай так! — что и развито в методике

обучения решению задач) не обуславливает творческого мышления; во-вторых, не для всех задач можно построить «типичные» алгоритмы. Многие задачи требуют не стандартного подхода, а выдумки и творчества. Это разнообразие таково, что ученик запутывается в самих алгоритмах, так как к каждой задаче нужно подобрать свой алгоритм» [12].

Наконец, успех выработки умений решать задачи зависит как от постоянного решения в течение всего учебного года, так и от последовательности решения одной задачи за другой, т. е. системы задач, с помощью которой можно было бы руководить умственным развитием учащихся при изучении нового материала, актуализируя ранее приобретенные знания. Иными словами, задачи в системе должны быть органически связаны с содержанием изучаемого материала уроков и темы.

§ 3. МЕТОДИКА ИСПОЛЬЗОВАНИЯ ЗАДАЧ НА УРОКАХ ХИМИИ

Разнообразить методы преподавания химии можно, разумно применяя задачи на различных этапах урока: при изучении нового материала; в процессе закрепления материала, изученного на уроке; при самостоятельной работе на уроке и дома; при текущей проверке знаний учащихся; при повторении изученной темы и проведении проверочной или контрольной работы; при обобщении знаний учащихся по теме.

При объяснении нового материала задачи используют для введения учащихся в изучаемую тему, для иллюстрации рассматриваемых законов или теоретических положений или же с помощью задач подводят учащихся к выводу закона или какого-либо теоретического положения.

При этом необходимо соблюдать определенные условия. Текст задачи должен быть четким, небольшим по объему, понятным для всех учащихся, и задачи не должны требовать сложных расчетов. Например, приступая к изучению альдегидов, учитель во вводной беседе отмечает, что на предыдущих занятиях учащиеся изучали класс спиртов, а теперь рассматривается новый класс соединений.

Задача 1. Вычислите молекулярную формулу простейшего соединения этого класса, если известно, что его плотность по водороду равна 15, а состав вещества следующий: 53,3% кислорода, 40% углерода и 6,7% водорода. (Текст задачи и ее условие необходимо записать заранее на доске или спроецировать на экран.)

Решение:

$$\begin{aligned} d_{\text{H}_2} &= 15 \\ \omega(\text{O}) &= 0,533 \\ \omega(\text{C}) &= 0,400 \\ \omega(\text{H}) &= 0,067 \end{aligned}$$

Формула — ?

В ходе исследования задачи устанавливают, что нужно вычислить число атомов каждого элемента, используя формулу расчета массовой доли элемента в веществе $\omega = \frac{n \cdot A_r}{M_r}$, откуда

$n = \frac{\omega \cdot M_r}{A_r}$, а так как $M_r = 2 \cdot d_{\text{H}_2}$, то, подставляя

$$\begin{array}{l} A_r(\text{O}) = 16 \\ A_r(\text{C}) = 12 \\ A_r(\text{H}) = 1 \end{array} \quad \left| \right.$$

ее значение, получим формулу $n = \frac{w \cdot d_{112}}{A_r}$.

Подставляя в формулу соответствующие величины, учащиеся определяют число атомов каждого элемента (для сокращения времени на расчет работу можно провести по вариантам):

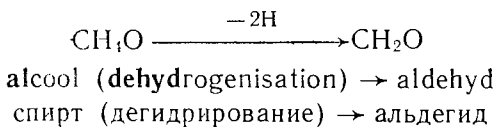
$$n(\text{O}) = \frac{0,533 \cdot 2 \cdot 15}{16} = 0,99 = 1; \quad n(\text{C}) = \frac{0,400 \cdot 2 \cdot 15}{12} = 1;$$

$$n(\text{H}) = (0,067 \cdot 2 \cdot 15) : 1 = 2.$$

На основании полученных результатов выводится формула CH_2O . Для проверки решения ученики подсчитывают по выведенной формуле относительную молекулярную массу и сравнивают ее с величиной, рассчитанной по относительной плотности:

$$M_r(\text{CH}_2\text{O}) = 12 + 2 + 16 = 30; \quad M_r = 2d_{112}; \quad M_r = 2 \cdot 15 = 30$$

Далее учитель отмечает, что формула простейшего соединения нового класса органических соединений — CH_2O , а формула простейшего спирта — CH_3O . Учащимся предлагается сравнить эти две формулы и указать их сходство и различие. Учащиеся отмечают, что различие между формулами двух соединений заключается в отсутствии двух атомов водорода, т. е. новое соединение есть дегидрированный спирт:



Так, в ходе решения задачи учитель подводит учащихся к изучению темы «Альдегиды», одновременно раскрывая значение термина «альдегид».

Используя решение простейших задач, учитель может подвести учеников к выводу закона Авогадро.

Задача 2. Вычислить объем, занимаемый 1 моль водорода, кислорода и углекислого газа, если плотности этих газов соответственно следующие: $\rho(\text{H}_2) = 0,089$ г/л; $\rho(\text{O}_2) = 1,43$ г/л; $\rho(\text{CO}_2) = 1,96$ г/л.

Решение:

Учащиеся, используя формулу $V = m/\rho$, производят расчет, заменив m на M , так как масса частиц вещества, составляющих один моль, есть его молярная масса:

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}; \quad M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}.$$

$$V_m(\text{H}_2) = \frac{2 \text{ г/моль}}{0,089 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль};$$

$$V_m(\text{O}_2) = \frac{32 \text{ г/моль}}{1,43 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль}; \quad V_m(\text{CO}_2) = \frac{44 \text{ г/моль}}{1,96 \text{ г/л}} = 22,4 \text{ л/моль}$$

На основании полученных результатов учащиеся делают вывод, что молярные объемы газов равны при нормальных условиях и составляют 22,4 л/моль. Далее учитель напоминает, что равные количества веществ разных газов содержат равное число молекул, и подводит учащихся к формулировке закона: **в равных объемах газов при одинаковых условиях содержится равное число молекул.**

В ходе объяснения понятий «количество вещества», «моль» учитель вначале дает определение понятия «моль» и рассматривает задачу.

Задача 3. Сколько же частиц входит в единицу количества вещества — моль? Рассчитайте число атомов углерода, содержащихся в 12 г его, и число молекул кислорода в 32 г, зная абсолютные массы атома углерода и молекулы кислорода: $m_0(\text{C}) = 0,2 \cdot 10^{-24}$ г и $m_0(\text{O}_2) = 53,2 \cdot 10^{-24}$ г.

Решение:

$$N_A(\text{C}) = \frac{12 \text{ г}}{0,2 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 6 \cdot 10^{23}; \quad N_A(\text{O}_2) = \frac{32 \text{ г}}{53,2 \cdot 10^{-24} \text{ г}} = 6 \cdot 10^{23}$$

На основании этого делают вывод, что 1 моль вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества.

Таким образом, задачи, текст которых соответствует теме урока или дополняет ее, являются необходимой частью изучения нового материала, способствуют его осмыслению.

Закрепляя изученный на уроке учебный материал, целесообразнее вопросы, предполагающие репродуктивные ответы, заменить задачами, решение которых предусматривает применение полученных знаний, что позволит точно установить, понял ли ученик объясняемый материал или нет. Например, рассмотрев с учащимися понятие о молярном объеме газов и законе Авогадро, можно предложить следующие задачи:

Задача 4. Какой объем займут (при н. у.) кислород массой 16 г, водород массой 1 г и углекислый газ массой 22 г?

Задача 5. Сколько молекул каждого газа содержится в газометрах, вмещающих: 1) 11 г углекислого газа; 2) 8 г кислорода?

Задача 6. Определите молярную массу газа, если плотность его равна 1,25 г/л?

В качестве закрепления после изучения закона сохранения массы веществ можно предложить учащимся следующие задачи:

Задача 7. Определите массу сульфида железа, если известно, что в ходе реакции прореагировали без остатка 8 г серы и 14 г железа.

Задача 8. Определите, какую массу известняка CaCO_3 нужно разложить, чтобы получить 56 кг оксида кальция CaO и 4 кг углекислого газа CO_2 .

Закрепление полученных знаний после изучения свойств хлора можно провести, предложив для решения задачи.

Задача 9. Взорвали 1 л смеси, содержащей 60% хлора и 40%

водорода (по объему). Какой объем хлороводорода должен получиться?

Задача 10. Почему для того, чтобы прореагировало 22,4 л хлора (н. у.), необходимо $2/3$ моль железа, или 1 моль меди, или 2 моль натрия?

Задача 11. При проведении опыта по взаимодействию 3 объемов хлора с 2 объемами водорода выход хлороводорода составил 90%. Какой объем займет получившаяся смесь (все изменения производились при одинаковых условиях)?

Целесообразно давать задачи для устного решения, что развивает быстроту мышления, способствует проявлению инициативы, возбуждает интерес к учебе и повышает активность учащихся.

Опытные учителя почти всякий раз включают в качестве самостоятельной работы на уроке и дома одну-две задачи с целью совершенствования умений учащихся решать задачи рассмотренных видов на основе учебного материала, изученного на уроке. Это позволяет постоянно развивать приобретенные ранее умения решать задачи и формировать умения применять полученные знания. Так, в VIII классе при изучении темы 5 «Обобщение сведений о важнейших классах неорганических соединений» после рассмотрения на уроке состава, названий оксидов, их классификации и химических свойств учитель имеет возможность на основе данного теоретического материала решать с учащимися задачи всех рассмотренных ранее видов.

Задача 12. Определите массу образца, содержащего оксид железа (III) количеством вещества 1,5 моль.

Задача 13. В сосуде объемом 1,12 л содержится оксид углерода (IV) при н. у. Рассчитайте количество вещества в сосуде, число молекул и их массу.

Задача 14. Определите массу сульфата магния, которая получится при взаимодействии с раствором серной кислоты 20 г оксида магния.

Задача 15. Какой объем (при н. у.) оксида углерода (IV) необходимо пропустить через раствор гидроксида бария, чтобы получить 19,7 г карбоната бария?

Задача 16. Вычислите плотность по водороду оксида серы (IV) и оксида углерода (IV).

Задача 17. Определите, легче или тяжелее воздуха оксид углерода (IV), оксид серы (IV).

Задача 18. Вычислите массовую долю фосфорной кислоты в растворе, полученном при взаимодействии 14,2 г оксида фосфора (V) с 50 мл воды.

При текущем учете знаний учащихся переоценивается пересказ изученного ранее материала. Часто учащимся предлагаются вопросы типа: расскажите о законе сохранения массы веществ, расскажите о применении кислорода, расскажите о значении воды и растворов в промышленности, быту и сельском хозяйстве и т. п. Систематическое применение подобных однообразных

вопросов порождает зубрежку изученного, не развивает творческого подхода к пониманию и осмысливанию изучаемого материала. Применение наряду со сложившимися формами опроса решения письменных или экспериментальных задач приучает учащихся не столько механически заучивать содержание параграфа, сколько осмысливать прочитанное. Например, желая проверить, как усвоили учащиеся материал о реакциях соединения кислорода с простыми веществами, учитель может предложить учащимся для решения следующую задачу:

Задача 19. Вычислите массу оксида алюминия, полученного при сгорании в кислороде 1,08 г алюминия.

Особую ценность при текущем учете знаний имеет привлечение качественных задач, требующих обобщений мировоззренческого характера. Так, проверяя знания химических свойств кислорода целесообразно предложить задачу:

Задача 20. При неполном сгорании угля образуется оксид углерода (II), или угарный газ, при полном — углекислый газ. Угарный газ ядовит, в воде растворим очень мало, горит синим пламенем. Углекислый газ в воде растворяется и взаимодействует с ней, не ядовит, не горюч, не поддерживает горения. Напишите формулы этих оксидов, вычислите массовую долю углерода в оксиде углерода (II) и в оксиде углерода (IV). Чем обусловлено различие в свойствах этих оксидов?

Проверяя знания состава оксидов, можно использовать задачу:

Задача 21. Сравните выданные вам образцы железных руд — красного железняка Fe_2O_3 и магнитного железняка Fe_3O_4 . Вычислите массовую долю железа в этих веществах. Чем обусловлено различие в свойствах этих веществ?

Повторяя материал о восстановительных свойствах водорода, полезно решить задачу:

Задача 22. Как доказать, что оксид меди (I) и оксид меди (II) состоят из одних и тех же элементов? Почему эти оксиды обладают различными свойствами?

Подбирая для текущей проверки знаний задачи для экспериментального решения, нужно иметь в виду, что повторное проведение опытов так же необходимо, как повторение и теоретический материал. Но это не должно быть простым воспроизведением опыта, показанного накануне, а эксперимент должен быть поставлен в иной интерпретации, с другой техникой выполнения.

Задача 23. Докажите, что при «растворении» мрамора в растворе соляной кислоты масса продуктов реакции равна массе реагирующих веществ. Как следует в данном случае собрать установку и провести эксперимент, если одним из продуктов реакции является углекислый газ?

Задача 24. Проведите сжигание углерода в кислороде, используя стеклянную трубочку, перманганат калия KMnO_4 и уголек.

Задача 25. Используя в качестве оборудования лишь стеклян-

ную пластинку и пипетку, получите гидроксид меди (II) и докажите, что это основание.

Если текущий учет знаний учитель проводит перед изучением нового материала, то решение задачи позволит подвести (подготовить) учащихся к пониманию нового материала, связывая ранее пройденное с новым учебным материалом. Так, перед формированием понятия о молярной концентрации растворов можно решить следующую задачу:

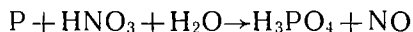
Задача 26. Вы знаете, что массовая доля кислорода и азота в воздухе равна соответственно 23,2% и 75,5%. Вычислите, сколько молей кислорода и азота содержится в 1 л воздуха, если масса его равна 1,293 г.

Решение:	$\omega = \frac{m(\text{компонента})}{m(\text{смеси})}, \text{ отсюда}$
$\omega(\text{O}_2) = 0,232$	$m(\text{комп.}) = \omega \cdot m(\text{смеси}).$
$\omega(\text{N}_2) = 0,755$	$\nu = \frac{m(\text{комп.})}{M}; \nu = \frac{\omega \cdot m(\text{смеси})}{M}$
$\rho(\text{воздуха}) = 1,293 \text{ г/л}$	$\nu(\text{O}_2) = \frac{1,293 \text{ г} \cdot 0,232}{32 \text{ г/моль}} = 0,009 \text{ моль}$
$\nu(\text{O}_2) - ? \quad \nu(\text{N}_2) - ?$	$\nu(\text{N}_2) = \frac{1,293 \text{ г} \cdot 0,755}{28 \text{ г/моль}} = 0,035 \text{ моль}$
$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$	
$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}$	

Отв е т. В 1 л воздуха содержится 0,009 моль O_2 и 0,035 моль N_2 .

При повторении изученной темы, проведении проверочной или контрольной работ, при обобщении и учете знаний проверяют умения учащихся устанавливать связи между отдельными разделами изученной темы или даже ряда тем. При этом можно предложить для решения комбинированные задачи. Например, при обобщении темы «Подгруппа азота» можно разобрать следующую задачу:

Задача 27. На основе схемы



расставьте коэффициенты и найдите массу 30%-ного раствора азотной кислоты, необходимой для полного окисления 1 кг фосфора, учитывая, что для этого требуется 50%-ный избыток кислоты по отношению к теоретически необходимой массе.

Решение данной задачи позволяет проверить умение расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, расчеты, связанные с понятием «массовая доля растворенного вещества в растворе», и вычислять по уравнению реакции, и в то же время вводится новый фактический материал: свойства азотной кислоты и фосфора, рассматривается различие свойств элементов одной и той же подгруппы в зависимости от электроотрицательности.

Использование в теме «Общие свойства металлов» задачи № 17-140 позволяет проверить у учащихся большой объем знаний и умений.

Задача 28. Избытком раствора щелочи обработали 1,000 г сплава меди с алюминием и остаток отфильтровали, промыли, а затем растворили в азотной кислоте. Полученный раствор выпарили, остаток прокалили. Нового остатка получилось 0,398 г. Каков состав сплава (в процентах по массе)?

Решение этой задачи требует знаний амфотерных свойств алюминия, его реакции с растворами щелочей; реакции взаимодействия меди с азотной кислотой; свойства солей азотной кислоты разлагаться при нагревании. И все эти знания необходимо увязать с умением проводить расчеты по уравнениям реакции.

Самостоятельное выполнение учениками проверочных и контрольных работ возможно при подготовке индивидуального задания для каждого учащегося или если составлено несколько вариантов, число которых может варьировать от 4 до 8—10. Указанная методика проведения письменных работ позволяет осуществить индивидуальный подход к учащимся с учетом их склада мышления.

Для создания различных вариантов рекомендуем использовать методические пособия и сборники задач, перечисленные в списке литературы.

§ 4. ОБОБЩЕНИЕ ЗНАНИЙ И УМЕНИЙ УЧАЩИХСЯ ПО РЕШЕНИЮ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ

Причинами, объясняющими, почему учащиеся плохо решают задачи, являются недостатки в знаниях учебного материала по химии, недостатки, связанные с проведением мыслительных операций, с отсутствием системы действий.

Решение задачи состоит из многих операций, которые связаны между собой определенным образом и применяются в последовательности, имеющей определенную логику. Важным фактором обучения учащихся решению задач по химии, является формирование у них обобщенной системы умственных действий. Поэтому обобщение и систематизация знаний рассматривается как важное условие повышения эффективности и качества обучения учащихся.

В диалектической логике выделены два типа мышления: эмпирический и теоретический. Большая часть учащихся оперирует эмпирическим мышлением, и каждую из задач они рассматривают как самостоятельную и новую, решая их методом проб и ошибок. Все решаемые задачи в данном случае рассматриваются без каких-либо связей, в виде огромного механического скопления, что вызывает у учащихся определенный «психологический страх». В таких условиях можно научить ученика решению сколь угодно большого числа отдельных задач, но, если у него не выработать

общий метод подхода к задаче, общие способы ее анализа, иначе он самостоятельно решать задачи не научится. Вот почему важным условием повышения эффективности и качества обучения учащихся решению задач по химии является развитие у них теоретического мышления.

Осмысливание задачи и ее анализ, понимание хода решения, включение различных задач в определенную систему позволяет абстрагировать наиболее существенные взаимосвязанные моменты. При этом решение приобретает обобщенное значение и может быть перенесено на целый класс задач, обеспечивая общий теоретический подход. Поэтому возникает необходимость обобщать и систематизировать полученные учениками умения и навыки по решению различных химических задач.

Благодаря обобщенности возможно включение решения новой задачи в систему уже сложившихся ассоциаций, образование связей между незнакомой задачей и уже имеющимися знаниями и умениями решать известные задачи, способность видеть в новых задачах общее с теми задачами, которые уже приходилось решать, позволяет вычлнить в более сложной задаче знакомые элементы действий, известные по простейшим задачам. Таким образом, «теоретические знания о задачах и их решении нужны учащимся для того, чтобы они могли производить решение разнообразных задач сознательно и целенаправленно, а не только лишь на основе подражания, по аналогии с ранее решенными задачами» [21].

При формировании теоретического мышления первыми развиваются такие формы, как конкретно-наглядное и конкретно-образное мышление, а затем и абстрактное, обобщенное мышление. Поэтому в процессе обобщения умений и знаний по решению задач важно использовать схемы и формулы, обобщенные, абстрактные уравнения реакций и осуществлять разнообразные переходы от конкретной задачи к ее обобщенному виду и обратно, от обобщенной формы к частной задаче.

В VIII классе при обобщении сведений о первоначальных химических понятиях нужно подвести учащихся к пониманию постепенного усложнения тех задач, которые они решали. Ученикам предлагается написать формулу какого-либо химического соединения, например карбоната кальция CaCO_3 . После выяснения, из каких элементов состоит это сложное вещество, учащиеся подсчитывают относительную молекулярную массу. Учитель обращает внимание учащихся на то, что относительная молекулярная масса вещества — это сумма относительных атомных масс элементов, входящих в состав вещества, с учетом числа атомов каждого элемента. Высказанное положение записывается в виде формулы $M_r(\text{CaCO}_3) = n \cdot A_r(\text{Ca}) + n_1 \cdot A_r(\text{C}) + n_2 \cdot A_r(\text{O})$ по химической формуле вещества: $n = 1$, $n_1 = 1$, $n_2 = 3$, тогда

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 1 \cdot 40 + 1 \cdot 12 + 3 \cdot 16 = 100$$

Затем учащиеся вычисляют отношение масс элементов в этом веществе. Учащиеся отмечают, что для решения задачи необходимо найти произведение числа атомов элемента на его относительную атомную массу. Сравнивая расчет относительной молекулярной массы, вычисляют отношения масс элементов, отмечают, что последняя включает в себя элементы действий первой задачи: нахождение произведения числа атомов элемента на его относительную атомную массу ($n \cdot A_r$). Производится вычисление отношений масс элементов в карбонате кальция:

$$m(\text{Ca}) : m(\text{C}) : m(\text{O}) = n \cdot A_r(\text{Ca}) : n_1 \cdot A_r(\text{C}) : n_2 \cdot A_r(\text{O})$$

$$m(\text{Ca}) : m(\text{C}) : m(\text{O}) = 40 : 12 : 48 = 10 : 3 : 12$$

После того как учащиеся установят связь между двумя рассмотренными задачами и укажут существенное различие рассмотренных двух видов задач, им предлагают третью задачу — рассчитать массовые доли элементов в карбонате кальция. Учитель в беседе выясняет, что понимают под массовой долей элемента в веществе. (Если учащиеся путают определение, им предлагается посмотреть в учебнике § 13, с. 26 [35].) Учащиеся отмечают, что здесь также встречается элемент задачи, знакомый по решению первых двух задач: нахождение произведения относительной атомной массы элемента на число его атомов, которое определяется по индексу при знаке элемента в формуле ($n \cdot A_r$). Массовую долю элемента в веществе (w) легко вычислить по алгебраической формуле:

$$w = \frac{n \cdot A_r}{M_r}$$

Решение:



$$\frac{w(\text{Ca}) - ? \quad w(\text{C}) - ?}{w(\text{O}) - ?}$$

$$M_r(\text{CaCO}_3) = 100$$

$$A_r(\text{Ca}) = 40;$$

$$A_r(\text{C}) = 12;$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

$$w = \frac{n \cdot A_r}{M_r}$$

$$w(\text{Ca}) = \frac{1 \cdot 40}{100} = 0,4, \text{ или } 40\%$$

$$w(\text{C}) = \frac{1 \cdot 12}{100} = 0,12, \text{ или } 12\%$$

$$w(\text{O}) = \frac{3 \cdot 16}{100} = 0,48, \text{ или } 48\%$$

Отв. В состав CaCO_3 входит 40% Ca, 12% C и 48% O.

Учитель вновь предлагает сравнить решения всех трех задач, указав сходство и различие. Подводя итоги проделанной работы, подчеркивается единство качественной и количественной стороны химической формулы вещества, а потому наличие связи в решениях рассмотренных задач.

Нахождение молекулярной формулы газообразного вещества относят к задачам, вызывающим наибольшее затруднение учащихся [7, с. 8]. Поэтому при разборе этих задач в X классе особенно важно обращаться к материалу VIII класса. По просьбе

учителя учащиеся повторяют, что необходимо знать для написания формулы вещества, что такое массовая доля элемента в веществе и по какой алгебраической формуле ее вычисляют (учебник для VII—VIII классов, § 13, с. 25—26). В ходе беседы выясняют, что на основе формулы $w = \frac{n \cdot A_r}{M_r}$ можно определить число атомов каждого элемента в молекуле газообразного вещества. Учащиеся преобразуют эту формулу следующим образом:

$$n = \frac{w \cdot M_r}{A_r}$$

Так, обобщая имеющиеся знания, учащихся подводят к пониманию того, что новая разновидность задач есть не что иное, как обратная задача рассмотренным в VIII классе задачам по определению массовой доли элементов в веществе. После чего учитель объясняет, как решаются данные задачи.

Задача 1. Хлорпроизводное предельного углеводорода имеет относительную молекулярную массу 237. Массовая доля хлора в соединении равна 0,899, а массовая доля углерода равна 0,101. Найдите молекулярную формулу хлорпроизводного.

Решение:

$$M_r = 237$$

$$w(\text{Cl}) = 0,899$$

$$w(\text{C}) = 0,101$$

Формула — ?

$$A_r(\text{Cl}) = 35,5$$

$$A_r(\text{C}) = 12$$

$$n = \frac{w \cdot M_r}{A_r}$$

$$n(\text{Cl}) = \frac{0,899 \cdot 237}{35,5} = 6$$

$$n(\text{C}) = \frac{0,101 \cdot 237}{12} = 1,99 = 2$$

От в е т. Хлорпроизводное имеет состав: C_2Cl_6 или $\text{CCl}_3 - \text{CCl}_3$.

Подводя итог проделанной работы, учитель подчеркивает сходство в решении задач на вычисление массовой доли элемента в веществе и нахождение молекулярной формулы вещества. Одновременно отмечается и различие, заключающееся в том, что при выводе формул чаще всего относительная молекулярная масса не дается в условии, а указываются величины, позволяющие ее вычислить: относительная плотность паров вещества по водороду или по воздуху, масса определенного образца, объем которого известен.

Опираясь на умения учащихся вычислять массовую долю элемента в веществе, проводят обучение решению задач по определению массовой доли растворенного вещества в растворе. Учащиеся вспоминают формулу $w = \frac{n \cdot A_r}{M_r}$ и отмечают, что она показывает, какую часть от относительной молекулярной массы составляет масса элемента. С позиции математики — это не что иное, как

определение отношения части к целому, выражающего единство решения задач на разнообразные массовые доли. Затем уточняют, что раствор состоит из двух компонентов: растворенного вещества и растворителя, масса раствора есть сумма растворенного вещества (m) и растворителя (m_1):

$$m \text{ (раствора)} = m + m_1$$

Массовая доля растворенного вещества в растворе определяется через отношение массы растворенного вещества к массе раствора

$$\omega = \frac{m \text{ (вещества)}}{m \text{ (раствора)}}, \text{ или } \omega = \frac{m \text{ (вещества)}}{m + m_1}$$

Из курса физики VI класса учащимся известно, что массу раствора (массу тела вообще) можно выразить через объем раствора (V) и его плотность (ρ):

$$m \text{ (раствора)} = m + m_1 = V \cdot \rho$$

Отсюда

$$\omega = \frac{m}{V\rho}$$

Выведенные формулы позволяют решать разнообразные задачи на растворы: вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе, массы растворенного вещества или массы воды. В зависимости от условия задачи ученики могут применить соответствующую формулу.

Задача 2. Путем выпаривания 20 г раствора было получено 4 г соли. Определите массовую долю соли в растворе.

Решение:

$$\begin{array}{l|l} m \text{ (раствора)} = 20 \text{ г} & \omega = \frac{m \text{ (соли)}}{m \text{ (раствора)}} \\ m \text{ (соли)} = 4 \text{ г} & \\ \hline \omega = ? & \omega = \frac{4 \text{ г}}{20 \text{ г}} = 0,2 \end{array}$$

Ответ. ω (соли) = 0,2, или 20%.

Задача 3. Определите массовую долю поваренной соли в растворе, полученном при растворении 5 г соли в 45 г воды.

Решение:

$$\begin{array}{l|l} m \text{ (NaCl)} = 5 \text{ г} & \omega = \frac{m}{m + m_1} \\ m \text{ (H}_2\text{O)} = 45 \text{ г} & \\ \hline \omega = ? & \omega = \frac{5 \text{ г}}{(5 + 45) \text{ г}} = 0,1, \text{ или } 10\% \end{array}$$

Ответ. В растворе содержится 10% NaCl.

Задача 4. Очищенный винный спирт содержит 4% воды по массе. Определите массу воды в 1 л спирта, если плотность винного спирта 0,8 г/см³.

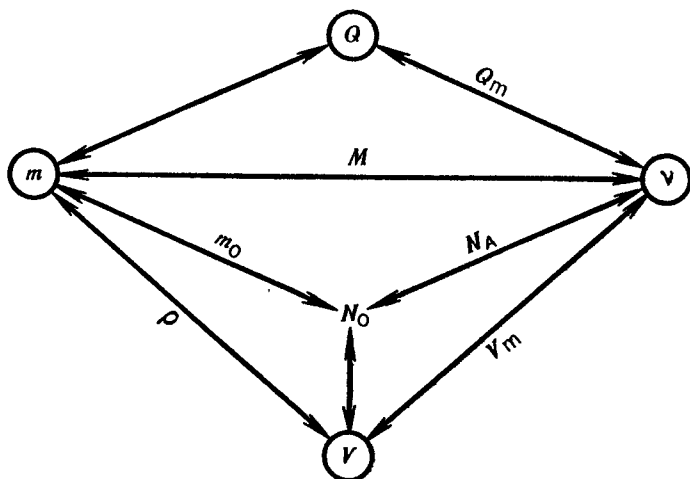
Решение:

$w(\text{H}_2\text{O}) = 0,04$	$w = \frac{m}{V\rho}; m = w \cdot V \cdot \rho$
$V(\text{спирта}) = 1 \text{ л}$	$m(\text{H}_2\text{O}) = 0,04 \cdot 1000 \text{ см}^3 \cdot 0,8 \text{ г/см}^3 =$
$\rho(\text{спирта}) = 0,8 \text{ г/см}^3$	$= 32 \text{ г}$
$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$	

Ответ. В 1 л винного спирта содержится 32 г воды.

Обобщая разные варианты решения задач на растворы с определенной массовой долей растворенного вещества в растворе и вычисление массовой доли элемента в веществе, отмечается их единство, математической основой которого является вычисление части от числа.

После изучения понятий «количество вещества», «моль», «молярная масса», «число Авогадро», «молярный объем», «тепловой эффект реакции» целесообразно провести обобщение полученных в различных темах навыков по решению задач с использованием перечисленных понятий. Все рассмотренные разнообразные способы решений задач имеют единство, которое заключается во взаимосвязи физических величин, с различных сторон характеризующих вещество. Для наглядности взаимосвязь этих физических величин можно дополнить величинами «число структурных частиц (N_0)» и «энергия (Q)».



Данная схема и знания учащихся из курса физики IX класса по этому вопросу позволяют подвести учащихся к более широкому и глубокому пониманию физической величины «количество вещества», которая взаимосвязана с различными величинами:

$$v = \frac{m}{M}; v = \frac{V}{V_m}; v = \frac{N_0}{N_A}; v = \frac{Q}{Q_m}$$

Для закрепления в памяти учащихся проведенных обобщений большое значение имеют задачи типа следующей:

Задача 5. Газометр объемом 11,2 л (при н. у.) заполнен кислородом. Вычислите число молекул, массу и количество вещества кислорода в газометре.

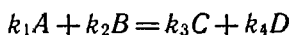
Решение:

$V(O_2) = 11,2 \text{ л}$	$v = \frac{V}{V_m}; m = V\rho$
$m(O_2) = ?$	$m(O_2) = 11,2 \text{ л} \cdot 1,43 \text{ г/л} = 16 \text{ г}$
$N_0(O_2) = ?$	$v(O_2) = 11,2 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,5 \text{ моль}$
$V_m(O_2) = 22,4 \text{ л/моль}$	или $m = vM; N_0 = v \cdot N_A;$
$M(O_2) = 32 \text{ г/моль}$	$m(O_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 16 \text{ г}$
$N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$	$N_0(O_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,5 \text{ моль} =$
$\rho(O_2) = 1,43 \text{ г/л}$	$= 3 \cdot 10^{23}$

Ответ. В газометре содержалось $3 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 , $m(O_2) = 16 \text{ г}$, а $v(O_2) = 0,5 \text{ моль}$.

Школьной программой предусмотрено и решение различных задач по уравнениям химических реакций. Разнообразие их очень велико, и, чтобы разобраться в существующих разновидностях задач, необходимо выделить в них общие действия, характерные для решений всех задач по уравнению реакции. Рассмотрим эти действия на решении простейшей задачи.

Суть решения простейшей задачи отражена в таблице, в которой указаны разновидности задач, решаемых по уравнению реакции [21]. Предположим, что в задаче описана химическая реакция, идущая согласно уравнению



Если дана масса одного из четырех веществ, а нужно вычислить массу другого, то возможно составление 12 вариантов задачи.

Таблица 5. Возможные варианты простейших задач (базовых)

Варианты Вещества	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
A	m	m	m	x			x			x			m_1	m_1
B	x			m	m	m		x			x		m_2	m_2
C		x			x		m	m	m			x	x	
D			x			x			x	m	m	m		x

Принцип решения этих задач одинаков, по известной массе одного вещества рассчитывается масса другого вещества. Такая задача и будет простейшей (базовой).

Переходя в обучении от базовой задачи к другим, более сложным, важно проводить поэтапное обобщение получаемых учениками умений и навыков путем сравнения нового вида задачи с первоначальной, т. е. базовой. При этом внимание учащихся обращают на общие действия и подчеркивают различия, обуславливающие появление задачи нового вида. Так, постепенно учащихся подводят к пониманию тех усложнений, которые вводятся в базовую задачу, выявляя общие действия при решении и различия, характерные для задачи данного вида и базовой задачи.

Все предлагаемые школьной программой виды задач рассмотрим на примере такого химического процесса, который показывает, что химическое уравнение является отражением объективных стехиометрических закономерностей. Кроме того, уравнение дает возможность сосредоточить внимание учащихся на существенных различиях в решении разнообразных видов задач.

В качестве базовой рассмотрим следующую задачу:

Задача 6 (1 вариант). Вычислите массу соли, полученной при действии на 1,2 г магния избытком раствора серной кислоты.

Решение:

$m(\text{Mg}) = 1,2 \text{ г}$	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
$m(\text{соли}) = ?$	По уравнению, используя формулу $m = \nu M;$
$M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}$	$m(\text{Mg}) = 1 \text{ моль} \cdot 24 \text{ г/моль} = 24 \text{ г}$
$M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}$	$m(\text{MgSO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 120 \text{ г}$

Для решения задачи можно использовать один из возможных способов (см. гл. II), например сравнение масс вещества.

1,2 г < 24 г в 20 раз, значит, пропорционально в 20 раз меньше получится и соли.

$$m(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г} : 20 = 6 \text{ г}$$

Ответ. $m(\text{соли}) = 6 \text{ г}$.

Очень важно подчеркнуть, что аналогично можно рассчитать массу прореагировавшей кислоты и массу выделившегося водорода. Не изменится решение задачи, если вместо массы будет дано количество вещества, т. е. не 1,2 г, а 0,05 моль магния (2 и 3 варианты).

Рассмотренная задача записывается в общем виде, чтобы учащиеся могли абстрагироваться от конкретной задачи и понять сущность данного вида задач, когда по известной массе одного вещества определяется масса или количество любого другого вещества реакции:

$$\begin{array}{l}
 m \\
 k_1 A \quad + k_2 B \quad = k_3 C \quad + k_4 D \\
 k_1 \cdot M(A) \quad \quad \quad k_3 \cdot M(C) \quad \quad \quad \quad \quad \quad 1 \text{ вариант}
 \end{array}$$

$$k_1 \cdot M(A) \quad k_2 \cdot M(B) \quad 2 \text{ варианта}$$

$$k_1 \cdot M(A) \quad k_4 \cdot M(D) \quad 3 \text{ варианта}$$

Сходным будет решение базовой задачи, если в условии будет дано количество вещества, а потребуется вычислить массу вещества (или обратная задача):

$$k_1 A + k_2 B = k_3 C + k_4 D \quad 1 \text{ варианта}$$

$$k_1 \quad k_3 \cdot M(C)$$

$$k_1 \cdot M(A) \quad k_2 \quad 2 \text{ варианта}$$

$$k_2 \quad k_4 \cdot M(D) \quad 3 \text{ варианта}$$

Обобщая указанные варианты задач, учащиеся убеждаются, что, зная массу (количество вещества) одного из веществ, можно определить массу (количество вещества) трех других веществ.

В заключение подчеркивают, что рассмотренные задачи являются базовыми и лежат в основе различных химических задач по уравнению реакции.

В качестве домашнего задания ученикам предлагают составить несколько вариантов задач по определенному уравнению реакции.

После изучения закона Авогадро и понятия «молярный объем газа» учащихся обучают решать задачи на вычисление объемов газов.

Задача 6. (3 вариант). Какой объем водорода (при н. у. можно получить при действии избытка раствора серной кислоты на 1,2 г магния?

Решая задачу, можно вначале вычислить массу водорода (см. задачу 5), а затем эту массу пересчитать на объем, используя либо плотность водорода $\rho(\text{H}_2) = 0,09 \text{ г/л}$ и формулу $V = m/\rho$, либо молярный объем газа и количество вещества выделившегося водорода $V = \nu V_m$. Однако оба пути решения будут не рациональными, так как требуют добавочных действий. Проще использовать при решении понятие «молярный объем газа». Учитель поясняет этот путь решения на общей схеме:

$$k_1 A + k_2 B = k_3 C + k_4 D \quad 1 \text{ вариант}$$

$$k_1 \cdot M(A) \quad k_1 \cdot V_m$$

$$k_2 \cdot \nu(B) \quad k_4 \cdot V_m \quad 2 \text{ вариант}$$

$$k_3 \cdot M(C) \quad k_4 \cdot V_m$$

3 вариант

А затем учитель предлагает учащимся решить задачу 6 самостоятельно и пояснить, в чем сходство и различие в решениях задач 5 и 6.

Решение:

$m(\text{Mg}) = 1,2 \text{ г}$ $V(\text{H}_2) = ?$ $M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}$ $V_m = 22,4 \text{ л/моль}$	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ 1 моль магния согласно уравнению вытесняет из кислоты 1 моль водорода, т. е. $m(\text{Mg}) = 1 \text{ моль} \cdot 24 \text{ г/моль} = 24 \text{ г}$ $V(\text{H}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$
--	--

1,2 г < 24 г в 20 раз, отсюда и водорода выделится в 20 раз меньше, т. е. $V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л} : 20 = 1,12 \text{ л}$

Ответ. 1,2 г Mg вытесняет из кислоты 1,12 л H₂.

Учащиеся отмечают, что существенного различия в решении двух рассмотренных задач нет. В обоих случаях дана масса **одного из реагирующих веществ** и нужно вычислить в первом случае массу, а во втором — объем одного из продуктов реакции. Различие же заключается в том, что для решения в первом случае используют в качестве вспомогательных действий вычисление только молярных масс, а во втором — находят и молярную массу, и молярный объем.

Задача 7. Вычислите массу соли, которая получится при действии 98 г 5%-ного раствора серной кислоты на избыток магния.

Предложенная задача отличается от базовой, указана не масса вещества, а масса раствора с определенной массовой долей растворенного вещества в растворе. Чтобы свести эту задачу к базовой, необходимо предварительно рассчитать массу прореагировавшей серной кислоты. Значит, базовая задача усложнена дополнительным действием: определением массы реагирующего вещества по массе его раствора и массовой доле растворенного вещества.

Решение:

$m(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г}$ $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,05$ $m(\text{соли}) = ?$ $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}$ $M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}$	$w = \frac{m(b-a)}{m(p-a)}$; $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = w \cdot m(\text{р-ра})$ $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г} \cdot 0,05 = 4,9 \text{ г}$ $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$ Согласно уравнению 1 моль H ₂ SO ₄ образует с Mg 1 моль MgSO ₄ т. е. $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 98 \text{ г}$ $m(\text{MgSO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 120 \text{ г}$
--	---

4,9 г < 98 г в 20 раз, значит, и масса полученной соли будет в 20 раз меньше, т. е. $m(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г} : 20 = 6 \text{ г}$

Ответ: 98 г 5%-ной H₂SO₄ образуют с Mg 6 г MgSO₄.

Затем учитель дает общую схему решения задач данного вида:

$$k_1 A + k_2 B = k_3 C + k_4 D$$

$$\frac{m}{k_2 \cdot M(B)} = \frac{m_x}{k_3 \cdot M(C)}$$

Базовая задача
(5 вариант)

m (р-ра) и w

Усложнение задачи

$$m(B) = m(\text{р-ра}) \cdot w$$

1. Нахождение массы вещества

$$\frac{m(B)}{k_2 \cdot M(B)} = \frac{m_x}{k_3 \cdot M(C)}$$

2. Решение базовой задачи

Учащимся предлагают провести сравнение решения задач 7 и 5, указав сходство и различие, подчеркнуть, в чем состоит усложнение базовой задачи.

В IX классе необходимо обучить учащихся решению трех новых видов задач. Характерную особенность первой разновидности задач учащиеся поймут при анализе таблицы 5. В ней хорошо видно отличие 13 и 14 вариантов от первых двенадцати: вместо массы одного вещества даны массы сразу двух веществ. Это так называемые задачи на избыток одного из реагирующих веществ. К этому же выводу учащиеся приходят, сравнивая новую задачу с базовой, используя при этом запись общей схемы:

$$k_1 A + k_2 B = k_3 C + k_4 D \uparrow$$

$$\frac{m}{k \cdot M(A)} = \frac{V_x}{k_4 \cdot V_m}$$

Базовая задача

m_1 m_2

Усложнение задачи

При наличии двух масс, одно дано в избытке.

Какое же?

1. Определение избытка

$$\frac{m_1}{k_1 \cdot M(A)} = \frac{V_x}{k_4 \cdot V_m}$$

2. Решение базовой задачи

Учащиеся сравнивают базовую задачу с задачей нового вида. Отметив признаки сходства и различия, они должны ответить, почему задачу следует решать, не используя при расчете массы вещества, данного в избытке. В ходе реакции оно полностью не прореагирует, поэтому вести расчет по нему нельзя.

Для того чтобы свести задачу к базовой, необходимо выяснить, какое из двух веществ дано в избытке. Это можно сделать различными способами: 1) сравнивая количества веще

ства, реагирующих веществ согласно уравнению реакции и по условию задачи; 2) определяя соотношение масс реагирующих веществ согласно уравнению реакции и по условию задачи; 3) сравнивая массы реагирующих веществ; 4) используя пропорции, взяв значение одной из известных величин за неизвестное, и 5) сравнивая соотношения масс реагирующих веществ:

$\frac{\text{масса вещества по условию задачи}}{\text{масса вещества по уравнению реакции}}$ (см. гл. IV, IX кл).

Задача 8. Какой объем водорода (при н. у.) можно получить при взаимодействии магния массой 1,2 г с раствором, содержащим 5,5 г серной кислоты?

Решение:

$$m(\text{Mg}) = 1,2 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5,5 \text{ г}$$

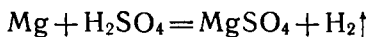
$$m(\text{MgSO}_4) = ?$$

$$M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}$$

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

$$M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$



Определяем, какое вещество дано в избытке:

1 моль Mg реагирует с 1 моль H_2SO_4 , значит, $m(\text{Mg}) = 1 \text{ моль} \cdot 24 \text{ г/моль} = 24 \text{ г}$.

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

$1,2 \text{ г} < 24 \text{ г}$ в 20 раз, значит, и кислоты должно быть в 20 раз меньше, т. е.

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г} : 20 = 4,9 \text{ г}.$$

По условию же задачи кислоты дано 5,5 г. $4,9 \text{ г} < 5,5 \text{ г}$, следовательно, **кислота дана в избытке.**

Определив избыток вещества, задачу свели к базовой, решение которой учащимся знакомо, поэтому предлагается его выполнить самостоятельно. (См. решение задачи 6, с. 98.)

Следующая разновидность задач — определение массовой или объемной доли выхода продукта от теоретически возможного (в процентах). Учитель объясняет, что расчет по уравнению реакции является теоретическим, на практике же вещества выделяется меньше. Получается так потому, что часть вещества остается на стенках сосуда, теряется при очистке и других процессах производства. Поэтому массовая (объемная) доля выхода продукта (η) есть отношение массы (объема) практически полученного продукта ($m_{\text{практ}}$) к массе (объему) вещества, рассчитанного теоретически, т. е. по уравнению реакции ($m_{\text{теорет}}$):

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теорет}}}$$

Задача 9. При взаимодействии 1,2 г магния с раствором серной кислоты получили 5,5 г соли. Определите массовую долю выхода продукта.

В ходе анализа задачи устанавливают, что известна $m_{\text{практ}} = 5,5 \text{ г}$ и необходимо определить по образцу базовой задачи $m_{\text{теорет}}$.

Решение:

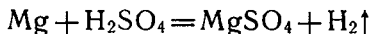
$$\begin{array}{l} m(\text{Mg}) = 1,2 \text{ г} \\ m(\text{MgSO}_4) = 5,5 \text{ г} \\ \eta - ? \end{array}$$

$$M(\text{Mg}) = 24 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г/моль}$$

сульфата магния должна быть в 20 раз меньше, т. е.

$$m_{\text{теорет}}(\text{MgSO}_4) = 120 \text{ г} : 20 = 6 \text{ г}$$



По уравнению реакции 1 моль Mg с кислотой дает 1 моль MgSO₄:

$$m(\text{Mg}) = 1 \text{ моль} \cdot 24 \text{ г/моль} = 24 \text{ г}$$

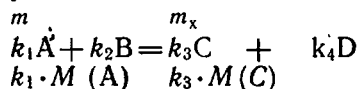
$$m(\text{MgSO}_4) = 1 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 120 \text{ г}$$

Затем известные величины подставляются в формулу $\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теорет}}}$:

$$\eta(\text{MgSO}_4) = \frac{5,5 \text{ г}}{6 \text{ г}} = 0,92, \text{ или } 92\%$$

Отв. $\eta(\text{MgSO}_4)$ составляет 92% от теоретически возможного.

Внимание учащихся вновь обращается на сравнение рассмотренной задачи с базовой на основе общей схемы:



Базовая задача

$$m_1 \quad m_{\text{практ}}$$

Усложнение задачи

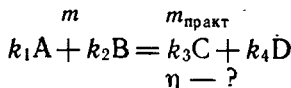
$$\begin{array}{c} m_1 \\ k_1 \cdot M(A) \quad k_3 \cdot M(C) \end{array}$$

1. По базовой задаче найти $m_{\text{теорет}}$

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теорет}}}$$

2. По формуле найти η

Далее показывают существование обратных задач. Обратными задачами вычисления выхода продукта могут быть следующие: а) определение массы практически полученного продукта по практическому выходу продукта и массе исходного вещества; б) даны выход и масса практически полученного продукта. Определение массы исходного вещества по практическому выходу и известной массе продукта. Для наглядности объяснения составляется общая схема решения задач по определению массовой доли выхода продукта:



Прямая задача

1. По базовой задаче вычисляют $m_{\text{теорет}}$

2. По формуле

$$\eta = m_{\text{практ}} / m_{\text{теорет}} \quad \text{Вычисляют } \eta$$

Обратная задача (1)

$$\begin{array}{c} m \\ \eta(C) \\ m_{\text{практ}} \end{array}$$

$$m_x \quad \eta \text{ (C)}$$

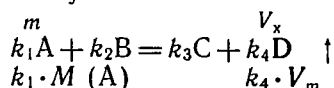
$$m_{\text{практ}}$$

1. По базовой задаче вычисляют $m_{\text{теор}}$
 2. По формуле $\eta = m_{\text{практ}}/m_{\text{теорет}}$ вычисляют $m_{\text{практ}}$
- Обратная задача (2)
1. По формуле $\eta = m_{\text{практ}}/m_{\text{теорет}}$ вычисляют $m_{\text{теорет}}$
 2. По базовой задаче вычисляют m (A)

Учащиеся также должны научиться вычислять массу или объем продукта реакции по известной массе исходного вещества, содержащего определенную долю примесей.

Задача 10. Какой объем водорода (при н. у.) можно получить при действии избытком раствора серной кислоты на 1,26 г магния, содержащего 5% примеси оксида магния?

В ходе анализа задачи отмечается, что водород из кислоты вытесняет только магний, а не оксид магния. Значит, необходимо вначале вычислить массу магния, после чего задача принимает форму базовой. Анализ удобно вести, используя общую схему:



Базовая задача

m (с примесями)

Усложнение задачи

$$m \text{ (A)} = m(\text{в-ва}) \cdot (1 - w)$$

1. Вычисление массы чистого вещества
2. Решение базовой задачи

После объяснения по общей схеме учащиеся должны решить задачу самостоятельно, а затем сравнить ее решение с базовой задачей (см. задачу 6), указав признаки сходства и различия:

Решение:

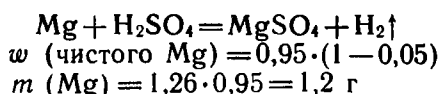
$$m \text{ (Mg + MgO)} = 1,26 \text{ г}$$

$$w \text{ (примеси)} = 0,05$$

$$V \text{ (H}_2\text{)} = ?$$

$$M \text{ (Mg)} = 24 \text{ г/моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$



Согласно уравнению 1 моль Mg вытесняет из кислоты 1 моль водорода, т. е.

$$m \text{ (Mg)} = 1 \text{ моль} \cdot 24 \text{ г/моль} = 24 \text{ г}$$

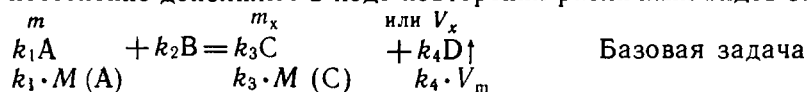
$$V \text{ (H}_2\text{)} = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$$

1,2 г < 24 г в 20 раз, значит, и водорода выделится в 20 раз меньше.

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л} : 20 = 1,12 \text{ л}$$

О т в е т. Получится 1,12 л H_2 .

В конце курса IX класса при обобщении знаний по неорганической химии целесообразно привести в систему полученные знания и умения по решению задач по уравнению реакции. Общук схему, поясняющую принцип решения базовой задачи, учащиеся постепенно дополняют в ходе повторения различных видов задач:



m (р-ра) и w (раств. в) *1 усложнение*

$$m(A) = m(\text{р-ра}) \cdot w$$

$m_1 \quad m_2$ *2 усложнение*
 А или В в избытке? Задачи на «избыток»

$m_1 \quad m_{\text{п-кт}}(C)$ *3 усложнение*
 $\eta - ?$ Вычисление мас. доли выхода продукта

m (в-ва) с w (примеси) *4 усложнение*
 $m(A_{\text{чст}}) = m(\text{в-ва}) \cdot (1 - w)$ Наличие примеси в исходном веществе

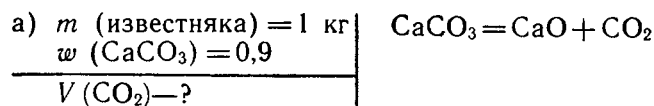
Итак, проводя обобщение различных видов задач, можно сформировать некую систему представлений о структуре разнообразных задач, предусмотренных школьной программой, и разнообразить приемы обучения учащихся решению химических задач.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

IV. Когда и где можно использовать свертывание рассуждений при объяснении решения задачи? В чем состоит преимущество использования этого метода? Какие недостатки могут возникнуть при неуместном применении этого метода?

V. Найдите элементы «короткого замыкания» в объяснении решения задач 1 и 2 в статье Г. П. Хомченко «Решение задач по химии» (Химия в школе.— 1984.— № 5.— С. 64).

VI. Перед вами условия двух задач. Составьте по ним тексты взаимобратных задач так, чтобы они по содержанию фраз не повторяли друг друга:



б) $V(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ л}$ $\rho(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1836 \text{ кг/м}^3$ $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,96$
$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

VII. Готовясь к уроку по теме «Реакции ионного обмена» (IX класс), вам нужно внести в план урока две-три задачи в соответствии с программой. Составьте необходимые задачи и укажите методические приемы их использования, если у учащихся на уроке не будет текстов этих задач.

VIII. Как вы понимаете выражение «учиться на задаче»? Раскройте его на конкретном примере.

Задача. При разложении карбоната кальция выделилось 11,2 л оксида углерода (IV). Чему равна масса гидроксида калия, необходимая для связывания выделившегося газа в карбонат калия?

IX. Ознакомьтесь со статьей Д. В. Пальчикова «О применении алгоритмов при решении расчетных задач по химии» (Химия в школе.— 1968.— № 3.— С. 61). Что вам понравилось в этой статье?

X. Подберите в сборниках задачи, которые вы могли бы использовать на уроке при закреплении материала по теме «Химические свойства кислот» (VIII класс).

XI. Укажите элементы интерференции знаний в объяснении решения задач (Цитович И. К., Протасов П. Н. Методика решения расчетных задач по химии.— 4-е изд.— М.: Просвещение, 1988,— С. 20, 21).

XII. Что собой представляет интерференция? Каковы задачи учителя химии при подготовке к урокам, чтобы не допускать интерференции при обучении учащихся решению задач?

XIII. Разработайте семь вариантов проверочной работы, рассчитанной на 20 мин по теме «Кислород. Оксиды. Горение» (VIII класс): а) для класса, где большинство учащихся имеют удовлетворительные знания, б) для класса, где большинство учащихся учится на 4 и 5.

XIV. Объясните на конкретном примере, какие знания и умения, полученные в курсах математики и физики, нужно использовать при решении химических задач.

Задача. Какой объем аккумуляторной серной кислоты с массовой долей 0,3 и плотностью 1220 кг/м^3 можно приготовить из 50 кг безводной серной кислоты?

XV. В каком случае вы считаете целесообразнее использовать предложенную задачу: при опросе изученного материала, при объяснении нового материала или при закреплении?

Задача. Рассчитайте число молей водорода (при н. у.), выделяющегося при взаимодействии с водой 2,3 г натрия.

§ 5. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ МЕЖПРЕДМЕТНОЙ ИНФОРМАЦИИ ПРИ РЕШЕНИИ ЗАДАЧ

Использование межпредметной информации в процессе решения задач способствует более глубокому и осмысленному усвоению программного материала, учащиеся приобретают и совершенствуют практические умения выявлять причинно-следственные связи между явлениями, процессами. При этом создаются благоприятные условия для осмысленного понимания фактов, теорий, законов, конкретизации и углубления ранее приобретенных знаний по химии, физике, биологии, условия для логического завершения процесса формирования знаний. Студенты и учителя должны хорошо знать содержание школьных программ по смежным предметам, обоснованно выделять и использовать межпредметную информацию при решении конкретных задач.

Расчетные и качественные задачи с межпредметным содержанием могут быть использованы на всех стадиях обучения химии. Студенты должны знать методические принципы отбора и составления подобных задач, наиболее результативные способы их решения, в том числе и математические, о которых речь шла выше. Содержание задач не должно быть ограничено рамками их классификации, принятыми в методических руководствах, поскольку эта классификация имеет некоторую специфику по содержанию и учебно-воспитательным функциям.

Наиболее четко межпредметные связи просматриваются между химией, биологией и физикой, как предметами естественного цикла. Возможность использования межпредметных связей важно определить в начале учебного года по каждой теме курса химии и в соответствии с этим отобрать и подготовить в определенном объеме задачи с межпредметным содержанием.

При изучении химии можно рекомендовать использовать следующие виды расчетных и качественных задач с межпредметным содержанием: 1) определение состава минеральных удобрений, сырья и материалов, применяемых в производстве, а также состава биологических объектов; 2) расчеты растворов, которые играют важную роль в промышленности, медицине, сельском хозяйстве, природе; 3) термодинамические и энергетические расчеты; 4) расчеты на основе использования газовых законов; 5) расчеты по электрохимии; 6) определение количественного состава биологического материала и физиологических функций химических компонентов; 7) превращение веществ в живых организмах, в производственных процессах и значение этих явлений; 8) распознавание веществ и их состава на основе качественных реакций.

Для решения подобных задач требуется химическая, биологическая и физическая информация, а в некоторых случаях целесообразно привлечь и информацию природоохранного характера. Рассмотрим решение задач, содержание которых включает разнообразную межпредметную информацию.

Задача 1. Содержание белка в организме человека составляет 17% от массы его тела. Азота в белке содержится 16%. Определите массу азота в организме человека, масса которого равна 70 кг.

В процессе анализа задачи обращают внимание на химический состав белков, их строение, на обязательное присутствие в белке элемента азота.

Решение:

$$\begin{array}{l} m \text{ (тела)} = 70 \text{ кг} \\ w \text{ (белка)} = 0,17 \\ w \text{ (N в белке)} = 0,16 \\ \hline m \text{ (N)} = ? \end{array}$$

Вначале находят массу белка в организме:

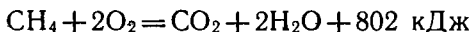
$$m \text{ (белка)} = 70 \text{ кг} \cdot 0,17 = 11,9 \text{ кг}$$

Аналогичным образом вычисляют массу азота:

$$m \text{ (N)} = 11,9 \cdot 0,16 = 1,9 \text{ кг}$$

Ответ. 1,9 кг азота в организме человека.

Задача 2. Термохимическое уравнение процесса горения метана:



Какой объем метана нужно сжечь (при н. у.), чтобы нагреть кусок меди массой 100 г от 20 до 50° С (удельная теплоемкость меди 0,38 кДж/кг·°С)?

Для решения задачи необходимо использовать знание физики и химии. При этом закрепляются знания о термохимических уравнениях, нахождении теплового эффекта при сгорании определенного объема вещества и использовании полученной теплоты для нагрева других веществ.

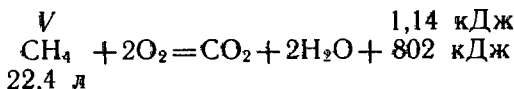
Решение:

$$\begin{array}{l} m \text{ (Cu)} = 100 \text{ г} \\ t_1 = 20 \text{ °С} \\ t_2 = 50 \text{ °С} \\ C_m \text{ (Cu)} = \\ = 0,38 \text{ кДж/кг} \cdot \text{°С} \\ \hline V \text{ (CH}_4\text{)} = ? \\ V_m = 22,4 \text{ л/моль} \end{array}$$

На основе знания физики вычисляют количество теплоты, необходимое для нагрева меди в указанном интервале температур, по формуле $Q = C_m \cdot m \times (t_2 - t_1)$:

$$Q = 0,38 \text{ кДж/(кг} \cdot \text{°С)} \cdot 0,1 \text{ кг} \cdot 30 \text{ °С} = 1,14 \text{ кДж}$$

По уравнению реакции методом пропорции вычисляют объем метана:



$$V : 22,4 \text{ л} = 1,14 : 802; \quad V \text{ (CH}_4\text{)} = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 1,14 \text{ кДж}}{802 \text{ кДж}} = 0,03 \text{ л}$$

Ответ. Для нагрева 100 г Cu от 20 до 50° С нужно сжечь 0,03 л, или 300 мл, CH₄.

Задача 3. Некоторый газ при 25°C и давлении $99,3$ кПа занимает объем 152 мл. Какой объем займет газ при нормальных условиях?

Для решения задачи учащиеся используют знания о законах Бойля — Мариотта и Гей-Люссака, об уравнении состояния идеального газа (уравнение Клапейрона — Менделеева)

Решение:

$T_1 = 298 \text{ K } (25^\circ\text{C})$ $P_1 = 99,3 \text{ кПа}$ $V_1 = 152 \text{ мл}$ $T_0 = 273 \text{ K } (0^\circ\text{C})$ $P_0 = 101,33 \text{ кПа}$	Записывают уравнение состояния идеального газа: $\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_0 \cdot V_0}{T_0};$ $V = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_0}{p_0 T}$
$V_0 = ?$	

Подставляя значения известных величин, рассчитывают V_0

$$V_0 = \frac{99,3 \text{ кПа} \cdot 152 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3 \cdot 273 \text{ К}}{101,33 \text{ кПа} \cdot 298 \text{ К}} = 136,5 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$$

Ответ. $136,5$ мл.

Задача 4. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой $1,5$ А в течение 30 мин на катод выделилось $1,071$ г металла. Определите, какой металл выделился на катоде и его относительную атомную массу.

В этом случае задачу решают на основании представлений об электролитической диссоциации, знаний об электролизе и законе Фарадея.

Решение:

$I = 1,5 \text{ А}$ $t = 30 \text{ мин}$ $m(\text{Me}) = 1,071 \text{ г}$ $n(\text{Me}) = 3$	По второму закону Фарадея вычисляю эквивалентную массу металла: $m_3 = \frac{m \cdot F}{I \cdot t},$ $m_3 = \frac{1,071 \text{ г} \cdot 96\,500 \text{ Кл/моль}}{1,5 \text{ А} \cdot (30 \cdot 60) \text{ мин}} = 38,27 \text{ г/моль}$
$A_r(\text{Me}) = ?$ $F = 96500 \text{ Кл/моль}$	

По эквивалентной массе и валентности находят относительную массу:

$$M = m_3 \cdot n,$$

$$M(\text{Me}) = 38,27 \cdot 3 = 114,8 \text{ г/моль}$$

В третьей группе периодической системы элементом с $A_r = 114,8$ будет индий.

Ответ. Металл индий.

Задача 5. Какую массу кислорода переносит кровь среднего человека массой 60 кг за один кругооборот, если масса крови в организме составляет 8% от массы тела, а содержание гемо-

глубина в крови 14 г на 100 мл крови (плотность крови 1,050 г/мл)?

Решение задачи позволяет показать роль гемоглобина крови при газообмене в организме человека и значение кислорода в газообмене.

Путь прохождения массы кислорода можно представить схемой: масса кислорода → масса гемоглобина → масса (объем) крови → масса тела человека. Схема по существу является планом решения задачи, основанным на знании свойств гемоглобина, 1 г которого переносит 1,34 мг кислорода.

Решение:

$$\left. \begin{array}{l} m \text{ (тела)} = 60 \text{ кг} \\ \omega \text{ (крови)} = 8\% \\ m \text{ (гемогл.)} = 14 \text{ г} \\ \text{в } 100 \text{ мл крови} \\ \rho \text{ (крови)} = 1,050 \text{ г/мл} \\ m \text{ (O}_2\text{)} = ? \end{array} \right\}$$

$$V = \frac{m}{\rho}, \text{ а } m = \omega \cdot m \text{ (тела), отсюда}$$

$$V \text{ (крови)} = \frac{\omega \cdot m \text{ (тела)}}{\rho}$$

$$V \text{ (крови)} = \frac{0,08 \cdot 60000 \text{ г}}{1,050 \text{ г/мл}} = 4571 \text{ мл}$$

Находят массу гемоглобина в крови

$$m \text{ (ген)} = \frac{4571 \text{ мл} \cdot 14 \text{ г}}{100 \text{ мл}} = 640 \text{ г}$$

1 г гемоглобина переносит 1,34 мг кислорода.

За один кругооборот эта масса гемоглобина перенесет

$$m \text{ (O}_2\text{)} = 640 \cdot 1,34 \text{ мг} = 858 \text{ мг, или } 0,858 \text{ г}$$

Ответ. За один кругооборот кровь переносит 0,858 г кислорода.

Задача 6. За сутки в желудке человека выделяется более 800 мл желудочного сока ($\rho = 1,065 \text{ г/см}^3$). Рассчитайте массу хлорида натрия, необходимого для образования соляной кислоты, содержащейся в желудочном соке, массовая доля которой в желудочном соке 0,4—0,5%.

Рассматривая химическую сущность задачи, обращают внимание на физиологическое действие соляной кислоты, заключающееся в поддержании кислой среды в желудке для обеспечения нормальной деятельности пищеварительных ферментов (гидролиз белков) и проявления бактерицидных свойств (уничтожение вредной для организма флоры). Следует учитывать стехиометрическое отношение хлорида натрия и соляной кислоты $\text{NaCl} \rightarrow \text{HCl}$, т. е. из 1 моль хлорида натрия может образоваться 1 моль соляной кислоты.

Решение:

$$\left. \begin{array}{l} V \text{ (жел. сока)} = 800 \text{ мл} \\ \rho \text{ (жел. сока)} = 1,065 \text{ г/см}^3 \\ \omega \text{ (HCl)} = 0,5\% \\ m \text{ (NaCl)} = ? \end{array} \right\}$$

Определяют массу желудочного сока:

$$m \text{ (жел. сока)} = 800 \text{ см}^3 \cdot 1,065 \text{ г/см}^3 = 852 \text{ г}$$

Рассчитывают массу соляной кис-

$M(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль}$ | лоты в суточном объеме желудочного сока:
 $M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$ | $m(\text{HCl}) = 852 \text{ г} \cdot 0,005 = 4,26 \text{ г}$

$58,5 \text{ г NaCl}$ дают возможность образовать $36,5 \text{ г HCl}$, а $m(\text{NaCl})$ позволят образовать $4,26 \text{ г HCl}$:

$$58,5 : m = 36,5 : 4,26; m = \frac{58,5 \text{ г} \cdot 4,26 \text{ г}}{36,5} = 6,8 \text{ г NaCl}$$

О т в е т. За сутки необходимо потреблять $6,8 \text{ г NaCl}$.

Задача 7. Жизненная ёмкость легких человека составляет 3500 см^3 . Определите объем и массу кислорода и оксида углерода (IV), содержащиеся в том объеме воздуха, который человек вдыхает за 1 ч, если совершает 16 вдохов в минуту.

Анализируя задачу, устанавливают, что в состав воздуха входит (по объему) 21% кислорода и $0,03\%$ углекислого газа. При переводе объемов газов в массы необходимо из справочных данных использовать плотность кислорода и углекислого газа

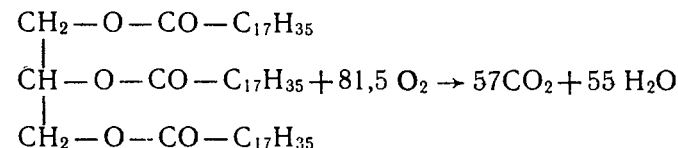
Р е ш е н и е:

$V \text{ легких} = 3500 \text{ см}^3$ $t = 1 \text{ ч} = 60 \text{ мин}$	Объем воздуха, вдыхаемый за 1 (60 мин): $V(\text{воздуха}) = 3500 \text{ см}^3 \cdot 16 \text{ 1/мин} \times 60 \text{ мин} = 3360 \cdot 10^3 \text{ см}^3$, или 3360 л $V(\text{O}_2) = 3360 \text{ л} \cdot 0,21 = 705,6 \text{ л}$ $m(\text{O}_2) = 705,6 \text{ л} \cdot 1,43 \text{ г/л} = 1009 \text{ г}$ $V(\text{CO}_2) = 3360 \text{ л} \cdot 0,003 = 10,08 \text{ л}$ $m(\text{CO}_2) = 10,08 \text{ л} \times 1,98 \text{ г/л} = 19,95 \text{ г} = 20 \text{ г}$
$V(\text{CO}_2) - ?$ $V(\text{O}_2) - ?$ $m(\text{CO}_2) - ?$ $m(\text{O}_2) - ?$	
$\varphi(\text{O}_2) = 21\%$, $\varphi(\text{CO}_2) = 0,03\%$ $\rho(\text{O}_2) = 1,43 \text{ г/л}$ $\rho(\text{CO}_2) = 1,98 \text{ г/л}$	

О т в е т. За час человек вдыхает $705,6 \text{ л}$, или 1009 г , O_2 и $10,08 \text{ л}$, или 20 г , CO_2 .

Задача 8. Какая масса воды образуется в организме человека при полном окислении месячной нормы ($1,2 \text{ кг}$) потребляемых жиров (в пересчете на тристеарин)? Сколько энергии выделится, если при окислении 1 г жира образуется $38,9 \text{ кДж}$?

В ходе решения учащиеся имеют возможность восстановить знания о биологической роли жиров как энергетического, строительного, терморегуляционного и защитного материала. Записывается уравнение реакции окисления жира в организме:



Решение:

$$m(\text{жира}) = 1,2 \text{ кг} \\ Q = 38,9 \text{ кДж/г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ? \\ E - ?$$

$$M(\text{жира}) = 890 \text{ г/моль}$$

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

$$890 : 1200 = 990 : m;$$

$$\text{Согласно уравнению } m_1(\text{жира}) = \\ = 890 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ моль} = 890 \text{ г}$$

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \cdot 55 \text{ моль} = 990 \text{ г}$$

При полном окислении 890 г жира выделяется 990 г воды, а при окислении 1200 г жира выделится m г воды.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1200 \text{ г} \cdot 990 \text{ г}}{890 \text{ г}} = 1335 \text{ г}$$

Энергии выделится при полном окислении 1,2 кг жира

$$E = 1200 \text{ г} \cdot 38,9 \text{ кДж/г} = 46\,680 \text{ кДж}$$

Ответ. 1335 г H₂O и 46 680 кДж.

Задача 9. От последовательности положения остатков аминокислот в белках зависят их химико-биологические свойства. Так, глицилизололейцин стимулирует рост молочнокислых бактерий, а изолейцилглицин таким свойством не обладает. Напишите уравнения образования этих дипептидов и рассчитайте массу исходных аминокислот для получения 150 г глицилизололейцина.

Решение:

$$m = 150 \text{ г}$$

$$m(\text{глицина}) - ? \\ m(\text{изолейцина}) - ?$$

$$M(\text{глицина}) = 75 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{изолейцина}) =$$

$$= 131 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{глицилизололейци-} \\ \text{на}) = 206 \text{ г/моль}$$

а) глицин + изолейцин → глицилизололейцин

б) изолейцин + глицин → изолейцилглицин

$$w(\text{глицина}) = \frac{75}{206}$$

$$m(\text{глицина}) = 150 \cdot \frac{75}{206} = 54,6 \text{ г}$$

$$w(\text{изолейцина}) = \frac{131}{206}$$

$$m(\text{изолейцина}) = 150 \text{ г} \cdot \frac{131}{206} = 95,4 \text{ г}$$

Ответ. Для получения 150 г глицилизололейцина нужно 54,6 г глицина и 95,4 г изолейцина.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

19. В состав клеток организма человека входит в среднем 65% кислорода, 18% углерода и 10% водорода по массе. Атомов каких элементов больше всего в нашем организме?

20. Для подкормки томатов применяют 0,2%-ный раствор нитрата натрия. Какую массу нитрата нужно растворить в воде, чтобы приготовить 10 кг раствора?

21. В сутки человек употребляет до 500 г углеводов. При окислении 1 г углеводов образуется 0,56 г воды. Сколько эндогенной воды образуется при окислении 800 г углеводов?

22. В 10 кг сухих семян гороха содержится 114 г оксида калия, 12 г оксида кальция и 19 г оксида магния. Выразите эти данные в молях.

23. В одинаковых по объему баллонах при одинаковых условиях содержатся равные массы водорода и углекислого газа. Какой из газов и во сколько раз производит большее давление на стенки баллона?

24. Составьте термохимическое уравнение реакции горения угля, если известно, что при горении некоторого количества угля выделилось 66 кДж теплоты (удельная теплота сгорания угля $3,10 \cdot 10^7$ Дж/кг).

25. Какой объем метана следует сжечь, чтобы нагреть 5 л воды от 20 до 50 °С (удельная теплоемкость воды 4200 Дж/кг °С)? Термохимическое уравнение горения метана $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + 802$ кДж.

26. Хлор используется для обеззараживания воды. Рассчитайте, какая масса хлора потребуется для хлорирования 500 г воды, если при хлорировании расходуется 0,002 мг хлора на 1 л воды. Напишите уравнение реакции взаимодействия хлора с водой и объясните химико-биологическую сущность процесса хлорирования.

27. Раствор хлорида кальция применяется в медицине в качестве кровоостанавливающего средства. Определите массу катионов кальция, поступающих в организм при приеме внутрь столовой ложки раствора (15 мл), содержащего в 100 мл 5 г $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

28. Массовая доля неорганических веществ, входящих в состав костей человека, составляет 22%, из них 0,3% приходится на долю фторида кальция. Определите массу фтора в костях человека с массой 70 кг, если массовая доля костей от массы тела составляет 20%.

29. Масса иода на каждые 100 г массы крови человека составляет 0,013 мг, масса крови человека составляет 8% от массы тела. Какая масса иода содержится в крови человека, если масса его тела 70 кг?

30. В состав плазмы крови могут входить в виде ионов следующие соединения: гидрокарбонат натрия, угольная кислота, гидроксид натрия, дигидрофосфаты и гидрофосфаты натрия и аммония. Как в этом случае может нейтрализоваться кислая или основная среда крови? Какие компоненты попарно будут вступать в реакцию? Напишите возможные уравнения реакций.

31. Массовая доля азота в белках составляет примерно 16%. Ежедневно в организме человека распадается 100 г белка. Какая масса аммиака может образоваться при распаде белка в организме за 30 суток?

32. Допустимая концентрация азотной кислоты в сточных водах составляет 30—35 мг/л. Определите массовую долю азотной кислоты в сточных водах массой 75 т.

33. На полях люцерны на каждом гектаре за вегетативный период накапливается 140 кг азота, а без люцерны лишь 20 кг. Определите массу азота, накопленного за счет люцерны на поле площадью 800 га. Какой массе сульфата аммония эта масса соответствует?

34. Для повышения урожайности проводят известкование болотистой кислой почвы известняком или мелом, внося на 1 га 3,5 т оксида кальция. Сколько мела нужно внести на поле площадью 50 га, считая, что мел состоит из чистого карбоната кальция?

35. Ионы железа участвуют в окислительных процессах цитоплазмы при дыхании растений, в синтезе хлорофилла, хотя железо не входит в его состав. На основе строения атома железа и его ионов объясните эту биологическую функцию железа, так же как функцию железа в гемоглобине.

36. Почему ионы натрия содержатся в межклеточной жидкости, а ионы калия — во внутриклеточной жидкости?

37. Массовая доля минеральных солей в костях человека составляет 20—22% от общей массы костей, а массовая доля костей составляет 18—20% от массы тела человека. На долю гидрофосфата кальция в костях приходится 85%. Определите массы гидрофосфата кальция и элемента кальция, содержащиеся в костях человека, если его масса составляет 70 кг.

38. Какая масса вещества выделится на электродах при электролизе водного раствора хлорида натрия, если процесс длится 10 ч при силе тока в 0,5 А?

39. При окислении высших углеводов в присутствии катализатора оксида марганца (II) и температуре 100—160 °С образуется сложная смесь органических веществ, в которой преобладают высшие жирные кислоты. Напишите схему реакций окисления одного из исходных углеводов. Рассчитайте, какая масса этого углеводорода потребуется для получения 25 кг стеариновой кислоты.

40. Олеодистеарин был подвергнут гидрированию, а продукт реакции был подвергнут омылению раствором гидроксида натрия. Напишите уравнения реакций гидрирования олеодистеарина и дальнейшего омыления продукта.

41. В трех пробирках содержатся растворы глюкозы, мальтозы, сахарозы. Докажите наличие каждого углевода в пробирках.

42. В молекулах белков встречаются фрагменты, отличающиеся друг от друга взаимозаменяемыми аминокислотными остатками. Такими парами кислот могут быть глицин и серин, глицин и аланин, глутаминовая и аспарагиновая кислоты. Напишите формулы взаимозаменяемых кислот.

43. В суточный рацион взрослого человека должно входить 100—120 г белка. Содержание белка в мясе составляет 18—20%, в рыбе — 18%, в сыре — 34%. Какая масса мяса требуется человеку в течение месяца, года? Сделайте подобный расчет на рыбу и на сыр.

ГЛАВА IV. МЕТОДИКА ОБУЧЕНИЯ УЧАЩИХСЯ РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ, ПРЕДУСМОТРЕННЫХ ПРОГРАММОЙ

В соответствии с новым типовым учебным планом, действующим с 1986/87 учебного года, химию стали изучать по новой программе, в которой все задачи рассредоточены по различным темам, задачи различных видов вводятся постепенно. Для формирования у учащихся умения решать задачи определенного вида отводится определенное время, в программе есть темы, в которых не предусмотрено решение задач новых видов. Так, в теме «Водород. Кислоты. Соли» не предусмотрено обучение решению задач нового вида, учитель должен на материале этой темы развивать у учащихся умения решать задачи по уравнениям реакции. Затем в теме «Вода. Растворы. Основания» вводится новый вид задач — вычисление массовой доли растворенного вещества в растворе и массы вещества в растворе. А следующие темы вновь не предусматривают введения новых видов задач, что дает учителю возможность обобщить умения учащихся, приобретенные ранее, и предложить учащимся комбинированные задачи, включающие элементы рассмотренных видов задач. Например, можно решать задачи по уравнению реакции, в которых дана не масса реагирующего вещества, а масса его раствора с определенной массовой долей растворенного вещества.

Рассмотрим методику решения каждого вида задач, предусмотренных школьной программой в каждом классе.

§ 1. ЗАДАЧИ VIII КЛАССА

Вычисление относительной молекулярной массы вещества по химическим формулам и массовой доли элемента в веществе

Молекула простого или сложного вещества состоит из определенного числа атомов, а значит, масса ее вычисляется как сумма масс всех атомов, входящих в ее состав. Абсолютные массы молекул у большинства веществ чрезвычайно малы, как и абсолютные массы атомов. Например, масса молекул воды $m_0(\text{H}_2\text{O}) = 3,001 \cdot 10^{-23}$ г, а масса молекул кислорода $m_0(\text{O}_2) = 2,667 \cdot 10^{-23}$ г. Поэтому в химии подобно использованию относительных атомных масс широко применяют относительные молекулярные массы.

Относительная молекулярная масса вещества — это число, по

казывающее, во сколько раз масса молекулы больше $1/12$ массы атома углерода. Относительную молекулярную массу вещества (обозначают M_r) определяют различными экспериментальными методами. Зная же формулу вещества, относительную молекулярную массу вычисляют сложением относительных атомных масс элементов с учетом числа атомов каждого из них в соединении. Обозначив число атомов (индекс в формуле) буквой n , можно записать общую формулу вычисления относительной молекулярной массы:

$$M_r (\text{вещества}) = A_r (\text{эл}_1) \cdot n_1 + A_r (\text{эл}_2) \cdot n_2 + A_r (\text{эл}_3) \cdot n_3 + \dots$$

Химическая формула вещества и вычисленная по ней относительная молекулярная масса дают возможность рассчитать массовую долю элемента в веществе. В математике доля — это отношение части к целому, значит, массовая доля элемента в веществе (w) показывает, какую часть составляет масса атомов элемента от массы молекулы вещества. Это отношение выражается формулой

$$w (\text{эл}) = \frac{A_r (\text{эл}) \cdot n}{M_r}$$

Задача 1. Вычислите массовые доли водорода и кислорода в воде.

Ход решения задачи может быть следующим.

Записывают условие задачи. Затем записывают формулу для расчета массовой доли элемента в веществе, которая показывает, что для вычисления массовой доли нужно знать относительную атомную массу элемента и относительную молекулярную массу вещества. Значит, необходимо найти по таблице значения относительных атомных масс водорода и кислорода, записать их значение и рассчитать относительную молекулярную массу вещества. Полученные величины подставляют в формулу и производят расчет.

Решение:

$\frac{\text{H}_2\text{O}}{w (\text{H}) - ? \quad w (\text{O}) - ?}$	$w (\text{эл}) = \frac{A_r (\text{эл}) \cdot n}{M_r}$
$A_r (\text{O}) = 16;$	$M_r (\text{H}_2\text{O}) = 1 \cdot 2 + 16 \cdot 1 = 18$
$A_r (\text{H}) = 1$	$w (\text{H}) = \frac{A_r (\text{H}) \cdot n}{M_r (\text{H}_2\text{O})}, \text{ где } n = 2;$
	$w (\text{H}) = \frac{1 \cdot 2}{18} = 0,11, \text{ или } 11\%$
	$w (\text{O}) = \frac{A_r (\text{O}) \cdot n}{M_r (\text{H}_2\text{O})}, \text{ где } n = 1;$
	$w (\text{O}) = \frac{16 \cdot 1}{18} = 0,89, \text{ или } 89\%$

Ответ. В H_2O содержится 11% элемента водорода и 89% элемента кислорода.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

44. Запишите, пользуясь символами: 1) относительную молекулярную массу сахарозы, в состав молекулы которой входят 12 атомов углерода, 22 атома водорода и 11 атомов кислорода; 2) массу молекулы сахара.

45. Используя выделенную формулу сахарозы, вычислите относительную молекулярную массу сахарозы и массовые доли водорода, углерода и кислорода.

46. Формула серной кислоты — H_2SO_4 . Изобразите символами: 1) массу молекулы серной кислоты; 2) относительную молекулярную массу серной кислоты; 3) определите массовые доли элементов в серной кислоте.

47. Во сколько раз молекула серной кислоты тяжелее молекулы воды?

48. Не производя вычислений, скажите, в каком из веществ содержится больше железа: в сульфиде железа FeS или в дисульфиде железа FeS_2 .

49. В каком веществе — воде H_2O или пероксиде водорода H_2O_2 — массовая доля водорода меньше? Ответ дайте, не производя расчетов.

Вычисления с использованием понятий «количество вещества» «число Авогадро». Вычисление молярной массы вещества

Количеством вещества называется физическая величина, определяемая числом структурных элементов (атомов, молекул, ионов электронов и других частиц), содержащихся в системе. Количество вещества обозначают греческой буквой ν или латинской n . Единицей количества вещества является моль.

Моль равен количеству вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в углероде — 12 массой 0,012 кг (12 г). Значение этой единицы вы можете рассчитать, разделив массу углерода в 12 г на массу атома углерода $m_0(\text{C}) = 1,99 \cdot 10^{-23}$ г. Число структурных элементов содержащихся в 1 моль вещества, определяет одна из важнейших фундаментальных постоянных — постоянная Авогадро (N_A)

$$N_A = \frac{12 \text{ г}}{1,99 \cdot 10^{-23} \text{ г}} = 6,02 \cdot 10^{23}, \text{ или } 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$$

Значит, 1 моль вещества содержит $6 \cdot 10^{23}$ структурных частиц

Применяя понятие «моль», в каждом конкретном случае следует указывать, о каких структурных частицах идет речь.

В устной речи:

1 моль атомов водорода
1 моль газа водорода

При письме:

1 моль Н
1 моль H_2

По известному количеству вещества можно вычислить число структурных частиц.

Задача 2. Сколько атомов содержится в 2 моль серы?

Решение:

$$\begin{array}{l} \nu(S) = 2 \text{ моль} \\ \hline N_0(S) = ? \\ N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \end{array}$$

Для решения нужно использовать значение числа Авогадро. 2 моль серы будет содержать в 2 раза большее число атомов, или $N_0(S) = N_A \cdot \nu(S)$.

$$N_0(S) = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 2 \text{ моль} = 12 \cdot 10^{23}$$

Ответ. В 2 моль S содержится $12 \cdot 10^{23}$ атомов.

Формулу $N_0 = N_A \cdot \nu$ можно преобразовать для определения числа молей:

$$\nu = \frac{N_0}{N_A}$$

Задача 3. Какое количество вещества содержит $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул воды?

Решение:

$$\begin{array}{l} N_0(\text{H}_2\text{O}) = 1,2 \cdot 10^{23} \\ \hline \nu(\text{H}_2\text{O}) = ? \\ N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \end{array}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{1,2 \cdot 10^{23}}{6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}} = 0,2 \text{ моль}$$

Ответ. $1,2 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O содержится в 0,2 моль H_2O .

Две рассмотренные задачи являются взаимнообратными, они решаются с использованием одной и той же формулы, причем условие первой задачи является неизвестной величиной второй, а неизвестная величина первой задачи является условием второй.

Из курса физики известно, что между массой вещества и его объемом существует взаимосвязь, выраженная формулой $m = \rho \cdot V$. Аналогичная взаимосвязь существует и между массой и количеством вещества, отображенная в определении понятия «моль»:

$m = \nu \cdot M$, где M — молярная масса вещества.

Преобразовав формулы, получим:

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

Молярные массы элементов, а также простых и сложных веществ можно также вычислить, умножив абсолютную массу атома или молекулы на число Авогадро:

$$M(\text{элемента}) = m_0(\text{атома}) \cdot N_A$$

$$M(\text{вещества}) = m_0(\text{молекулы}) \cdot N_A$$

$$M(\text{C}) = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 11,96 \text{ г/моль} \quad (12 \text{ г/моль})$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 3,001 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 18,006 \text{ г/моль} \\ (\sim 18 \text{ г/моль})$$

$$M(\text{CO}_2) = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ г} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 43,8 \text{ г/моль} \quad (\sim 44 \text{ г/моль})$$

$$\text{Сравнивая полученные величины с } A_r(\text{C}) = 12, M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$$

и $M_r(\text{CO}_2) = 44$, видим, что отношение между M и M_r или A_r выражается уравнением $M = M_r \cdot 1$ г/моль или $M = A_r \cdot 1$ г/моль, т. е. молярная масса элементов, простых и сложных веществ численно равна соответственно относительной атомной массе и относительной молекулярной массе. Необходимо четко различать относительную молекулярную массу — безразмерную величину и молярную массу, выраженную в г/моль.

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

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

Указана одна молекула воды, масса которой в 18 раз больше $1/12$ части массы атома углерода. (Микрочастица.)

Указан 1 моль воды, который содержит $6 \cdot 10^{23}$ молекул воды, общая масса которых равна 18 г. (Макротело.)

На основе приведенных формул можно решать разнообразные взаимнообратные задачи.

Задача 4. Вычислите массу серной кислоты, взятую количеством вещества 0,25 моль.

Решение:

$$\begin{array}{l|l} \nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,25 \text{ моль} & m = \nu \cdot M \\ m(\text{H}_2\text{SO}_4) = ? & M(\text{H}_2\text{SO}_4) = M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot 1 \text{ г/моль} \\ M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 & M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль} \\ & m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = \\ & = 24,5 \text{ г} \end{array}$$

Ответ. 0,25 моль H_2SO_4 составляют 24,5 г.

Задача 5. Определите количество вещества и число молекул, составляющие 11 г углекислого газа.

Решение:

$$\begin{array}{l|l} m(\text{CO}_2) = 11 \text{ г} & \nu = \frac{m}{M}; N_0 = \nu \cdot N_A \\ \nu(\text{CO}_2) = ? N_0 = ? & M(\text{CO}_2) = M_r(\text{CO}_2) \cdot 1 \text{ г/моль} \\ M_r(\text{CO}_2) = 44 & M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль} \\ N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} & \nu(\text{CO}_2) = \frac{11 \text{ г}}{44 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль} \\ & N_0(\text{CO}_2) = 0,25 \text{ моль} \cdot 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} = 1,5 \cdot 10^{23} \end{array}$$

Ответ. 11 г CO_2 составляют 0,25 моль и содержат $1,5 \times 10^{23}$ молекул.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

50. Что обозначает запись: 1) $N_0(\text{P})$; 2) $\nu(\text{H}_2\text{O})$; 3) $M(\text{HNO}_3)$; 4) $M_r(\text{H}_2\text{O})$; 5) $m(\text{Cu})$; 6) N_A ; 7) $m_0(\text{H})$; 8) $N_0(\text{CO}_2)$?

51. В чем различие и сходство следующих записей:

1) $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль; $M(\text{CO}_2) = 44 \cdot 10^{-3}$ кг/моль, $M(\text{CO}_2) = 44$ кг/кмоль; 2) $M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$; $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$ г/моль; $M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \cdot 10^{-3}$ кг/моль?

52. Запишите, пользуясь символами, три моля элемента водорода, полтора моля оксида алюминия, одну десятую моля газа кислорода, половину моля железа, молярную массу пероксида водорода, молярную массу меди, 1300 атомов фосфора, $2 \cdot 10^{23}$ молекул оксида серы (IV), 120 г кальция.

53. Вычислите и запишите молярные массы атомарного кислорода, оксида алюминия, азотной кислоты, оксида магния, хлорида меди (II).

54. Определите сходство и различие в следующих записях:

1) $M = \frac{m}{\nu}$; $m = \nu \cdot M$; $\nu = \frac{m}{M}$

2) $\nu = \frac{N_0}{N_A}$; $N_0 = \nu \cdot N_A$; $N_A = \frac{N_0}{\nu}$

55. Объедините формулы, данные в задаче 54, путем подставления величин 1 группы формул в формулы 2 группы.

56. Сколько молекул содержится в 150 г оксида азота (IV) NO_2 ? Какое количество вещества составляет эта масса оксида азота (IV)? Составьте обратную задачу, используя другие числовые значения.

57. Сколько молекул содержится в 5 моль газа водорода? Составьте обратную задачу, используя другие числа.

58. Определите массу вещества, взятого количеством вещества: 1) 1,5 моль серной кислоты; 2) 0,2 моль оксида алюминия.

59. Медная проволока массой 6,4 г имеет длину 1 м. Какой длины кусок проволоки нужно отрезать, чтобы в нем содержался 1 моль меди?

60. Вы купили пачку поваренной соли массой 1 кг. Какое количество вещества хлорида натрия там содержится? Сколько стоит 1 моль соли?

Вычисления по химическим уравнениям

В основу написания уравнений химических реакций положен закон сохранения массы веществ. Пользуясь уравнением реакции, можно производить разнообразные расчеты. Как это делают, рассмотрим на конкретном примере.

Задача 6. Рассчитайте массу кислорода, необходимую для получения 40 г оксида меди (II) окислением меди.

Ход решения задачи будет следующим:

1. Внимательно прочитать текст задачи.

2. Записать условие задачи.

3. Составить уравнение описанной в задаче реакции.

4. Провести анализ условия задачи. Согласно уравнению реакции 2 моль меди соединяются с 1 моль кислорода, образуя 2 моль оксида меди (II). Требуется найти массу кислорода, необходимую для получения 40 г оксида меди (II). Значит, от количества вещества, указанных в уравнении реакции, следует перейти к массам, используя формулу $m = \nu \cdot M$.

5. Необходимо подсчитать молярные массы веществ, которые указаны в условии задачи.

Решение:

$m(\text{CuO}) = 40 \text{ г}$	$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$
$m(\text{O}_2) = ?$	$m = \nu \cdot M$
$M(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль}$	По уравнению реакции
$M(\text{CuO}) = 80 \text{ г/моль}$	$m(\text{O}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 32 \text{ г}$
	$m(\text{CuO}) = 2 \text{ моль} \cdot 80 \text{ г/моль} = 160 \text{ г}$

6. Используя прямую пропорциональную зависимость между массой прореагировавшего кислорода и массой полученного оксида меди (II), можно рассчитать массу кислорода, применяя различные способы рассуждений.

1-й способ. Сравнить массу оксида меди (II), данную в условии задачи (40 г), с массой оксида меди, получаемой согласно уравнению (160 г). $40 \text{ г} < 160 \text{ г}$ в 4 раза. Следовательно, и кислорода потребуется в 4 раза меньше, т. е. $m(\text{O}_2) = 32 \text{ г} : 4 = 8 \text{ г}$.

Отв е т. Для получения 40 г CuO нужно 8 г O₂.

2-й способ. Массы оксида меди (II) и кислорода, реагирующих между собой согласно уравнению, не вычисляют. Переходят от данной в условиях задачи массы оксида меди (40 г) к количеству вещества, используя формулу $\nu = m/M$:

$$\nu(\text{CuO}) = 40 \text{ г} : 80 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}$$

По уравнению реакции для получения 0,5 моль CuO нужно кислорода в 2 раза меньше, т. е. 0,25 моль. Отсюда $m(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ моль} = 8 \text{ г}$

3-й способ. В тех случаях, когда сравниваемые величины не являются кратными и получается дробное число молей вещества, удобнее для решения составить пропорцию и из нее определять неизвестное. В таких случаях **над формулами** в уравнении реакции записывают значения величины, данные в условии задачи, а **под формулами** — значения величины, рассчитанные по уравнению реакции:

$m(\text{CuO}) = 40 \text{ г}$	$2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$
$m(\text{O}_2) = ?$	$\begin{matrix} m \text{ г} & 40 \text{ г} \\ 32 \text{ г} & 160 \text{ г} \end{matrix}$

Данная запись показывает, что для получения 160 г CuO требуется 32 г O₂, а для получения 40 г CuO нужно $m \text{ г}$ O₂. Записываем эту зависимость в виде пропорции:

$$\frac{m}{32} = \frac{40}{160}$$

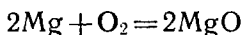
Не нарушится пропорциональная зависимость и в таких вариантах пропорции: $160 : 40 = 32 : m$; $m : 40 = 32 : 160$; $32 : 160 = m : 40$

А теперь, используя основное правило пропорции, рассчитывают неизвестное:

$$m(\text{O}_2) = \frac{32 \text{ г} \cdot 40 \text{ г}}{160 \text{ г}} = 8 \text{ г}$$

Расчеты по уравнению реакции имеют большое народно-хозяйственное значение, ибо позволяют рассчитать массу сырья, которая необходима предприятию для выпуска продукции, предусмотренной планом.

Рассмотрим уравнение горения магния:



Уравнение показывает, что при сжигании 2 моль магния в 1 моль кислорода образуются 2 моль оксида магния. А если для реакции взять 200 кмоль магния, т. е. увеличить количество вещества в 100 тыс. раз, то очевидно, что во столько же раз увеличится расход кислорода и во столько же раз возрастет количество полученного оксида магния. Значит, между исходными веществами и продуктами реакции имеется прямая пропорциональная зависимость, которая и позволяет производить расчеты по уравнениям химических реакций, лежащие в основе планирования и контроля производства.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

61. Рассчитайте, какое количество вещества углекислого газа получится при сгорании 6 г угля. Составьте обратную задачу. Подумайте, а нет ли других, более рациональных способов решения этой задачи. Убедитесь в правильном решении, сделав проверку и проанализировав свои действия.

62. Какое количество вещества воды можно получить, если сжечь 3 моль газа водорода? Написав уравнение реакции, задачу решите устно. Какой способ решения целесообразнее при этом использовать?

63. Для дезинфекции животноводческих помещений их заполняют сернистым газом. Определите, какую массу серы нужно сжечь, чтобы получить 300 м³ сернистого газа ($\rho(\text{SO}_2) = 2,86 \text{ г/л}$).

64. Рассчитайте массу железа, которое окислилось при ржавлении стальной трубы, если с трубы убрали ржавчину, масса которой в переводе на оксид железа (III) равна 480 г.

65. Юный радиотехник при травлении омедненной платы опустил ее в раствор хлорида железа (III). Какая масса меди перейдет в раствор, если в результате реакции, идущей согласно уравнению $2\text{FeCl}_3 + \text{Cu} = 2\text{FeCl}_2 + \text{CuCl}_2$, выделилось 1,35 г хлорида меди (II)?

Вычисление массовой доли и массы вещества в растворе

Массовая доля растворенного вещества в растворе, как и массовая доля элемента в веществе, представляет собой отношение части (доли) к целому. Составными частями раствора являются растворенное вещество и растворитель, масса раствора представляет собой массу этих двух компонентов. Вывод формулы для вычисления массовой доли растворенного вещества в растворе рассмотрен нами выше (см. с. 65—66).

$$\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})}; \quad \omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m + m_1}; \quad \omega = \frac{m(\text{в-ва})}{V \cdot \rho}$$

В соответствии с текстом задачи применяют любую из этих трех формул, которые позволяют вычислить: а) массовую долю растворенного вещества в растворе; б) массу раствора; в) массу растворенного вещества; г) массу воды.

Задача 7. Определите массовую долю растворенного вещества в растворе, полученном при растворении 10 г соли в 70 г воды.

Решение:

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{соли}) = 10 \text{ г} \\ m_1(\text{H}_2\text{O}) = 70 \text{ г} \\ \hline \omega = ? \end{array} \right| \omega = \frac{m}{m + m_1}; \quad \omega = \frac{10 \text{ г}}{(10 + 70) \text{ г}} = 0,12, \text{ или } 12\%$$

Ответ. $\omega = 0,12$, или 12%.

Задача 8. Определите массу хлороводорода, содержащегося в 1 л концентрированной соляной кислоты, плотность которой 1194 кг/м^3 , если массовая доля хлороводорода в кислоте равна 0,38.

Решение.

$$\left. \begin{array}{l} V(\text{р-ра HCl}) = 1 \text{ л} = 0,001 \text{ м}^3 \\ \rho(\text{р-ра HCl}) = 1194 \text{ кг/м}^3 \\ \omega(\text{HCl}) = 0,38 \\ \hline m(\text{HCl}) = ? \end{array} \right| \begin{array}{l} \omega = \frac{m}{V \cdot \rho}; \quad m = \omega \cdot V \cdot \rho \\ m(\text{HCl}) = 0,38 \cdot 0,001 \text{ м}^3 \cdot 1194 \text{ кг/м}^3 = \\ = 0,454 \text{ кг, или } 454 \text{ г} \end{array}$$

Ответ. В 1 л конц. HCl содержится 454 г HCl.

Задача 9. Определите массу воды, в которой нужно растворить 45 г сахара, чтобы получить 10%-й раствор.

Решение:

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{сахара}) = 45 \text{ г} \\ \omega = 0,1 (10\%) \\ \hline m_1(\text{H}_2\text{O}) = ? \end{array} \right| \begin{array}{l} \text{Задачу можно решать, применяя фор-} \\ \text{мулу } \omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})} \\ \text{или формулу } \omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m + m_1}. \text{ Ход решения} \end{array}$$

будет различным, но ответ будет одинаковым, что показывает правильность рассуждения.

1-й способ. Из формулы $\omega = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})}$ вычислим $m(\text{р-ра})$:

$$m(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{в-ва})}{\omega}; \quad m(\text{р-ра}) = 45 \text{ г} : 0,1 = 450 \text{ г}$$

Зная, что $m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) + m_1(\text{H}_2\text{O})$ находим:

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = 450 \text{ г} - 45 \text{ г} = 415 \text{ г}$$

2-й способ

$$\omega = \frac{m}{m + m_1}; \quad \omega \cdot m + \omega \cdot m_1 = m, \text{ или } \omega \cdot m_1 = m - \omega \cdot m;$$

$$m_1 = \frac{m - \omega \cdot m}{\omega}$$

Подставим в полученную формулу соответствующие величины:

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = \frac{45 \text{ г} - (45 \cdot 0,1) \text{ г}}{0,1} = \frac{(45 - 4,5) \text{ г}}{0,1}$$

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = 41,5 \text{ г} : 0,1 = 415 \text{ г}$$

О т в е т. 45 г сахара нужно растворить в 415 г H_2O .

Очень часто в практике работы химических лабораторий приходится готовить растворы с определенной массовой долей растворенного вещества смешиванием двух растворов или разбавлением крепкого раствора водой. Перед приготовлением раствора можно провести последовательный арифметический расчет, но на него расходуется очень много времени. На практике часто используют «правило смешения». Представим, что у нас два раствора, слив которые получим новый раствор (см. рис. 12).

Если массу первого раствора обозначим m_1 , а массу второго — m_2 , то масса полученной смеси равна сумме масс обоих растворов.

Каждый из растворов содержит определенную массовую долю вещества, обозначим их ω_1 ; ω_2 и ω_3 .

	1-й раствор	2-й раствор	Смесь двух растворов
Масса растворов	m_1	m_2	$m_1 + m_2$
Массовая доля растворенного вещества	ω_1	ω_2	ω_3
Масса вещества в растворе	$m_1 \cdot \omega_1$	$m_2 \cdot \omega_2$	$\omega_3 \cdot (m_1 + m_2)$

Очевидно, что масса растворенного вещества в смеси является суммой масс растворенного вещества в первом и во втором растворах:

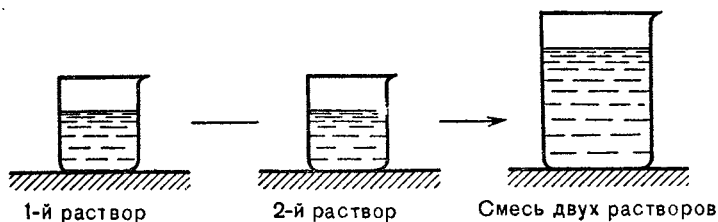


Рис. 12. К решению задач на приготовление растворов с определенной массовой долей растворенного вещества смешиванием двух растворов или разбавлением концентрированного раствора водой.

$$m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 = \omega_3 \cdot (m_1 + m_2),$$

или

$$m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 = m_1 \cdot \omega_3 + m_2 \cdot \omega_3$$

После алгебраического преобразования получим:

$$m_1 \cdot \omega_1 - m_1 \cdot \omega_3 = m_2 \cdot \omega_3 - m_2 \cdot \omega_2,$$

или

$$m_1 \cdot (\omega_1 - \omega_3) = m_2 \cdot (\omega_3 - \omega_2)$$

Отсюда

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3}$$

Таким образом, отношение массы первого раствора к массе второго равно отношению разности массовых долей смеси и второго раствора к разности массовых долей первого раствора и смеси.

В химических расчетах большое распространение для случаев с двумя растворами получила диагональная схема применения правила смешения («конверт Пирсона» или «правила креста»).

Для проведения расчетов по вертикали записывают величины массовых долей растворенного вещества в исходных растворах затем справа между ними — массовую долю в смеси и проводят вычитание по диагонали, при этом получают число массовых частей 1-го раствора и 2-го раствора, необходимых для приготовления нового раствора.

$$\begin{array}{ccc}
 \omega_1 & & (\omega_3 - \omega_2) \text{ массовые части} \\
 & \searrow \nearrow & \\
 & \omega_3 & \\
 & \nearrow \searrow & \\
 \omega_2 & & (\omega_1 - \omega_3) \text{ массовые части}
 \end{array}$$

Задача 10. Смешаны 100 г раствора с массовой долей некоторого вещества 0,2 и 50 г раствора с массовой долей этого же вещества 0,32. Вычислите массовую долю во вновь полученном растворе.

Решение:

1-й способ. По формуле правила смешения.

$m_1 = 100 \text{ г}$		$\frac{m_1}{m_2} = \frac{w_3 - w_2}{w_1 - w_3}$
$w_1 = 0,20$		Подставляют в формулу соответствующие
$m_2 = 50 \text{ г}$		величины:
$w_2 = 0,32$		
<hr/>	2	
$w_3 = ?$		$\frac{100 \text{ г}}{50 \text{ г}} = \frac{w_3 - 0,32}{0,2 - w_3}$
		$0,4 - 2w_3 = w_3 - 0,32$
		$0,72 = 3w_3; w_3 = 0,24$

Ответ. В полученном растворе $w_3 = 0,24$, или 24%.

2-й способ. Алгебраический.

$m_1 = 100 \text{ г}$		$m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2 = (m_1 + m_2) \cdot w_3$
$w_1 = 0,20$		$w_3 = \frac{m_1 \cdot w_1 + m_2 \cdot w_2}{m_1 + m_2}$
$m_2 = 50 \text{ г}$		
$w_2 = 0,32$		
<hr/>		
$w_3 = ?$		$w_3 = \frac{100 \text{ г} \cdot 0,2 + 50 \text{ г} \cdot 0,32}{100 \text{ г} + 50 \text{ г}} = \frac{20 + 16}{150} = 0,24$

3-й способ. По диагональной схеме «правила смешения» («конверт Пирсона») или «правила креста».

$m_1 = 100 \text{ г}$		$0,20 \swarrow \quad \nearrow w_3 - 0,32; 100 \text{ г}$
$w_1 = 0,20$		$\quad \swarrow w_3 \quad \searrow 0,20 - w_3; 50 \text{ г}$
$m_2 = 50 \text{ г}$		
$w_2 = 0,32$		
<hr/>		
$w_3 = ?$		$\frac{w_3 - 0,32}{0,20 - w_3} = \frac{100 \text{ г}}{50 \text{ г}}$

$$w_3 - 0,32 = 0,4 - 2w_3; 3w_3 = 0,73; w_3 = 0,24$$

4-й способ. Проведение последовательных расчетов

$m_1 = 100 \text{ г}$		а) Вычисляют массу растворенного вещества
$w_1 = 0,20$		в 1-м растворе:
$m_2 = 50 \text{ г}$		$m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot w$
$w_2 = 0,32$		$m_1(\text{в-ва}) = 100 \text{ г} \cdot 0,20 = 20 \text{ г}$
<hr/>		б) Рассчитывают массу растворенного вещества
$w_3 = ?$		во 2-ом растворе:

$$m_2(\text{в-ва}) = 50 \text{ г} \cdot 0,32 = 16 \text{ г}$$

в) Определяют массу растворенного вещества в смеси:

$$m_3(\text{в-ва}) = 20 \text{ г} + 16 \text{ г} = 32 \text{ г}$$

г) Находят массу нового раствора (масса смеси растворов):

$$m_3(\text{р-ра}) = 100 \text{ г} + 50 \text{ г} = 150 \text{ г}$$

д) Вычисляют массовую долю растворенного вещества в смеси:

$$\omega_3 = \frac{m_3(\text{в-ва})}{m_3(\text{р-ра})}; \quad \omega_3 = \frac{36 \text{ г}}{150 \text{ г}} = 0,24$$

О т в е т. В полученном растворе $\omega_3 = 0,24$, или 24%.

Задача 11. В аптеке требовалось приготовить 1 кг нашатырного спирта (10% раствор аммиака) путем разбавления 25%-ного раствора аммиака дистиллированной водой. В каком массовом отношении следует смешать 25%-ный раствор и воду

Р е ш е н и е:

Так как растворение 25%-ного раствора аммиака ведется дистиллированной водой, то очевидно, что ω (аммиака) в ней равно 0

$$\begin{array}{l} m_3(\text{р-ра NH}_3) = 1 \text{ кг} \\ \omega_3(\text{NH}_3) = 0,1 \\ \omega_1(\text{NH}_3) = 0,25 \\ \omega_2(\text{NH}_3) = 0 \\ \hline m_1 : m_2 = ? \end{array}$$

1-й способ. По формуле «правила смешения».

Записывают формулу «правила смешения» и подставляют в нее соответствующие величины:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\omega_3 - \omega_2}{\omega_1 - \omega_3}; \quad \frac{m_1}{m_2} = \frac{0,1 - 0}{0,25 - 0,1}$$

$$m_1 : m_2 = 0,1 : 0,15 = 2 : 3$$

2-й способ. Алгебраический

Обозначим массу 25%-ного раствора m_1 , тогда масса воды $m_2 = (1000 - m_1)$.

$$m_1 \cdot \omega_1 + m_2 \cdot \omega_2 = (m_1 + m_2) \cdot \omega_3$$

$$0,25 \cdot m_1 + (1000 - m_1) \cdot 0 = 1000 \cdot 0,1; \quad 0,25 \cdot m_1 = 100$$

$$m_1 = 400; \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ г} - 400 \text{ г} = 600 \text{ г}$$

$$m_1 : m_2 = 400 : 600, \text{ или } 4 : 6, \text{ или } 2 : 3$$

О т в е т. Чтобы приготовить 1 кг 10%-ного раствора NH_3 нужно к 400 г 25% раствора прилить 600 мл воды.

Решите эту задачу, применив диагональную схему «правила смешения». Какой из трех способов является наиболее рациональным?

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

XVII. Дайте определение массовой доли растворенного вещества в растворе.

XVIII. Каков состав раствора? Как можно выразить массу раствора?

66. Лаборант приготовил раствор, содержащий 18 г вещества в 200 г раствора. Какова массовая доля растворенного вещества?

67. Сколько г иода и спирта нужно взять аптекарю для приготовления 500 г 5%-ной иодной настойки?

68. Какой объем 30%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,22 г/см³ сможет приготовить аккумуляторщик, если у него в распоряжении 2 кг 379 г безводной серной кислоты?

69. Какова масса растворенного гидроксида калия содержится в 3 л 50%-ного раствора, плотность которого 1,51 г/см³?

70. В каком отношении необходимо смешать растворы с массовыми долями 0,3 и 0,05, чтобы получить 500 г 10%-ного раствора?

71. Концентрированная серная кислота, имеющаяся в кабинете химии, содержит 4% воды. Вычислите массу воды в 1 л такой кислоты, если ее плотность 1840 кг/м³.

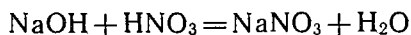
Расчеты, связанные с понятием «молярная концентрация»

Способ выражения содержания растворенного вещества в растворе через массовую долю (w) чаще используют в быту, производствах и аптеках. А в научных и заводских химических лабораториях к этому способу выражения содержания растворенного вещества в растворе прибегают редко. В химических реакциях взаимодействуют друг с другом атомы, молекулы или группы атомов (кислотные остатки и др.). Если взять, например, равные объемы растворов соляной кислоты и гидроксида натрия с массовой долей по 0,1, то в них будет содержаться разное число молей.

Т а б л и ц а 6. Сравнение растворов двух веществ с одинаковой массовой долей

Вещество	V (р-ра), л	w	ρ , г/см ³	m (р-ра), г	m (вещества), г	M , г/моль	ν , моль
HNO ₃	1	0,1	1,054	1054	105,4	63	1,7
NaOH	1	0,1	1,115	1115	111,5	40	2,8

Значит, для проведения реакции нейтрализации



сливание равных объемов этих растворов не даст нужного результата, раствор щелочи прореагирует не полностью и останется в продуктах реакции. Для проведения же полной нейтрализации с указанными растворами потребуются довольно сложный расчет необходимых объемов растворов.

Для удобства работы была введена молярная концентрация.

Что же такое концентрация растворов? Концентрация в переводе с латинского означает «сосредоточение, насыщение». В химии под концентрацией раствора понимают содержание растворенного вещества в определенном объеме раствора. В соответствии с Международной системой единиц (СИ) концентрацией (c) называют отношение массы или количества вещества к объему раствора.

Под молярной концентрацией понимают отношение количества вещества, содержащегося в растворе, к объему раствора:

$$c = \frac{v}{V} \quad (\text{моль/м}^3 \text{ или моль/л})$$

В химии термин «молярная концентрация» часто означает число молей растворенного вещества, содержащееся в 1 л раствора: $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2$ моль/л; $c(\text{NaOH}) = 0,1$ моль/л означает соответственно, что в 1 л раствора содержится 0,2 моль серной кислоты, в 1 л раствора — 0,1 моль гидроксида натрия.

В равных объемах растворов, имеющих равные молярные концентрации, содержится равное число молей растворенного вещества. Например, $c(\text{HNO}_3) = 0,1$ моль/л и $c(\text{NaOH}) = 0,1$ моль/л означает, что число молей в 1 л разных растворов равное и при сливании равных объемов этих растворов реакция нейтрализации пройдет полностью.

Данное объяснение понятия «молярная концентрация», позволяет учителю перейти к расчету массы вещества, необходимой для приготовления раствора определенной молярной концентрации.

Задача 12. Приготовить 250 мл раствора хлорида цинка молярной концентрации 0,1 моль/л.

Решение:

$\begin{array}{l} v(\text{р-ра}) = 250 \text{ мл} \\ c(\text{ZnCl}_2) = 0,1 \text{ моль/л} \\ \hline m(\text{ZnCl}_2) = ? \\ M(\text{ZnCl}_2) = 136 \text{ г/моль} \end{array}$	$\left. \begin{array}{l} c(\text{ZnCl}_2) = 0,1 \text{ моль/л} \text{ означает, что в 1 л} \\ \text{раствора содержится 0,1 моль ZnCl}_2 \\ \text{1-й способ} \\ 250 \text{ мл} < 1 \text{ л в 4 раза, значит} \end{array} \right\}$
---	--

$v(\text{ZnCl}_2)$ потребуется не 0,1 моль, а в 4 раза меньше:

$$v(\text{ZnCl}_2) = 0,1 \text{ моль} : 4 = 0,025 \text{ моль}$$

Для перехода от количества вещества к массе используем формулу $m = v \cdot M$:

$$m(\text{ZnCl}_2) = 136 \text{ г/моль} \cdot 0,025 \text{ моль} = 3,4 \text{ г}$$

2-й способ

В соответствии с определением молярной концентрации записывают:

$$c = \frac{v}{V}$$

Подставив в данную формулу $v = \frac{m}{M}$, получим: $c = \frac{m}{M \cdot V}$, откуда $m = c \cdot M \cdot V$.

$$m(\text{ZnCl}_2) = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 136 \text{ г/моль} \cdot 0,25 \text{ л} = 3,4 \text{ г}$$

О т в е т. Нужно взвесить 3,4 г ZnCl_2 .

После проведенного расчета объясняют технику приготовления раствора молярной концентрации. Взвешивают 3,4 г ZnCl_2 , навеску с помощью воронки переносят в мерную колбу объемом 250 мл. Наливают примерно до половины объема колбы дистилли-

рованной воды и растворяют в ней вещество; доливают воды до метки на горле колбы, в конце для этого используют пипетку.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

XIX. Что такое концентрация раствора? Что понимают под молярной концентрацией растворов?

XX. Как записать сокращенно выражения: 1) молярная концентрация серной кислоты 0,3 моль/л; 2) раствор хлорида меди (II) с концентрацией 0,15 моль/л?

XXI. Что обозначает данная запись: 1) $c(\text{HCl}) = 0,2$ моль/л; 2) $c(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,5$ моль/л; 3) $c(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,25$ моль/л?

72. Вычислите массу нитрата калия, необходимого для приготовления 500 мл раствора, в котором концентрация нитрата калия равна 0,2 моль/л.

73. Определите, какая масса хлорида натрия останется после выпаривания 0,1 л раствора, концентрация которого 0,2 моль/л.

74. Определите: 1) массу серной кислоты; 2) массу гидроксида натрия; 3) массу хлорида натрия, которые следует взять для приготовления 500 мл растворов с концентрацией 0,5 моль/л.

75. Определите молярную массу вещества, если известно, что в 12 л раствора с концентрацией 3 моль/л было растворено 1440 г вещества.

Молярный объем газов. Закон Авогадро

Из курса физики известно, что объем тела равен отношению массы тела к его плотности $V = \frac{m}{\rho}$. Значит, по плотности газа можно определить его молярный объем (V_m), т. е. объем газа, занимаемый количеством вещества в 1 моль. Массу определяют как произведение количества вещества на его молярную массу $m = \nu \cdot M$, а так как $\nu = 1$, то $m = M$, тогда молярный объем газообразного вещества рассчитывается как отношение молярной массы газа к его плотности: $V_m = \frac{M}{\rho}$. Например, плотности газов следующие: $\rho(\text{C}_2\text{H}_2) = 1,16$ г/л, $\rho(\text{NH}_3) = 0,76$ г/л, а их молярные массы — $M(\text{C}_2\text{H}_2) = 26$ г/моль, $M(\text{NH}_3) = 17$ г/моль. Тогда

$$V_m(\text{C}_2\text{H}_2) = 26 \text{ г/моль} : 1,16 \text{ г/л} = 22,41 \text{ или } 22,4 \text{ л/моль}$$

$$V_m(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль} : 0,76 \text{ г/л} = 22,37 \text{ или } 22,4 \text{ л/моль}$$

Объем, занимаемый молем газа (при н. у.), приблизительно равен 22,4 л.

Используя полученные формулы (см. с. 66), проводят разнообразные химические расчеты.

Задача 13. Какой объем займет водород количеством вещества 0,2 моль?

Решение:

$$\nu(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

1-й способ

0,2 моль < 1 моль в 5 раз, значит, и объем будет в 5 раз меньшим, т. е.

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л} : 5 = 4,48 \text{ л}$$

2-й способ

Записывают формулу $V = \nu \cdot V_m$ и подставляют в нее известные величины:

$$V(\text{H}_2) = 0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 4,48 \text{ л}$$

Отв. 0,2 моль H_2 займут 4,48 л (при н. у.).

Задача 14. Баллон вмещает 0,5 кг сжатого водорода. Каков объем займет этот газ при нормальных условиях?

Решение:

$$m(\text{H}_2) = 0,5 \text{ кг} = 500 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

1-й способ

Исходя из формулы водорода H_2

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

$$V(\text{H}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4$$

2 г < 500 г в 250 раз, значит, и объем газа будет в 250 раз больше:

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л} \cdot 250 = 5600 \text{ л, или } 5,6 \text{ м}^3$$

2-й способ

Зная массу вещества, определяют количество вещества по формуле $\nu = m/M$:

$$\nu(\text{H}_2) = 500 \text{ г} : 2 \text{ г/моль} = 250 \text{ моль}$$

По известному количеству вещества определяют объем газа по формуле $V = \nu \cdot V_m$:

$$V(\text{H}_2) = 250 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 5600 \text{ л}$$

3-й способ

Используя широко распространенный в физике прием решения задачи в общем виде, а затем в конечную формулу подставляют известные величины.

$\nu_1 = \frac{m}{M}$ и $\nu_2 = \frac{V}{V_m}$; так как количество вещества одно и то же, то $\nu_1 = \nu_2$. Отсюда правые части указанных формул будут тоже равны. $\frac{m}{M} = \frac{V}{V_m}$, откуда $V = \frac{m \cdot V_m}{M}$.

$$V(\text{H}_2) = \frac{500 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{2 \text{ г/моль}} = 5600 \text{ л, или } 5,6 \text{ м}^3$$

Отв. 0,5 кг H_2 займут $V = 5,6 \text{ м}^3$ (при н. у.).

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

76. Какой объем (при н. у.) займут: 1) 0,1 моль газа кислорода; 2) 0,4 моль атомарного водорода; 3) 0,5 моль углекислого газа; 4) 0,5 моль воды (при 0°C)?

77. Какой объем (при н. у.) займет углекислый газ при полном испарении кусочка сухого льда массой 110 г?

78. На занятиях кружка два ученика работали с газами. Один собрал в колбу объемом 250 мл кислород, а другой в такую же колбу — водород. Вычислите, сколько молекул кислорода и водорода содержалось в каждой колбе (объемы измерены при н. у.).

79. Колба объемом 1 л заполнена азотом и уравновешена на весах. Затем в эту колбу собрали хлор. Какой груз и на какую чашку весов нужно положить, чтобы вновь уравновесить весы?

80. Определите по молярным массам плотности следующих газов: 1) пары брома; 2) иодоводород; 3) фтороводород; 4) фтор; 5) оксид серы (IV); 6) оксид азота (IV).

Вычисление по химическим уравнениям объема газов по известному количеству вещества одного из вступающих в реакцию или получающихся в результате ее

Обучая решению подобных задач, необходимо провести перенос умений, полученных при решении задач по уравнению. Перед рассмотрением нового вида задач учащимся предлагается дома решить задачу по уравнению реакции. Текст задачи записывается на подвесной доске, и здесь же при проверке домашнего задания ученик записывает решение. Затем учащимся предлагается новая задача. Познакомившись с текстом, они проводят сравнение данной задачи с домашней.

В беседе выясняется, что рассматриваемый вид задач отличается от ранее известных задач по уравнениям реакций тем, что в тексте новых задач описываются такие реакции, в которых взаимодействуют или образуются газообразные вещества; кроме того, вместо массы вещества указывается объем газа, измеренный при нормальных условиях, или его требуется вычислить.

В этих задачах по уравнению реакции существует прямая пропорциональная зависимость объемов газов (при н. у.) от количества вещества или массы. Логика рассуждений и применяемые способы решений будут аналогичными уже рассмотренным ранее двум видам задач по уравнению реакции.

Отличием является то, что вместо молярной массы газа в расчетах используют молярный объем и соответственно вместо массы — объем газообразного вещества (при н. у.).

Задача 15. Какой объем водорода (при н. у.) можно получить при действии 0,2 моль цинка на раствор серной кислоты?

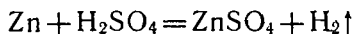
Внимательно прочитав текст задачи и выяснив, какая реакция описана в задаче, записывают условие задачи и уравнение реакции.

Решение:

$$v(\text{Zn}) = 0,2 \text{ моль}$$

$$V(\text{H}_2) = ?$$

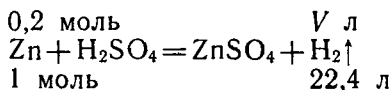
$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$



Согласно уравнению реакции 1 моль Zn при реакции с раствором серной кислоты вытесняет из нее 1 моль водорода. По условию же задачи дано только 0,2 моль Zn, т. е. 0,2 моль < 1 моль в 5 раз, поэтому и водорода вытеснится в 5 раз меньше, тоже 0,2 моль, а $V = v \cdot V_m$.

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 4,48 \text{ л}$$

При решении задачи способом пропорции оно будет иметь следующий вид:



По уравнению реакции выделяется 1 моль H_2 , объем которого вычисляется по формуле $V = v \cdot V_m$.

$$V(\text{H}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$$

На основании пропорциональной зависимости составляют пропорцию: $0,2 : 1 = V : 22,4$. Откуда

$$V(\text{H}_2) = \frac{0,2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л}}{1 \text{ моль}} = 4,48 \text{ л}$$

Ответ. 0,2 моль Zn вытеснит из кислоты 4,48 л H_2 .

Задача 16. Какой объем кислорода необходим для сгорания 18 г угля?

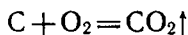
Решение:

$$m(\text{C}) = 18 \text{ г}$$

$$V(\text{O}_2) = ?$$

$$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$



Согласно уравнению реакции 1 моль углерода, сгорая, требует 1 моль кислорода:

$$m(\text{C}) = 1 \text{ моль} \cdot 12 \text{ г/моль} = 12 \text{ г}$$

$$V(\text{O}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$$

$18 \text{ г} > 12 \text{ г}$ в 1,5 раза, поэтому и кислорода потребуется в 1,5 раза больше:

$$V(\text{O}_2) = 22,4 \text{ л} \cdot 1,5 = 33,6 \text{ л}$$

Ответ. Для сгорания 18 г угля нужно 33,6 л O_2 .

Затем учащимся предлагают самостоятельно решить задачу, используя понятие «моль», а также способом пропорции.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

81. Какой объем водорода (при н. у.) выделится при взаимодействии 10,8 г алюминия с раствором соляной кислоты?

Составьте обратную задачу, используя другие значения величин.

82. Определите массу соли и объем водорода (при н. у.), получающихся при взаимодействии избытка алюминия с 1,5 моль соляной кислоты.

Составьте обратную задачу, используя реакцию кальция с соляной кислотой.

83. Рассчитайте объемы водорода и кислорода (при н. у.), полученные при разложении в генераторе воды, взятой количеством вещества 0,5 моль. Какой объем гремучего газа можно получить из выделившихся газов?

84. В лабораторных спиртовках происходит сгорание этилового спирта C_2H_5OH с выделением углекислого газа и воды. Вычислите объем углекислого газа, перешедшего в воздушное пространство химического кабинета, если на каждом из 18 столов за время практического занятия сгорит 2,3 г спирта.

Вычисление относительной плотности газов

При решении задач можно использовать различные отношения величин, характеризующих газообразное вещество, так как согласно закону Авогадро в равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится равное число молекул. Значит, два газа будут различаться по массам, по плотности и по относительным молекулярным массам.

В процессе объяснения можно сделать предположение, что имеется по 1 л (при равных условиях: температура и давление) углекислого газа и водорода, в них будет содержаться равное число молекул. А будут ли равны массы этих газов? Конечно же нет. Массы молекул углекислого газа и водорода так же различны, как различны их относительные молекулярные массы:

$$\frac{m(CO_2)}{m(H_2)} = \frac{M_r(CO_2)}{M_r(H_2)}$$

Массы углекислого газа и водорода можно выразить как произведение их объемов на плотность:

$$m = V\rho; \quad m(CO_2) = V(CO_2) \cdot \rho(CO_2), \quad \text{а} \quad m(H_2) = V(H_2) \cdot \rho(H_2)$$

Отсюда можно записать:

$$\frac{V(CO_2) \cdot \rho(CO_2)}{V(H_2) \cdot \rho(H_2)} = \frac{M_r(CO_2)}{M_r(H_2)}$$

А так как объемы газов равны (взято по 1 л), то $\frac{\rho(CO_2)}{\rho(H_2)} = \frac{M_r(CO_2)}{M_r(H_2)}$, или в общем виде $\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$

Отношение плотности первого газа к плотности второго равно отношению относительных молекулярных масс этих газов.

Отношение $\frac{\rho_1}{\rho_2}$ называют относительной плотностью одного газа по другому и обозначают буквой d или D . Относительную плотность газа можно рассчитать или по отношению масс газов, взятых в равных объемах при одинаковых условиях, или по отношению их плотностей, или по отношению их относительных молекулярных масс:

$$d = \frac{m_1}{m_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$$

Задача 17. Рассчитайте относительную плотность хлороводорода по азоту.

Решение:

$$\begin{array}{l} \text{HCl} \\ \hline d(\text{HCl по N}_2) = ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} M_r(\text{HCl}) = 36,5 \\ M_r(\text{N}_2) = 28 \end{array}$$

1-й способ

В условии задачи указаны названия газов, для решения используем относительные молекулярные массы этих газов:

$$d = \frac{M_r(\text{HCl})}{M_r(\text{N}_2)}; \quad d = \frac{36,5}{28} = 1,3$$

2-й способ. Задачу можно решить, взяв по справочнику данные плотностей этих газов:

$$\begin{array}{l} \rho(\text{HCl}) = 1,63 \text{ г/л} \\ \rho(\text{N}_2) = 1,25 \text{ г/л} \end{array} \quad \left| \quad d = \frac{\rho(\text{HCl})}{\rho(\text{N}_2)}; \quad d = \frac{1,63 \text{ г/л}}{1,25 \text{ г/л}} = 1,3$$

Ответ. $d(\text{HCl по N}_2) = 1,3$.

Задача 18. Масса газа, содержащегося в колбе, равна 1,1 г. Такой же объем водорода при тех же условиях имеет массу 0,05 г. Определите относительную плотность газа по водороду.

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{газа}) = 1,1 \text{ г} \\ m(\text{H}_2) = 0,05 \text{ г} \\ \hline d_{\text{H}_2} = ? \end{array}$$

$$d = \frac{m(\text{газа})}{m(\text{H}_2)}; \quad d = \frac{1,1 \text{ г}}{0,05 \text{ г}} = 22$$

Ответ. $d(\text{газа по H}_2) = 22$.

Часто при вычислении относительной плотности газа его массу, плотность или относительную молекулярную массу сравнивают с водородом или воздухом, рассчитывая относительную плотность по водороду (d_{H_2}) или по воздуху ($d_{\text{возд}}$). Подставив в формулу

вместо $M_r(\text{H}_2)$ значение относительной молекулярной массы водорода, равное двум, получим:

$$d_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{газа})}{2}, \text{ или } M_r(\text{газа}) = 2d_{\text{H}_2}$$

Аналогично выводится формула $d_{\text{возд}} = \frac{M_r(\text{газа})}{29}$, или $M_r(\text{газа}) = 29 \cdot d_{\text{возд}}$ (5), где 29 — значение средней относительной молекулярной массы воздуха, определенное с учетом его постоянного состава.

Таким образом, можно производить расчеты относительных плотностей газов по водороду и по воздуху или относительные молекулярные массы газов по относительной плотности, которую можно определить экспериментально.

Задача 19. Относительная плотность газа по воздуху равна 0,55. Определите относительную молекулярную массу газа.

Решение:

$$\frac{d_{\text{возд}} = 0,55}{M_r - ?} \quad \left| \quad M_r = 29 \cdot d_{\text{возд}}, \quad M_r(\text{газа}) = 29 \cdot 0,55 = 15,95 \cong 16$$

О т в е т. $M_r(\text{газа}) = 16$.

Задача 20. Вычислите относительную плотность оксида серы (IV) по водороду и по воздуху.

Решение:

$$\frac{\text{SO}_2}{d_{\text{H}_2} - ? \quad d_{\text{возд}} - ?} \quad \left| \quad d_{\text{H}_2} = \frac{M_r(\text{SO}_2)}{2}, \quad d_{\text{H}_2}(\text{SO}_2) = \frac{64}{2} = 32\right.$$

$$M_r(\text{SO}_2) = 64 \quad \left. d_{\text{возд}} = \frac{M_r(\text{SO}_2)}{29}, \quad d_{\text{возд}}(\text{SO}_2) = \frac{64}{29} = 2,2\right.$$

О т в е т. $d_{\text{H}_2}(\text{SO}_2) = 32$; $d_{\text{возд}}(\text{SO}_2) = 2,2$.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

85. Определите относительные плотности по водороду следующих веществ: 1) кислорода; 2) азота; 3) углекислого газа.

86. Вычислите относительные плотности по воздуху: 1) хлора, 2) оксида азота (IV) NO_2 , 3) сероводорода H_2S , 4) углекислого газа.

87. Относительная плотность газа по кислороду равна 2. Рассчитайте относительную плотность этого газа по водороду.

88. Вычислите относительную плотность газа и его относительную молекулярную массу, если масса определенного объема газа равна 2,32 г, а масса такого же объема воздуха при тех условиях — 2,58 г.

Расчет объемных отношений газов по химическим уравнениям

Данные задачи решают в основном устно после того, как учащимся объяснят сущность объемных отношений газов в химических процессах (химический закон Л. Гей-Люссака). Рассматривают уравнение реакции горения оксида углерода (II): $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2$. Согласно уравнению реакции 2 моль угарного газа реагируют с 1 моль кислорода, при этом образуется 2 моль углекислого газа. Предположим, что эта реакция происходит при нормальных условиях, тогда 1 моль каждого газа займет объем, равный 22,4 л. По уравнению реакции $2 \cdot 22,4$ л CO соединяются с 22,4 л O_2 и образуется $2 \cdot 22,4$ л CO_2 . Значит, отношения объемов реагирующих газов и продукта реакции является следующим:

$$V(\text{CO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 2 \cdot 22,4 \text{ л} : 22,4 \text{ л} : 2 \cdot 22,4 \text{ л}$$

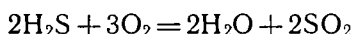
Сократив числа на 22,4 л, получим:

$$V(\text{CO}) : V(\text{O}_2) : V(\text{CO}_2) = 2 : 1 : 2$$

Учащиеся отмечают, что эти цифры — это коэффициенты перед формулами газообразных веществ в уравнении реакции. На основе этого делаем вывод, что объемы реагирующих и получающихся газов пропорциональны количествам этих веществ (или их коэффициентам) в уравнении реакции:

$$V_1 : V_2 = \nu_1 : \nu_2$$

В заключение следует рассмотреть уравнение горения сероводорода:



и указать объемные отношения газов при этой химической реакции. Внимание учащихся обращается на то, что вода при нормальных условиях конденсируется в жидкость и поэтому отмеченная закономерность к воде не относится. Рассмотренное уравнение показывает, что объемные отношения реагирующих газов к получающимся газам относятся как 5 : 2, а

$$V(\text{H}_2\text{S}) : V(\text{O}_2) : V(\text{SO}_2) = 2 : 3 : 2$$

Расчет объемных отношений газов по химическим уравнениям в основном сводится к рассмотрению химической сущности задачи; записывается уравнение реакции, расставляются коэффициенты. Математические расчеты довольно просты, они могут выполняться устно.

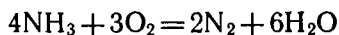
Задача 21. Определите, какой объем кислорода потребуется и какой объем азота получится при сгорании 2 л аммиака.

Решение:

$$\begin{array}{l} V(\text{NH}_3) = 2 \text{ л} \\ V(\text{N}_2) \text{ — ?} \\ V(\text{O}_2) \text{ — ?} \end{array}$$

Известно, что при горении обычно образуются оксиды элементов, входящих в состав горящего вещества, но в задаче указано, что одним из продуктов реакции является азот,

а вторым продуктом горения — вода. Записываем уравнение реакции:



Согласно уравнению

$$V(\text{NH}_3) : V(\text{O}_2) : V(\text{N}_2) = 4 : 3 : 2$$

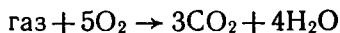
$4 > 2$ в 2 раза, значит, в 2 раза меньше потребуется кислорода и в 2 раза меньше выделится азота.

Ответ. Для сгорания 2 л NH_3 нужно 1,5 л O_2 , при этом выделится 1 л N_2 .

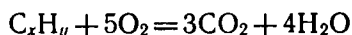
На основе объемных отношений газов при химических реакциях можно с помощью несложных расчетов вычислять молекулярные формулы газообразных веществ.

Задача 22. Выведите молекулярную формулу газообразного вещества, если на сгорание 1 л этого вещества требуется 5 л кислорода, а в результате реакции выделяется 3 л углекислого газа и 4 л паров воды.

Решение: Первоначально устанавливают вещества, вступающие в реакцию (неизвестный газ и кислород), и продукты реакции (вода и углекислый газ). Объемы газов, указанные в условии задачи, совпадают с коэффициентами в уравнении. На основе этого составляем схему реакции:



Подсчет числа атомов кислорода до реакции и после нее показывает, что кислорода в сгоревшем газе не было. По продуктам горения (вода и углекислый газ) делают вывод, что газообразное вещество состояло из углерода и водорода. Схема записывается уже таким образом:



В 3 моль углекислого газа содержится 3 моль С, значит, $x=3$. В 4 моль H_2O содержится 8 моль Н, значит, $y=8$.

Ответ. Формула газа — C_3H_8 (пропан).

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

89. Какой объем углекислого газа получится при сгорании 3 л: 1) метана CH_4 ; 2) этана C_2H_6 ; 3) ацетилена C_2H_2 ?

90. Какой объем кислорода потребуется для полного сжигания 2 л: 1) угарного газа CO ; 2) сероводорода H_2S ; 3) бутана C_4H_{10} ?

91. 20 л азота и 60 л водорода нагрели в присутствии катализатора. Определите объем получившегося аммиака при условии, что исходные вещества прореагировали полностью.

92. Какой объем кислорода необходим для сжигания 5 л пропана C_3H_8 в газовой плите? Почему перед зажиганием газовой плиты на кухне нужно открывать форточку?

§ 2. ЗАДАЧИ IX КЛАССА

Расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке

Вначале следует рассмотреть с учащимися таблицу возможных вариантов базовых задач (см. табл. 5, с. 67). Учащиеся отмечают существенное отличие 13 и 14 вариантов от двенадцати предыдущих. Это отличие заключается в том, что в прежних задачах давались масса, количество вещества или объем одного вещества и требовалось определить значение одной из названных величин для второго вещества. В рассматриваемых задачах указаны массы двух реагирующих веществ, одно из которых дается в избытке. При проведении реакции часть вещества останется после реакции, так как не прореагирует полностью. Расчет получающихся продуктов производят по тому веществу, которое вступает в реакцию полностью. Поэтому вначале следует определить, какое вещество дано в избытке, далее решают базовую задачу по уже известному, отработанному пути, применяя рациональные способы вычисления.

Задача 1. Определите, какая масса нитрата магния получится при реакции 20 г оксида магния с раствором, содержащим 94,5 г азотной кислоты.

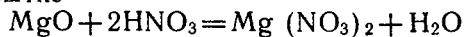
Первым действием таких задач является определение: оксид магния или азотная кислота находятся в избытке?

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{MgO}) = 20 \text{ г} \\ m(\text{HNO}_3) = 94,5 \text{ г} \\ \hline m(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} M(\text{MgO}) = 40 \text{ г/моль} \\ M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль} \\ M(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = \\ = 148 \text{ г/моль} \end{array}$$

Первоначально определяют, оксид магния или азотная кислота находятся в избытке



Вычисляют количества вещества по формуле $\nu = m/M$;

$$\nu(\text{MgO}) = 20 \text{ г} : 40 \text{ г/моль} = 0,5 \text{ моль}$$

$$\nu(\text{HNO}_3) = 94,5 \text{ г} : 63 \text{ г/моль} = 1,5 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции 1 моль оксида магния реагирует с 2 моль HNO_3 , значит, чтобы прореагировало 0,5 моль MgO , потребуется кислоты в 2 раза больше, т. е. 1 моль HNO_3 . А по условию задачи ее дано 1,5 моль. Отсюда делают вывод, что кислота дана в избытке.

Остается решить базовую задачу, т. е. по массе оксида магния вычислить массу полученной соли.

Согласно уравнению реакции 1 моль MgO с кислотой образует 1 моль $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, поэтому 0,5 моль MgO с азотной кислотой образуют 0,5 моль $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$. Отсюда по формуле $m = \nu M$

$$m(\text{Mg}(\text{NO}_3)_2) = 148 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 74 \text{ г}$$

Отв е т. 20 г MgO при реакции с HNO_3 дадут 74 г $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$.

Способы нахождения избытка вещества.

1-й способ. Вычисление количеств вещества реагирующих веществ и их сравнение. (Рассмотрено в решении задачи 1.)

2-й способ. По соотношению масс реагирующих веществ. По уравнению реакции

$$m(\text{MgO}) : m(\text{HNO}_3) = 40 : 126 = 2 : 6,3$$

По условию задачи

$$m(\text{MgO}) : m(\text{HNO}_3) = 20 : 94,5 = 2 : 9,4$$

$6,3 < 9,4$ — кислота дана в избытке.

3-й способ. Сравнение масс реагирующих веществ.

По уравнению реакции

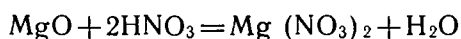
$$m(\text{MgO}) = 1 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 40 \text{ г}$$

$$m(\text{HNO}_3) = 2 \text{ моль} \cdot 63 \text{ г/моль} = 126 \text{ г/моль}$$

$20 \text{ г} < 40 \text{ г}$ в 2 раза, значит, и кислоты должно быть в 2 раза меньше, т. е. $m(\text{HNO}_3) = 126 \text{ г} : 2 = 63 \text{ г}$, а по условию кислоты дано $94,5 \text{ г}$ — **кислота дана в избытке.**

4-й способ. Способ пропорции, когда одну из известных величин считают за неизвестную.

а) 20 г m_x



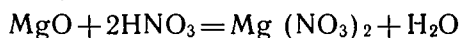
$$40 \text{ г} \quad 126 \text{ г}$$

$$20 : 40 = m_x : 126$$

$$m(\text{HNO}_3) = \frac{20 \text{ г} \cdot 126 \text{ г}}{40 \text{ г}} = 63 \text{ г}$$

$63 < 94,5$ — **кислота дана в избытке**

б) m_{x_1} $94,5 \text{ г}$



$$40 \text{ г} \quad 126 \text{ г}$$

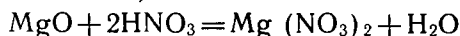
$$m_{x_1} : 40 = 94,5 : 126$$

$$m(\text{MgO}) = \frac{40 \text{ г} \cdot 94,5 \text{ г}}{126 \text{ г}} = 30 \text{ г}$$

Чтобы прореагировала вся кислота, нужно взять 30 г оксида магния, а по условию задачи его дано только 20 г , значит, кислота прореагирует не полностью, **кислота дана в избытке.**

5-й способ. По коэффициентам пропорциональности

$$20 \text{ г} \quad 94,5 \text{ г}$$



$$40 \text{ г} \quad 126 \text{ г}$$

$$20 \text{ г} : 40 \text{ г} = 0,5; \quad 94,5 \text{ г} : 126 \text{ г} = 0,75$$

$0,5 < 0,75$ — **кислота дана в избытке.**

После объяснения очередного способа нахождения избыточного вещества учащимся можно предложить самостоятельно закончить решение задачи, т. е. вычислить массу нитрата магния тем же способом, каким определяли избыток кислоты, отметив при этом наиболее рациональные способы. Учащиеся замечают, что решение способом пропорции занимает много времени, которое расходуется на рассуждения и на запись хода решения.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

● Для отработки умения решать задачи на избыток можно использовать следующие задачи: № 5-107, 5-109, 5-111, 5-118, 5-135, 5-136, 6-25 [6].

93. Какой объем (при н. у.) углекислого газа выделится при действии раствора, содержащего 30 г соляной кислоты, на 25 г карбоната кальция?

94. Вычислите массу соли, получающуюся при действии на 5,35 г гидроксида железа (III) раствором, содержащим 10 г азотной кислоты.

Определение массовой или объемной доли выхода продукта от теоретически возможного

Разбор данного вида задач начинают с рассмотрения понятия «массовая доля выхода продукта». Учащимся рассказывают, что в процессе любого производства часть сырья может не прореагировать и не дать соответственно определенной части продукта или же определенная доля готового продукта теряется в процессе производства (нарушение технологии, прилипание к стенкам аппаратов, утепловодов и т. д.). Таким образом, готового продукта всегда бывает меньше, чем по теоретическому расчету должно быть. Отношение массы практически полученного продукта к массе вещества, которое должно получиться теоретически, называют **массовой долей выхода продукта** (η).

При получении продукта в газообразном или жидком состоянии часто определяют отношение не масс, а объемов готового вещества. В этом случае вычисляют **объемную долю выхода продукта**. В технологических расчетах обычно просто используют термин **выход продукта**.

$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}$$

Выход продукта часто выражают в процентах.

Задача 2. Из 320 т серного колчедана, содержащего 45% серы, было получено 405 т серной кислоты (расчет на безводную кислоту). Вычислите массовую долю выхода серной кислоты.

Решение:

$$\begin{array}{l} m \text{ (руды)} = 320 \text{ т} \\ \omega \text{ (S в руде)} = 0,45 \\ m_{\text{пр}} \text{ (H}_2\text{SO}_4) = 405 \text{ т} \\ \hline \eta \text{ (H}_2\text{SO}_4) = ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} M \text{ (S)} = 32 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} \\ M \text{ (H}_2\text{SO}_4) = 98 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} \end{array}$$

Записывают формулу

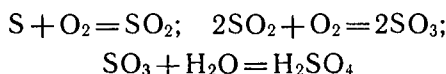
$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}$$

Из приведенной формулы видно, что для расчета массовой доли выхода продукта нужно знать $m_{\text{практ}}$ и $m_{\text{теор}}$ серной

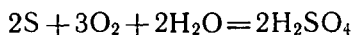
кислоты. Практически полученная масса указана в условии задачи, а $m_{\text{теор}} \text{ (H}_2\text{SO}_4)$ нужно рассчитать, учитывая химизм процесса получения серной кислоты из серы, содержащейся в серном колчедане. Значит, нужно вначале вычислить массу серы:

$$m \text{ (S)} = 320 \cdot 10^3 \text{ кг} \cdot 0,45 = 144 \cdot 10^3 \text{ кг}$$

Записывают уравнения реакций, происходящих в процессе получения серной кислоты:



После суммирования трех уравнений получают:



Таким образом, в процессе производства 1 моль серы дает 1 моль серной кислоты: $\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

Вычисление массы серной кислоты, которую теоретически можно получить из 144 т серы, производят различными способами, рассмотренными выше. Например, рассчитывают количество вещества серы: $\nu = m/M$; $\nu \text{ (S)} = 144 \cdot 10^3 \text{ кг} : 32 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 4,5 \cdot 10^6 \text{ моль}$.

Согласно схеме получения серной кислоты из серы получится такое же количество вещества серной кислоты, т. е. $4,5 \cdot 10^6 \text{ моль H}_2\text{SO}_4$. Вычисляют массу серной кислоты: $m = \nu M$; $m_{\text{теор}} \text{ (H}_2\text{SO}_4) = 4,5 \cdot 10^6 \text{ моль} \cdot 98 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} = 441 \cdot 10^3 \text{ кг}$, или 441 т.

Подставив полученные значения в формулу, вычисляют массовую долю выхода серной кислоты: $\eta \text{ (H}_2\text{SO}_4) = 405 \text{ т} : 441 \text{ т} = 0,94$, или 94%.

О т в е т: $\eta \text{ (H}_2\text{SO}_4) = 94\%$.

Может быть сформулирована и обратная задача. Дана массовая доля выхода (выход вещества), а нужно вычислить массу или объем практически полученного вещества.

Задача 3. Вычислите объем аммиака, который можно получить, нагревая 20 г хлорида аммония с избытком гидроксида кальция, если объемная доля выхода аммиака составляет 98%.

В задаче описана реакция взаимодействия хлорида аммония с гидроксидом кальция, в результате которой выделяются аммиак, хлорид кальция и вода (при реакции соли с основанием образуют-

ся новая соль и новое основание, которое разлагается на аммиак и воду)

Решение:

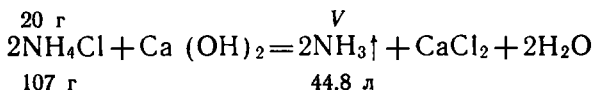
$$\left. \begin{array}{l} m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 20 \text{ г} \\ \eta(\text{NH}_3) = 98\% = 0,98 \\ \hline V(\text{NH}_3) = ? \end{array} \right\}$$

$$\eta = \frac{V_{\text{практ}}}{V_{\text{теор}}}$$

$$V_{\text{практ}} = \eta \cdot V_{\text{теор}}$$

$$\left. \begin{array}{l} M(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5 \text{ г/моль} \\ V_m = 22,4 \text{ л/моль} \end{array} \right\}$$

Неизвестная величина $V_{\text{теор}}$ — это объем аммиака, который можно получить из 20 г хлорида аммония:



По уравнению

$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 2 \text{ моль} \cdot 53,5 \text{ г/моль} = 107 \text{ г}$$

$$V(\text{NH}_3) = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л}$$

Составляют пропорцию: $20 : 107 = V : 44,8$.

$$V_{\text{теор}}(\text{NH}_3) = \frac{20 \text{ г} \cdot 44,8 \text{ л}}{107 \text{ г}} = 8,4 \text{ л}$$

$$V_{\text{практ}}(\text{NH}_3) = 8,4 \text{ л} \cdot 0,98 = 8,2 \text{ л}$$

Ответ: Из 20 г NH_4Cl при $\eta = 98\%$ можно получить 8,2 л NH_3 .

Другим видом обратных задач являются задачи, в которых указывается массовая доля выхода и практически полученная масса продукта и следует определить массу исходного вещества.

Задача 4. Вычислите массу фосфора, необходимую для получения 200 кг фосфорной кислоты, если массовая доля выхода кислоты составляет 0,9.

Решение:

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \\ = 200 \text{ кг (пр.)} \\ \eta(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,9 \\ \hline m(\text{P}) = ? \end{array} \right\}$$

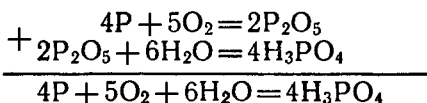
$$\eta = \frac{m_{\text{практ}}}{m_{\text{теор}}}$$

$$m_{\text{теор}} = \frac{m_{\text{практ}}}{\eta}$$

$$m_{\text{теор}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 200 \text{ кг} : 0,9 = 222,2 \text{ кг}$$

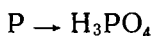
Зная массу H_3PO_4 , вычисленную теоретически, можно по уравнению реакции рассчитать массу фосфора:

$$\left. \begin{array}{l} M(\text{H}_3\text{PO}_4) = \\ = 98 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} \\ M(\text{P}) = \\ = 31 \cdot 10^{-3} \text{ кг/моль} \end{array} \right\}$$



По суммарному уравнению можно сделать вывод, что 1 моль фосфора дает 1 моль фосфорной кислоты, значит, для получения 98 кг кислоты требуется 31 кг фосфора.

$$\begin{array}{r} m \quad \quad 222,2 \text{ кг} \\ 31 \text{ кг} \quad \quad 98 \text{ кг} \end{array}$$



Составляют пропорцию: $31 : m = 98 : 222,2$.

$$m(\text{P}) = \frac{31 \text{ кг} \cdot 222,2 \text{ кг}}{98 \text{ кг}} = 70,3 \text{ кг}$$

О т в е т. Для получения 200 кг H_3PO_4 при $\eta = 0,9$ нужно 70,3 кг.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

XXII. Объясните, что представляет собой массовая доля выхода продукта; объемная доля выхода продукта. Запишите математическую формулу для расчета выхода продукта.

95. Юный химик на занятии кружка решил получить азотную кислоту реакцией обмена между нитратом калия и концентрированной серной кислотой. Вычислите массу азотной кислоты, которую он получил из 20,2 г нитрата калия, если массовая доля выхода кислоты была 0,98.

96. При нагревании нитрита аммония NH_4NO_2 образуются азот и вода. Вычислите объем азота (при н. у.), который можно получить при разложении 6,4 г нитрита аммония, если объемная доля выхода азота составляет 89%.

97. Вычислите объем оксида азота (II), который можно получить при каталитическом окислении в лаборатории 5,6 л аммиака, если объемная доля выхода оксида азота (II) равна 90%.

98. Металлический барий получают восстановлением его оксида металлическим алюминием с образованием оксида алюминия и бария. Вычислите массовую долю выхода бария, если из 4,59 кг оксида бария было получено 3,8 кг бария.

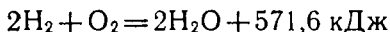
99. Определите, какая масса меди потребуется для реакции с избытком концентрированной азотной кислоты для получения 2,1 л (при н. у.) оксида азота (IV), если объемная доля выхода оксида азота (IV) равна 94%.

Расчеты по термохимическим уравнениям

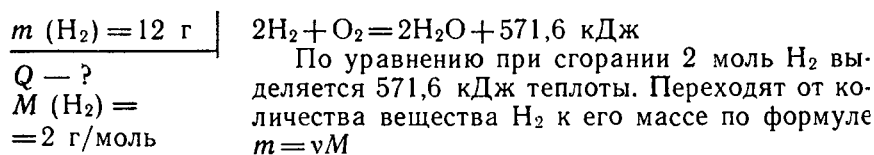
Термохимические уравнения и расчеты с их использованием широко используют на практике, так как это позволяет определить количество энергии, которое можно получить или потребуется затратить, проводя ту или иную реакцию с определенной массой реагирующего вещества. Между количеством теплоты (Q), по-

лученной или затраченной в ходе реакции, и массой (m) прореагировавшего вещества или полученного продукта реакции имеется прямая пропорциональная зависимость. Чем больше сгорит, например, угля в топке парового котла, тем больше выделится теплоты. Поэтому решение задач по термохимическим уравнениям реакции можно проводить, используя рассмотренные ранее способы рассуждений.

Задача 4. Какое количество теплоты выделится при сгорании в кислороде 12 г водорода. Термохимическое уравнение горения водорода:



Решение:



$$m(\text{H}_2) = 2 \text{ моль} \cdot 2 \text{ г/моль} = 4 \text{ г}$$

1-й способ. Сравнивают массу водорода, данную в условии задачи (12 г), с массой водорода, вычисленной по уравнению реакции (4 г). $12 \text{ г} > 4 \text{ г}$ в 3 раза. Значит, тепловой эффект в этом случае будет в 3 раза больше теплового эффекта реакции:

$$Q = 571,6 \text{ кДж} \cdot 3 = 1714,8 \text{ кДж}$$

Отв е т: При сгорании 12 г H_2 выделится 1714,8 кДж теплоты.

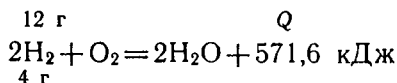
2-й способ. Можно провести обратный пересчет: от массы водорода, данной в условии задачи, переходят к количеству вещества по формуле $\nu = m/M$:

$$\nu(\text{H}_2) = 12 \text{ г} : 2 \text{ г/моль} = 6 \text{ моль}$$

Согласно уравнению при сгорании 2 моль H_2 выделится 571,6 кДж теплоты, а при сгорании 6 моль H_2 выделится в 3 раза большее количество теплоты ($6 \text{ моль} > 2 \text{ моль}$ в 3 раза):

$$Q = 571,6 \text{ кДж} \cdot 3 = 1714,8 \text{ кДж}$$

3-й способ. Устанавливают прямую пропорциональную зависимость между массой сгоревшего водорода и количеством теплоты, выделившимся при этом. Записывают термохимическое уравнение, указывают над формулами веществ в уравнении реакции значения величин, данных в условии задачи, а под уравнением — значения величин согласно подсчетам по уравнению реакции (см. 1 способ):



Составляют пропорцию: $\frac{12 \text{ г}}{4 \text{ г}} = \frac{Q}{571,6 \text{ кДж}}$.

На основе правила пропорции находят неизвестное:

$$Q = \frac{12 \text{ г} \cdot 571,6 \text{ кДж}}{4 \text{ г}} = 1714,8 \text{ кДж}$$

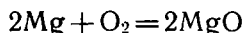
Задача 5. Составьте термохимическое уравнение, если известно, что при сгорании 1 г магния выделяется 25,6 кДж теплоты.

Чтобы составить термохимическое уравнение реакции, нужно вычислить тепловой эффект реакции, написать уравнение горения магния и указать в нем значение этой величины.

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{Mg}) = 1 \text{ г} \\ Q = 25,6 \text{ кДж} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} Q' = ? \\ M(\text{Mg}) = \\ = 24 \text{ г/моль} \end{array}$$



При анализе условия и уравнения горения магния делают вывод, что, для того чтобы найти тепловой эффект реакции, нужно вычислить такое количество теплоты, которое выделится при сгорании 2 моль магния. По уравнению вычисляют массу магния, взятого количеством вещества 2 моль:

$$m = \nu M; m(\text{Mg}) = 2 \text{ моль} \cdot 24 \text{ г/моль} = 48 \text{ г}$$

48 г > 1 г в 48 раз, значит, и $Q' = Q \cdot 48$:

$$Q' = 25,6 \text{ кДж} \cdot 48 = 1228,8 \text{ кДж}$$

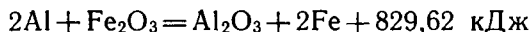
О т в е т. $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + 1228,8 \text{ кДж}$.

Эту задачу следует решить самостоятельно, применив способ пропорции. Затем сравнивают решение задачи 5 с решением задачи 4, указывают сходство и различие этих задач. Какие это задачи по отношению друг к другу? Ответ следует мотивировать.

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

100. Составьте термохимическое уравнение процесса, если известно, что при сгорании 2 г алюминия выделяется 62 кДж теплоты. Составьте обратную задачу, изменив значения этих величин в 2 и 4 раза.

101. При сварке трамвайных рельсов используют термитную смесь, которую готовят, смешивая порошки алюминия и оксида железа (III) в количественном отношении 2 : 1. Термохимическое уравнение горения термитной смеси следующее:



Сколько теплоты выделится при образовании: 1) 4 моль железа, 2) 1 моль железа? Задачу решите устно.

Вычисление массы или объема продукта реакции по известной массе или объему исходного вещества, содержащего примеси

При рассмотрении хода решения данного вида задач учащиеся объясняют, что в процессе разнообразных химических производств для получения того или иного продукта используют исходные вещества (сырье), которые не всегда являются чистыми веществами, а могут содержать различные примеси. Эти примеси не будут образовывать в процессе производства нужные продукты, поэтому, чтобы определить массу или объем получаемого продукта, необходимо вначале рассчитать массу или объем вступающего в реакцию чистого вещества, которое содержится в исходной смеси, а уже потом решать основную (базовую) задачу по уравнению реакции.

Содержание примеси обычно выражают в процентах. Эта величина показывает массовую долю чистого вещества или массовую долю примеси в образце. Для вычисления массы чистого вещества или примеси, содержащихся в смеси, используют формулу

$$\omega (\text{чист. в-ва}) = \frac{m (\text{чист. в-ва})}{m (\text{смеси})}$$

$$m (\text{чист. в-ва}) = m (\text{смеси}) \cdot \omega (\text{чист. в-ва})$$

Массу чистого вещества (как и объем) можно вычислять и другим способом, определяя вначале массу примеси, а затем вычитая ее из массы смеси: $m (\text{примеси}) = m (\text{смеси}) \cdot \omega (\text{примеси})$, откуда

$$m (\text{чист. в-ва}) = m (\text{смеси}) - m (\text{примеси})$$

Задача 6. На завод было доставлено 50 т фосфорита, содержащего 35% пустой породы. Определите массу чистого фосфата кальция.

Решение:

Чистого фосфата кальция в руде было 65% ($100\% - 35\%$), иначе $\omega (\text{пустой породы}) = 0,35$, а $\omega (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 0,65$.

$$m (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 50 \text{ т} \cdot 0,65 = 32,5 \text{ т}$$

Или $m (\text{примеси}) = 50 \text{ т} \cdot 0,35 = 17,5 \text{ т}$, тогда

$$m (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 50 \text{ т} - 17,5 \text{ т} = 32,5 \text{ т}$$

О т в е т: $m (\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 32,5 \text{ т}$.

Задача 7. Вычислите объем (в м³) углекислого газа и массу жженой извести, которые получаются при обжиге 500 кг известняка, содержащего 92% карбоната кальция.

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{известняка}) = 500 \text{ кг} \\ w(\text{CaCO}_3) = 0,92 \\ \hline V(\text{CO}_2) = ? \quad m\text{CaO} = ? \\ M(\text{CaCO}_3) = \\ = 100 \text{ кг/кмоль} \\ M(\text{CaO}) = 56 \text{ кг/кмоль} \\ V_m = 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} \end{array}$$

Вычисляют массу CaCO_3 в известняке:

$$\begin{array}{l} m(\text{CaCO}_3) = 500 \text{ кг} \cdot 0,92 = 460 \text{ кг} \\ \text{Записывают уравнение реакции разложения известняка:} \end{array}$$



По уравнению

$$m(\text{CaCO}_3) = 1 \text{ кмоль} \times 100 \text{ кг/кмоль} = 100 \text{ кг}$$

$$m(\text{CaO}) = 1 \text{ кмоль} \cdot 56 \text{ кг/кмоль} = 56 \text{ кг}$$

$$V(\text{CO}_2) = 1 \text{ кмоль} \cdot 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 22,4 \text{ м}^3$$

В дальнейшем для решения применяют способ сравнения масс.

$460 \text{ кг} > 100 \text{ кг}$ в 4,6 раза, а значит, и $V(\text{CO}_2)$ $m(\text{CaO})$ будут в 4,6 раза большими:

$$V(\text{CO}_2) = 22,4 \text{ м}^3 \cdot 4,6 = 103 \text{ м}^3$$

$$m \text{ CaO} = 56 \text{ кг} \cdot 4,6 = 257,6 \text{ кг}$$

Отв. При обжиге известняка получится 257,6 кг CaO и $103 \text{ м}^3 \text{CO}_2$.

Задача 8. При взаимодействии 10,8 г кальцинированной соды (безводный карбонат натрия) с избытком соляной кислоты получили 2,24 л (при н. у.) оксида углерода (IV). Вычислите содержание примеси в соде.

Эта задача является обратной задаче 7.

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{соды}) = 10,8 \text{ г} \\ V(\text{CO}_2) = 2,24 \text{ л} \\ \hline w(\text{примеси}) = ? \\ M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль} \\ V_m = 22,4 \text{ л/моль} \\ \text{По уравнению} \end{array}$$

Чтобы вычислить содержание примеси в соде, нужно рассчитать массу соды, для этого определяют массу прореагировавшего карбоната натрия по уравнению

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 106 \text{ г/моль} = 106 \text{ г}$$

$$V(\text{CO}_2) = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$$

Далее решение будет следующим:

1-й способ (способ сравнения)

$2,24 \text{ л} < 22,4 \text{ л}$ в 10 раз, значит, и карбоната натрия потребуется в 10 раз меньше, т. е. $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10,6 \text{ г}$. Сода же было взято 10,8 г, отсюда

$$m(\text{примеси}) = 10,8 - 10,6 \text{ г} = 0,2 \text{ г}$$

$$w(\text{примеси}) = 0,2 \text{ г} : 10,8 \text{ г} = 0,018, \text{ или } 1,8\%$$

О т в е т. В соде содержалось 1,8% примесей.

2-й способ

По формуле $v = m/M$ находим $v(\text{CO}_2)$:

$$v(\text{CO}_2) = 2,24 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,1 \text{ моль}$$

Согласно уравнению реакции для получения 0,1 моль CO_2 ну
но 0,1 моль Na_2CO_3 .

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ моль} = 10,6 \text{ г}$$

$$w(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 10,6 \text{ г} : 10,8 \text{ г} = 0,982$$

$$w(\text{примеси}) = 1 - 0,982 = 0,018 \text{ или } 1,8\%$$

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

102. Какой объем (при н. у.) сернистого газа образует при обжиге 1 т цинковой обманки, содержащей 80% сульфи цинка?

103. Вычислите массу осадка, полученного при взаимодейств с избытком раствора гидроксида натрия 75 г раствора хлори железа (III), массовая доля которого в растворе равна 0,10

104. Какой объем углекислого газа выделится при сжиган 500 кг угля, содержащего 8% негорючих примесей?

105. Какой объем оксида азота (II) можно получить при нагр вании 20 г медных стружек, содержащих 4% не реагирующ примесей, с достаточным объемом раствора азотной кислоты

§ 3. ЗАДАЧИ X КЛАССА

Нахождение молекулярной формулы вещества в газообразн состоянии

Разбирая в X классе задачи по нахождению молекулярн формулы газообразного вещества, следует использовать форму расчета массовой доли элемента в веществе (см. задачи VIII клас са), это дает возможность быстро подсчитать число атомов ка: дого элемента в веществе.

Задача 1 (№ 18-157). Плотность по водороду веществ имеющего состав: углерода — 54,55%, водорода — 9,09% и кисл рода — 36,36%, равна 22. Оно легко восстанавливает оксид сере ра, образуя кислоту. Выведите структурную формулу этого в щества.

Р е ш е н и е:

$$d_{\text{H}_2}(\text{в-ва}) = 22$$

$$w(\text{C}) = 0,5455$$

$$w(\text{H}) = 0,0909$$

$$w(\text{O}) = 0,3636$$

Формула — ?

$$1\text{-й способ } w = \frac{n \cdot A_r}{M_r}; \quad n = \frac{w \cdot M_r}{A_r};$$

$$M_r = 2 \cdot d_{\text{H}_2}; \quad n = \frac{w \cdot 2 \cdot d_{\text{H}_2}}{A_r};$$

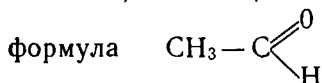
$$n(\text{C}) = \frac{0,5455 \cdot 2 \cdot 32}{16} = 2; \quad n(\text{H}) = \frac{0,0909 \cdot 2 \cdot 22}{1}$$

$$A_r(\text{C}) = 12 = 3,9 \approx 4;$$

$$A_r(\text{H}) = 1$$

$$A_r(\text{O}) = 16 \quad n(\text{O}) = \frac{0,3636 \cdot 2 \cdot 22}{16} = 0,99 \approx 1$$

Молекулярная формула соединения $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, данное вещество восстанавливается оксидом серебра в аммиачном растворе, следовательно, это вещество — уксусный альдегид, его структурная



О т в е т. Структурная формула вещества $\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$

2-й способ. Если решение данной задачи с использованием алгебраической формулы кажется формальным, не раскрывающим химической сущности задачи, расчет можно провести другим способом.

По относительной плотности газообразного вещества находят его относительную молекулярную массу:

$$M_r = 2 \cdot d_{\text{H}_2}$$

$$M_r = 2 \cdot 22 = 44$$

По относительной молекулярной массе (целое) и массовой доле элемента в веществе (доля части от целого) находят массу элемента в веществе (часть от целого): $b = C \cdot w$, где C — целое, b — часть от целого, w — массовая доля части.

На долю углерода приходится: $44 \cdot 0,5455 = 24$.

На долю водорода приходится: $44 \cdot 0,0909 = 4$.

На долю кислорода приходится: $44 \cdot 0,3636 = 16$.

Число атомов элементов в молекуле газообразного вещества определяют как частное от деления полученных чисел на относительные атомные массы соответствующих элементов:

$$n(\text{C}) = 24 : 12 = 2, \quad n(\text{H}) = 4 : 1 = 4; \quad n(\text{O}) = 16 : 16 = 1.$$

Формула вещества — $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, структурная формула — $\text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$

3-й способ. При решении рассматриваемой задачи можно применить способ пропорции. Процентное содержание элементов в веществе есть не что иное, как отношение массы атомов данного элемента к массе атомов второго элемента и т. д., т. е. на 54,55 мас. ч. углерода приходится 9,09 мас. ч. водорода. А на 1 моль атомов углерода, масса которого $m(\text{C}) = 12 \text{ г}$ ($M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}$), приходится $x \text{ г}$ водорода. Составляют пропорцию $54,55 : 12 = 9,09 : x$, откуда

$$x = \frac{12 \text{ г} \cdot 9,09 \text{ мас. ч.}}{54,55 \text{ мас. ч.}} = 2 \text{ г}$$

Это составляет 2 моль атомов водорода ($M(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}$)
 Аналогично записывают, что на 54,55 мас. ч. углерода приходится 36,36 мас. ч. кислорода, а на 1 моль атомов углерода ($m = 12 \text{ г}$) придется y г кислорода.

Составляют пропорцию: $54,55 : 12 = 36,36 : y$.

$$y = \frac{12 \text{ г} \cdot 36,36 \text{ мас. ч.}}{54,55 \text{ мас. ч.}} = 8 \text{ г}$$

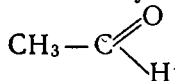
Это соответствует 0,5 моль атомов кислорода ($M(\text{O}) = 16 \text{ г/моль}$).

Отношение количеств разных веществ: углерода, водорода и кислорода в 1 моль вещества следующее:

$$v(\text{C}) : v(\text{H}) : v(\text{O}) = 1 : 2 : 0,5, \text{ или } 2 : 4 : 1$$

А так как в 1 моль вещества содержится равное число частиц, то на каждые 2 атома углерода приходится 4 атома водорода и 1 атом кислорода.

Молекулярная формула вещества — $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$, а структурная —



Среди задач на нахождение молекулярной формулы вещества есть такие, в которых отсутствуют данные, позволяющие найти относительную молекулярную массу вещества, в условии указаны только массовые доли элементов в веществе. Вместо формулы

$$n = \frac{w \cdot M_r}{A_r} \text{ следует использовать формулу } n = \frac{w}{A_r}.$$

Учащимся необходимо объяснить, что в этом случае невозможно определить истинное число атомов элемента в молекуле газа. Полученная из расчета по формуле величина, называемая в химии «атомным фактором», позволяет определить простейшую формулу вещества. Молекулярную же формулу вещества находят, используя различную информацию, включенную в текст задачи, например указание на число функциональных групп и др.

Задача 2 (№ 18-164). Выведите формулу янтарной кислоты на основании следующих данных углерода — 40,68%, водорода — 5,08% и кислорода — 54,24%. Янтарная кислота образует с натрием две соли: кислую и нейтральную.

Р е ш е н и е:

$$\left. \begin{array}{l} w(\text{C}) = 40,68\% \\ w(\text{H}) = 5,08\% \\ w(\text{O}) = 54,24\% \\ \hline \text{Формула — ?} \end{array} \right\}$$

Используя формулу $n = \frac{w}{A_r}$, находят отношение числа атомов углерода, водорода и кислорода в молекуле янтарной кислоты:

$$\begin{aligned} A_r(\text{C}) &= 12 \\ A_r(\text{H}) &= 1 \\ A_r(\text{O}) &= 16 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) &= \frac{40,68}{12} : \frac{5,08}{1} : \frac{54,24}{16} = \\ &= 1 : 1,5 : 1, \text{ или} \\ n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) &= 2 : 3 : 2 = 4 : 6 : 4 \end{aligned}$$

Первое из полученных отношений атомов элементов в составе молекулы янтарной кислоты не соответствует действительности, так как 1,5 атома водорода в молекуле быть не может. Молекулярную формулу кислоты можно вывести на основании данных, указанных в конце текста задачи. Если кислота образует две соли: кислую и среднюю, то эта кислота двухосновная. Отсюда делают вывод, что янтарная кислота содержит две карбоксильные группы и, следовательно, четыре атома кислорода входят в состав ее молекулы. Этому условию соответствует последнее отношение атомов элементов.

О т в е т. Янтарная кислота имеет молекулярную формулу — $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_4$.

Аналогичные рассуждения можно применить и к решению предыдущей задачи 1 (№ 18-157), этот способ будет еще одним способом решения подобных задач.

4-й способ. Отношение числа атомов углерода, водорода и кислорода в молекуле неизвестного вещества следующее:

$$\begin{aligned} n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{O}) &= \frac{54,55}{12} : \frac{9,09}{1} : \frac{36,36}{16} = 4,54 : 9,09 : 2,27, \text{ или} \\ &2 : 4 : 1, \text{ или } 4 : 8 : 2. \end{aligned}$$

По выведенным формулам вычисляем относительные молекулярные массы:

$$M_r(\text{C}_2\text{H}_4\text{O}) = (12 \cdot 2 + 4 + 16) = 44$$

$$M_r(\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2) = (12 \cdot 4 + 8 + 16 \cdot 2) = 88$$

По условию же задачи $M_r = 2 \cdot d_{\text{H}_2}$; $M_r = 2 \cdot 22 = 44$, значит, простейшая формула $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$ и будет молекулярной формулой.

После того как у учащихся будет сформировано умение определять молекулярные формулы газообразных веществ и простейшие формулы по массовой доле элементов, можно перейти к рассмотрению задач на вывод формулы вещества по массе, объему или количеству вещества — продуктов его сгорания, т. е. непосредственно исходя из экспериментальных данных.

В основу обучения решению указанных задач положено умение учащихся переходить от массы данного вещества к количеству вещества, что в свою очередь дает возможность определить число атомов элемента в молекуле неизвестного вещества.

Логика рассуждений, а следовательно, и ход решения задачи может быть и другим. Известные массы продуктов сгорания позволяют рассчитать массы элементов, которые входили в состав неизвестного вещества, на основе этого можно рассчитать массовые доли элементов в веществе и тем самым свести решение задачи к рассмотренным выше способам.

Задача 3. При сжигании 0,29 г газообразного углеводорода получили 448 мл оксида углерода (IV) и 0,45 г паров воды. Относительная плотность по водороду неизвестного углеводорода равна 29. Определите молекулярную формулу углеводорода.

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{в-ва}) = 0,29 \text{ г} \\ V(\text{CO}_2) = 448 \text{ мл (0,448 л)} \\ m(\text{H}_2\text{O}) = 0,45 \text{ г} \\ d_{\text{H}_2}(\text{в-ва}) = 29 \\ \hline \text{Формула} - ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} V_m = 22,4 \text{ л/моль} \\ M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль} \\ M_r = 2 \cdot d_{\text{H}_2}, \quad M_r = 29 \cdot 2 = 58; \\ M = 58 \text{ г/моль} \end{array}$$

1-й способ. Переход от масс указанных веществ или объемов газов к количеству вещества

Для неизвестного вещества вычисляют первоначально его относительную молекулярную массу и переводят ее в молярную массу

Вычисляют количества вещества неизвестного вещества, воды и углекислого газа по формуле $\nu = \frac{m}{M}$

$$\begin{array}{l} \nu(\text{в-ва}) = 0,29 \text{ г} : 58 \text{ г/моль} = 0,005 \text{ моль} \\ \nu(\text{CO}_2) = 0,448 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 0,02 \text{ моль} \\ \nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,45 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 0,025 \text{ моль} \end{array}$$

Значит, количества вещества неизвестного вещества и продуктов его сгорания находятся друг к другу в отношении:

$$\nu(\text{в-ва}) : \nu(\text{CO}_2) : \nu(\text{H}_2\text{O}) = 0,005 : 0,02 : 0,025 = 1 : 4 : 5$$

4 моль CO_2 содержат 4 моль атомов С, а 5 моль H_2O - 10 моль атомов Н, которые и входят в 1 моль неизвестного углеводорода.

О т в е т. Формула углеводорода — C_4H_{10} , бутан.

Для проверки правильности решения достаточно по полученной формуле бутана подсчитать его относительную молекулярную массу и сравнить с тем значением, которое вычислили в начале решения задачи. Сделайте эту проверку самостоятельно.

2-й способ. Используя математическую формулу, вычисляем массу углерода в углекислом газе и массу водорода в воде, полученных при сжигании неизвестного вещества:

$$\begin{array}{l} m(\text{C}) = \frac{V(\text{CO}_2) \cdot n \cdot M(\text{C})}{V_m}; \quad m(\text{C}) = \frac{0,448 \text{ л} \cdot 1 \cdot 12 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,24 \text{ г} \\ m(\text{H}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot n \cdot M(\text{H})}{M(\text{H}_2\text{O})}; \quad m(\text{H}) = \frac{0,45 \text{ г} \cdot 2 \cdot 1 \text{ г/моль}}{18 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ г} \end{array}$$

По массе элементов и массе сгоревшего вещества определяем массовую долю каждого элемента в неизвестном веществе:

$$\omega = \frac{m(\text{эл})}{m(\text{в-ва})}; \quad \omega(\text{C}) = \frac{0,24 \text{ г}}{0,29 \text{ г}} = 0,83; \quad \omega(\text{H}) = \frac{0,05 \text{ г}}{0,29 \text{ г}} = 0,17$$

В заключение осталось рассчитать число атомов каждого эле

мента по массовой доле, относительной плотности и относительной атомной массе

$$n = \frac{w \cdot 2 \cdot d_{H_2}}{A}, \quad n(C) = \frac{0,83 \cdot 29 \cdot 2}{12} = 4, \quad n(H) = \frac{0,17 \cdot 29 \cdot 2}{1} = 10$$

Формула углеводорода — C_4H_{10} .

3-й способ На основе использования способа пропорции можно предложить следующее решение. Предположим, что сгорел 1 моль углеводорода, молярная масса которого 58 г/моль, а масса — 58 г. При сгорании 0,29 г углеводорода выделяется 0,448 л CO_2 и 0,45 г H_2O , а при сгорании 58 г углеводорода выделится V л CO_2 и m г H_2O . Составляют две пропорции и вычисляют неизвестные величины:

$$\frac{0,29}{58} = \frac{0,448}{V}, \quad V = \frac{58 \text{ г} \cdot 0,448 \text{ л}}{0,29 \text{ г}} = 89,6 \text{ л } CO_2$$

$$\frac{0,29}{58} = \frac{0,45}{m}, \quad m = \frac{58 \text{ г} \cdot 0,45 \text{ г}}{0,29 \text{ г}} = 90 \text{ г } H_2O$$

$$\nu(CO_2) = 89,6 \text{ л} : 22,4 \text{ л/моль} = 4 \text{ моль}$$

$$\nu(H_2O) = 90 \text{ г} : 18 \text{ г/моль} = 5 \text{ моль}$$

Формула неизвестного углеводорода — C_4H_{10} .

4-й способ. Оригинальный математический подход к решению подобных задач предлагает А. Ф. Хрусталеv [34]. Обилие известных величин в задаче может быть сокращено. Задачу решают, используя известное учащимся вычисление неравенств, общую формулу предельных углеводородов (алканов), а также значение одной из величин, приведенной в условии задачи, — относительную плотность неизвестного вещества.

Текст задачи в этом случае оказывается довольно коротким. Определите молекулярную формулу предельного углеводорода, плотность которого по водороду равна 29.

По относительной плотности вычисляют относительную молекулярную массу вещества:

$$M_r = 29 \cdot 2 = 58$$

Предположим, что углеводород имеет формулу C_xH_y , тогда, подставив относительные атомные массы элементов, получим: $12x + y = 58$.

Общая формула предельных углеводородов — C_xH_{2x+2} .

Для углеводородов значение y будет равно или меньше (в случае непредельных углеводородов) значения $2x + 2$:

$$y \leq 2x + 2$$

Из уравнения находят значение $y = 58 - 12x$, подставляют его в неравенство и получают: $58 - 12x \leq 2x + 2$, $58 - 2 \leq 2x + 12x$, или $56 \leq 14x$, откуда $x \geq 4$.

Если $x > 4$, например $x = 5$, то неравенство принимает вид: $12x + y > 58$, что не соответствует уравнению $12x + y = 58$.

Значит, $x=4$, тогда $12 \cdot 4 + y = 58$; $y = 10$.

Формула углеводорода — C_4H_{10} .

5-й способ. Задачу можно решить в общем виде, аналогично тому как решают задачи по физике. Вначале производят действия с алгебраическими формулами, преобразуют их в одну формулу, которая позволяет рассчитать конечный результат, минуя промежуточные вычисления. Для этого нужно подставить данные задачи в общую формулу и произвести подсчет при помощи микрокалькулятора.

При выводе общей формулы более целесообразно использовать второй способ решения задачи. Чтобы вывести молекулярную формулу неизвестного вещества, нужно рассчитать число атомов каждого элемента в молекуле вещества, для чего используют формулу $n = \frac{w \cdot M_r}{A_r}$ (1), но в условии задачи данных о массовых долях элементов не имеется, значит, массовую долю элемента нужно вычислить по формуле $w = \frac{m(\text{эл.})}{m(\text{в-ва})}$ (2). Для этого надо знать массу элемента в продукте горения вещества, массу элемента в веществе более рационально определить по формуле

$$m_x = \frac{m \cdot n \cdot A_r}{M_r}$$

Применительно к данной задаче масса водорода будет следующей:

$$m(\text{H}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot n \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{O})}$$

Подставив полученное выражение массы водорода в формулу 2, получают: $w(\text{H}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot n \cdot A_r(\text{H})}{M_r(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{в-ва})}$. А это выражение массовой доли водорода в неизвестном веществе вводят в формулу 1 и получают:

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot n \cdot A_r(\text{H}) \cdot M_r(\text{в-ва})}{M_r(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{в-ва}) \cdot A_r(\text{H})}, \text{ или}$$

$$n(\text{H}) = \frac{m(\text{H}_2\text{O}) \cdot n \cdot M_r(\text{в-ва})}{M_r(\text{H}_2\text{O}) \cdot m(\text{в-ва})}$$

Если продуктом горения является газ и указан его объем, то в выведенной формуле массу продукта реакции заменяют на объем, а его относительную молекулярную массу — на молярный объем:

$$n(\text{C}) = \frac{V(\text{CO}_2) \cdot n \cdot 2 \cdot d_{\text{H}_2}}{V_m \cdot m(\text{в-ва})}$$

Подставляют в выведенную общую формулу известные величины условия задачи и получают:

$$n(\text{H}) = \frac{0,45 \text{ г} \cdot 2 \cdot 29 \cdot 2}{18 \cdot 0,29 \text{ г}} = 10; \quad n(\text{C}) = \frac{0,448 \cdot 1 \cdot 29 \cdot 2}{22,4 \cdot 0,29} = 4$$

Формула углеводорода — C_4H_{10} .

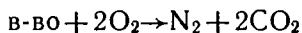
Задачи, в которых требуется вывести формулу газообразного вещества по объему газов, вступивших в реакцию, и полученных газообразных продуктов, удобнее всего решать, используя закономерность объемных отношений газов при химических реакциях. Объемы реагирующих и получающихся газов пропорциональны количествам этих веществ, т. е. коэффициентам перед их формулами в уравнении реакции

Задача 4. Для полного сжигания 1 л неизвестного газа потребовалось 2 л кислорода. В результате реакции выделилось 1 л азота и 2 л углекислого газа. Найдите формулу сгоревшего вещества.

Решение:

$$\left. \begin{array}{l} V(\text{в-ва}) = 1 \text{ л} \\ V(\text{O}_2) = 2 \text{ л} \\ V(\text{N}_2) = 1 \text{ л} \\ V(\text{CO}_2) = 2 \text{ л} \\ \text{Формула} — ? \end{array} \right\}$$

Применив закономерность объемных отношений газов, составляют схему описанной реакции:



Затем в соответствии с законом сохранения массы веществ определяют, содержался ли кислород в составе сгоревшего вещества. В данном примере по уравнению реакции видно, что весь кислород, вступивший в реакцию, вошел в состав углекислого газа. Значит, неизвестное вещество состояло из двух элементов: азота и углерода.

Подсчитав число атомов азота и углерода в правой части (по два атома), делают вывод о формуле неизвестного вещества. В нашем примере в состав молекулы сгоревшего вещества входят два атома углерода и два атома азота. Формула — C_2N_2 .

О т в е т. Сгоревшее вещество имеет формулу C_2N_2 .

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ

● Что показывает химическая формула соединения? Как вычислить массовую долю элемента в веществе? Можно ли использовать формулу для расчета массовой доли элемента в веществе для вывода формулы? Какими будут по отношению друг к другу задачи на вывод формул и задачи по расчету массовой доли элемента по формуле?

106. Вещество содержит 82,36% азота и 17,64% водорода. Относительная молекулярная масса его равна 17. Найти молекулярную формулу вещества.

107. Плотность паров неизвестного вещества 2,05 г/л. В состав вещества входит 52,18% углерода, 13,04% водорода и 34,78% кислорода. Выведите молекулярную формулу вещества.

108. Установите молекулярную формулу соединения, в котором на каждые 7 г азота приходится 8 г кислорода, а плотность соединения 1,35 г/л.

109. Газообразное вещество состоит из двух элементов: кремния и фтора, массовая доля которого 0,73. Выведите простейшую формулу соединения.

110. Выведите простейшие формулы оксидов, имеющих следующий состав: 1) 70% железа и 30% кислорода; 2) 64,7% марганца и 35,3% кислорода; 3) 56% ванадия и 44% кислорода.

111. При сжигании 6,2 г соединения получено 12 г диоксида кремния и 5,4 г воды. Выведите молекулярную формулу соединения, если его плотность по воздуху равна 2,14.

112. Соединение, состоящее из углерода и водорода, сожгли, получили 55 г углекислого газа и 27 г воды. Какова формула соединения, если плотность паров его по воздуху равна 2,48.

113. При взрыве смеси, полученной из одного объема некоторого газа и двух объемов кислорода, образуются два объема оксида углерода (IV) и один объем азота. Найдите формулу газа.

114. Сожгли 400 мл углеводорода в 1000 мл кислорода. После окончания реакции и приведения газов к нормальным условиям объем газа составил 800 мл. Определите формулу углеводорода, если известно, что кислород прореагировал полностью.

115. При прокаливании на воздухе соединения, состоящего из меди и серы, получили 8 г оксида меди (II) и 3,2 г оксида серы (IV). Выведите формулу соединения.

ГЛАВА V. МЕТОДИКА ОБУЧЕНИЯ РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ ПОВЫШЕННОЙ СЛОЖНОСТИ

Задачи повышенной сложности включают различные сочетания теоретического материала, являющегося основой разных видов задач, предусмотренных программой; имеют оригинальную и необычную постановку вопроса задачи; требуют умения логически связывать воедино отдельные химические явления и факты; предусматривают знание не только химических, но и физических свойств веществ; вызывают необходимость использовать знания как нескольких разделов химии, так и общих положений физики и математики; стимулируют более углубленное изучение теоретических вопросов и практических знаний химии; сочетают иногда кажущуюся несерьезность формулировок со сложностью содержания задачи.

Наибольшая роль в подготовке учащихся к решению усложненных и олимпиадных задач принадлежит учителю химии, которому непосредственно приходится заниматься с учениками и с группами учащихся, готовить их к участию в олимпиадах. Именно к учителю в первую очередь обращаются учащиеся с вопросами, возникающими у них в процессе решения усложненной задачи. Чтобы быть готовым оказать помощь ученику, ответить на его, иногда достаточно сложные вопросы, учитель химии должен хорошо знать различные усложненные задачи, уметь логически мыслить и четко объяснять особенность данной сложной задачи.

§ 1. РАЗВИТИЕ МЫШЛЕНИЯ СТУДЕНТОВ В ПРОЦЕССЕ ПРОВЕДЕНИЯ АНАЛИЗА ЗАДАЧИ И ЕЕ РЕШЕНИЯ

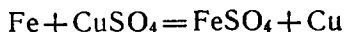
Развитие мышления в процессе решения задачи осуществляется при исследовании текста задачи и анализа условия, что можно проиллюстрировать на некоторых примерах.

Задача 1 (№ 17-22). Железная пластинка массой 100 г погружена в раствор медного купороса. Покрывшуюся медью пластинку высушили и снова взвесили. Ее масса оказалась теперь равной 101,3 г. Вычислите массу меди, осевшей на пластинке.

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{Fe}) = 100 \text{ г} \\ m(\text{Fe} + \text{Cu}) = 101,3 \text{ г} \\ \hline m(\text{Cu}) = ? \\ M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \\ M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль} \end{array}$$

В задаче описана реакция замещения атомами железа ионов меди, входящих в состав сульфата меди (II). Записывают уравнение реакции:



Согласно уравнению каждый атом железа замещает кат меди, т. е. вместо одного атома железа, перешедшего в раствор на пластинке оседает один атом меди. Значит, изменение массы пластинки происходит за счет разницы величин молярных масс железа и меди, которая равна: $\Delta M = 64 \text{ г/моль} - 56 \text{ г/моль} = 8 \text{ г/моль}$. Экспериментальные данные задачи указывают, разность массы пластинки до опыта и после равна: $\Delta m = 101,3 \text{ г} - 100 \text{ г} = 1,3 \text{ г}$.

Проведенное исследование является ключом к решению задачи. Дальнейшая логика рассуждений может быть различной.

1-й способ. $1,3 \text{ г} < 8 \text{ г}$ в 6,15 раза, значит, и масса меди, осевшей на пластинке, будет в 6,15 раза меньше массы 1 моль меди:

$$m(\text{Cu}) = 64 \text{ г} : 6,15 = 10,4 \text{ г}$$

2-й способ. Увеличение массы пластинки на 1,3 г пропорционально разности молярных масс меди и железа, т. е. 8. Это соответствует молю выделившейся меди, значит, количество выделившейся меди будет равно:

$$\nu(\text{Cu}) = 1,3 \text{ г} : 8 \text{ г/моль} = 0,162 \text{ моль}$$

Зная количество вещества, легко подсчитать его массу: $m = \nu \cdot M$; $m(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль} \cdot 0,162 \text{ моль} = 10,4 \text{ г}$

3-й способ. Предположив, что прореагировало x моль Fe на пластинке выделилось x моль Cu, определяют массу железа, перешедшего в раствор — $56x$, и массу меди, осевшей на пластинке — $64x$.

Составляют уравнение: $100 - 56x + 64x = 101,3$, откуда $8x = 1,3$, $x = 0,162$ моль.

$$m(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль} \cdot 0,162 \text{ моль} = 10,4 \text{ г}$$

4-й способ. Если выделится 1 моль Cu, что соответствует 64 г, то разность в массе пластинки будет равна 8 г. При выделении же $m(\text{Cu})$ разность в массе пластинки составила 1,3 г.

Указанная пропорциональная зависимость позволяет составить пропорцию: $64 : m = 8 : 1,3$, откуда

$$m(\text{Cu}) = \frac{64 \text{ г} \cdot 1,3 \text{ г}}{8 \text{ г}} = 10,4 \text{ г}$$

О т в е т. На пластинке выделилось 10,4 г Cu.

Задача 2. К раствору, содержащему 1,60 г бромида калия, прибавили 6,00 г брома-сырца, имеющего примесь хлора. Смесь выпарили и остаток высушили. В остатке получили 1,36 г смеси. Вычислите содержание хлора в бrome-сырце (в процентах к массе).

Вычисление массы прореагировавшего бромида калия проводят аналогично тому, как это было сделано в предыдущей задаче, по разности молярных масс бромида калия и хлор

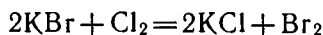
калия и по разности масс смеси этих солей до и после реакции. Однако указанный расчет является лишь первым этапом ее решения, он позволяет вычислить массу прореагировавшего хлора, т. е. массу хлора, содержащегося в брома-сырце. И уже затем, зная массу хлора и массу брома-сырца, определяют массовую долю примеси в образце брома.

Решение:

$$\begin{array}{l} m(\text{KBr}) = 1,60 \text{ г} \\ m(\text{Br}_2, \text{ сырце}) = 6,00 \text{ г} \\ m(\text{соли}) = 1,36 \text{ г} \\ \hline \omega(\text{примеси Cl}_2) = ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} M(\text{KBr}) = 119 \text{ г/моль} \\ M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ г/моль} \\ M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль} \end{array}$$

Хлор, содержащийся в брома-сырце, реагирует с бромидом калия. По массе бромида калия, вступившего в реакцию, можно определить массу хлора:



Согласно уравнению 2 моль KBr реагирует с 1 моль Cl₂. В результате образуется 2 моль KCl и 1 моль Br₂. Значит, уменьшение массы оставшейся после выпаривания соли $\Delta m = 1,60 \text{ г} - 1,36 \text{ г} = 0,24 \text{ г}$ происходит за счет разности молярных масс бромида калия и хлорида калия:

$$\Delta M = 119 \text{ г/моль} - 74,5 \text{ г/моль} = 44,5 \text{ г/моль}$$

$0,24 \text{ г} < 44,5 \text{ г}$ в 185,4 раза, значит, и масса вступившего в реакцию бромида калия будет в 185,4 раза меньшей:

$$m(\text{KBr}) = 119 \text{ г} : 185,4 = 0,64 \text{ г}$$

Согласно уравнению в реакцию вступает 2 моль KBr, что соответствует $m = \nu \cdot M$; $m(\text{KBr}) = 119 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 238 \text{ г}$, а также 1 моль Cl₂, или соответственно 71 г хлора.

$0,64 \text{ г} < 238 \text{ г}$ в 371,9 раза, значит, и хлора потребуется во столько же раз меньше:

$$m(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г} : 371,9 = 0,19 \text{ г}$$

Массовая доля примеси хлора определяется как отношение массы хлора к массе брома-сырца:

$$\omega = \frac{m(\text{Cl}_2)}{m(\text{Br}_2)}$$

$$\omega(\text{Cl}_2) = \frac{0,19 \text{ г}}{6,00 \text{ г}} = 0,032, \text{ или } 3,2\%$$

Отв е т. В брома-сырце содержалось 3,2% Cl₂.

Проведите самостоятельно расчет массы бромида калия и хлора еще тремя способами, как это было сделано при решении предыдущей задачи.

Эффективно развивается мышление при систематическом **устном решении задач**, для этого достаточно отводить по 10—15 мин

на занятиях. Устное решение задач постоянно ставит учащихся перед необходимостью размышлять, сравнивать, сопоставлять, обобщать. Начинать устное решение задач удобнее всего с достаточно простых задач, решения которых не требуют составления сложных уравнений реакций и удержания в памяти много численных данных. На первых порах целесообразно проектировать на экран запись условия задачи или предварительно записать условия задачи на доске и закрыть ее, кроме того дополнительно можно указать молярные массы веществ и уравнения реакций. Все эти записи открывают после устного анализа задачи. Одновременно перед глазами учащихся должны быть таблица относительных молекулярных масс сложных веществ и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Широкие возможности для устного решения задач открывает определение числа молей вещества и арифметический подход

Задача 3. Какая масса серной кислоты необходима для реакции с 0,5 моль цинка и какой объем водорода при этом получится?

В задаче описана химическая реакция цинка с серной кислотой. Цинк является двухвалентным металлом, а серная кислота двухосновна. Значит, при реакции отношение количеств веществ будет равным 1 : 1. 1 моль цинка реагирует с 1 моль серной кислоты, при этом выделится 1 моль сульфата цинка и 1 моль водорода, а 0,5 моль цинка потребует 0,5 моль серной кислоты, при этом выделится 0,5 моль водорода.

Зная молярную массу серной кислоты, равную 98 г/моль, и значение молярного объема газа (при н. у.) — 22,4 л/моль, определяют, что кислоты потребуется 49 г (98 г/моль · 0,5 моль); выделится 11,2 л водорода (22,4 л/моль · 0,5 моль).

О т в е т. Для реакции с 0,5 моль Zn нужно 49 г H_2SO_4 , при этом выделится 11,2 л H_2 .

Задача 4. Какой объем хлороводорода необходим для нейтрализации раствора, содержащего 10 г гидроксида натрия?

При исследовании текста задачи устанавливают, что при пропуске хлороводорода через раствор гидроксида натрия происходит реакция одноосновной соляной кислоты со щелочью, отношение количеств вещества 1 : 1. Зная молярную массу гидроксида натрия (40 г/моль) и молярный объем хлороводорода (22,4 л/моль), отмечают, что 22,4 л HCl реагируют с 40 г NaOH. А по условию задачи щелочи дано только 10 г, т. е. в 4 раза меньше, значит, и хлороводорода потребуется в 4 раза меньше а именно 5,6 л (22,4 л : 4).

О т в е т. Для нейтрализации 10 г NaOH нужно 5,6 л HCl

Приобретенные умения позволяют решать более сложные задачи.

Задача 5. В лаборатории потребовалось нейтрализовать раствор, содержащий 196 г серной кислоты. Для нейтрализации вначале был прибавлен раствор, содержащий 60 г гидроксида:

натрия, а дальнейшую нейтрализацию производили гидроксидом калия. Сколько граммов гидроксида калия было израсходовано на полную нейтрализацию?

В ходе анализа устанавливают, что для нейтрализации 1 моль двухосновной серной кислоты нужно 2 моль щелочи. Сравнив данную массу серной кислоты (196 г) с ее молярной массой (98 г/моль), устно рассчитывают, что кислоты дано 2 моль. Значит, на нейтрализацию потребуется 4 моль щелочи. 60 г гидроксида натрия составляют 1,5 моль ($M(\text{NaOH}) = 40$ г/моль). Таким образом, гидроксида калия потребуется 2,5 моль ($M(\text{KOH}) = 56$ г/моль), а масса будет равна 140 г (56 г/моль · 2,5 моль).

О т в е т. Для нейтрализации 196 г H_2SO_4 потребовалось 60 г NaOH и 140 г KOH .

Задача 6. К раствору, содержащему 26,1 г нитрата бария, добавили раствор, содержащий 0,25 моль сульфата натрия, полученный осадок отфильтровали. Какие вещества содержатся в фильтрате? Определите количества вещества тех веществ, которые содержатся в фильтрате.

1-й способ. Нитрат бария при взаимодействии с сульфатом натрия образуют сульфат бария и нитрат натрия. Так как нитрат бария содержит два кислотных остатка, а сульфат натрия — два катиона натрия, то 1 моль $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ реагирует с 1 моль Na_2SO_4 и получаются 2 моль NaNO_3 и 1 моль BaSO_4 , или 261 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ реагирует со 142 г Na_2SO_4 (в соответствии с таблицей относительных молекулярных масс).

$26,1 < 142$ в 10 раз, значит, и сульфата натрия потребуется в 10 раз меньше, т. е. 14,2 г (0,1 моль). В фильтрате, таким образом, будет нитрат натрия (0,2 моль) и непрореагировавший полностью сульфат натрия (0,15 моль).

2-й способ. 26,1 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ составляют 0,1 моль, так как его молярная масса равна 261 г/моль. Согласно уравнению реакции 0,1 моль $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ прореагирует с 0,1 моль Na_2SO_4 , а 0,15 моль Na_2SO_4 не прореагирует и уйдет в фильтрат вместе с 0,2 моль нитрата натрия.

О т в е т. В фильтрате содержатся 0,15 моль Na_2SO_4 и 0,2 моль NaNO_3 .

Задача 7. Сколько килограммов оксида серы (IV) должно получиться при обжиге 1 т колчедана, содержащего 48% серы, если при этом в огарке остается 1% серы, содержащейся в колчедане?

При исследовании текста задачи обращают внимание на то, что указано процентное содержание серы в колчедане, из которой один процент остается в огарке. Записывать сложное уравнение реакции обжига колчедана не нужно, достаточно воспользоваться схемой процесса: $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2$, по которой видно, что 1 моль серы образует 1 моль оксида серы (IV). $M(\text{S}) = 32$ г/моль меньше $M(\text{SO}_2) = 64$ г/моль в 2 раза, значит, масса оксида серы (IV) будет вдвое больше массы сгоревшей серы. Так как в

колчедане было 48% серы, а один процент ее остается в огарке и переходит в оксид серы (IV), значит, сгорает 47% серы, что 1 т колчедана составляет 470 кг ($1000 \text{ кг} \cdot 0,47$) Оксид серы (IV) выделится в 2 раза больше, т. е. 940 кг.

Отв. При обжиге 1 т колчедана выделится 940 кг SO_2

Практика обучения решению задач показывает, что в процес решения задачи не исключены ошибки даже при соблюдении рекомендаций методики. Причиной этому могут быть непонимание условий задачи или способа решения, а также нарушение логики взаимосвязи условия задачи с производимыми действиями.

Значит, очень важно научиться выявлять моменты возникновения ошибок, находить и устранять причины, которые их вызывают. Таким образом, на развитие мышления при решении задач оказывает большое влияние и умение анализировать свои действия в ходе решения любой учебной задачи, и особенно усложненной.

Как же проводить анализ хода решения задачи? Первый более сложный путь анализа предусматривает совмещение процесса анализа с процессом поиска решения. Второй путь, с которого целесообразнее начинать обучение, предполагает разделение этих двух процессов, сначала следует решить задачу, а затем заняться анализом процесса решения.

Для ускорения анализа хода решения важно приучить себя и учащихся достаточно подробно и точно записывать ход решения, делая записи непосредственно в процессе решения задачи. Рассмотрим это на конкретном примере.

Задача 8. При пропускании хлора через трубку над нагретым порошком железа масса полученных продуктов увеличилась на 0,95 г. Определите состав смеси, образовавшейся при этом.

Решение:

$$\Delta m = 0,95 \text{ г}$$

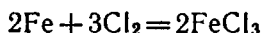
Состав смеси —?

$$M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль}$$

$$M(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ г/моль}$$

1-й способ. В задаче описано взаимодействие железа с хлором. Записываем уравнение реакции:



На основе уравнения устанавливают, что увеличение масс продуктов происходит за счет присоединения к железу хлора.

Выполнив первую часть задачи, необходимо проверить себя, правильно ли проведено исследование, написано уравнение реакции, определены молярные массы. Большинство металлов реагирует с хлором с образованием хлоридов, железо при реакции с хлором образует хлорид железа (III); хлор является сильным окислителем, и степень окисления железа будет максимально равной +3. Проверяют правильность расстановки коэффициентов

и определения типа реакции, что подтверждает сделанный вывод об увеличении массы за счет присоединения хлора.

Проанализировав первый этап решения и убедившись в правильности сделанного, переходят к следующему этапу решения задачи. По уравнению реакции определяют массы железа и хлора и массу полученного хлорида железа (III) по количествам вещества и молярным массам:

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

$$m(\text{Cl}_2) = 71 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 213 \text{ г}$$

$$m(\text{FeCl}_3) = 162,5 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 325 \text{ г}$$

Этот этап решения, опирающийся на понимание уравнений реакций, не вызывает особых ошибок. Они могут возникнуть только при неумении количественно объяснять уравнение реакции.

На основании уравнения реакции делают заключение, что 2 моль Fe реагируют с 3 моль Cl₂ и образуются 2 моль FeCl₃, или 112 г Fe с 213 г Cl₂ образуют 325 г FeCl₃, т. е. масса продуктов увеличится на 213 г. Приращение массы продуктов происходит во столько, во сколько раз масса хлора, вступившего в реакцию, больше массы железа, т. е. на 1,9 г (213 : 112 = 1,90). По условию задачи масса полученных продуктов увеличилась на 0,95 г, приращение массы оказалось в 2 раза меньшим. Значит, прореагировало не 112 г Fe, а половина — 56 г со 106,5 г Cl₂ (213 г : 2 = 106,5 г) и получится: 325 г : 2 = 162,5 г FeCl₃. В состав полученного продукта вошла вторая часть непрореагировавшего железа — 56 г. Определяют массу смеси, образовавшейся при хлорировании железа:

$$m(\text{смеси}) = m(\text{FeCl}_3) + m(\text{Fe}) = 162,5 \text{ г} + 56 \text{ г} = 218,5 \text{ г}$$

Наибольшая вероятность совершения ошибки бывает именно на этом этапе решения задачи. Учащиеся заостряют внимание на фразе «увеличилась на», что ориентирует их на вычисление по уравнению реакции массы железа, которая подвергается хлорированию 0,95 г хлора. Главной же целью этого этапа решения является определение той части железа, которая подверглась хлорированию, той, которая входит в состав образующейся смеси продуктов реакции. Данная часть решения задачи является главной.

Заключительным этапом решения является нахождение массовых долей железа и хлорида железа (III) в смеси, что не составит сложности и ошибки могут быть допущены только в расчетах:

$$\omega(\text{Fe}) = \frac{56 \text{ г}}{218,5 \text{ г}} = 0,256, \text{ или } 25,6\%$$

$$\omega(\text{FeCl}_3) = \frac{162,5 \text{ г}}{218,5 \text{ г}} = 0,744, \text{ или } 74,4\%$$

Ответ. В продуктах хлорирования железа содержится 25,6% Fe и 74,4% FeCl₃.

2-й способ. Делают предположение, что $m(\text{Fe}) = 1 \text{ г}$, тогда масса смеси после хлорирования $m(\text{смеси}) = 1 \text{ г} + 0,95 = 1,95 \text{ г}$.

Согласно уравнению реакции 213 г хлора от 112 г железа составляют 1,90, таким должно быть приращение массы продуктов в сравнении с массой Fe, а по условию задачи увеличение массы произошло только на 0,95, т. е. оказалось в 2 раза меньшим, значит, хлорированию подверглась лишь половина железа — 0,5 г. Вторая половина — 0,5 г Fe — вошла в состав смеси продуктов реакции. Определяют массу получившегося хлорида железа (III):

$$m(\text{FeCl}_3) = 0,5 \text{ г} + 0,95 = 1,45 \text{ г}$$

Затем рассчитывают массовые доли железа и хлорида железа (III) в смеси:

$$\begin{aligned} \omega(\text{Fe}) &= 0,5 \text{ г} : 1,95 \text{ г} = 0,256, \text{ или } 25,6\% \\ \omega(\text{FeCl}_3) &= 1,45 \text{ г} : 1,95 \text{ г} = 0,744, \text{ или } 74,4\% \end{aligned}$$

3-й способ. Делают предположение, что 213 г Cl_2 составляют 0,95 части от той массы железа $m(\text{Fe})$, которая подвергается хлорированию. Поэтому

$$m(\text{Fe}) = 213 \text{ г} : 0,95 = 224,2 \text{ г}.$$

Согласно уравнению реакции с 213 г Cl_2 реагируют только 112 г Fe, т. е. половина и выделяется 325 г FeCl_3 . Вторая половина массы железа не подвергнется хлорированию и войдет в состав смеси продуктов, массу которых определяют следующим образом:

$$m(\text{смеси}) = m(\text{FeCl}_3) + m\text{Fe} = 325 \text{ г} + 112 \text{ г} = 437 \text{ г}$$

Вычисляют массовые доли железа и хлорида железа (III) в смеси:

$$\begin{aligned} \omega(\text{Fe}) &= 112 \text{ г} : 437 \text{ г} = 0,256, \text{ или } 25,6\% \\ \omega(\text{FeCl}_3) &= 325 \text{ г} : 437 \text{ г} = 0,744, \text{ или } 74,4\% \end{aligned}$$

Использование возможных вариантов того или иного способа решения также способствует развитию мышления при обучении решению задач.

Целесообразно задачу решить разными способами и провести их анализ, отметить различия, оценить, чем обусловлено появление различных вариантов решения, определить, какой из них является более эффективным.

Итак, мы доказали, что при обучении решению задач развитию мышления способствует проведение исследования и анализа задачи; систематическое устное решение расчетных задач; умение обнаруживать ошибки и находить причину их появления в ходе анализа разных этапов решения задачи.

§ 2. ОБУЧЕНИЕ РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ НА ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ КОМПОНЕНТОВ В СМЕСИ

В большинстве предлагаемых усложненных и олимпиадных задач по химии требуется определить содержание компонентов в смеси. Общепринятым является алгебраический способ решения подобных задач, он считается наиболее рациональным. Часто к тексту задачи на смеси дается пояснение — задача решается алгебраически, направляет учащихся на нужный путь решения. К моменту изучения химии учащиеся уже владеют знаниями и умениями по составлению алгебраических уравнений и их решению. При решении усложненных и олимпиадных химических задач также предусматривается использование знаний по математике.

При обучении учащихся решению задач на вычисление компонентов в смеси имеется прекрасная возможность показать разнообразные способы составления алгебраических уравнений и выбор наиболее рационального решения.

Ход решения задачи должен отражать рассуждения учащихся. Каждому учащемуся необходимо предоставить право выбора доступного ему способа рассуждения, учитывая особенности его психики, индивидуальный склад мышления и интеллектуальные способности.

Рассмотрим различные способы решения задач на смеси на конкретном примере.

Задача 1 (№ 6-109). При растворении в кислоте 2,33 г смеси железа и цинка было получено 986 мл водорода. Сколько граммов каждого из металлов содержалось в смеси?

В условии задачи говорится о двух реакциях, которые идут параллельно: взаимодействие железа и цинка с кислотой.

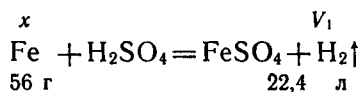
Решение:

$$\left. \begin{array}{l} m(\text{Fe, Zn}) = 2,33 \text{ г} \\ V(\text{H}_2) = 896 \text{ мл,} \\ \text{или } 0,896 \text{ л} \\ \hline m(\text{Zn}) - ? \quad m(\text{Fe}) - ? \\ M(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \\ M(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль} \\ V_m = 22,4 \text{ л/моль} \end{array} \right\}$$

1-й способ. Составление алгебраического уравнения с одним неизвестным

Делают предположение, что $m(\text{Fe})$ в смеси равна x г, тогда $m(\text{Zn})$ будет равна $(2,33 - x)$ г.

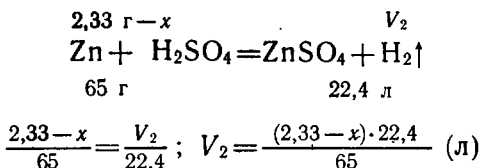
Записывают уравнение реакции железа с раствором кислоты (серной или соляной) и отмечают существующую пропорциональную зависимость:



Составляют пропорцию и вычисляют объем водорода, вытесненный из кислоты железом:

$$\frac{x}{56} = \frac{V}{22,4}; \quad V_1 = \frac{22,4 \cdot x}{56} = 0,4 x$$

Затем составляют уравнение взаимодействия цинка с кислотой и аналогичным путем вычисляется объем водорода, вытесненный из кислоты цинком:



Составляют алгебраическое уравнение с одним неизвестным

$$0,4x + \frac{(2,33 - x) \cdot 22,4}{65} = 0,986$$

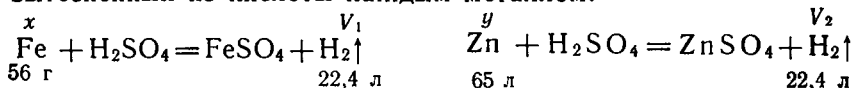
В ходе преобразований получают:

$$\begin{aligned} 0,4x + (2,33 - x) \cdot 0,345 &= 0,896 \\ 0,4x + 0,804 - 0,345x &= 0,896 \\ 0,055x &= 0,092; \quad x = 1,68 \\ m(\text{Zn}) &= 2,33 - 1,68 = 0,65 \text{ г} \end{aligned}$$

Отв. В смеси было 1,68 г Fe и 0,65 г Zn.

2-й способ. Составление двух уравнений с двумя неизвестными
Предполагают, что в смеси $x = m(\text{Fe})$; $y = m(\text{Zn})$.

Записывают уравнения реакций взаимодействия железа и цинка с кислотой, на основе которых вычисляют объем водорода, вытесненный из кислоты каждым металлом:



$$\frac{x}{56} = \frac{V_1}{22,4}; \quad V_1 = \frac{22,4}{56} x = 0,4 x; \quad \frac{y}{65} = \frac{V_2}{22,4}; \quad V_2 = \frac{22,4}{65} y = 0,345 y$$

Очевидно, что $x + y = 2,33$ и $0,4x + 0,345y = 0,896$.

Составляют систему уравнений и решают ее:

$$\begin{cases} x + y = 2,33 \\ 0,4x + 0,345y = 0,896 \end{cases} \cdot 0,4$$

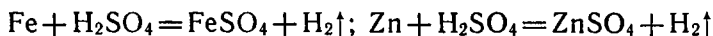
$$\begin{array}{r} 0,4x + 0,4y = 0,932 \\ - 0,4x + 0,345y = 0,896 \\ \hline 0,055y = 0,036; \quad y = 0,65; \quad x = 2,33 - 0,65 = 1,68 \end{array}$$

3-й способ. Составление алгебраических уравнений, в которых за неизвестное принимается не масса металлов, а их количество вещества

Пусть в смеси было x моль Fe и y моль Zn, тогда $56x$ — масса железа, а $65 y$ — масса цинка в смеси, откуда

$$56x + 65y = 2,33$$

Записывают уравнения реакций металлов с кислотой:



Согласно уравнениям x моль железа вытесняет из кислоты x моль водорода, объем которого $22,4 x$ литров;

y моль цинка вытеснят из кислоты y моль водорода, занимающие объем $22,4 y$ литров.

Отсюда $22,4 x + 22,4 y = 0,896$. Составляется система из двух уравнений с двумя неизвестными:

$$\begin{cases} 56x + 65y = 2,33 \\ 22,4x + 22,4y = 0,896 \end{cases} \cdot 2,5$$

$$\begin{array}{r} 56x + 65y = 2,33 \\ - 56x + 56y = 2,24 \\ \hline 9y = 0,09; \quad y = 0,01; \quad v(\text{Zn}) = 0,01 \text{ моль} \end{array}$$

$$9y = 0,09; \quad y = 0,01; \quad v(\text{Zn}) = 0,01 \text{ моль}$$

$$56x + 65 \cdot 0,01 = 2,33; \quad 56x = 1,68; \quad x = 0,03; \quad v(\text{Fe}) = 0,03 \text{ моль}$$

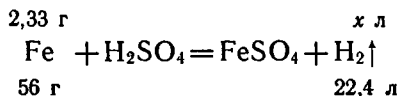
$$m(\text{Zn}) = 65 \text{ г/моль} \cdot 0,01 \text{ моль} = 0,65 \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}) = 56 \text{ г/моль} \cdot 0,03 \text{ моль} = 1,68 \text{ г}$$

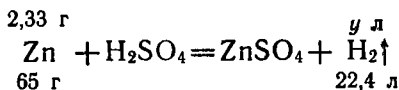
Возможны и другие варианты составления алгебраических уравнений и их решения. Однако у ряда учителей химии и методистов бытует мнение, что при решении химических задач алгебраическим способом «теряется химическая сущность задачи» [3]. Они считают более рациональным следующий способ решения.

4-й способ

Вначале вычисляют объем водорода, который выделился бы при взаимодействии с кислотой железа и цинка в отдельности, взятых каждый отдельно массой 2,33 г. Записывают уравнения реакций, записывают пропорцию, решают ее:



$$\frac{2,33}{56} = \frac{x}{22,4}; \quad x = \frac{2,33 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{56 \text{ г}} = 0,932 \text{ л, или } 932 \text{ мл}$$



$$\frac{2,33}{65} = \frac{y}{22,4}; \quad y = \frac{2,33 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{65} = 0,803 \text{ л, или } 803 \text{ мл}$$

Расчет показывает, что 2,33 г цинка вытесняют водорода меньше на $932 \text{ мл} - 803 \text{ мл} = 129 \text{ мл}$, чем 2,33 г железа.

А 2,33 г смеси цинка с железом вытесняют водорода меньше на 932 мл — 896 мл = 36 мл, чем 2,33 г железа. Это уменьшение объема водорода вызвано наличием определенной массы цинка, значит, 2,33 г Zn вызывают уменьшение объема H₂ на 129 мл, *m* г Zn в смеси вызвали уменьшение объема H₂ на 36 мл. Составляют пропорцию и рассчитывают массу цинка:

$$\frac{2,33}{m} = \frac{129}{36}; m(\text{Zn}) = \frac{2,33 \text{ г} \cdot 36 \text{ мл}}{129 \text{ мл}} = 0,65 \text{ г}$$

$$m(\text{Fe}) = 2,33 \text{ г} - 0,65 \text{ г} = 1,68 \text{ г}$$

При решении задачи этим способом математических действий приходится проводить не меньше, а больше, чем в 3-м способе. Рациональным решением считают такое решение, которое требует минимального проведения математических расчетов и минимальных затрат времени. Химическая же сущность задачи при всех способах решения единственная, а именно: взаимодействие металлов (железа и цинка) с раствором кислоты, образование при этом солей и выделение газообразного водорода, объем которого находится в зависимости от количества вещества реагирующего металла, т. е. $v = m/M$.

Обоснование взаимной пропорциональной зависимости величин, составление пропорции и ее решение не являются химической сущностью задачи, а представляют собой математические действия, так же как и составление алгебраического уравнения и его решение.

Математические действия и логические рассуждения при решении задачи могут быть различными. Кроме рассмотренных способов решения, можно предложить и другие.

5-й способ

Объем выделившегося водорода зависит от количества вещества железа и цинка, находящихся в смеси. Количество веществ определяют по формуле $v = m/M$, а объем газа вычисляют по формуле $V = v \cdot V_m$. Подставив значение v во вторую формулу получим: $V = \frac{m \cdot V_m}{M}$. Эта формула дает возможность рассчитать объем водорода, вытесненный из кислоты каждым из металлов взятым массой 2,33 г:

$$V_1 = \frac{2,33 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{56 \text{ г/моль}} = 0,932 \text{ л (вытесняет железа)}$$

$$V_2 = \frac{2,33 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л/моль}}{65 \text{ г/моль}} = 0,803 \text{ л (вытесняет цинк)}$$

2,33 г Fe дают увеличение объема H₂ по сравнению со смесью на:
0,932 л — 0,896 л = 0,036 л, или 36 мл

2,33 г Zn дают уменьшение объема H₂ по сравнению со смесью

на

$$0,896 \text{ л} - 0,803 \text{ л} = 0,093 \text{ л, или } 93 \text{ мл}$$

Значит, $m(\text{Zn}) : m(\text{Fe}) = 36 : 93 = 12 : 31 = 1 : 2,58$

Отсюда $m(\text{Zn}) = 2,33 \text{ г} : 3,58 = 0,65 \text{ г}$

$$m(\text{Fe}) = 0,65 \text{ г} \cdot 2,58 = 1,68 \text{ г}$$

6-й способ. Применение правила смешения

Отношение массы одного компонента к массе другого компонента обратно пропорционально разности каких-либо величин, характеризующих свойства этих компонентов и смеси:

$$\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{Zn})} = \frac{V(\text{смеси}) - V_2}{V - V(\text{смеси})}$$

Следует учитывать, что величины, характеризующие свойства компонентов (объем выделившегося водорода), соизмеримы в данной формуле только при условии, если газ выделяют из кислот металлы и смесь их, взятые массой, например, 1 г:

1 г Fe вытеснит из кислоты $\frac{22,4}{56} = 0,4 \text{ л } \text{H}_2$, или 400 мл

1 г Zn вытеснит из кислоты $\frac{22,4}{65} = 0,345 \text{ л } \text{H}_2$, или 345 мл

1 г смеси вытеснит из кислоты $\frac{0,896}{2,33} = 0,384 \text{ л } \text{H}_2$, или 384 мл

Подставив полученные значения в формулу смешения, получим:

$$\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{Zn})} = \frac{384 - 345}{400 - 384} = \frac{39}{16}$$

$$m(\text{Fe}) = \frac{2,33}{39 + 16} \cdot 39 = 1,68 \text{ (г)}$$

$$m(\text{Zn}) = \frac{2,33}{39 + 16} \cdot 16 = 0,65 \text{ (г)}$$

7-й способ

Вычисление компонентов в смеси довольно удобно проводить, используя *графический способ* решения задачи (см. гл. II, § 3, с. 38).

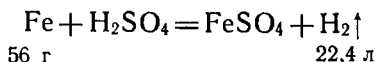
8-й способ. Решение в общем виде

Применяя более широко алгебраический способ, решение задач на смеси может быть проведено теоретически, в общем виде. Следует вырабатывать умение решать задачи в общем виде, так как «решить задачу теоретически — значит решить ее не только для данного частного случая, но и для всех однородных случаев» [25]. А итогом этого будет выведение алгебраической формулы, которая представляет собой программу для расчетов с использованием микроЭВМ. Использование современной вычислительной техники является требованием современности.

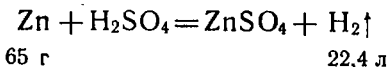
Решение в общем виде позволяет сократить число математических действий и отодвинуть их на последний этап решения

задачи, выдвигая на первое место тщательный разбор химической сущности задачи.

Предполагают, что в смеси m (Fe) = x г, а m (Zn) = $(m - x)$ г и V — объем выделившегося водорода.



Согласно уравнению 1 г Fe вытеснит из кислоты $\frac{22,4}{56} = 0,4$ л водорода. Полученную величину обозначим буквой F .



На основе данного уравнения 1 г Zn вытеснит из кислоты объем водорода, равный $\frac{22,4}{65} = 0,345$ л, который обозначим буквой Z .

В любой другой задаче F и Z могут быть определены следующим образом: $F = \frac{k \cdot V_m}{k_1 \cdot M_1}$; $Z = \frac{k \cdot V_m}{k_2 \cdot M_2}$, где k — коэффициент в уравнении перед формулой выделяющегося газа, V_m — молярный объем газа, k_1 и M_1 — коэффициент и молярная масса первого компонента в смеси, а k_2 и M_2 — коэффициент и молярная масса второго компонента смеси.

Если 1 г Fe вытеснит F л H_2 , то x г железа вытеснит из кислоты $F \cdot x$ л H_2 , а цинк — $Z \cdot (m - x)$ л H_2 .

Сумма объемов водорода, вытесненных из кислоты железом и цинком, дает величину, указанную в условии задачи, — V , т. е.

$$F \cdot x + Z \cdot (m - x) = V$$

После раскрытия скобок в уравнении получим:

$$F \cdot x + Z \cdot m - Z \cdot x = V$$

Преобразуем это алгебраическое уравнение:

$$F \cdot x - Z \cdot x = V - Z \cdot m,$$

$$x \cdot (F - Z) = V - Z \cdot m$$

$$x = \frac{V - Z \cdot m}{F - Z}$$

Выведенная формула позволяет рассчитать массу железа после подстановки в нее соответствующих величин:

$$m(\text{Fe}) = \frac{(0,896 - 0,345) \text{ мл} \cdot 2,33 \text{ г}}{(0,400 - 0,345) \text{ мл}} = 1,68 \text{ г}$$

$$m(\text{Zn}) = 2,33 \text{ г} - 1,68 \text{ г} = 0,65 \text{ г}$$

Используя выведенную формулу, можно решать следующие за-

дачи из школьного задачника: № 1-60, 6-104, 17-53, 17-140. Но так как в них, кроме задачи № 6-104, дан не объем продукта реакции смеси двух компонентов, а масса, то формулу следует преобразовать:

$$x = \frac{m_2 - m_1 \cdot Z}{F - Z}, \text{ где}$$

m_1 — масса исходной смеси, а m_2 — масса общего продукта реакции первого и второго компонентов смеси. Соответственно $F = \frac{k \cdot M}{k_1 \cdot M_1}$ и

$$Z = \frac{k \cdot M}{k_2 \cdot M_2}, \text{ где } k \cdot M \text{ — коэффициент и молярная масса образующего вещества.}$$

В то же время не все задачи на смеси решают с помощью этих формул. Те задачи, в которых второй компонент смеси является тем же веществом, что и продукт реакции, получаемый из первого компонента, решаются с применением другой формулы, которая будет иметь следующий вид: $x = \frac{m_2 - m_1}{F - 1}$, где

x — масса реагирующего компонента смеси, m_1 — масса исходной смеси, m_2 — масса полученного продукта и второго компонента, F — масса второго компонента, полученного при взаимодействии 1 г реагирующего компонента.

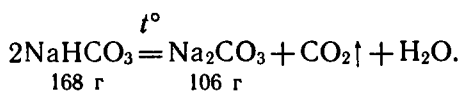
С помощью этой формулы можно решить следующие задачи из школьного задачника: № 16-45, 10-73, 11-72, 11-87.

Рассмотрим вывод этой формулы на примере конкретной задачи.

Задача 2 (№ 16-45). 146 г смеси карбоната и гидрокарбоната натрия нагревали до тех пор, пока не прекратилось уменьшение массы. Масса остатка после нагревания 137 г. Какова массовая доля карбоната натрия в исходной смеси?

Решение:

$$\begin{array}{l} m_1 = 146 \text{ г} \\ m_2 = 137 \text{ г} \\ \hline m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ? \end{array}$$



$M(\text{NaHCO}_3) = 84 \text{ г/моль}$
 $M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль}$

Пусть $m(\text{NaHCO}_3)$ в смеси равна x г, тогда $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = (m_1 - x)$ г в исходной смеси, $F \cdot x$ — масса Na_2CO_3 , получаемая из x г NaHCO_3 . Сумма масс

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \text{ и есть } m_2, \text{ или } (m_1 - x) + F \cdot x = m_2;$$

$$F \cdot x - x = m_2 - m_1; \quad x(F - 1) = m_2 - m_1;$$

$$x = \frac{m_2 - m_1}{F - 1}; \quad F = \frac{106}{168}$$

$$m(\text{NaHCO}_3) = \frac{137 \text{ г} - 146 \text{ г}}{\frac{106}{168} - 1} = 24,3 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 146 \text{ г} - 24,3 \text{ г} = 121,7 \text{ г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m_1} = \frac{121,7}{146} = 0,833, \text{ или } 83,3\%$$

О т в е т. В смеси содержалось 121,7 г Na_2CO_3 .

§ 3. ФОРМИРОВАНИЕ УМЕНИЯ СОСТАВЛЯТЬ УСЛОЖНЕННЫЕ ЗАДАЧИ

На занятиях химического кружка, при проведении факультативных занятий по химии, при подготовке учащихся к участию в химических олимпиадах следует постоянно разбирать различные усложненные задачи. Учитель может при этом использовать задания прошедших областных и районных олимпиад, задачи из сборников олимпиадных, усложненных и конкурсных задач [1,19,22,24,25,26,33,37], а также материалы журналов «Наука и жизнь», «Химия и жизнь», «Химия в школе».

Усложненные задачи учитель может подготовить, проводя разнообразные преобразования обычных задач из школьного задачника, тех, которые учащиеся постоянно решают в классе и дома. Сложные задачи учитель может составить полностью самостоятельно.

Учитель, подбирая задачи для школьных химических олимпиад, должен помнить о том, чтобы задания для учащихся были посильными, чтобы содержание их тесно увязывалось с программой и материалами школьных учебников. Очень сложные задачи, предполагающие чрезмерно трудные решения, подрывают веру ученика в свои силы. В школьные химические олимпиады включают до пяти задач, среди которых должны быть 2—3 качественные задачи. И качественные, и расчетные задачи должны быть необычными по содержанию и включать неожиданные вопросы, требующие глубоких знаний теоретического и фактического материала в пределах школьной программы. Качественные задачи позволяют проверить начитанность учащихся, их логическое мышление, умение объяснить различные теоретические положения. В число предложенных задач необходимо включить «утешительные» задачи, которые не вызывают затруднений. Для выявления же истинных победителей предлагается сложная задача, решить которую могут только талантливые ученики, интересующиеся химией. Такой подбор задач учитывает психологию школьников и позволяет поддерживать их интерес к предмету и стремление участвовать в олимпиадах.

Итак, что же конкретно следует сделать, чтобы придать обычной школьной задаче усложненный, олимпиадный характер? Можно частично изменить ситуацию, в которой происходит химическое явление, или ввести дополнительный (лишний) параметр, или, наоборот, убрать какую-то необходимую для расчета величину, которую надо будет искать по справочным данным или же по дополнительному описанию в тексте задачи. Возможна

замена вопроса модернизируемой задачи другим, более сложным, а еще лучше будет, если он будет иметь в какой-то степени занимательный характер, интригующий ученика. Могут быть даны бытовые или технические названия химических соединений.

Рассмотрим ряд примеров, иллюстрирующих сказанное выше.

В школьном задачнике предлагалась задача следующего содержания.

Задача 1. Три элемента А, Б и В принадлежат к тому же периоду, что и элемент, самый распространенный в земной коре. Высшая валентность элемента А в соединениях с водородом такая же, как и в соединениях с кислородом. Элемент Б является неметаллом и образует с элементом А соединение, в котором на один атом элемента А приходится четыре атома элемента Б. Элемент В энергично реагирует с элементом Б, образуя соединение состава ВВ. Какие элементы обозначены А, Б, В?

В 1975 г. всесоюзным оргкомитетом по проведению олимпиад для III тура на областной химической олимпиаде была предложена такая задача.

Задача 1. Вариант I. Элементы А, Б и В принадлежат к тому же периоду элементов периодической системы, что и самый распространенный в земной коре элемент. Положительная и отрицательная степени окисления элемента А имеет одинаковую величину. Элемент Б — неметалл и образует с элементом А соединение, в котором на один атом элемента А приходится два атома элемента Б. Элемент В образует с элементом Б соединение ВВ. Напишите формулу соединения, в которое входят все три элемента, предскажите его растворимость в воде и напишите уравнения двух-трех реакций, в которые оно вступает.

Сравнив тексты этих двух задач, можно отметить их сходство и различия. Первая фраза задачи не претерпела изменений ни по содержанию, ни по смыслу. Второе предложение без изменения сути перефразировано на более высоком теоретическом уровне. Третье предложение претерпело частичную трансформацию: оставив тем же элемент А, сдвинули на одну клеточку периодической системы ближе к элементу А элементы Б и В. Это изменение не привело к надобности нарушать текстуально четвертое предложение задачи, хотя смысл и содержание его стали совершенно другими. И самое важное, ради чего делались все изменения, — это постановка олимпиадного вопроса, который, включая вопрос школьной задачи, предлагает нечто неожиданное — написать формулу соединения и предсказать ряд его свойств.

Приведем еще один вариант олимпиадного задания на основе все той же школьной задачи.

Задача 1. Вариант II. Три элемента А, В, С принадлежат к тому же периоду, что и самый распространенный элемент не-

живой природы. Элементы А и В, реагируя с элементом С, образуют соответственно соединения состава АС и ВС₃. Элемент С в виде простого вещества использовали в первую мировую войну как боевое отравляющее вещество. Дайте названия соединениям АС и ВС₃ и укажите тип химической связи между элементами А и С; В и С.

Задача 2. Какой объем водорода (при н. у.) выделится при растворении в воде 28 г лития?

Введение только одной дополнительной величины — объем воды позволяет составить несколько вариантов усложненных задач.

Задача 2. Вариант I. Члены химического кружка, изучая свойства лития, опустили в стакан со 100 мл воды кусочек лития массой 28 г. Рассчитайте, на сколько граммов уменьшится масса стакана с содержимым после окончания реакции.

Задача 2. Вариант II. Лаборанту надо было приготовить раствор гидроксида лития. Для этого он растворил 28 г лития в воде. Желая определить молярную концентрацию полученного раствора, он взял 10 мл этого раствора и протитровал раствором азотной кислоты, концентрация которого 0,5 моль/л. Нейтрализацию пошло 182 мл кислоты. Определите объем воды в котором был растворен литий.

Задача 2. Вариант III. В 300 мл воды опустили кусочек лития массой 28 г. Раствор какого вещества получили при этом? Какова его массовая доля в растворе?

Повышенный интерес у учащихся вызывают задачи, тексты которых несут новые, неизвестные факты и сведения об изучаемых на уроках веществах, реакциях, теориях. Это могут быть сведения из истории химии, развития химических производств родного края, об использовании химической наукой методов исследования состава, строения и свойств веществ. Учащимся IX класса можно предложить задачу производственного содержания

Задача 3. В технологическом процессе производства кабельных и конденсаторных бумаг необходима вода особой чистоты. Эту чистоту воды определяют в лаборатории не химическими методами качественного анализа, а измеряя электропроводности воды. Почему? Можно ли получить необходимой чистоты воду методом катионитного умягчения? Какой очистке нужно подвергнуть поступающую на фабрику воду?

При самостоятельном составлении задачи вначале подбирают одну или несколько взаимосвязанных химических реакций, записывают их уравнения, подсчитывают молярные массы реагирующих и получающихся веществ, определяют массы этих веществ и кратные им величины. Затем подбирают вопрос задачи и в соответствии с ним составляют вопрос задачи. Например, при составлении задачи для учащихся IX класса рассматривают реакцию взаимодействия концентрированной серной кислоты

с медью при нагревании, а в качестве вопроса может быть задание вычислить массу прореагировавшей серной кислоты. В усложненной задаче для олимпиады важно не просто дать массу одного из участвующих в реакции или образующихся веществ, а зашифровать ее, указав косвенные данные. В этом случае задача может иметь следующее содержание.

Задача 4. В химический стакан налили концентрированную серную кислоту, опустили медные стружки и нагрели. После прекращения реакции масса веществ в стакане уменьшилась на 3,2 г. Вычислите массу прореагировавшей серной кислоты.

На вычисление массы серной кислоты будут ориентировать и совершенно иные по содержанию задачи.

Задача 5. Действуя 96%-ной серной кислотой на медные стружки при нагревании, или на кристаллический сульфит натрия, получают оксид серы (IV). Какая из этих реакций будет более рациональной для получения 2,5 моль газа, учитывая дефицит кислоты в лаборатории?

Задача 6. В горячую серную кислоту опустили стружки меди. После прекращения реакции масса полученных продуктов уменьшилась на 6,4 г. Почему же произошло уменьшение массы? Какая масса меди и какое количество вещества серной кислоты вступили в реакцию?

Технику составления усложненной задачи с учетом взаимосвязанных химических процессов можно рассмотреть на примере реакции натрия с водой и нейтрализации полученной щелочи раствором серной кислоты. Вначале записывают уравнения реакций, затем находят молярные массы всех веществ (для газов определяют молярный объем). Далее вычисляют массы (объемы для газов) веществ и кратные им величины:

	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$			
M, V_m	23 г/моль	18 г/моль	40 г/моль	2 г/моль (22,4 л/моль)
ν	2 моль	2 моль	2 моль	1 моль
m, V	46 г	36 г	80 г	2 г (22,4 л)
Кратные величины	2,3 г, 4,6 г, 9,2 г	1,8 г, 3,6 г, 7,2 г	4 г, 8 г, 16 г	0,1 г, 0,2 г, 0,4 г (1,12 л, 2,24 л, 4,48 л)

Аналогично разбирают и второе уравнение:

$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$				
<i>M</i>	40 г/моль	98 г/моль	142 г/моль	18 г/моль
<i>v</i>	2 моль	1 моль	1 моль	2 моль
<i>m</i>	80 г	98 г	142 г	36 г
Кратные величины	4 г, 8 г, 16 г	4,9 г, 9,8 г, 19,6 г	7,1 г, 14,2 г, 28,4 г	1,8 г, 3,6 г, 7,2 г

Но реакция гидроксида натрия с серной кислотой может протекать и при недостатке щелочи, в этом случае образуется кислая соль. Разбирают уравнение соответствующей реакции:

$\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$				
<i>M</i>	40 г/моль	98 г/моль	120 г/моль	18 г/моль
<i>v</i>	1 моль	1 моль	1 моль	1 моль
<i>m</i>	40 г	98 г	120 г	18 г
Кратные величины	2 г, 4 г, 8 г	4,9 г, 9,8 г, 19,6 г	6 г, 12 г, 24 г	0,9 г, 1,8 г, 3,6 г

По справочной таблице находят плотности наиболее употребимых растворов серной кислоты: ρ (20%-ной H_2SO_4) — 1143 кг/м³, ρ (25%-ной H_2SO_4) — 1182 кг/м³; ρ (23%-ного NaOH) — 1252 кг/м³ и т. д.

В соответствии с первым уравнением можно сказать, что 2,3 г 4,6 г, ... натрия при реакции с 1,8 г, 3,6 г, ... воды образуют 4,8 г ... гидроксида натрия и 1,12 л, 2,24 л водорода. Аналогично рассматривают второе и третье уравнения. Далее, зная объем воды в котором растворили натрий, можно определить массовую долю полученного раствора щелочи. По массе реагирующей кислоты вычисляют массу ее раствора или объем раствора, учитывая плотность. Так, если $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 9,8$ г, $w(\text{H}_2\text{SO}_4) = 20\%$, то $m(\text{p-ра}) = 9,8 \text{ г} : 0,2 = 49$ г, или $V(\text{p-ра}) = 49 \text{ г} : 1,143 \text{ г/мл} = 43$ мл.

На этих расчетах в основном подготовительная работа заканчивается и можно составлять текст задачи в зависимости от выбора вопроса задачи, который может быть таким: определите массовую долю примеси в образце натрия, или определите массовую долю прореагировавшей серной кислоты, или вычислите объем раствора серной кислоты, необходимый для нейтрализации полученной щелочи, или какая соль и каким количеством вещества получится и т. д.

Задача 7. Вариант I. Образец натрия массой 5 г опустили в воду объемом 30 мл. После окончания реакции полученный раствор нейтрализовали 43 мл 20%-ной серной кислоты. Определите массовую долю примесей, содержащихся в образце натрия, если они с водой не реагируют

Задача 7. Вариант II. Раствор щелочи, полученный при растворении 4,6 г натрия в 20 мл воды, нейтрализовали 43 мл раствора серной кислоты. Определите молярную концентрацию использованной для нейтрализации кислоты.

Задача 7. Вариант III. Раствор щелочи, полученный при растворении 4,6 г натрия в 20 мл воды, нейтрализовали раствором серной кислоты, массовая доля которого равна 0,1. Сколько мл раствора кислоты пошло на титрование?

Задача 7. Вариант IV. Кусочек металлического натрия массой 4,6 г опустили в стаканчик с 30 мл воды и, когда реакция закончилась, в стакан прилили 86 мл 20%-ного раствора серной кислоты. Какая соль и каким количеством вещества получилась при этом?

Литература

1. Адамович Т. П., Васильева Г. И., Мечковский С. А. и др. Сборник олимпиадных задач по химии.— Минск: Народная асвета, 1980.
2. Алгебра: Учебник для 6 класса средней школы / Под ред. С. А. Теляковского.— М.: Просвещение, 1985.
3. Богоявленский Д. Б. Пути к творчеству.— М.: Знание, 1981.
4. Вивюрский В. Я. Самостоятельные работы по органической химии.— М.: Высшая школа, 1982.
5. Гаврусейко Н. П. Сборник самостоятельных и контрольных работ по химии.— Минск: Народная асвета, 1983.
6. Гольдфарб Я. Л., Ходаков Ю. В., Додонов Ю. Б. Сборник задач и упражнений по химии: Учеб. пособие для учащихся 7—10 кл. сред. шк.— 5-е изд., перераб.— М.: Просвещение, 1987.
7. Грученко Г. И., Кайгородова Г. А. Обучение учащихся решению расчетных задач по химии.— Смоленск, 1984.
8. Гузей Л. С., Луни В. В. Сборник задач по общей химии с производственным содержанием.— М.: Высшая школа, 1977.
9. Глориозов П. А., Рысс В. Л. Проверочные работы по химии.— М.: Просвещение, 1985—1986.
10. Дайнеко В. И. Как научить школьников решать задачи по органической химии.— М.: Просвещение, 1987.
11. Данилов М. А. Процесс обучения // Дидактика средней школы: Некоторые проблемы современной дидактики / Под ред. М. А. Данилова, М. Н. Скаткина.— М.: Просвещение, 1975.
12. Ерыгин Д. П., Орлова Л. Н. Задачи и примеры с межпредметным содержанием (химия, физика, биология): Пособие для студентов и учителей.— М.: МГПИ им. В. И. Ленина, 1981.
13. Иванова Р. Г., Осокина Г. Н. Изучение химии в 9—10 классах.— М.: Просвещение, 1983.
14. Иванова Р. Г., Черкасова А. М. Изучение химии в 7—8 классах.— М.: Просвещение, 1983.
15. Изучение количественных отношений в курсе химии средней школы: Методические рекомендации / Сост. М. Б. Деревенец.— Минск: Народная асвета, 1981.
16. Колягин Ю. М., Оганесян В. А. Учись решать задачи.— М.: Просвещение, 1980.
17. Лабий Ю. М. Решение задач по химии с помощью уравнений и неравенств.— М.: Просвещение, 1987.
18. Линькова Н. О. Анализировать ход поиска решений // Техника и наука.— 1984.— № 11.— С. 34.
19. Магдесиева Н. Н., Кузьменко Н. Е. Учись решать задачи по химии.— М.: Просвещение, 1986.
20. Махмутов М. М. Организация проблемного обучения в школе.— М.: Просвещение, 1977.
21. Польские химические олимпиады: Сборник задач / Пер. с польск.— М.: Мир, 1980.
22. Потапов В. М., Чертков И. Н. Проверь свои знания по органической химии.— М.: Просвещение, 1979.
23. Программы педагогических институтов. Сборник № 19. Методика преподавания химии. Для специальностей № 2106.— М.: Просвещение, 1983.

24. 500 задач по химии.— М.: Просвещение, 1981.
25. Сборник конкурсных задач по химии с решениями / Под ред. М. А. Володиной.— М.: Изд-во МГУ, 1983.
26. Середя И. П. Конкурсные задачи по химии.— Киев: Вища школа, 1984.
27. Стоцкий Л. Р. Физические величины и их единицы: Справочник.— М.: Просвещение, 1984.
28. Суровцева Р. П., Савицкий С. Н., Иванова Р. Г. Задания по химии для самостоятельной работы учащихся.— М.: Просвещение, 1977
29. Усилить практическую направленность преподавания // Химия в школе.— 1984.— № 6.
30. Фридман Л. М. Психолого-педагогические основы обучения математике в школе.— М.: Просвещение, 1983.
31. Фридман Л. М., Турецкий Е. Н. Как научиться решать задачи.— М.: Просвещение, 1984.
32. Химия в школе: Сб. нормат. документов / Сост. В. И. Сушко; Под ред. М. А. Прокофьева, И. Н. Черткова.— М.: Просвещение, 1987.— (Б-ка учителя химии).
33. Хомченко Г. П., Хомченко И. Г. Задачи по химии для поступающих в вузы.— М.: Высшая школа, 1986.
34. Хрусталева А. Ф. Выбирать оптимальные варианты решения задач // Химия в школе.— 1984.— № 1.— С. 54.
35. Ходаков Ю. В., Эпштейн Д. А., Глориозов П. А. Неорганическая химия: Учебник для 7—8 классов.— М.: Просвещение, 1986.
36. Цитович И. К., Протасов П. Н. Методика решения расчетных задач по химии.— М.: Просвещение, 1983.
37. Чуранов С. С. Химические олимпиады в школе.— М.: Просвещение, 1982.
38. Ярославцева Т. С. Решение расчетных задач в процессе обучения химии в средней школе: В 2 ч.— М.: Министерство просвещения СССР, 1981—1983.

Латинский алфавит

Печатные буквы	Рукописные буквы	Название	Печатные буквы	Рукописные буквы	Название
Aa	<i>A a</i>	а	Nn	<i>N n</i>	эн
Bb	<i>B b b</i>	бе	Oo	<i>O o</i>	о
Cc	<i>C c</i>	це	Pp	<i>P p</i>	пе
Dd	<i>D d</i>	де	Qq	<i>Q q</i>	ку
Ee	<i>E e</i>	е	Rr	<i>R r</i>	эр
Ff	<i>F f</i>	эф	Ss	<i>S s</i>	эс
Gg	<i>G g g</i>	ге	Tt	<i>T t</i>	те
Hh	<i>H h</i>	аш	Uu	<i>U u</i>	у
Ii	<i>I i</i>	и	Vv	<i>V v</i>	ве
Jj	<i>J j</i>	йот	Ww	<i>W w</i>	дубль-ве
Kk	<i>K k</i>	ка	Xx	<i>X x</i>	икс
Ll	<i>L l</i>	эль	Yy	<i>Y y</i>	игрек
Mm	<i>M m</i>	эм	Zz	<i>Z z</i>	зет

Греческий алфавит

Печатные буквы	Рукописные буквы	Название буквы	Печатные буквы	Рукописные буквы	Название буквы
Αα	<i>Α α</i>	альфа	Νν	<i>Ν ν</i>	ни (ню)
Ββ	<i>Β β</i>	бета	Ξξ	<i>Ξ ξ</i>	кси
Γγ	<i>Γ γ</i>	гамма	Οο	<i>Ο ο</i>	омикрон
Δδ	<i>Δ δ</i>	дельта	Ππ	<i>Π π</i>	пи
Εε	<i>Ε ε</i>	эпсилон	Ρρ	<i>Ρ ρ</i>	ро
Ζζ	<i>Ζ ζ</i>	зета	Σσ	<i>Σ σ ς</i>	сигма
Ηη	<i>Η η</i>	эта	Ττ	<i>Τ τ</i>	тау
Θθ	<i>Θ θ</i>	тэта	Υυ	<i>Υ υ</i>	ипсилон
Ιι	<i>Ι ι</i>	иота	Φφ	<i>Φ φ</i>	фи
Κκ	<i>Κ κ</i>	каппа	Χχ	<i>Χ χ</i>	хи
Λλ	<i>Λ λ</i>	лямбда	Ψψ	<i>Ψ ψ</i>	пси
Μμ	<i>Μ μ</i>	ми (мю)	Ωω	<i>Ω ω</i>	омега

Таблица 1.

Обозначение физических величин и их единиц¹

Величина		Единица		Примеры записи
наименование	обозначение	наименование	обозначение	
1	2	3	4	5
<p>Масса вещества</p> <p>Масса покоя частицы, атома, атомного ядра</p> <p>Количество вещества</p> <p>Молярная масса</p> <p>Относительная атомная масса</p> <p>Относительная молекулярная величина</p> <p>Объем</p> <p>Молярный объем</p> <p>Плотность</p> <p>Относительная плотность</p> <p>а) по водороду</p> <p>б) по воздуху</p> <p>Число молекул</p> <p>Массовая доля (элемента в веществе, вещества в смеси)</p>	<p>m</p> <p>m_a</p> <p>ν, n</p> <p>M</p> <p>A_r</p> <p>M_r</p> <p>V</p> <p>V_m</p> <p>ρ</p> <p>d</p> <p>d_{H_2}</p> <p>$d_{возд}$</p> <p>N</p> <p>ω</p>	<p>килограмм</p> <p>килограмм</p> <p>атомная единица массы</p> <p>моль</p> <p>килограмм на моль</p> <p>(грамм на моль)</p> <p>безразмерная</p> <p>безразмерная</p> <p>кубический метр</p> <p>литр*</p> <p>кубический метр на моль</p> <p>(литр на моль)</p> <p>килограмм на кубический метр</p> <p>(грамм на кубический сантиметр)</p> <p>безразмерная</p> <p>моль в минус первой степени</p> <p>безразмерная</p>	<p>кг</p> <p>кг</p> <p>а.е.м.</p> <p>моль</p> <p>кг/моль</p> <p>(г/моль)</p> <p>—</p> <p>—</p> <p>m^3</p> <p>л</p> <p>m^3/моль</p> <p>(л/моль)</p> <p>кг/м³</p> <p>(г/см³)</p> <p>—</p> <p>моль⁻¹</p> <p>—</p>	<p>$m(H_2O) = 2,5$ кг</p> <p>$m_a(O) = 26,56 \cdot 10^{-27}$ кг</p> <p>$\nu(H_3PO_4) = 0,5$ моль</p> <p>$M(CaO) = 56 \cdot 10^{-3}$ кг/моль</p> <p>$M(CaO) = 56$ г/моль)</p> <p>$A_r(C) = 12$</p> <p>$M_r(CaCO_3) = 100$</p> <p>$V(CO_2) = 2,5$ м³</p> <p>V (р-ра KOH) = 35 л</p> <p>$V_m(CO_2) = 22,4 \cdot 10^{-3}$ м³/моль</p> <p>$V_m(O_2) = 22,4$ л/моль</p> <p>$\rho(H_2SO_4) = 1840$ кг/м³</p> <p>ρ (H₂SO₄) = 1,84 г/см³)</p> <p>$d_{H_2}(CH_4) = 8$</p> <p>$d_{возд}(CO_2) = 1,5$</p> <p>$N(H_2O) = 3 \cdot 10^{23}$</p> <p>$\omega(C) = 0,27$, или 27% в CO₂</p> <p>$\omega(K_2CO_3) = 0,15$, или 15% в р-ре</p>

¹ — данные при р...онии а... по химии.

Величина		Единица		Примеры записи
наименование	обозначение	наименование	обозначение	
1	2	3	4	5
Массовая доля выхода вещества	η	безразмерная	—	$\eta(\text{HNO}_3) = 0,82$, или 82%
Объемная доля вещества	φ	безразмерная	—	$\varphi(\text{O}_2) = 0,21$ или 21% в возд.
Молярная концентрация	c	моль на кубический метр (моль на литр)	моль/м ³ (моль/л)	$c(\text{K}_2\text{CO}_3) = 0,05$ моль/л
Молярная концентрация эквивалента	c_9	моль на кубический метр (моль на литр)	(моль/л)	$c_9(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$ моль/л
Молярность	b	моль на килограмм	моль/кг	$b(\text{H}_2\text{SO}_4/\text{H}_2\text{O}) = 0,1$ моль/кг
Растворимость вещества (при определенной температуре)	S	килограмм на кубический метр (грамм на литр)	кг/м ³ (г/л)	$S(\text{KCl}) = 450$ г/л (при 50° С)
Температура	T	кельвин	К	$T = 273,16$ К
	t	градус Цельсия*	°С	$t = 15$ °С
Давление	p	паскаль	Па	$p(\text{O}_2) \approx 132$ кПа
Скорость химической реакции	v	атмосфера (1,01325 · 10 ⁵ Па) моль на кубический метр-секунду	атм моль/(м ³ · с)	$v = 0,01$ моль/(м ³ · с)
Количество теплоты	Q	джоуль	Дж	$Q = 318$ Дж, или 0,318 кДж
Энтальпия молярная	H_m	джоуль на моль	Дж/моль	$\Delta H_{\text{обр. } 298}^0(\text{SO}_2(\text{г})) = -296,9$ кДж/моль
Энтропия молярная	S_m	джоуль на моль-кельвин	Дж/(моль · К)	$S_{298}^0(\text{SO}_2(\text{г})) = 248,1$ Дж/(моль · К)
Термодинамический потенциал	G	джоуль	Дж	$\Delta G_{298}^0(\text{SO}_2(\text{г})) = -300,1$ кДж/моль

Т а б л и ц а 2. Наименования и обозначения приставок СИ для образования десятичных кратных и дольных единиц и их множителей

Наименование приставки	Обозначение приставки	Множитель	Наименование приставки	Обозначение приставки	Множитель
деци	д	$1 \cdot 10^{-1}$	дека	да	$1 \cdot 10^1$
санти	с	$1 \cdot 10^{-2}$	гекто	г	$1 \cdot 10^2$
милли	м	$1 \cdot 10^{-3}$	кило	к	$1 \cdot 10^3$
микро	мк	$1 \cdot 10^{-6}$	мега	М	$1 \cdot 10^6$
нано	н	$1 \cdot 10^{-9}$	гига	Г	$1 \cdot 10^9$
пико	п	$1 \cdot 10^{-12}$	тера	Т	$1 \cdot 10^{12}$
фемто	ф	$1 \cdot 10^{-15}$	пета	П	$1 \cdot 10^{15}$
атто	а	$1 \cdot 10^{-18}$	экса	Э	$1 \cdot 10^{18}$

Примечания. 1. Приставки пишутся слитно с символом единицы.
2. 1 карат = $2 \cdot 10^{-4}$ кг.

Т а б л и ц а 3. Перевод единиц физических величин, требующих изъятия, в единицы СИ

Единица, не допускаемая к применению	Единица СИ, кратная и дольная от нее
Микрон (мк)	Микрометр (1 мкм = 1 мк)
Ангстрем (Å)	Нанометр (1 нм = 10 Å)
Миллиметр ртутного столба (мм рт. ст.)	Паскаль (1 мм рт. ст. = 133,322 Па)
Калория (кал)	Джоуль (1 кал = 4,186 Дж)
Грамм-атом (г-атом)	Моль (1 моль = 1 г-атом, 1 моль = 1 г-моль и т. д.)
Грамм-моль (г-моль)	
Грамм-нон (г-нон)	
Грамм-эквивалент (г-эkv.)	

Примечание. Госстандартом СССР 25 июня 1979 г. утвержден и с 1 января 1980 г. введен в действие СТ СЭВ 1052—78 «Метрология. Единицы физические величин». Госстандартом СССР 19 марта 1981 г. был утвержден и введен в действие ГОСТ 8.417—81 «Государственная система обеспечения единства измерений. Единицы физических величин». Стандартом предусмотрено, что установленная им система единиц физических величин должна применяться в учебный процессах всех учебных заведений, в учебниках и в учебных пособиях.

Т а б л и ц а 4. Значения фундаментальных физических постоянных

Наименование	Обозначение	Значение
Скорость света в вакууме	c c^2	$2,99792458 \cdot 10^8$ м/с $8,98755179 \cdot 10^{16}$ м ² /с ²
Масса атома водорода ¹ H	m (¹ H)	$1,673559 \cdot 10^{-27}$ кг

Наименование	Обозначение	Значение
Массы элементарных частиц протона нейтрона электрона	m_p m_n m_e	$1,6726485 \cdot 10^{-27}$ кг $1,6749543 \cdot 10^{-27}$ кг $0,9109534 \cdot 10^{-30}$ кг
Элементарный заряд	e	$1,6021892 \cdot 10^{-19}$ Кл
Постоянная Планка	h	$6,626176 \cdot 10^{-34}$ Дж·с
Радиус Бора	$a_0 = \alpha / (4\pi R \infty)$	$5,2917706 \cdot 10^{-11}$ м = 0,53 нм
Число Авогадро	N_A	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Универсальная (молярная) газовая постоянная	$R = pV_m/T$	8,31441 Дж/(моль·К)
Молярный объем идеального газа при нормальных условиях ($T_0 = 273,15$ К, $p_0 = 101325$ Па)	V_m	$22,41383 \cdot 10^{-3}$ м ³ /моль
Атомная единица массы	а.е.м	$1,6605655 \cdot 10^{-27}$ кг

Простые математические действия

1. Сложение и вычитание двух физических величин обозначают следующим образом:

$$a + b \text{ и } a - b$$

2. Умножение двух физических величин можно обозначить одним из следующих способов.

$$ab, a \cdot b, a \times b$$

3. Деление можно обозначить одним из следующих способов.

$$\frac{a}{b}, a/b, ab^{-1}, \frac{a}{b \cdot c} \quad a/(b \cdot c)$$

Т а б л и ц а 5. Основные математические обозначения

Произношение	Обозначение
равно	=
не равно	≠
приближенно равно	≈
стремится к	~
пропорционально	∝
меньше	<
больше	>
меньше или равно	≤
больше или равно	≥
значительно меньше	≪
значительно больше	≫

Произношение	Обозначение
сумма	Σ
произведение	Π
конечное приращение переменной x	Δx
следует	\Rightarrow
эквивалентно	\Leftrightarrow
бесконечность	∞

Таблица 6. Взаимная связь между физическими величинами

Величина	Уравнения связи
Масса (m)	$m = m_0 \cdot N_0$, $m = V \cdot \rho$, $m = v \cdot M$, $m = M \cdot \frac{V}{V_m}$, $m = M \cdot \frac{N_0}{N_A}$, $m = c \cdot M \cdot V$
Количество вещества (ν)	$\nu = \frac{m}{M}$, $\nu = \frac{V}{V_m}$, $\nu = \frac{N_0}{N_A}$, $\nu = \frac{Q}{Q_m}$
Объем (V)	$V = \frac{m}{\rho}$, $V = \nu \cdot V_m$, $V = V_m \cdot \frac{m}{M}$, $V = V_m \cdot \frac{N_0}{N_A}$
Число единиц (N_0)	$N_0 = \frac{m}{m_0}$, $N_0 = \nu \cdot N_A$, $N_0 = N_A \cdot \frac{m}{M}$, $N_0 = N_A \cdot \frac{N}{V_m}$
Масса частицы (m_0)	$m_0 = \frac{m}{N_0}$, $m_0 = \frac{M}{N_A}$, $m_0 = M_r \cdot \frac{1}{12} m_0(\text{C})$
Молярный объем (V_m)	$V_m = \frac{V}{\nu}$, $V_m = \frac{M}{\rho}$, $V_m = V \cdot \frac{M}{m}$, $V_m = V \cdot \frac{N_A}{N_0}$
Молярная масса (M)	$M = \frac{m}{\nu}$, $M = V_m \cdot \rho$, $M = m_0 \cdot N_A$ $M = m_0 \cdot \frac{V_m}{V}$, $M = m_0 \cdot \frac{N_A}{N_0}$
Относительная молекулярная масса (M_r)	$M_r = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m_0(\text{C})}$; $M_r = 2 \cdot d_{\text{H}_2}$; $M_r = 29 \cdot d_{\text{возд}}$
Относительная плотность (d)	$d = \frac{\rho_1}{\rho_2}$, $d = \frac{M_r(1)}{M_r(2)}$; $d_{(\text{H}_2)} = \frac{M_r}{M_r(\text{H}_2)}$, $d_b = \frac{M}{29}$
Число Авогадро (N_A)	$N_A = \frac{N_0}{\nu}$; $N_A = \frac{M}{m_0}$, $N_A = N_0 \cdot \frac{M}{m}$; $N_A = N_0 \cdot \frac{V_m}{V}$

Величина	Уравнения связи
Массовая доля вещества в растворе (w)	$w = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})}; m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O})$ $m(\text{р-ра}) = V \cdot \rho$ $w = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O})}; w = \frac{m(\text{в-ва})}{V \rho}$
Массовая доля элемента в веществе (w)	$w = \frac{m(\text{элемента})}{m(\text{в-ва})}, m(\text{элемента}) = n \cdot A_r$ $w = \frac{n \cdot A_r}{M_r}; n = \frac{w \cdot M_r}{A_r}$
Молярная концентрация (c)	$c = \frac{v}{V(\text{р-ра})}; v = \frac{m}{M}; \Rightarrow c = \frac{m}{M \cdot V}$ $V(\text{р-ра}) = \frac{m}{c \cdot M}; m = c \cdot M \cdot V$
Молярная концентрация эквивалента ($c_э$)	$c_э = \frac{n}{V(\text{р-ра})}, n[(1/2)X] = z \cdot v(X)$ $c_э = \frac{v}{z \cdot V}; v = \frac{m}{M}; c = \frac{m \cdot z}{M \cdot V}; \text{ где } n \text{ — количество вещества эквивалента, } z \text{ — эквивалентность}$

Т а б л и ц а 7. Названия важнейших кислот и солей











Формула кислоты	Названия	
	кислоты	соли
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминат
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3AsO_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырехборная	Тетраборат
HBr	Бромоводородная	Бромид
HBrO	Бромноватистая	Гипобромит
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
CH_3COOH	Уксусная	Ацетат
HCN	Циановодородная	Цианид
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
HCl	Хлороводородная	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат

Формула кислоты	Названия	
	кислоты	соли
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двухромовая	Дихромат
HI	Иодоводородная	Иодид
HJO	Иодноватистая	Гипоидит
HJO_3	Иодноватая	Иодат
HJO_4	Иодная	Периодат
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
H_2MoO_4	Молибденовая	Молибдат
HN_3	Азотисто-водородная	Азид
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
H_3PO_2	Фосфорноватистая	Гипофосфит
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Двухфосфорная (пиро- фосфорная)	Дифосфат (пирофос- фат)
H_2S	Сероводородная	Сульфид
HSCN	Роданистоводородная	Роданид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	Тиосульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Двусерная (пиросерная)	Дисульфат (пиросуль- фат)
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Пероксодвусерная (двунадсерная)	Пероксодисульфат (пер- сульфат)
H_2Se	Селеноводород	Селенид
H_2SeO_3	Селенистая	Селенит
H_2SeO_4	Селиювая	Селенат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат
HVO_3	Ванадиевая	Ванадат
H_2WO_4	Вольфрамовая	Вольфрамат

Т а б л и ц а 8. Относительные молекулярные массы неорганических соединений

	H ⁺¹	NH ₄ ⁺¹	Na ⁺¹	K ⁺¹	Ba ⁺²	Ca ⁺²	Mg ⁺²	Al ⁺³	Cr ⁺³	Fe ⁺²	Fe ⁺³	Mn ⁺²	Zn ⁺²	Cu ⁺²	Ag ⁺¹	Pb ⁺²
O ⁻²			62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223
OH ⁻¹	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	89	99	98	125	241
Cl ⁻¹	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278
Br ⁻¹	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367
J ⁻¹	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461
NO ₃ ⁻¹	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331
S ⁻²	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	239
SO ₃ ⁻²	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	294	287
SO ₄ ⁻²	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303
CO ₃ ⁻²	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267
SiO ₃ ⁻²	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	141	140	292	283
PO ₄ ⁻³	98	149	164	212	601	310	262	122	147	358	151	355	385	382	419	811

Т а б л и ц а 9. Относительные молекулярные массы некоторых органически-
вещств

											
Пределные	—H	2	36,5	81	128	18	30	46	60	74	17
	—CH ₃	16	50,5	95	142	32	44	60	74	88	31
	—C ₂ H ₅	30	64,5	109	156	46	58	74	88	102	45
	—C ₃ H ₇	44	78,5	123	170	60	72	88	102	116	59
	—C ₄ H ₉	58	92,5	137	184	74	86	102	116	130	73
	—C ₅ H ₁₁	72	106,5	151	198	88	100	116	130	144	87
	—C ₆ H ₁₃	86	120,5	165	212	102	114	130	144	158	101
	—C ₇ H ₁₅	100	134,5	179	226	116	128	144	158	172	115
	—C ₈ H ₁₇	114	148,5	193	240	130	142	158	172	186	129
	—C ₉ H ₁₉	128	162,5	207	254	144	156	172	186	200	143
	—C ₁₀ H ₂₁	142	176,5	221	268	158	170	186	200	214	157
	—C ₁₅ H ₃₁	212	246,5	291	338	228	240	256	270	284	227
	—C ₁₆ H ₃₃	226	260,5	305	352	242	254	270	284	298	241
	—C ₁₇ H ₃₅	240	274,5	319	366	256	268	284	298	312	255
Непределные	—C ₂ H ₃	28	62,5	107	154		56	72	86	100	43
	—C ₃ H ₅	42	76,5	121	168	58	70	86	100	114	57
	—C ₄ H ₇	56	90,5	135	182	72	84	100	114	128	71

Непредельные	$-C_5H_9$	70	104,5	149	196	86	98	114	128	142	85
	$-C_6H_{11}$	84	118,5	163	210	100	112	128	142	156	99
	$-C_{17}H_{33}$	238	272,5	317	364	254	266	282	296	310	253
	$-C_{17}H_{31}$	236	270,5	315	362	252	264	280	294	308	251
	$-C_{17}H_{29}$	234	268,5	313	360	250	262	278	292	306	249
Ацетиленовые	$-C_2H$	26	60,5	105	152		54	70	84	98	41
	$-C_3H_3$	40	74,5	119	166	56	68	84	98	112	55
	$-C_4H_5$	54	88,5	133	180	70	82	98	112	126	69
	$-C_5H_7$	68	102,5	147	194	84	96	112	126	140	83
	$-C_6H_9$	82	116,5	161	208	98	110	126	140	154	97
Ароматические	$-C_6H_5$	78	112,5	157	204	94	106	122	136	150	93
	$-C_6H_7$	92	126,5	171	218	108	120	136	150	164	107

Таблица 10. Электроотрицательность элементов

I A		VIII A												
H	2,1	He												
Li	0,97	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A					VIII A		
Na	1,01	Be 1,47	B 2,01	C 2,50	N 3,07	O 3,50	F 4,10	Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	0,91	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar						Kr
Rb	0,89	Ca 1,04	Sc 1,20	Ti 1,32	V 1,45	Cr 1,56	Mn 1,60	Fe 1,64	VIII B			Cu 1,75	Zn 1,66	Kr
Cs	0,86	Sr 0,99	Y 1,11	Zr 1,22	Nb 1,23	Mo 1,30	Tc 1,36	Ru 1,42	VIII B			Ag 1,42	Cd 1,46	Xe
Fr	0,86	Ba 0,97	La 1,08	Hf 1,23	Ta 1,33	W 1,40	Re 1,46	Os 1,52	VIII B			Au 1,42	Hg 1,44	Rn
		Ra 0,97	Ac 1,00						VIII B			Pt 1,44	Ir 1,55	
									VIII B			Pd 1,35	Rh 1,45	
									VIII B			Ni 1,75	Co 1,75	
									VIII B			Ge 2,02	As 2,20	
									VIII B			Ga 1,82	In 1,49	
									VIII B			Sn 1,72	Sb 1,82	
									VIII B			Te 2,01	Po 1,76	
									VIII B			Se 2,48	Bi 1,67	
									VIII B			Br 2,74	Pb 1,55	
									VIII B			I 2,21	At 1,96	
									VIII B			At 1,96	Rn	

Электрохимический ряд напряжений металлов

Свойство атомов отдавать электроны (увеличение восстановительных свойств)

Li	Cs	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sh	Pb	H ₂	Cu	Ag	Hg	Au	Pb ²⁺
-3,04	-3,01	-2,92	-2,87	-2,71	-2,37	-1,7	-0,76	-0,44	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	±0	+0,34	+0,8	+0,85	+1,5	+1,75
Li ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sh ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Au ³⁺	Pb ⁴⁺

Свойство ионов присоединять электроны (увеличение окислительных свойств)



Убывает способность окисляться (разряжаться на аноде)

Т а б л и ц а 11 Массовые доли кислот и оснований в водных растворах и их плотности при 20 °С

Мас со вая доля (в %)	Плотность растворов (кг/м ³)							
	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃	H ₃ PO ₄	CH ₃ COOH	NaOH	KOH	NH ₃
1	1005	1003	1004	1004	1000	1010	1007	0,994
2	1012	1008	1009	1009	1001	1021	1017	0,990
3	1018	1013	1015	1015	1003	1032	1026	0,985
4	1025	1018	1020	1020	1004	1043	1035	0,981
5	1032	1023	1026	1026	1006	1054	1044	0,977
6	1039	1028	1031	1031	1007	1065	1053	0,973
7	1045	1033	1037	1037	1008	1076	1062	0,969
8	1052	1038	1043	1042	1010	1087	1072	0,965
9	1059	1043	1049	1048	1011	1098	1081	0,961
10	1066	1047	1054	1053	1013	1109	1090	0,958
12	1080	1057	1066	1065	1015	1131	1109	0,950
14	1095	1068	1078	1076	1018	1153	1128	0,943
16	1109	1078	1090	1088	1021	1175	1148	0,936
18	1124	1088	1103	1101	1024	1197	1167	0,930
20	1139	1098	1115	1113	1026	1219	1186	0,923
22	1155	1108	1128	1126	1029	1241	1206	0,916
24	1170	1119	1140	1140	1031	1263	1226	0,910
26	1186	1129	1153	1153	1034	1285	1247	0,904
28	1202	1139	1167	1167	1036	1306	1267	0,898
30	1219	1149	1180	1181	1038	1328	1288	0,892
35	1260	1174	1214	1216	1044	1380	1341	
40	1303	1198	1246	1254	1049	1430	1396	
45	1348		1278	1293	1053	1478	1452	
50	1395		1310	1335	1058	1525	1511	
55	1445		1339	1379	1061			
60	1498		1367	1426	1064			
65	1553		1391	1476	1067			
70	1611		1413	1526	1069			
75	1669		1434	1579	1070			
80	1727		1452	1633	1070			
85	1779		1469	1689	1069			
90	1814		1483	1746	1066			
92	1824		1487	1770	1064			
94	1831		1491	1794	1062			
96	1836		1495	1819	1059			
98	1836		1501	1844	1055			
100	1831		1513	1870	1050			

Т а б л и ц а 12. Плотности водных растворов некоторых солей при 20 °С

ω (в %)	NaCl	KCl	Na ₂ SO ₄	K ₂ SO ₄	MgSO ₄	NaNO ₃	BaCl ₂	NH ₄ NO ₃	(NH ₄) ₂ SO ₄	NH ₄ Cl	FeSO ₄	Al ₂ (SO ₄) ₃
2	1,01	1,01	1,02	1,02	1,02			1,01	1,01	1,00	1,02	1,02
6	1,04	1,04	1,05	1,05	1,06	1,03	1,04					
10	1,07	1,06	1,09	1,08	1,10	1,07	1,09	1,04	1,06	1,03	1,10	1,10
16	1,12	1,10	1,15		1,17						1,17	
20	1,15	1,13			1,22	1,14	1,20	1,08	1,12	1,06	1,20	1,23
24	1,19	1,16			1,27	1,23	1,27	1,13		1,07		1,31
30								1,18		1,17		
40								1,23		1,23		
50												
$c_s =$ = 1 моль/л	1,04	1,04	1,06	1,07		1,05	1,09					

Т а б л и ц а 13. Произведение растворимости
некоторых малорастворимых электролитов (при 25 °С)

Формула электролита	ПР	Формула электролита	ПР
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	AlPO ₄	$5,7 \cdot 10^{-19}$
Ag ₂ CO ₃	$8,2 \cdot 10^{-12}$	Fe(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-15}$
AgCl	$1,8 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₃	$3,8 \cdot 10^{-38}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
AgJ	$8,3 \cdot 10^{-17}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
BaCO ₃	$5,1 \cdot 10^{-9}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbJ ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
CaCO ₃	$4,8 \cdot 10^{-9}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$
CaC ₂ O ₄	$2,0 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-29}$	SrSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
CdS	$7,9 \cdot 10^{-27}$	ZnCO ₃	$1,4 \cdot 10^{-11}$
Cd(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-14}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	Zn(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-17}$
Cu(OH) ₂	$2,2 \cdot 10^{-20}$	Sb ₂ S ₃	$1,6 \cdot 10^{-93}$

Т а б л и ц а 14. Растворимость оснований и солей в воде при 18 °С¹

	K ⁺	Na ⁺	Li ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Pb ²⁺
Cl ⁻	329,5	358,6	777,9	0,313	372,4	510,9	731,9	558,1	203,9	14,9
Br	658,6	887,6	1687	4,1	1036	965,2	1433	1031	4782	5,98
I ⁻	1375	1779	1615	0,635	2014	692	20,00	1482	4190	0,8
F ⁻	925,6	44,4	2,7	1954	0,16	0,12	0,016	0,087	0,05	0,7
NO ₃ ⁻	303,4	839	714,3	2134	87,4	662,7	1218	743,1	1178	516,6
OH ⁻	1429	1164	120,4	0,1	37	17,7	1,7	0,001	0,35	0,1
SO ₄ ²⁻	111,2	168,3	356,4	5,5	0,323	10,11	2,0	354,3	531,2	0,041
CrO ₄ ²⁻	637,6	612,1	1116	0,025	0,335	1,2	4	730	—	0,42
C ₂ O ₄	303,7	33,4	72,2	0,035	0,085	0,046	0,356	0,3	0,3	0,315
CO ₃ ²⁻	1080	193,9	13	0,03	0,023	0,011	0,013	1	0,04	0,31

¹ Растворимость указана в граммах вещества, насыщающих 1 л воды.

Таблица 15. Растворимость кислот, оснований и солей в воде

	H ⁺	Li ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	Sr ²⁺	
OH ⁻	—	Р	Р	Р	Р	—	Р	М	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р
F ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	М	Н	Н	Н	Н	М	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	М	М	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Р	—	Н	—	Н	Р	Р	Р	Р	—	—	М	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	Н	Н	Р
SO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	М	М	Н	—	Н	—	Н	М	—	—	—	—	Н	Н	Н
SO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Р	Р	Р	Р	М	—	Н	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н

	H ⁺	Li ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Zn ²⁺	Mn ²⁺	Cu ²⁺	Cu ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Bi ³⁺	Sn ²⁺	Sn ⁴⁺	S ²⁺	
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	Н	Н	—	Н	—	Н	Н	—	—	—	Н	—	—	Н	
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	—	Р	Р	Н	Н	М	—	Н	Н	—	—	—	—	Н	Н	—	—	—	Н	—	—	Н	
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Р	Н	Н	Н	—	—	—	Н	—	—	—	—	—	—	—	—	М
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р

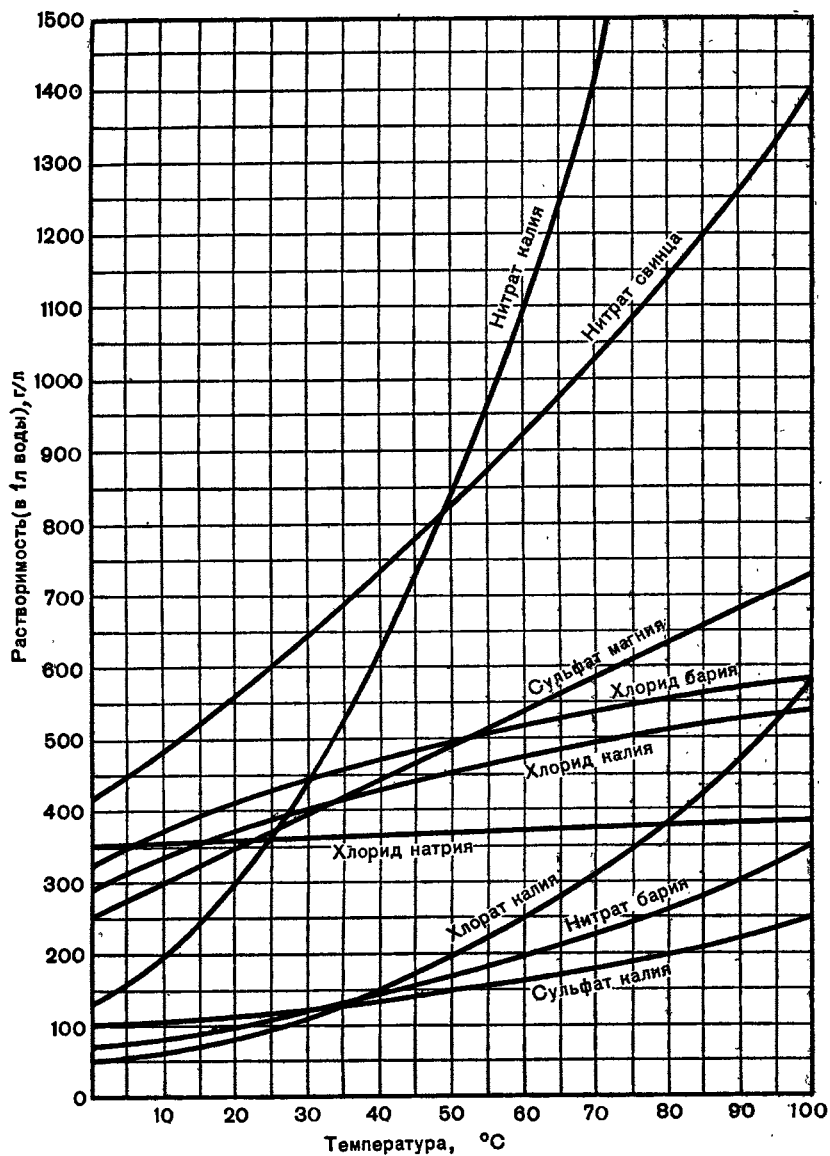


Рис. 13. Кривые растворимости некоторых солей.

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	Г Р У П П Ы					
		I	II	III	IV	V	
1	1	H ¹ ВОДОРОД 1,00794					
2	2	Li ³ ЛИТИЙ 6,941	Be ⁴ БЕРИЛЛИЙ 9,01218	5	B ⁶ БОР 10,811	C ⁷ УГЛЕРОД 12,011	N ⁸ АЗОТ 14,0067
3	3	Na ¹¹ НАТРИЙ 22,98977	Mg ¹² МАГНИЙ 24,305	13	Al ¹³ АЛЮМИНИЙ 26,98154	Si ¹⁴ КРЕМНИЙ 28,0855	P ¹⁵ ФОСФОР 30,97376
4	4	K ¹⁹ КАЛИЙ 39,0983	Ca ²⁰ КАЛЬЦИЙ 40,078	Sc ²¹ СКАНДИЙ 44,9559	Ti ²² ТИТАН 47,88	V ²³ ВАНАДИЙ 50,9415	
	5	Cu ²⁹ МЕДЬ 63,546	Zn ³⁰ ЦИНК 65,39	Ga ³¹ ГАЛЛИЙ 69,723	Ge ³² ГЕРМАНИЙ 72,59	As ³³ МЫШЬЯК 74,9216	
5	6	Rb ³⁷ РУБИДИЙ 85,4678	Sr ³⁸ СТРОНЦИЙ 87,62	Y ³⁹ ИТРИЙ 88,9059	Zr ⁴⁰ ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb ⁴¹ НИОБИЙ 92,9064	
	7	Ag ⁴⁷ СЕРЕБРО 107,8682	Cd ⁴⁸ КАДМИЙ 112,41	In ⁴⁹ ИНДИЙ 114,82	Sn ⁵⁰ ОЛОВО 118,710	Sb ⁵¹ СУРЬМА 121,75	
6	8	Cs ⁵⁵ ЦЕЗИЙ 132,9054	Ba ⁵⁶ БАРИЙ 137,33	La-Lu ⁵⁷⁻⁷¹ * 137,33	Hf ⁷² ГАФНИЙ 178,49	Ta ⁷³ ТАНТАЛ 180,9475	
	9	Au ⁷⁹ ЗОЛОТО 196,9665	Hg ⁸⁰ РТУТЬ 200,59	Tl ⁸¹ ТАЛЛИЙ 204,383	Pb ⁸² СВИНЕЦ 207,2	Bi ⁸³ ВИСМУТ 208,9804	
7	10	Fr ⁸⁷ ФРАНЦИЙ [223]	Ra ⁸⁸ РАДИЙ [226]	Ac-(Lr) ⁸⁹⁻¹⁰³ **	Ku ¹⁰⁴ КУРЧАТОВИЙ [261]	Ns ¹⁰⁵ НИЛЬСБОРИЙ [262]	
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R₂O	RO	R₂O₃	RO₂	R₂O₅	
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ					RH₄	RH₃	
* ЛАНТАНОИДЫ	La ⁵⁷ ЛАНТАН 138,9055	Ce ⁵⁸ ЦЕЗИЙ 140,12	Pr ⁵⁹ ПРАЗЕОДИМ 140,9077	Nd ⁶⁰ НЕОДИМ 144,24	Pm ⁶¹ ПРОМЕТИЙ [145]	Sm ⁶² САМАРИЙ 150,36	Eu ⁶³ ЕВРОПИЙ 151,96
** АНТИМОИДЫ	Ac ⁸⁹ АКТИНИЙ [227]	Th ⁹⁰ ТОРИЙ 232,0381	Pa ⁹¹ ПРОТАКТИНИЙ [231]	U ⁹² УРАН 238,0289	Np ⁹³ НЕПТУНИЙ [237]	Pu ⁹⁴ ПЛУТОНИЙ [244]	Am ⁹⁵ АМЕРИЦИЙ [243]

ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Э Л Е М Е Н Т О В															
VI		VII		VIII											
		(H)		2 He ГЕЛИЙ 4,002602											
8 O КИСЛОРОД 15,9994		9 F ФТОР 18,998403		10 Ne НЕОН 20,179											
16 S СЕРА 32,066		17 Cl ХЛОР 35,453		18 Ar АРГОН 39,948											
Cr 24 ХРОМ 51,9961		Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,9380		Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,847		Co 27 НОБАЛЬТ 58,9332		Ni 28 НИКЕЛЬ 58,69							
34 Se СЕЛЕН 78,96		35 Br БРОМ 79,904		36 Kr КРИПТОН 83,80											
Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94		Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ [98]		Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07		Rh 45 РОДИЙ 102,9055		Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,42							
52 Te ТЕЛЛУР 127,60		53 I ИОД 126,9045		54 Xe КСЕНОН 131,29											
W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85		Re 75 РЕНИЙ 186,207		Os 76 ОСМИЙ 190,2		Ir 77 ИРИДИЙ 192,22		Pt 78 ПЛАТИНА 195,08							
84 Po ПОЛОНИЙ [209]		85 At АСТАТ [210]		86 Rn РАДОН [222]											
106 [263]		107 [262]		108 [265]		109 [266]									
RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄											
RH ₂		RH													
Gd 64 ГАДОЛИНИЙ 157,25		Tb 65 ТЕРБИЙ 158,9254		Dy 66 ДИСПРОЗИЙ 162,50		Ho 67 ГОЛЬМИЙ 164,9304		Er 68 ЭРБИЙ 167,26		Tm 69 ТУЛИЙ 168,9342		Yb 70 ИТТЕРБИЙ 173,04		Lu 71 ЛЮТЕЦИЙ 174,967	
Cm 96 КЮРИЙ [247]		Bk 97 БЕРКЛИЙ [247]		Cf 98 КАЛИФОРНИЙ [251]		Es 99 ЭЙНШТЕЙНИЙ [252]		Fm 100 ФЕРМИЙ [257]		Md 101 МЕЧЕДЕЛЕВИЙ [258]		(No) 102 НОБЕЛИЙ [259]		(Lr) 103 ЛОУРЕНСИЙ [260]	

Ответы

Глава I

3. 225,4 г соли и 474,6 мл воды. 4. 80,9 г соды и 519,1 мл воды. 5. 1) 2%, 32,7%, 65,3%; 2) 57,5%, 40%, 2,5%; 3) 35%, 5%, 60%.

Глава II

6. 1,5%. 7. 9,5 г. 8. 1316 кг. 9. 20%. 10. 6,6 г. 11. MgSiO_3 . 12. 31,2%. 13. CaMoO_4 . 15. 9,9 г FeS и 0,1 г CuS . 16. 3,25 г Zn и 1,2 г Mg . 17. 623,5 г. 18. 532 г 62%-ного раствора; 468 г 15%-ного раствора.

Глава III

19. Больше всего атомов водорода. 20. 0,02 кг. 21. 0,44 кг. 22. 1,2 моль K_2O ; 0,2 моль CaO ; 0,48 моль MgO . 23. Водород оказывает в 22 раза большее давление. 24. $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + 360$ кДж. 25. 17,6 л. 26. $1 \cdot 10^{-3}$ мг. 27. 0,14 г. 28. 20,5 г. 29. 0,73 мг. 31. 582,9 г. 32. 0,0035%. 33. 112 т азота, 528 т сульфата аммония. 34. 312,5 т мела. 37. 2,6 кг. 38. 0,186 г H_2 ; 6,62 г Cl_2 . 39. 22,36 кг октадекана. 42. Глицин и серин; глицин и аланин. 43. В сутки: 600 г мяса, 667 г рыбы, 353 г сыра; в месяц: 18 кг мяса, 20 кг рыбы, 10,6 кг сыра; в год: 219 кг мяса, 243 кг рыбы, 129 кг сыра.

Глава IV

45. 42,1% С, 6,4% Н, 51,5% О. 46. 2,0% Н, 32,7% S, 65,3% О. 47. В 5,4 раза тяжелее. 56. 3,26 моль и $19,6 \cdot 10^{23}$ молекул. 57. $30 \cdot 10^{23}$ молекул. 58. 1) 147 г H_2SO_4 ; 2) 20,4 г Al_2O_3 . 60. 17 моль; 1 моль стоит 0,58 копейк. 61. 0,5 моль. 62. 3 моль. 63. 429 кг. 64. 336 г. 65. 0,64 г. 66. 9%. 67. 25 г I_2 и 475 г спирта. 68. 6,5 л. 69. 2,265 кг. 70. 400 г 0,05%-ного р-ра и 100 г 0,3%-ного р-ра. 71. 73,6 г. 72. 10,1 г. 73. 1,17 г. 74. 1) 24,5 г; 2) 10 г; 3) 14,6 г. 75. 40 г / моль. 76. 1) 2,24 л; 2) 4,48 л; 3) 11,2 л; 4) 9 см³. 77. 56 л. 78. $6,7 \cdot 10^{21}$ молекул. 79. 1,92 г. 80. 1) 7,14 г / л; 2) 5,71 г / л; 3) 0,9 г / л; 4) 1,7 г / л; 5) 2,86 г / л; 6) 2,05 г / л. 81. 13,44 л. 82. 66,75 г, 16,8 л. 83. 11,2 л H_2 , 5,6 л O_2 , 16,8 л гремучего газа. 84. 40,32 л. 85. 1) 16; 2) 14; 3) 22. 86. 1) 2,45; 2) 1,59; 3) 1,17; 4) 1,52. 87. 32. 88. M_r (газа) = 26, $D_{\text{возд}}$ (газа) = 0,9. 89. 1) 3 л; 2) 6 л; 3) 6 л. 90. 1) 3 л; 2) 13 л; 3) 40 л. 91. 40 л. 92. 25 л. 93. 5,6 л. 94. 12,1 г. 95. 12,3 г. 96. 1,99 л. 97. 5,04 л. 98. 92,4%. 99. 3,2 г. 100. $4\text{Al}(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{Al}_2\text{O}_3(\text{г}) + 3348$ кДж. 101. 1) 1659,2 кДж; 2) 414,8 кДж. 102. 184,7 м³. 103. 5,33 г. 104. 858,7 м³. 105. 4,48 л. 106. $M_r(\text{NH}_3) = 17$. 107. $M_r(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 48$. 108. NO . 109. SiF_4 . 110. 1) Fe_2O_3 , 2) MnO_2 , 3) V_2O_5 . 111. SiH_3 или Si_2H_6 . 112. C_3H_{12} . 113. C_2N_2 . 114. C_2H_2 . 115. Cu_2S .

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие	3
Введение	4
Глава I. Общие методические требования к решению химических задач	5
§ 1. Система химических задач, их место в курсе методики обучения химии. Классификация задач	—
§ 2. Формирование понятий о двух сторонах химической задачи	10
§ 3. Анализ химической задачи	15
§ 4. Использование знаний физики и математики при решении задач по химии	20
Глава II. Способы решения химических задач	24
§ 1. Использование основных способов решения химических задач	—
§ 2. Рассмотрение дополнительных способов решения задач	31
§ 3. Графический метод решения химических задач	34
Глава III. Формирование у студентов знаний и умений по обучению учащихся решению задач	46
§ 1. Методические особенности обучения учащихся решению задач ...	—
§ 2. Методические принципы обучения решению задач	51
§ 3. Методика использования задач на уроках химии	55
§ 4. Обобщение знаний и умений учащихся по решению химических задач	61
§ 5. Использование межпредметной информации при решении задач ...	77
Глава IV. Методика обучения учащихся решению задач, предусмотренных программой	85
§ 1. Задачи VIII класса	—
§ 2. Задачи IX класса	109
§ 3. Задачи X класса	119
Глава V Методика обучения решению задач повышенной сложности	128
§ 1. Развитие мышления студентов в процессе проведения анализа задачи и ее решения	—
§ 2. Обучение решению задач на вычисление массы компонентов в смеси	136
§ 3. Формирование умения составлять усложненные задачи	143
Литература	149
Приложения	151
Ответы	174

Учебное издание

Ерыгин Даниил Павлович
Шишкин Евгений Александрович

МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

Зав. редакцией А. Н. Соколов
Редакторы В. И. Володина, Э. В. Ларкина
Младшие редакторы О. В. Шугаева, Е. В. Казакова
Художественный редактор И. В. Короткова
Технический редактор И. Ю. Шукина
Корректор Н. С. Соболева

ИБ № 11724

Сдано в набор 27.01.89. Подписано к печати 18.10.89. Формат 60×90¹/₁₆. Бум. тип. № 2. Гарнитура литературная. Печать высокая. Усл. печ. л. 11,0. Усл. кр.-отт. 11,25. Уч.-изд. л. 10,13. Тираж 152 000 экз. Заказ 479. Цена 35 к.

Ордена Трудового Красного Знамени издательство «Просвещение» Государственного комитета РСФСР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли. 129846, Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Саратовский ордена Трудового Красного Знамени полиграфический комбинат Государственного комитета РСФСР по делам издательств, полиграфии и книжной торговли. 410004, Саратов, ул. Чернышевского, 59.