

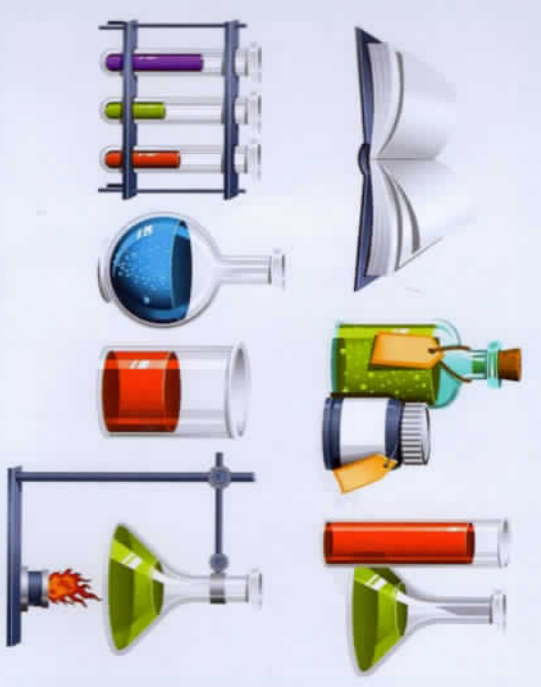
541.2.
9.99



**Р.А.Эшчанов, Х.М. Азизжанов, М.М. Джуряев,
М.Э. Жуманиязова, З.М. Атаулгасев**

МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

(УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ)



541.2
9-99

Книга должна быть
возвращена не позже
указанного здесь срока

Количество преданных
в печать _____

--	--

- 4031/х -

МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНОГО
ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ УЗБЕКИСТАН
ЧИРЧИКСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ПЕДАГОГИЧЕСКИЙ
ИНСТИТУТ ТАШКЕНТСКОЙ ОБЛАСТИ
ФАКУЛЬТЕТ «ФИЗИКА И ХИМИЯ»
КАФЕДРА «НАУЧНО МЕТОДОЛОГИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Р.А. Эшчанов, Х.М. Азизжанов, М.М. Джурраев,
М.Э. Жуманиязова, З.М. Атауллаев

МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

(УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ)

ЎЗБЕКИСТОН RESPUBLIKASI OLIY VA OʻRTA
MAXSUS TAILIM VAZIRLIGI CHIRCHIQ DAVLAT
PEDAGOGIKA UNIVERSITETI
AXBOROT RESURS MARKAZI

Хива - 2022

24,507
М 64

Методика решения задач по химии (Генет): учебное пособие / Р.А. Эшпатов, Х.М. Анжапанов, М.М. Джуршев, М.Э. Жуманиязова. - ИД: Агулудави. - Хина: Хорезмский академия Мадраса, 2022. - 102 с.

УДК 54(075.8)
УДК 54(075.8) : 37.01

Для учащихся старших классов общеобразовательных и специальных школ

Разработчики: Р.А. Эшпатов, профессор кафедры «Химия» Института химии химия ТООПТИ

Х.М. Анжапанов, доцент кафедры «Химия» УрДУ

М.М. Джуршев, замесулушый профессор «Химия» и методологическая химия

М.Э. Жуманиязова, старший преподаватель кафедры «Химия» УрДУ

З.М. Агулудиев, преподаватель кафедры «Химия» УрДУ

Рецензенты: Э.У. Эшпатов, и.о.д. доцент кафедры «Химия» УрДУ
С.Ю. Хушнатов, РИД, профессор «Химия» и методологическая химия

Редактор: Х.М. Ражабов, доцент кафедры «Химия» УрДУ

Настоящее пособие предназначено для студентов высших учебных заведений, обучающихся по специальности «Химия» в рамках бакалавриата по специальности «Химия» (программа АИИ от 21 апреля 2022 года) в соответствии с учебными планами и учебными программами по специальности «Химия».

ISBN - 978-9943-8707-1-0

© Р.А. Эшпатов, Х.М. Анжапанов, М.М. Джуршев, М.Э. Жуманиязова, З.М. Агулудиев. Частичное решение задач по химии, 2022.

© Издательский отдел Хорезмской академии Мадраса, 2022.

Вступление

Учебное – методическое пособие рекомендована студентам высших учебных заведений, обучающимся по специальности «Химия» – «Методика преподавания химии» и 60110800 – «Химия», а также студентам других высших учебных заведений, учащимся и учителям средних общеобразовательных учреждений, абитуриентам поступающим в высшие учебные заведения.

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 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 учебно-учащимся решению химических задач.

Решение задач на уроках химии используется для развития навыков самостоятельной работы учащихся.

Данное пособие учитывает потребности обучающихся, уровень преподавателей, содержание используемых на практике учебников, инфраструктуру формирования самостоятельного обучения на уроках и во внеурочное время. Данное пособие повысит способность и интерес учащихся общеобразовательных школ к самостоятельному изучению химии. Учебный пособие по решению задач поможет учащимся повысить интерес к химии и получить четкое представление о предмете.

Данное пособие включает задачи по неорганической и органической химии и поможет учащимся закрепить свои знания по учебной программе и использовать их на уроках. В учебнике, также, рассмотрены такие проблемы, как анализ химических задач, междисциплинарная интеграция в решении химических задач, качественный и количественный состав расчетной задачи, алгебраические методы решения расчетных задач.

ГЛАВА 1. ОСНОВНЫЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ ТРЕБОВАНИЯ И

РЕШЕНИЮ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ

Значение химической задачи в процессе обучения

Решение задач занимает в химии важное место. Во-первых, это один из приёмов обучения, посредством которого обеспечивается более глубокое и полное усвоение учебного материала по химии и выработка умения решать самостоятельного применения приобретенных знаний на практике. Во-вторых, это прекрасный способ осуществления межпредметных и внутрипредметных связей и связи химической науки с жизнью. Успешное решение задач учащимися, поэтому, является одним из завершающих этапов в процессе познания. Чтобы научиться химии, систематическое изучение необходимо истин химической науки должно сочетаться с самостоятельным поиском решения сначала малых, а затем и больших проблем.

Решение задач требует умения логически рассуждать, планировать, делать краткие записи, приводить расчеты и обосновывать их теоретическими предположениями, дифференцировать определенные проблемы в целом. При этом не только закрепляются и развиваются знания и умения учащихся, полученные ранее, но и формируются новые. Знания, полученные при решении химических ситуаций, становятся стимулом дальнейшего самостоятельного поиска работ учащихся над учебным материалом, являются средством контроля и самоконтроля, помогают определить степень усвоения знаний и умений и их использования на практике; позволяют выявлять пробелы и знания в решении учащимися и разрабатывать тактику их устранения. При решении задач развивается кругозор, память, речь, мышление учащихся. В процессе формирования мировоззрения в целом; происходит социализация учащихся, лучшее понимание химических теорий, законов и явлений. Решения задач развивают интерес учащихся к химии, активизирует их деятельность, способствует трудовому воспитанию школьников и их подготовке к подготовке.

Основа понятия 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.

Психологи и дидакты рассматривают решение задач как модель комплекса умственных действий. Мышление при этом выступает как проблема «скалдывания» 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 материала.

Психологический анализ обучения свидетельствует о том, что усвоение знаний происходит в процессе активной мыслительной работы учащегося при решении им задачи через выделение существующих сторон проблемы путем анализа, абстрагирования и обобщения. Правильно подобранные задачи в соответствии с уровнем развития учащихся не только реализуют их психологический потенциал, но и мобилизуют личность в целом, охватывая эмоциональную сферу, интересы, потребности. По наблюдениям психологов, учителей и методистов сверхтрудные задачи, превышающие известный уровень сложности, не только не стимулируют, а наоборот, снижают уровень мышления и не приносят пользы. Чтобы задачи будили мысль и развивали мышление, они должны быть посильны. Тогда мысль учащегося последовательно переходит от одного объекта к другому, это приковывает его внимание к задаче и стимулирует дальнейшее решение.

Итак, решение задач с психолого-педагогической точки зрения:

- учит мыслить, ориентироваться в проблемной ситуации;
- предполагает активную продуктивную деятельность с определенной глубиной, широтой и самостоятельностью решения, которая должна быть направлена на установление переноса знаний на новые объекты;
- проявляет взаимосвязь представлений и понятий;

- ведет к лучшему пониманию учащимися явлений в свете выведенных теорий;

- позволяет устанавливать связи химии с другими предметами, особенно с физикой и математикой;

- является средством закрепления в памяти учащихся выведенных законов и важнейших понятий;

- служит одним из способов учета знаний и проверки навыков полученных в процессе изучения предмета;

- воспитывает в процессе изучения у учащихся умение находить полученные знания для решения практических проблем, тем самым развивает обучение с жизнью и деятельностью человека.

Итак, исходя из выше указанной роли задач в курсе изучения химии, для решения задач ставятся следующие цели:

Образовательная цель.

- усвоение, закрепление, систематизация и совершенствование знаний материала, формирование важных структурных элементов научной осмысленности химической сущности явлений;

- выработка умения применять приобретенные знания самостоятельно в конкретно заданной ситуации, т.е. формирование теорий и законов, запоминание правил, формул, составление химических уравнений, проведение в действии;

Процесс решения задач – это познавательный процесс, для которого от абстрактного к конкретному. В методологическом аспекте это решение абстрактного мышления к практике, связь частного с общим.

Воспитательная цель.

- формирование мировоззрения, освоение историко-педагогического кругозора в краеведческих и политехнических вопросах;

- реализация межпредметных связей, познавательные качества природы, связи обучения с жизнью, что позволяет развивать мировоззрение учащихся;

6

- осуществление принципа политехнизма;
- воспитание трудолюбия, целеустремленности, развитие чувства ответственности, упорства и настойчивости в достижении поставленной цели.

Развивающая цель.

- в ходе решения задач идет сложная мыслительная деятельность учащихся, которая определяет развитие, как содержательной стороны мышления (знаний), так и действенной (операций, действия).

- формирование научно-теоретического, логического, творческого мышления, развитие смекалки, в будущем – изобретательности и ориентации на профессию химика.

- теснейшее взаимодействие знаний и действий является основой формирования различных приемов мышления: суждений, умозаключений, доказательств.

Знания, используемые при решении задач, можно подразделить на два рода: знания, которые учащиеся приобретают при разборе текста задачи и знания, без привлечения которых процесс решения невозможен. Сюда входят различные определения, знания основных теорий и законов, разнообразные химические понятия, физические и химические свойства веществ, формулы соединений, уравнения химических реакций, молярные массы веществ и т.д.

Задачи научной методики преподавания химии

Общей задачей научной методики преподавания химии является изучение процесса обучения школьников химии, раскрытие его закономерностей и выработка знаний о совершенствовании этого процесса в изменяющихся условиях работы школы.

Эта общая задача может быть конкретизирована более частными задачами:

- совершенствование целей и задач химического образования в связи с изменениями, происходящими в школе;

7

Пути и методы реализации межпредметных связей

Вопрос о путях и методах реализации межпредметных связей – это один из аспектов общей проблемы совершенствования методов обучения. Методы обучения учитель продумывает на основе содержания учебного материала и на подготовленности учащихся к изучению данного предмета межпредметных связей.

На первых этапах обучения учащиеся проходят этап ознакомления с межпредметными связями преподаватель организует познавательную деятельность учащихся весь материал межпредметного содержания объясняет для учащихся формируются умения работы с материалом межпредметного содержания, можно применить репродуктивный и проблемно-поисковые методы и творческие межпредметные задачи.

Средства реализации межпредметных связей могут быть реализованы в вопросах межпредметного содержания, например: акцентировать внимание школьников на воспроизведение ранее изученных в других учебниках вопросов в темах знаний и применение при усвоении нового материала межпредметных задач, которые требуют подключения знаний из различных предметов для составления на материале одного предмета, но используемые в предметах для познавательной целью в преподавании другого предмета (Они способствуют более глубокому и осмысленному усвоению программного материала, совершенствованию умений выявлять причинно-следственные связи между явлениями).

Использование межпредметных связей выгодно появление новых форм организации учебного процесса: урок с межпредметными связями комплексный семинар, комплексная экскурсия, межпредметная экскурсия и др.

Уроки с межпредметным содержанием могут быть следующие виды: урок-лекция; урок-семинар; урок-конференция; урок-ролеви игра; урок-консультация и др. Уроки межпредметного обобщения или повторения

знания – проблема педагогики и методики как соединить знания с практической полезной деятельностью, научить применять знания.

Суть тематического планирования заключается в следующем: группам учащихся дается задание разработать рекомендации по использованию удобрений, веществ, реакций относительно данной местности. Эти задания готовятся совместно с учителями биологии, географии, черчения, рисования – это бинарные уроки.

Ход проведения: группа из 4-6 человек выбирает руководителя проекта, специалистов (биолог, агроном, чертежников, художник-оформитель), определяет задания каждому ученику. Группы собираются и отчитываются о работе.

Каждой группе дается своеобразное домашнее задание, которое будет завершено защитой своих работ. Вначале такого урока – краткая беседа учителя, в ходе которой ставится цель, представляются учащиеся, определяется порядок защиты. Затем идут выступления групп – в виде краткого отчета о проделанной работе (демонстрация рисунков, таблиц). Далее идет обсуждение выступлений; учитель продумывает со своими коллегами трудовое задание.

Межпредметные связи при решении расчетных задач

К изучению математики учащиеся средней школы приступают на 7 лет раньше, чем к изучению химии. За этот период обучения они приобретают значительный объем математических знаний, умений и навыков по решению интерформических задач. Правильное использование химии при приобретении учащимися объема знаний, умений и навыков является той основой, которая в наибольшей мере способствует успешному обучению их решению расчетных химических задач.

При составлении плана решения данная сложная задача расчленяется на ряд простых, связанных между собой общими содержанием задач. Составляя план решения задачи, используют два основных метода:

- а) синтетический;
б) аналитический.

Суть каждого из этих методов рассмотрим на примере составленного плана решения конкретной задачи.

Задача. Почетный горняк Митрофанов за 30 лет работы бурил выработки в рудниках Криворожского железнорудного бассейна добыл 1 млн т железной руды, содержащей в среднем 80% оксида железа (III). Сколько килограммов можно изготовить из этой руды, если принять, что на изготовление одного велосипеда расходуется 20 кг железа?

Синтетический метод.

1. Зная массу долю (в %) оксида железа (III) в железной руде найдем его массу, содержащуюся в 1 млн т руды.

2. Узнав массу оксида железа (III), вычислим массу содержащегося в ней железа.

3. Узнав массу железа в добытой руде и зная массу железа переработанного в сталь и нужную на изготовление одного велосипеда определим число велосипедов.

Исходя из этих соображений, составляют такой план решения задачи:

1. Сколько тонн оксида железа (III) составляют 80% от 1 млн т железной руды?

2. Сколько тонн железа содержится в вычисленной массе оксида железа (III)?

3. Сколько велосипедов можно изготовить из вычисленной массы железа?

В аналитическом методе исходят из вопроса задачи. Чтобы узнать массу велосипедов, необходимо знать массу железа, а чтобы вычислить массу железа, нужно знать массу оксида железа (III), в котором оно содержится.

Синтетический метод составления плана решения задачи имеет свои недостатки. Главный недостаток заключается в том, что нередко люди при решении задачи (выбор данных для простой задачи) не всегда сразу принимают

и некоторому результату. Многие учащиеся, не имея навыков сравнивать и выбирать, данные для простых задач, допускают ошибки двух видов:

- а) в сравнении и выборе данных;
б) в составлении плана решения.

При составлении плана решения задачи аналитическим методом рассуждения строятся в противоположном направлении – от искомого числа к данным в условии задачи. В отличие от синтетического, аналитический метод составления плана решения задачи представляет собой ряд связанных между собой и вытекающих один из другого выводов и поэтому при его использовании учащиеся допускают меньше ошибок логического характера.

При изучении математики учащиеся усваивают оба метода составления плана решения задачи и поэтому учитель химии может пользоваться любым из них. Аналитический метод составления плана целесообразно использовать при решении сложных задач, условия которых содержат большое число данных, а синтетический – при решении сравнительно легких задач. При решении усложненных, например олимпиадных, задач часто приходится пользоваться обоими методами составления плана решения задач.

На уроках математики учащиеся приучаются к тому, что задачу можно считать решенной тогда и только тогда, когда найдено решение:

- а) безошибочное (правильное);
б) мотивированное;
в) имеет исчерпывающий характер (полное).

Задача не считается решенной, если ее решение не соответствует хотя бы одному из этих требований.

Безошибочность (правильность) решения химических задач учащиеся обычно проверяют по ответам, которые приведены в сборниках задач и упражнений. Во многих случаях с целью проверки на уроках математики составляют и решают задачу, обратную решенной.

Проверку решения не обязательно выполнять для всех решаемых задач. Нужно, чтобы учащиеся это умение использовали при решении химических

задач и в необходимых случаях пользовались им. Свободное время учащихся можно предложить дома выполнить проверочные и контрольные задачи. Это поможет им в усвоении методики решения задач и позволит закрепить то теоретического материала, на основе которого составлены условия задачи.

Исчерпывающий характер может иметь только то решение, которое найдены все неизвестные, содержащиеся в условии задачи. Если из ряда неизвестных, которые содержатся в условии задачи, не найдено хотя бы одно, такое решение нельзя считать полным.

Особое значение при решении химических задач имеет упрощение и мотивировке решения, выполнение которого должно соответствовать закрепленно изученного на ряде уроков, а иногда и в рамках курса теоретического материала.

Несомненно, что использование умений и навыков, приобретенных учащимися при решении задач на уроках автоматичен, поэтому эффективность обучения учащихся решению химических задач

Качественные задачи по химии

Среди широко известных типов качественных задач можно выделить следующие:

1. Объяснение перечисленных или наблюдаемых явлений: реакция карбоната кальция с серной кислотой начинается с выделением газа, а затем прекращается? Почему при нагревании сульфата карбоната выделяемое вещество исчезает из пробирки?

2. Характеристика конкретных веществ в явном виде: в какой пробирке может реагировать соляная кислота? С какими из перечисленных веществ будет вступать в реакцию соляная кислота?

3. Распознавание веществ: в какой из пробирок находится оксид щелочь, солей? В какой из пробирок находится оксид азота, оксид азотная?

4. Доказательство качественного состава веществ: как доказать, что в состав хлорида аммония входят ион аммония и ион хлора?

5. Разделение смесей и выделение чистых веществ: как очистить нитрогидрат от примеси оксида углерода (IV)?

6. Получение веществ: получить хлорид цинка всеми возможными способами.

К этому же типу задач относят и цепочки превращений, а также получение веществ, если дан ряд других веществ как исходных. Могут быть задачи на применение прибора, например: указать, какой из приборов можно использовать для собирания аммиака, кислорода, водорода, хлора и т. д. Задачи решают устно, письменно или экспериментально.

Расчетные задачи по химии

При обучении учащихся решению расчетных химических задач следует помнить, что решение задач — это не самоцель, это средство, способствующее более глубокому пониманию и усвоению химических понятий и в первую очередь количественных.

Обычно у учащихся при решении расчетных химических задач возникают затруднения особого порядка, связанные именно со спецификой химической науки.

Прежде всего они вызваны тем, что химические расчеты требуют использования особой физической величины, называемой «количество вещества» и ее единицы — моля. При этом важно учесть, что для понимания этой величины очень мало опорных понятий, что не способствует реализации принципа доступности. Эти абстрактные понятия труднодоступны для учащихся, так как они не имеют аналогии в других, представляющих химии предметах.

Кроме того, для непосредственного измерения определенного количества вещества нет соответствующих приборов. Можно измерить массу, объем, но не количество вещества в молях. Оно определяется опосредованно,

расчетом. Поэтому учащиеся VIII класса, у которых абстрактное мышление еще недостаточно хорошо развито, следует облегчить усвоение этой материала, по возможности привлекая наглядность, хотя и это очень трудно, потому что требует развитого воображения. Понятие «количества вещества» полезно объяснить, исходя из числа структурных частиц N , в объеме V числа Авогадро. Это переводит объяснение в конкретную плоскость.

Вторая причина трудностей в том, что в химии при расчетах приходится оперировать двумя рядами формул – химическими и математическими. Но эти трудности необходимо преодолеть, показывая учащимся, что все без исключения химические расчеты основаны на использовании моля как единицы количества вещества. Ученики должны это твердо запомнить. Конечно, легче объяснить расчет через составление пропорции в граммах для объемах. Эти величины давно знакомы учащимся так же, как и пропорции. Но если учитель пойдет по этому пути, он рискует в дальнейшем никогда не научить учащихся мыслить количественными химическими понятиями. Они не смогут объяснить причины, по которым можно составлять такие пропорции и будут считать использование понятия «моль» искусственным приемом и ненужным.

Подбирать задачи нужно так, чтобы возникли потребности использовать эту единицу. И лишь тогда, когда в сознании учащихся утвердятся, что количественные отношения веществ всегда выражаются в молях, можно учить переходным формулам, показав взаимосвязь между количеством вещества, объема и количества вещества (см. схему 1).

Еще одна трудность заключается в том, что иногда название вещества вступает в противоречие с прежними, прочно утвердившимися понятиями учащихся. Например, величину «молярная масса» учащиеся воспринимают как массу, но размерность ее не грамм (как должно быть у массы), а отношение массы к количеству вещества. Та же ситуация и в названии объема.

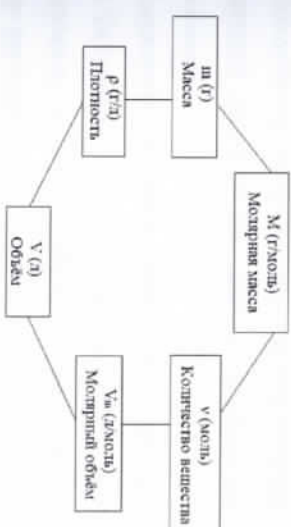


Схема 1. Схема взаимосвязи физических величин

Очень важно правильно объяснить, что такое молярная масса M и что такое молярный объем V_m , показать их размерность и объяснить, как с их помощью осуществляется переход от массы и объема к количеству вещества и обратно. Нужно рассказать о постоянной Авогадро N_A .

Учащиеся должны всеми формулами пользоваться сознательно. Общие формулы всегда абстрактны, выражают обобщенные подходы к решению, а в каждой задаче они конкретизируются. Полезно довести до сведения учащихся схему, отражающую систему количественных понятий, связи между ними и переходные формулы, выражающие связи между этими понятиями.

Для самоконтроля и для лучшего запоминания учителя иногда на первом этапе вывешивают настенную таблицу со схемой и формулами. Учащиеся должны усваивать величины, «работавшие» в формуле, сознательно.

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

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

$$m = V \cdot \rho; V = \frac{m}{\rho}; \rho = \frac{m}{V}.$$

Решение расчетных задач по химии очень тесно связано с физикой и математикой. В курсе физики величина «количество вещества» изучается значительно позднее, чем в химии. Поэтому важно правильно сформулировать понятие о ней, чтобы в дальнейшем у учащихся не возникло противоречий.

Методику решения задач также полезно связать с физикой, сохраняя формулы записи условия и решения. Этого можно добиться, если использовать единый орфографический режим. Кроме того, рекомендуется использовать

физико-математический путь решения, когда все расчеты проводятся только в буквенных выражениях и лишь после этого подставляются численные значения.

Проиллюстрируем форму записи, например, на примере «В лабораторном чистом железе можно получить по реакции его оксида FeO с водородом при повышенной температуре. Составьте уравнение реакции (одно из ее продуктов – вода) и рассчитайте необходимые количества оксида и водорода для получения 1 г железа». Ответ: для получения 1 г железа требуется 0,18 моль водорода и 0,18 моль оксида железа.

<i>Дано:</i> m (Fe) – 1 г M (Fe) – 56 г/моль	<i>Решение</i> $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ 1 моль, 1 моль, 1 моль $v = \frac{m}{M}$
<i>Найти:</i> v(FeO) (моль) v(H ₂) (моль)	$v(\text{Fe}) = v(\text{H}_2); \frac{1 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = v(\text{H}_2)$ $v(\text{Fe}) = v(\text{FeO}); \frac{1 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = v(\text{FeO})$ $v(\text{H}_2) = v(\text{FeO}) = \frac{1}{56} = 0,18 \text{ (моль)}$ Ответ: 0,18 моль.

Набор расчетных задач в школьном курсе химии невелик. Разнообразие обычно расчеты по формулам и расчеты по уравнениям реакций. Выделяют задачи, связанные с растворами.

В некоторых программах оговорено, в каких темах какие типы задач следует вводить, в других право выбора предоставляется учителю. Ниже мы приведем только перечень типов задач, решение которых требует осваивают в школе.

А. Расчеты по формулам:

- Вычисление относительной молекулярной массы вещества
- Вычисление отношения масс атомов элементов в сложном веществе
- Вычисление массовой доли элемента в веществе (в %)
- Вычисление массы определенного количества вещества
- Вычисление масс и объемов газов (при н. у.)
- Вычисление относительной плотности газов.

Б. Расчеты по уравнениям

— Вычисление масс веществ или объемов газов по известному количеству вещества одного из вступающих в реакцию или образующихся в результате ее веществ.

— Вычисление объемных отношений газов по химическим уравнениям.

— Расчет по термохимическим уравнениям количества теплоты по известному количеству и массе одного из участвующих в реакции веществ.

— Расчеты по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ дано в избытке.

— Определение массовой доли выхода продукта от теоретически возможного.

— Вычисление массы продукта реакции по известной массе исходного вещества, содержащего определенную массовую долю примесей.

В. Расчеты на выведение формул веществ

Нахождение молекулярной формулы газообразного вещества на основании его плотности и массовых долей входящих в него элементов (в %).

Г. Расчеты массовой доли вещества в растворе (в %)

Расчеты по определению массовой доли растворенного вещества (в %) в растворе и массы растворенного вещества по известной массовой доле его в растворе.

Обучение учащихся решению расчетных химических задач следует начинать постепенно. Сначала научить подсчитывать относительную молекулярную массу M_r , постепенно переходить к молярной массе M (г/моль), затем к решению задач по химической формуле веществ и затем к расчетам по химическим уравнениям. При этом вначале расчеты не следует усложнять. Начинают их пропускать обязательно в молях, подбирая условия так, чтобы не требовалось перевода в граммы или литры. Впоследствии такой перевод будет казаться вполне естественным. Конечно, содержание задач обязательно должно быть согласовано с изучаемой темой. Нельзя, например, требовать расчета объема газа, если еще неизвестен закон Авогадро и молярный объем. И только после всего этого допустимы всевозможные

усложнения задач и их комбинирование, широко используются для составления олимпиадных и конкурсных задач.

Нередко при решении задач приходится видеть следующие типы учеников, которые считают, что химические расчеты вовсе не нужны. Такие учителя привлекает для обоснования их необходимости по возможности жизненные примеры. Можно задать на дом выполнение какого-нибудь домашнего опыта, связав его с расчетом.

О едином методическом подходе к решению задач по химии

В решении задач должен соблюдаться единый методический подход. Ведущая роль в обучении учащихся решению задач принадлежит учителю. Но нельзя недооценивать и самостоятельности учащихся при решении задач. При переходе от одного этапа к другому следует руководствоваться рекомендациями по формированию умений. Рассмотрим следующие этапы.

Выбирая задачу для учащихся, учитель обязан оценить ее с точки зрения следующих целей.

1. Какие понятия, законы, теории, факты должны быть применены в процессе решения, какие стороны свойств изучаемого вещества и минералов реакции отмечены в процессе решения.

2. Какие приемы решения задачи должны быть сформированы.

3. Какие мыслительные приемы развиваются в процессе решения задачи.

4. Какие дидактические функции выполняют данные задачи.

Если учитель ставит перед собой цель – закрепление теоретических материалов, то метод решения задачи должен быть уже известен учащимся. Если учитель хочет объяснить новый тип задачи по методу решения, то учащиеся должны свободно оперировать учебным материалом. Одновременно обе цели ставить не рекомендуется.

Задачу учитель решает заранее и проверяет ответ, чтобы убедиться, что он правильный.

На уроке в классе учитель актуализирует знания учащихся, которые используются при решении задач. Затем проводится анализ условия задачи. Учитель кратко его записывает с помощью символов и условных обозначений, как уже было показано выше. Далее разрабатывают план решения и по возможности выражают его в общем виде с помощью условных выше формул, соблюдая все правила, которым учащиеся обучены на уроках математики и физики. Только после этого приступают к числовому решению и проверяют ответ.

Если цель решения – изучение нового типа задач, то четко формулируют алгоритм, который учащиеся записывают в тетрадь, и отмечают, какому типу решения он соответствует. В младших классах алгоритм может быть выражен в виде вопросов задачи. После этого к доске можно вызвать хорошего ученика, чтобы он решил аналогичную задачу. Далее учащимся предлагают самостоятельно решить аналогичную задачу.

Задачи различают сложные и трудные. Сложными называют задачи, которые требуют от ученика применения теоретических знаний по разным темам курса химии, умения решать задачи разных типов, объединяя и выбирая для решения конкретной задачи все необходимое. Нередко это задачи обобщающие. Сложность задачи – понятие объективное, индивидуальное большее число элементов знаний и умений, используемых при их решении и определенного перечня мыслительных операций.

Трудные задачи – понятие субъективное. Имеются в виду задачи, требующие творческого подхода, неожиданных умственных действий. Их следует давать для самостоятельного решения только сильным учащимся. В конце такую задачу объяснить не следует. Ее можно использовать в виде индивидуального задания или на внеклассных занятиях. Впрочем, для учеников со слабой обучаемостью трудной задачей может оказаться и объективно сравнительно простая. Учитель обязан это учитывать, оценивая индивидуальный подход, который при решении задач особенно важен. При решении задач развивающая функция обучения проявляется

особенно четко. С их помощью можно добиться повышения уровня мыслительной активности учеников. В настоящее время издается очень большое число сборников задач, что предоставляет учителю широкий выбор.

Алгебраические способы решения химических задач

Алгебраические способы решения задач незаменимы, если задача сложна и ее нельзя решить одной – двумя пропорциями. Именно в этом случае удобно воспользоваться другими методами алгебры, чаще всего линейными уравнениями и неравенствами. Решение задач можно свести к двум этапам: составлению уравнения (системы уравнений) по условию задачи и решению полученного уравнения.

1) Вычисление состава соединений, смесей, выведение формул соединений.

При решении химических задач часто возникает потребность проводить вычисления для нахождения соотношений составных частей в различных объектах. В качестве последних можно рассматривать химические соединения, смеси веществ, сплавы. Задачи этого типа приходится решать не только химикам, но и представителям самых разнообразных профессий – агрономам, врачам, металлургам, геологам и т. д.

В задачах обычно рассматриваются объекты, которые состоят из компонентов. Количественный состав объектов удобно выражать в долях, которые составляют компоненты по отношению к целому объекту. Употребляют массовую, объемную и молярную доли. Массовая доля $\omega(X)$ i -го компонента, входящего в состав объекта, равна отношению массы этого компонента $m(X_i)$ к массе объекта $m(об)$ и выражается в долях единицы или в процентах:

$$\omega(X_i) = \frac{m(X_i)}{m(об)}, \text{ или } \omega(X_i) = \frac{m(X_i)}{m(об)} \cdot 100\%$$

Массу компонента в объекте вычисляют, умножив массу объекта на массовую долю компонента в нем: $m(X_i) = m(об) \cdot \omega(X_i)$

Так, зная химический состав соединений, т. е. их формулы и молярные массы, можно вычислять массовые доли элементов в этих соединениях. И наоборот, зная массовые доли элементов в соединениях, можно находить молекулярную формулу соединения.

Ниже приведены примеры решения отдельных задач. Все они принадлежат к одному типу, поэтому алгоритмы их решения идентичны. В преобладающем большинстве случаев ход решения строится так: обозначаем буквами неизвестные величины и формулируем их физический смысл; словесно формулируем смысл уравнений и неравенств, которые затем записываем с помощью символов; подставляем числовые значения; решаем систему уравнений и неравенств и даем ответ.

Задача № 1. Вывести формулу вещества с молярной массой 123 г/моль, если состав его, выраженный в массовых долях, следующий: углерод 58,5%, водород 4,1%, азот 11,4%, кислород 26,0%.

Решение: Формулу соединения условно можно записать $C_xH_yN_zO_t$.

Искомые величины – числа атомов в молекуле (индексы в данной формуле – x, y, z, t).

Массовые доли химических элементов в данном веществе можно выразить:

$$\omega(C) = \frac{M(C) \cdot x}{M(C_xH_yN_zO_t)}, \quad \omega(N) = \frac{M(N) \cdot z}{M(C_xH_yN_zO_t)}$$

$$\omega(H) = \frac{M(H) \cdot y}{M(C_xH_yN_zO_t)}, \quad \omega(O) = \frac{M(O) \cdot t}{M(C_xH_yN_zO_t)}$$

Составим уравнения, учитывая, что произведение молярной массы соединения на массовую долю данного элемента, входящего в его состав, равно молярной массе элемента, умноженной на его индекс в формуле соединения.

Решим каждое уравнение:

$$M(C_xH_yN_zO_t) \cdot \omega(C) = x \cdot M(C) \quad 123 \cdot 0,585 = 12x, \quad x = 6$$

$$M(C_xH_yN_zO_t) \cdot \omega(H) = y \cdot M(H) \quad 123 \cdot 0,041 = 5y, \quad y = 5$$

$$M(C_xH_yN_zO_t) \cdot \omega(N) = z \cdot M(N) \quad 123 \cdot 0,114 = 14z, \quad z = 1$$

$$M(C_xH_yN_zO_t) \cdot \omega(O) = r \cdot M(O) \quad 123 \cdot 0,26 = 16t, t = 2$$

Ответ: формула соединения $C_8H_5NO_2$ (нитробензол).

Задача № 2. В кристаллогидрате сульфата марганца (II) массовая доля марганца равна 0,268. Определить количество вещества воды, приходящегося на 1 моль кристаллогидрата. Написать формулу соли.

Решение: Рассматриваемым объектом является 1 моль кристаллогидрата сульфата марганца (II). Его формулу условно запишем $MnSO_4 \cdot nH_2O$, где n – исконая величина.

Составим уравнение, учитывая, что массовая доля марганца в кристаллогидрате равна отношению молярных масс марганца и данного кристаллогидрата:

$$\omega(Mn) = \frac{M(Mn)}{M(MnSO_4 \cdot nH_2O)}$$

Подставляя в уравнение вместо символов их числовые значения, получим: $0,268 = \frac{55}{151+18n}$. Решая уравнение, найдём $n = 3$.

Ответ: 1 моль кристаллогидрата сульфата марганца (II) содержит 3 моль воды. Формула соли – $MnSO_4 \cdot 3H_2O$.

Задача № 3. При полном сгорании 3,1 г органического вещества ($M = 93$ г/моль) образовалось 8,8 г оксида углерода (IV), 2,1 г воды и выделилось 0,47 г азота. Написать формулу вещества.

Решение: В общем виде соединение можно представить формулой $C_xH_yN_zO_t$, где x, y, z и t – исконые величины.

Составим уравнения, учитывая следующие:

1) масса углерода в сгоревшем веществе и в образовавшемся оксиде углерода (IV) равны:

$$m(C_xH_yN_zO_t) \cdot \frac{M(C) \cdot x}{M(C_xH_yN_zO_t)} = m(CO_2) \cdot \frac{M(C)}{M(CO_2)}$$

$$\text{или } 3,1 \cdot \frac{12x}{93} = 8,8 \cdot \frac{12}{44}, \text{ откуда } x = 6;$$

2) массы водорода в сгоревшем веществе и в образовавшемся воде равны:

$$m(C_xH_yN_zO_t) \cdot \frac{M(H) \cdot y}{M(C_xH_yN_zO_t)} = m(H_2O) \cdot \frac{2M(H)}{M(H_2O)}$$

$$\text{или } 3,1 \cdot \frac{y}{93} = 2,1 \cdot \frac{2}{18}, \text{ откуда } y = 7;$$

2) масса азота в 3,1 г соединения равна 0,47 г:

$$m(C_xH_yN_zO_t) \cdot \frac{M(N) \cdot z}{M(C_xH_yN_zO_t)} = 0,47, \text{ откуда } z = 1;$$

3) молярная масса соединения равна сумме молярных масс каждого элемента, умноженных на соответствующие индексы в формуле:

$$M(C_xH_yN_zO_t) = x \cdot M(C) + y \cdot M(H) + z \cdot M(N) + t \cdot M(O), \text{ или}$$

$$93 = 6 \cdot 12 + 7 \cdot 1 + 1 \cdot 14 + t \cdot 16, \text{ откуда } t = 0.$$

Ответ: формула соединения C_6H_7N (анилин).

Задача № 4. Массовая доля серебра в соли предельной одноосновной органической кислоты составляет 70,59%. Написать молекулярную формулу этой кислоты, если известно, что она состоит из углерода, водорода и кислорода.

Решение: Запишем химические формулы кислот и её соли в условном виде: $C_xH_yO_z$ и $AgC_xH_{y-1}O_z$. Индексы x, y и z – исконые величины.

Выразив молярную массу соли серебра через молярные массы составляющих её атомов, получим:

$$M(AgC_xH_{y-1}O_z) = x \cdot M(C) + (y-1) \cdot M(H) + z \cdot M(O) + M(Ag) = 12x + y - 1 + 16z +$$

108

Составим уравнение, учитывая, что произведение молярной массы соли на массовую долю в ней серебра равно молярной массе серебра:

$$M(AgC_xH_{y-1}O_z) \cdot \omega(Ag) = M(Ag)$$

$$(107 + 12x + y + 16z) \cdot 0,7059 = 108, \text{ откуда } 12x + y + 16z = 46.$$

По условию задачи одноосновная предельная органическая кислота имеет общую формулу $C_nH_{2n}O_2$, или $C_xH_{2x}O_2$. Отсюда $y = 2x, z = 2$.

Исконые числа x и y одновременно удовлетворяют двум уравнениям:

$$12x + y + 16z = 46$$

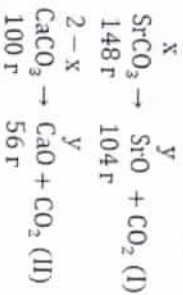
$$2x = y$$

Решая систему уравнений, получим $x = 1, y = 2$. Следовательно, формулы кислот – H_2CO_3 , или $HCOOH$.

Ответ: Формула кислоты – $HCOOH$.

Задача № 5. После полного термического разложения 2,0 г смеси карбонатов кальция и стронция получили 1,23 г смеси оксидов этих металлов. Оксид углерода (IV) улетучился. Вычислить массу карбоната стронция в исходной смеси.

Решение: Запишем уравнение реакции:



Некую величину – массу карбоната стронция в смеси обозначим через x ; $m(SrCO_3) = x$. Тогда масса карбоната кальция будет равна $m(CaCO_3) = 2 - x$, а масса выделившегося оксида углерода (IV) составит $m(CO_2) = (2 - 1,23) \text{ г} = 0,77 \text{ г}$.

Составим уравнение, учитывая, что масса углерода в исходной смеси карбонатов металлов равна массе углерода в выделившемся оксиде углерода (IV):

$$m(CaCO_3) \cdot \frac{M(C)}{M(CaCO_3)} + m(SrCO_3) \cdot \frac{M(C)}{M(SrCO_3)} = m(CO_2) \cdot \frac{M(C)}{M(CO_2)}$$

Подставляя числовые значения, получим:

$$(2-x) \cdot \frac{12}{100} + x \cdot \frac{12}{148} = 0,77 \cdot \frac{12}{44}, \quad \text{откуда } x = 0,75.$$

Ответ: масса карбоната стронция равна 0,75 г.

Задача № 6. Рассчитать массовые доли компонентов смеси, состоящей из гидрата карбоната аммония, карбоната калия и гидрофосфата аммония, если известно, что из 38,4 г этой смеси получили 8,8 г углекислого газа и 6,8 г аммиака.

Решение:

$$M((NH_4)_2CO_3 \cdot H_2O) = 114 \text{ г/моль}$$

$$M(K_2CO_3) = 138 \text{ г/моль}$$

$$M((NH_4)_2HPO_4) = 132 \text{ г/моль}$$

Пусть в смеси x моль $(NH_4)_2CO_3 \cdot H_2O$, y моль K_2CO_3 и z моль $(NH_4)_2HPO_4$ тогда $114x + 138y + 132z = 38,4$

Из x моль гидрата карбоната аммония можно получить $2x$ моль аммиака и x моль углекислого газа:



Аналогично,



$$n(CO_2) = 8,8/44 = 0,2 \text{ моль}; \quad x + y = 0,2$$

$$n(NH_3) = 6,8/17 = 0,4 \text{ моль}; \quad 2x + 2z = 0,4$$

Решая систему уравнений

$$114x + 138y + 132z = 38,4$$

$$x + y = 0,2$$

$$2x + 2z = 0,4$$

находим $x = y = z = 0,1$ моль

$$\omega((NH_4)_2CO_3 \cdot H_2O) = 114 \cdot 0,1/38,4 = 0,297$$

$$\omega(K_2CO_3) = 138 \cdot 0,1/38,4 = 0,359$$

$$\omega((NH_4)_2HPO_4) = 132 \cdot 0,1/38,4 = 0,344$$

Ответ: $\omega((NH_4)_2CO_3 \cdot H_2O) = 29,7 \%$, $\omega(K_2CO_3) = 35,9 \%$, $\omega((NH_4)_2HPO_4) = 34,4 \%$.

2) Задачи на газовые законы. Определение количественных отношений в газах.

Расчёты масс, количества веществ и объёмов газов обычно проводят с помощью алгебраических уравнений, как правило, на основе закона Авогадро. Рассмотрим некоторые особенности составления таких уравнений.

Иногда в задачах требуется произвести вычисления с газами, при смешении которых не происходит химического взаимодействия, а образуется смесь исходных газов. В таких случаях при составлении алгебраических уравнений учитывают, что масса газовой смеси равна сумме масс газов смеси. В уравнении массу каждого газа, а также смеси представляют как произведение количества вещества газа на его молярную массу: $m = n \cdot M$. В отдельных задачах при составлении уравнений принимают во внимание, что количество вещества в газовой смеси равно сумме количества веществ газов, которые были смешаны.

Если в условии задачи задана относительная плотность D некоторого газа, имеющего молярную массу $M(x)$, по отношению к газу, имеющего молярную массу $M(a)$, то можно использовать следующую зависимость между этими величинами: $D = M(x) / M(a)$ – выражать молярную массу $M(x)$ в виде произведения $D \cdot M(a)$.

Во многих задачах рассматриваются газы, которые при смешении реагируют между собой, образуя газообразные продукты реакции. В таких случаях при составлении алгебраических уравнений учитывают, что объёмы участвующих в реакции газов относятся как коэффициенты перед формулами соединений в уравнении химической реакции. Причём объёмы газов должны быть взяты при одинаковой температуре и давлении. В алгебраических уравнениях отношение объёмов реагирующих газов иногда удобно заменять отношением количества веществ газов.

В процессе решения задач, касающихся газов, иногда полезно использовать информацию, которую можно представить в виде неравенств. Последние иногда непосредственно следуют из условия задачи. Однако в ряде случаев их можно составлять на основе известных свойств газов. Например, для любого газа относительная плотность по водороду больше единицы; средняя молярная масса газа, состоящего из молекул различных соединений, находится в пределах значений молярных масс этих соединений и т. п.

Иногда в условиях задач объём газа даётся не при нормальных, а при каких-то других условиях. В этом случае, как обычно говорят, нужно привести объём к нормальным условиям. Для этого проще всего воспользоваться объединённым газовым законом, который математически выражается так:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}$$

Где V_0 – объём газа при н.у., т.е. при нормальной температуре $T_0 = 273 \text{ К}$ и при нормальном давлении $P_0 = 101325 \text{ Па}$; V – объём газа при данной температуре T и данном давлении P .

Значение молярной массы газа, а также число молей газа можно найти при использовании уравнения Клапейрона - Менделеева:

$$PV = \frac{mRT}{M} = nRT,$$

где P – давление газа, V – объём системы, m – масса газа, T – абсолютная температура, R – универсальная газовая постоянная: $R = 8,31 \text{ Дж / (моль} \cdot \text{К)}$.

При расчётах газовых реакций нет необходимости определять число молей веществ, а достаточно пользоваться их объёмами. Из закона Авогадро и основного закона стехиометрии вытекает следующее соотношение объёмов газов, вступающих в реакцию, равно отношению коэффициентов в уравнении реакции. Это утверждение называется законом объёмных отношений Гей-Люссака.

Задача № 1. Какой объём (н.у.) озонированного кислорода с молярной долей озона 24 % требуется для сжигания 11,2 л водорода.

Решение: Реакция горения водорода отвечает уравнению:



Искомая величина V (смеси) – объём озонированного кислорода, необходимый для сжигания 11,2 л водорода. Составим уравнения, учитывая, что количество вещества водорода равно сумме удвоенного количества кислорода и утроенного количества вещества озона.

$n(\text{H}_2) = 2n(\text{O}_2) + 3n(\text{O}_3)$,

$$\frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = 2 \frac{V(\text{O}_2)}{V_m} + 3 \frac{V(\text{O}_3)}{V_m},$$

$$\frac{11,2}{22,4} = 2 \frac{(1-0,24) \cdot V_{\text{смеси}}}{22,4} + 3 \frac{0,24 \cdot V_{\text{смеси}}}{22,4},$$

Откуда $V(\text{смеси}) = 5$ л.

Ответ: 5 л озонированного кислорода.

Задача № 2. К 30 л смеси, состоящей из этана и аммиака добавили 10 л хлороводорода, после чего плотность паров газовой смеси по воздуху стало равной 0,945. Вычислить объёмные доли газов в исходной смеси.

Решение: При добавлении хлороводорода происходит реакция



с образованием твёрдого NH_4Cl .

Конечная газовая смесь имеет среднюю молярную массу $M_{\text{гр}} = 0,945 \cdot 29 = 27,4$ г/моль и состоит из этана ($M = 30$ г/моль) и аммиака ($M = 17$ г/моль). Это означает, что аммиак в реакции – в избытке. Если бы в избытке был хлороводород, то в конечной смеси вместо аммиака был хлороводород, и средняя молярная масса была бы больше 30 г/моль.

Пусть в исходной смеси было x л аммиака и y л этана, тогда в конечной смеси содержится $(x - 10)$ л аммиака и y л этана. Значения объёма исходной смеси и молярной массы конечной смеси дают систему двух уравнений для x и y :

$$x + y = 30$$

$$\frac{17 \cdot (x - 10) + 30y}{(x - 10) + y} = 27,4$$

откуда следует $x = 14$ л, $y = 16$ л.

$$\varphi(\text{NH}_3) = 14/30 = 0,47, \varphi(\text{C}_2\text{H}_6) = 16/30 = 0,53.$$

Ответ: 47 % NH_3 , 53 % C_2H_6 .

Задача № 3. Смесь паров пропина и изомерных монохлоралкенов при 145 °С и давлении 96,5 кПа занимает объём 18 л и при сжигании в избытке кислорода образует 18 г воды. Вывести формулы монохлоралкенов.

Вычислить объём 1,7 % раствора нитрата серебра (плотность 1,01 г/мл), который может прореагировать с продуктами сжигания исходной смеси, если известно, что её плотность по воздуху 1,757.

Решение: Общая формула монохлоралкенов – $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{Cl}$.

Сторанне компонентов смеси происходит по уравнениям:



Пусть в смеси было x моль C_2H_2 ($M = 40$) моль, y моль $\text{C}_n\text{H}_{2n-1}\text{Cl}$ ($M = 14n + 34$). Общее количество вещества в газовой смеси: $n = PV/RT = 96,5 \cdot 18/8,31 \cdot 418 = 0,5$ моль. Средняя молярная масса смеси равна $M = 29 \cdot D_{\text{возд}} = 50,95$ г/моль.

Отсюда масса 0,5 моль смеси составляет $m = 50,95 \cdot 0,5 = 25,5$.

Методические требования к решению химических 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.

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.

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.

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.

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) учащиеся 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.

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 задачиков в кабинете химии; используя предварительную запись текста на переносной или закрывающейся части доски. С этой целью проводят запись условия задачи, четко выделяя данные и искомые величины. Недолгостимой 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.

Для развития творческой активности учащихся, осознанного подхода к процессу решения задачи необходимо формировать умение постоянно учиться в процессе работы с задачами.

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

ГЛАВА 2. ХИМИЧЕСКИЕ ЗАДАЧИ И ИХ ТИПЫ

На сегодняшний день не существует единого подхода к классификации химических задач. Окончательно разработанной классификации школьных химических задач нет. В учебных пособиях по методике химии, специальных методических пособиях по решению задач и в статьях приводятся различные варианты классификации задач. Общепризнанной является классификация химических задач на качественные и количественные, которые решаются устным, письменным и экспериментальным способом.

Химические расчетные задачи можно условно разделить на три группы:

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

Решение расчетных задач по уравнению реакции

С расчетными задачами учащиеся начинают сталкиваться в самом начале изучения химии в школьном курсе, а именно в 8 классе. Причем, знания, полученные ими в 8 классе по данной теме, являются базовыми, которые в дальнейшем будут развиваться и совершенствоваться. С расчетными задачами по химии учащиеся встретятся и на олимпиадных различного уровня, и при сдаче экзаменов в форме тест.

Одним из важных способов овладения способом решения расчетных задач в 8 классе является алгоритмический метод, который базируется на выстраивании логической цепочки действий.

В 8 классе с расчетными задачами учащиеся сталкиваются 3 раза:

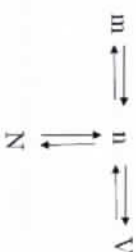
1. При ознакомлении с базовыми химическими понятиями «количество вещества», «масса вещества», «молярная масса», «объем», «молярный объем», «число Авогадро». Здесь важно умения правильно пользоваться

химическими формулами и переходить от одной физической величины к другой.

2. При изучении темы «массовая и объемная доли веществ».
3. При решении расчетных задач по уравнению реакции.

Рассмотрим алгоритмы решения каждой из данного типа задач.

1. Ознакомление с базовыми химическими понятиями. После изучения тем «количество вещества» и «молярный объем» представляется важным обобщить изученные формулы и показать между ними взаимосвязь, указывая на ключевую роль понятия «количество вещества», связывающего остальные величины. Тогда должна получиться следующая взаимосвязь:



Над каждым переходом учащиеся могут самостоятельно записать формулы, благодаря которым можно осуществить данный переход. Тогда, при решении задач учащиеся остаются только правильно научиться пользоваться данной схемой. Например, задача: вычислите объем и число молекул 16 г газообразного кислорода при н.у. Алгоритм решения следующий: 1. Учащийся по схеме определяет исходные данные (это масса вещества); 2. Также по схеме определяет траекторию своих вычислений и выписывает необходимые формулы (нужно сначала найти количество вещества, а затем объем и число молекул); 3. Выполняет нужные вычисления и записывает ответ. Следует сразу оговориться, что предложенный алгоритм не является единственным правильным способом решения задач данного типа, но он помогает учащимся увидеть логическую связь между базовыми химическими понятиями. Возможен выход за рамки предложенного алгоритма: во-первых, учащиеся, хорошо усвоившие данную тему, могут выполнять расчет в одно действие, например, с вышеуказанной задачей $V = m/M \cdot V_m$. Во-вторых, возможно усложнить задание через либо,

использование разных единиц измерений (кмоль, мл, м³ и т.п.), либо через нахождение данных, не отображенных в данной схеме, например, для вышле указанной задачи, можно найти не число молекул кислорода, а число атомов или электронов (тогда для нахождения числа атомов нужно полученное число молекул умножить на два, т.к. в молекуле кислорода 2 атома, а для нахождения числа электронов полученное число атомов умножить на 8, т.к. в одном атоме кислорода содержится 8 электронов).

Ниже приводится подборка карточек для отработки решения данной темы учащимися, которые учителя химии могут использовать в своей работе.

Карточка №1.

1. Определите количество вещества оксида меди (II) CuO массой 320 г.
2. Вычислите массу, которую составляет 0,3 моль угарного газа CO.
3. Сколько молекул содержится в 4,5 г воды.
4. Какой объем имеет а) 0,1 моль азота N₂; б) 11 г углекислого газа CO₂.
5. Определите массу и число молекул в порции водорода H₂ объемом 1,12 л (при н.у.).
6. Ученик на одну чашу весов положил 6,4 г меди. Сколько моль оксида железа (III) Fe₂O₃ он должен положить на другую чашу весов, чтобы весы были в равновесии.

Карточка №2.

1. Определите массу: а) 0,8 моль белого фосфора (P₄); б) 0,2 кмоль сульфата меди (II) CuSO₄ в) 15 ммоль пищевой соды NaHCO₃
2. Определите количество вещества: а) 28,4 кг хлора; б) 12,6 мг азотной кислоты HNO₃; в) 4 г метана CH₄.
3. Определите число молекул, атомов и электронов, содержащихся в: а) 10,5 кг азота; б) 2,6 г хрома.
4. Определите количество вещества при н.у. 1,68 л азота; б) 8,96 м³ хлора
5. Определите объем при н.у.: а) 2 ммоль кислорода; б) Смеси, состоящей из 0,15 моль кислорода и 0,35 моль метана CH₄.

6. Определите объем при н.у.: а) 0,4 г оксида серы (VI); б) 1,505·10²² молекул водорода.

Карточка №3. Обобщение по теме.

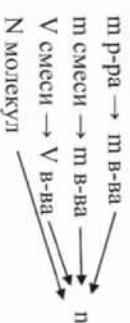
1. Определите массу азотной кислоты (HNO₃), содержащей столько же молекул, сколько атомов содержится в 22 г углекислого газа (CO₂).
2. Какой объем при н.у. будет занимать: а) 0, 22 моль аммиака (NH₃); б) 9·10²² молекул бромоводорода.
3. Заполнить таблицу:

Вещество	Молярная масса	Количество вещества	Масса	Число молекул	Число атомов	Число электронов
NO		0,15 моль				
Na ₂ PO ₄			41г			
Va(OH) ₂				6,01·10 ²¹		
Fe ₃ O ₄					5·10 ²²	
H ₂ S						12·10 ²⁴

Условно, решение задач через уравнение реакции можно разбить на три блока: 1) Работа с исходными данными с целью нахождения количества вещества; 2) Анализ уравнения реакции с целью нахождения количества вещества искомого вещества; 3) На основе найденного количества вещества нахождение нужной физической величины (массы вещества, объема, массы раствора и т.п.).

Разберем каждый этап более подробно.

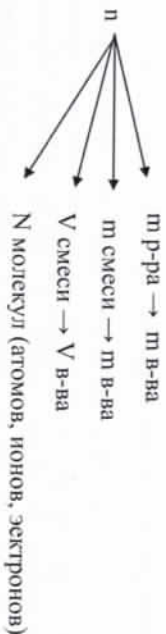
На этапе анализа исходных данных возможно выстраивание следующих логических цепочек: а) масса раствора → масса чистого вещества → количество вещества б) объем смеси → объем чистого вещества → количество вещества; в) масса смеси → масса чистого вещества → количество вещества; г) число молекул → количество вещества. Все эти цепочки можно объединить в одну:



Над каждым переходом целесообразно записать формулы. Таким образом, действуя учащегося на данном этапе сводятся к двум логическим операциям: определения своего положения по данной схеме (согласно данным задачи) и выполнение необходимых расчетов для нахождения количества вещества.

На втором этапе учащиеся анализируют уравнение химической реакции (которое целесообразно составить в самом начале решения задачи, чтобы правильно представлять химический процесс). Здесь возможно два варианта перехода на количество вещества некоего вещества: либо через решение и составление пропорции, например, дана реакция $2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$, известно количество вещества алюминия (пусть оно равно 0,5 моль), а требуется найти количество вещества серы, тогда пропорция примет вид: $0,5/2 = x/3$, где x – количество вещества серы. Решая которое получаем, что $x = 0,75$ моль. Другой способ нахождения количества вещества основан на работе с коэффициентами (что, в принципе, тоже является формой решения пропорции).

Последний этап является зеркальным отображением первого этапа. Здесь легкость учащегося также сводится к двум логическим операциям: определить некую величину, подобрать формулы и выполнить математический расчет. Схема последнего этапа:



Решения подобных задач в настоящее время входят в число заданных экзамена по химии в 9 классе в форме ОГЭ. Ниже представлен вариант алгоритма решения подобных задач и подборка карточек для отработки данной темы.

Алгоритм решения расчетных задач на нахождение массы выпавшего осадка по уравнению реакции:

1. Составить уравнение реакции, уравнять его.
2. По таблице растворимости определить в правой части реакции осадок, обозначить его ↓.

3. Рассчитать массу вещества в растворе по формуле:

$$m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega.$$

4. Рассчитать количество вещества по формуле:

$$n = m/M.$$

5. По уравнению реакции определить количество вещества того вещества, которое выпало в осадок.

6. Рассчитать массу осадка по формуле:

$$m = M \cdot n.$$

Пример. К 80 г раствора с массовой долей гидроксида натрия 5% добавили избыток раствора сульфата меди (II). Определите массу выпавшего осадка.

Решение: 1. Составляем уравнение реакции:



2. По таблице растворимости определяем, что в осадок выпадает гидроксид меди(II), тогда уравнение реакции принимает вид:



3. Рассчитаем массу NaOH по формуле $m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) \cdot \omega$:

$$m(NaOH) = 80 \cdot 0,05 = 4 \text{ г.}$$

4. Рассчитаем количество вещества NaOH по формуле $n = M \cdot n$:

$$n(NaOH) = 4 \text{ г} / 40 \text{ г/моль} = 0,1 \text{ моль.}$$

5. По уравнению реакции определяем (по коэффициентам перед веществами), что $n(Cu(OH)_2) = 1/2 n(NaOH) \rightarrow n(Cu(OH)_2) = 0,05 \text{ моль.}$

6. Рассчитаем массу $Cu(OH)_2$ (осадок) по формуле $m = M \cdot n$:

$$m(Cu(OH)_2) = 98 \text{ г/моль} \cdot 0,05 \text{ моль} = 4,9 \text{ г.}$$

Ответ: 4,9 г.

Карточка

1. Определите объем водорода, выделившийся при взаимодействии 2,4 г магния с избытком серной кислоты.

2. Определите массу алюминия, который может прореагировать с раствором соляной кислоты массой 182,5 г и массовой долей кислоты 2,5%.

3. Определите объем водорода, который может выделиться при взаимодействии технического цинка массой 14 г, массовая доля примесей в котором составляет 2%.

4. Какая масса раствора азотной кислоты с массовой долей 15% потребуется для полного растворения технического гидроксид кальция массой 8 г, массовая доля примесей в котором составляет 15%.

5. Вычислите массу соли, образующейся при взаимодействии раствора серной кислоты массой 49 г (массовая доля кислоты составляет 40%).

Задачи, разобранные выше, являются типовыми. Но возможны и другие варианты расчетных задач, умение решать которые учащимися свидетельствует о более глубоком погружении в учебный материал. Такие задачи можно встретить на олимпиадах по химии различного уровня, а также некоторые элементы таких задач встречаются в старших классах и входят в состав экзаменационных работ по химии в форме ЕГЭ. Их решение также можно осуществлять алгоритмическим способом, используя логическую цепочку. Среди них можно выделить следующие:

Задачи и использованием понятия «Выход продукта реакции». При решении таких задач возможно 3 варианта:

1. Требуется найти массу/объем вещества, учитывая выход продукта реакции. В таком случае алгоритм решения задачи не отличается от типового, а в конце решения задачи найденную теоретическую массу/объем вещества умножается на выход продукта реакции, переведенный в доли от единицы. Например, определите массу оксида углерода (IV), которая может быть получена из 5 моль углерода, если выход продукта реакции составляет 98% от теоретически возможного. Решение выполняется по разобранному выше

алгоритму, находим, что теоретическая масса CO_2 равна 220 г. Затем пользуемся формулой: $m_{\text{пр}} = m \cdot \eta$. Тогда получаем: $m_{\text{пр}} = 220 \cdot 0,98 = 215,6 \text{ г}$.

2. Требуется найти выход продукта реакции по известной практической массе/объему (здесь важно обращать внимание учащихся на то, что о практической массе/объеме идет речь тогда, когда звучит словосочетание «было получено»). В таком случае, решение задачи ничем не отличается от типового, а в конце решения используется и практическая и теоретическая массы:

$$\eta = \frac{m_{\text{пр}}}{m_{\text{т}}} \cdot 100\%$$

Например, при растворении 32 г оксида магния в избытке соляной кислоты **было получено** 66,5 г хлорида магния. Определите выход продукта реакции от теоретически возможного. Обращаем внимание на то, что дана практическая масса хлорида магния, а требуется найти теоретическую по уже рассмотренному алгоритму. Выполним расчет, определим, что теоретическая масса хлорида магния составляет 76 г. Тогда находим выход продукта реакции: $\eta = 66,5 / 76 \cdot 100\% = 87,5\%$.

3. Наиболее сложный для учащихся вариант данных задач, когда даны практическая масса/объем одного из продуктов реакции и выход продукта, а требуется найти массу/объем исходного вещества. В таком случае, в начале решения задачи найдется теоретическая масса/объем вещества, а затем выполняются действия согласно алгоритму. Например, при взаимодействии водорода с азотом **получили** аммиак объемом 2,44 л при выходе 80%. Какой объем азота вступил при этом в реакцию? В начале находим объем аммиака теоретический по формуле: $V = V_{\text{пр}} / \eta = 3,05 \text{ л}$. Далее согласно рассмотренному алгоритму находим объем азота: $V = 1,525 \text{ л}$.

Задачи на «избыток/недостаток». Решение подобных задач условно можно разделить на две группы. К первой группе можно отнести задачи, в которых избыток или недостаток одного из веществ не влияет на продукт реакции. В таком случае в алгоритме решения подобных задач прибавляется

логическая операция по нахождению вещества, которое находится в избытке и дальнейшее решение задачи по веществу, взятое в недостатке.

Например, какой объем углекислого газа получится при действии 25 г 10% раствора азотной кислоты на 12 г 3% раствора карбоната натрия.

Алгоритм решения данной задачи следующий:

1. Находим массу и количество вещества для азотной кислоты и карбоната натрия. В ходе вычислений получаем, что $n(\text{HNO}_3)=0,040$ моль, $n(\text{Na}_2\text{CO}_3)=0,003$ моль.
2. По уравнению реакции смотрим, что азотная кислота реагирует с карбонатом натрия в отношении 2:1, откуда следует, что кислота взята в избытке (если разделить 0,040 на 0,003, то получим отношение 13:1).
3. Продолжаем расчет по карбонату натрия и находим объем углекислого газа $V(\text{CO}_2)=0,00672$ л.

К второй группе задач можно отнести те, в которых избыток или недостаток одного из реагирующих веществ влияет на продукт реакции. В таком случае, по отношению к стандартному алгоритму, составление химического уравнения смещается и выполняется после нахождения количества вещества реагирующих веществ.

Например, вычислите массу соли, образующейся при взаимодействии 4,48 л углекислого газа с 40 г 20%-го раствора гидроксида натрия.

Алгоритм будет следующий:

1. Находим количество вещества углекислого газа и гидроксида натрия: $n(\text{CO}_2)=0,2$ моль, $n(\text{NaOH})=0,2$ моль.
2. Углекислый газ и гидроксид натрия могут реагировать по двум направлениям: $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH}=\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$, либо $\text{CO}_2 + \text{NaOH}=\text{NaHCO}_3$. Т.к. гидроксид натрия и углекислый газ находится в соотношении 1:1, то справедливо будет второе уравнение реакции.
3. Находим массу кислой соли.

Алгебраический способ решения задач

Сущность алгебраического способа заключается в следующем: одну или несколько величин, необходимых для решения задачи, выбирают как неизвестные, т.е. для них вводят обозначения x , y и другие. Через эти величины выражают исходные данные задачи, тем самым составляют одно или несколько алгебраических уравнений. Решая эти уравнения, находят неизвестные величины n , тем самым, приходят к решению задачи.

Выбор неизвестной величины определяется двумя условиями: а) желательно, чтобы выбираемая величина была как можно ближе к ответу задачи; б) желательно, чтобы эта величина приводила к наиболее простым алгебраическим выражениям. Если задача связана с расчетом по уравнениям реакции, такой оптимальной величиной обычно оказывается **количество вещества**. Тогда алгоритм можно конкретизировать:

1. Если прямой алгоритм решения задачи невозможен, обозначаем количество вещества одного или нескольких участников реакции как неизвестные величины x , y и т.д..
 2. Проводим расчет по уравнениям и формулам, т.е. выражаем через неизвестные x и y количества вещества других участников реакции.
 3. Выражаем через введенные неизвестные и рассчитанные выражения исходные данные задачи, тем самым составляем алгебраическое уравнение или систему уравнений.
 4. Решаем алгебраическое уравнение, или систему уравнений, находим неизвестные (количество вещества).
 5. От найденных количеств вещества переходим к конечным, величинам (X , Y , Z , ...), которые требуется найти по вопросу задачи.
- Алгебраический алгоритм является наиболее общим алгоритмом решения расчетных задач, в принципе он применим к любой задаче. В решении задач на определение неизвестного вещества в качестве неизвестной величины бывает удобно выбрать молярную массу вещества, относительно

атомную массу элемента, или число атомов углерода в молекуле. Но не всегда алгебраический способ - это самый простой способ решения. В отдельных случаях, можно найти прием, позволяющие найти решить задачу и без составления алгебраических уравнений.

Пример задачи. Рассчитайте массу оксида серы(IV) растворенного в 120 мл 4%-ной серной кислоты (плотность=1,025 г/мл), если массовая доля серной кислоты увеличилась втрое.

Решение: 1. Составляем уравнение химической реакции



2. Находим массу исходного раствора: $m_{\text{р-ра}} = 120 \text{ мл} \cdot 1,025 \text{ г/мл} = 123 \text{ г}$.

3. Находим массу серной кислоты в исходном растворе: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 123 \cdot 0,04 = 4,92 \text{ г}$.

4. Обозначим за x количество вещества оксида серы (IV), необходимого для добавления к исходному раствору серной кислоты тогда, согласно уравнению реакции, $n(\text{H}_2\text{SO}_4) = x$, а $m_2(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98x$ (это масса, необходимая к добавлению для увеличения массой доли).

5. Так как по условию задачи массовая доля серной кислоты ω_2 должна увеличиться в 3 раза, то она должна быть равно 12%, следовательно: $\omega_2 = m_1 + m_2 / m \text{ р-ра} + m_2$, и подставляя, получаем: $0,12 = 4,92 + 98x / 123 + 98x$, решая которое, получаем $x = 0,114$, $n(\text{SO}_3) = 0,114 \text{ моль}$, тогда $m(\text{SO}_3) = 9,12 \text{ г}$.

Задачи для самостоятельного решения

1. 400 мл 24,5%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,25$) разбавили водой до 250 л. Найти рН. (2)
2. Медь растворили в 400 г 18%-ного раствора азотной кислоты. При этом массовая доля азотной кислоты снизилась до 11,5%. Найти массу нитрата меди. (28,2)
3. В 20 мг кристаллогидрата карбоната натрия содержится $0,77 \cdot 10^{21}$ атомов водорода. Найти формулу кристаллогидрата. (8)

4. Найти порядок возрастания концентрации катиона в растворе, если для его приготовления взяли по 1 моль оксида натрия (1), оксида калия (2), оксида кальция (3), оксида магния (4) и растворили в 1000 г воды (4,3,1,2)

5. 26,88 л метана при горении образовал смесь газов, которую пропустили через активированный уголь и образовалось 0,999 г вещества В. Если выход первой реакции в два раза меньше, чем выход второй, найти выход второй реакции (17,9% - первая 35,8%)

6. 1 моль пропана бромировали, полученную кислоту нейтрилизовали 1600 мл ($\rho = 1,25$) 6%-ным раствором NaOH. сколько атомов водорода в составе углеводорода не участвовало в реакции? 5 или 30,1·10²³

7. К смеси карболовой кислоты и этанола добавили натрия. При этом выделилось 10,08 л водорода. На нейтрилизацию этой же смеси потребовалось 89,6 мл 20%-го раствора ($\rho = 1,25$) гидроксида калия. Определить число моль смеси (или граммы). (0,9 моль или 60,6 г)

8. 101 г смеси гидросульфата натрия и карбоната кальция обработали соляной кислотой. Смесь газов, имеющая плотность 2,1875 г/л, обесцветила 2 кг бромной воды. Найти число молей соляной кислоты и массовую долю брома. (1,75 моль и 2%)

9. К 1,6 моль смеси фосфорной и угольной кислот добавили 1050 мл 20%-ного раствора ($\rho = 1,2$) гидроксида калия. Для нейтрилизации избытка раствора гидроксида калия израсходовали 92,9 мл 25%-ного раствора ($\rho = 1,1$) соляной кислоты. Найти массу исходной смеси. (120,8)

10. Сколько литров SO₂ необходимо впитать в 600 г 86,5%-ного раствора серной кислоты для получения 20%-го олеума? (168)

Экспериментальные задачи

Экспериментальная химическая задача - это модель проблемной ситуации, решение которой, в отличие от расчетной задачи, требует от учащегося не только мыслительных, но и практических действий на основе знания законов, теорий и методов химии, направленная на закрепление,

расширение знаний и развитие химического мышления. Решение экспериментальной задачи предполагает не только наличие у учащихся определенных теоретических знаний, но и владение ими соответствующими навыками химического эксперимента. В ходе решения таких задач ученик продолжает расширять и углублять свои знания по химии, а также совершенствует специальные умения в проведении химических опытов, приучая учащихся применять свои знания на практике.

Особая роль экспериментальных задач в том, что они формируют навыки самостоятельной работы учащихся, приучают их к аккуратности, совершенствуются внимание, наблюдательность.

Экспериментальные задачи – мощное средство развития мышления учащихся, они убеждаются в том, что за абстрактными формулами стоят реальные вещества с определенными свойствами, что эти свойства можно познать, изучить и применить на практике. Перед проведением эксперимента ученики должны предварительно наметить ход работы, продумать перечень химических реактивов, посуды и оборудования, необходимых для решения задачи. Наблюдая за ходом опыта, ученики подвергают анализу увиденное, учатся высказывать суждения.

Экспериментальные задачи в большой степени решают задачи школьного курса, связанные с политехнической подготовкой учащихся.

Как и расчетные задачи, экспериментальные задачи могут применяться не только во время практических работ, но и на всех этапах обучения химии, включая объяснение, закрепление, обобщение, повторение, текущий и итоговый контроль знаний. Как правило, эксперимент включается в задания практических туров многих школьных олимпиад. Важной составляющей химических кружков, элективных курсов, индивидуальной исследовательской работы учащихся являются экспериментальные задачи.

Классификация экспериментальных задач

В зависимости от содержания и хода практического решения экспериментальные задачи можно разделить на отдельные типы и варианты.

1. Получение и свойства веществ. Объектом изучения химии являются вещества. Поэтому их получение в чистом виде – одна из основных задач химического эксперимента. В зависимости от способа получения вещества этот тип экспериментальных задач можно подразделить на варианты:

- а) получение веществ химическим путем;
- б) получение веществ выделением их из смесей.

Каждый из этих вариантов также может иметь несколько версий, например, получение чистого вещества из загрязненной песком поваренной соли предполагает применение лишь физических методов. Однако для очистки хлорида натрия от примесей хлорида бария потребуются проведение химической реакции (осаждение хлорида бария сульфатом натрия). Важное значение имеет формирование у учащихся умений описывать свойства веществ, определять их сходство и различие.

2. Приготовление растворов. Практическое решение этого типа задач требует от учащихся не только знание теоретического материала о способах выражения состава растворов и умения проведения нужных расчетов, но также определенных навыков работы с реактивами, весами, ареометрами, посудой и т.д. В зависимости вида раствора, который необходимо приготовить, данный тип задач имеет множество различных вариантов.

3. Распознавание и идентификация веществ, ионов, функциональных групп, смесей и т.д. В зависимости от уровня знаний, учащиеся должны не только уметь получать определенные вещества, но и распознавать их; доказывать наличие тех или иных ионов в растворе, наличие примесей в веществах, определять функциональные группы или, наоборот, устанавливать их отсутствие и т.д. Вариантов данного типа задач достаточно велико.

4. Выполнение определенных химических реакций, наблюдение, описание и объяснение данных химических явлений. К этому типу

экспериментальных задач можно отнести выполнение характерных реакций для данного вещества; доказательство, что данное вещество (ZnO) относится к определенному классу веществ (амфотерный оксид); объяснение внешних признаков химических реакций с точки зрения атомно-молекулярного учения и других законов, и теорий химии.

5. Комбинированные задачи. Экспериментальная задача может содержать несколько заданий, например, необходимо получить данное вещество, идентифицировать его и проделать характерные химические реакции.

Экспериментальные задачи можно решать в виде демонстрационного опыта учителем или учеником, в виде фронтальной формы решения задач всем классом, в качестве экспериментальных контрольных работ или вопросов, как домашнее задание и т.д.

Приведенная классификация химических экспериментальных задач достаточно условна и не охватывает всего их многообразия. Необходимо отметить, что при решении учебных задач любого типа следует выбирать наиболее краткие, оптимальные и безопасные способы их выполнения.

Методические рекомендации по решению экспериментальных задач

Решение экспериментальных задач начинается с прочтения и анализа условия задачи. Вторым этапом является установление пути теоретического решения на основе изученных теорий и понятий с записью возможных вариантов и уравнений реакций. Далее необходимо провести выбор наиболее подходящего варианта с учетом не только соблюдения правил техники безопасности, но и времени, предполагаемого выхода и чистоты продукта реакции, наличия реактивов и оборудования и др. факторов. После теоретического решения задачи учащиеся приступают к практической реализации (подбирают необходимые реактивы и оборудование, собирают установку, проводят реакцию и соответствующие наблюдения, получают

нужный результат, оформляют работу в тетради, проводят уборку рабочего места).

Запись оформления решения экспериментальной задачи должна содержать условие задачи и ее вопрос. Решение задачи нужно записывать в виде отдельных пронумерованных вопросов или тезисов. По ходу выполнения задачи выполняются рисунки, схемы; описываются наблюдения; вносятся уравнения реакций. В конце записи делаются соответствующие выводы.

Рассмотрим пример решения конкретной задачи. "Получите оксид меди (II) и докажете, что это вещество является основным оксидом". Анализируя условие задачи, на основе изученного материала, учащиеся выдвигают способы получения оксида прямым взаимодействием меди с кислородом, разложением гидроксида меди (II), разложением кислородосодержащих солей меди (II), окислением оксида меди (I). Обсуждая эти варианты, ученики приходят к выводу, что наиболее простым на первый взгляд является прокалывание медной проволоки или пластинки в пламени горелки. Однако, при этом трудно получить достаточное количество оксида для проведения второй части условия задачи. Для получения оксида из гидроксида меди, последнее соединение нужно предварительно получить, высушить, затем прокалить. Оксида меди (I) в лаборатории нет. Поэтому лучшим вариантом признается получение оксида меди из соли, причем, именно, из карбоната (или гидроксокарбоната) меди (II).

Реакция протекает при умеренном нагревании. Реакцию нужно проводить в горизонтально укрепленной в штативе пробирке (отверстием чуть вниз для стекания выделяющейся воды), подставив под отверстие пробирки небольшой стаканчик. Нагревание следует проводить до полного разложения соли. После остывания продукта реакции, часть оксида испытывают на его взаимодействие с кислотой, другую часть — на взаимодействие со щелочью. В зависимости от результатов испытаний можно

сделать вывод о принадлежности оксида меди (II) к определенной группе оксидов.

После этого теоретического обсуждения учащиеся последовательно выполняют ее практическое решение, как указано выше. Оценка выполненного решения производится с учетом теоретических знаний учащихся, соблюдения техники выполнения эксперимента, соблюдения правил техники безопасности, качества выполнения и оформления работы и т.д.

Вопросы и задания

1. Разделите смесь воды и растительного масла.
2. Определите по свойствам среди выданных веществ серную кислоту, соляную кислоту и раствор щелочи.
3. Определите несколькими способами, в какой пробирке вода, в какой – раствор поваренной соли.
4. Добавьте к раствору сульфата натрия раствор хлорида бария. Опишите ход реакции и объясните ее сущность.
5. Докажите на примере разложения малахита реальность закона постоянства состава и закона сохранения массы.
6. Проведите две реакции с выделением водорода. Докажите опытным путем, что выделяющийся газ – водород.
7. Опустите в воду кусочек лития. Опишите ход реакции. К какому типу она относится? Можно ли ускорить или замедлить протекание этой реакции?
8. Подучите из хлорида калия хлор.
9. Докажите, что в составе парафина имеется водород.
10. Проведите опыты, характеризующие свойства глюкозы.

ГЛАВА 3. РЕШЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ЗАДАЧ ПО ОСНОВНЫМ

ТЕМАМ КУРСА ХИМИИ

Методика решения задач на определение молекулярной формулы вещества

Для решения таких задач целесообразно применение двух общих приемов.

Первый прием заключается в нахождении относительной молекулярной или молярной массы вещества.

Второй прием – нахождение атомных отношений. На первом занятии дают все основные уравнения связи, позволяющие использовать эти приемы.

Уравнения связи:

I. Формулы, позволяющие найти молярную массу вещества: $C_xH_yO_z$,

$$1) M = \frac{m}{\nu} \quad 2) M = D_{H_2} \cdot 2 M = D_n \cdot 29 M = D_{O_2} \cdot 32$$

(плотность относительно газа – D).

$$3) M(C_xH_yO_z) = 12x + y + 16z$$

(по сумме относительных атомных масс химических элементов).

$$4) M(C_xH_yO_z) = \frac{Ar(C) \cdot x \cdot 100\%}{\omega(C)\%}$$

(если известна массовая доля одного из элементов в веществе).

$$5) M = \frac{mRT}{pV}$$

(используя физические данные состояния вещества).

II. Нахождение атомных отношений – x : y : z

$$1 \text{ способ: } x : y : z = \frac{\omega(C)}{Ar(C)} : \frac{\omega(H)}{Ar(H)} : \frac{\omega(O)}{Ar(O)}$$

$$2 \text{ способ: } x : y : z = \frac{m(C)}{Ar(C)} : \frac{m(H)}{Ar(H)} : \frac{m(O)}{Ar(O)}$$

$$3 \text{ способ } \nu(\text{Э}) = \frac{m(\text{Э})}{M(\text{Э})} \Rightarrow x : y : z = \nu(C) : \nu(H) : \nu(O).$$

При изучении органических веществ встречаются задачи, где в условии идет сравнение объемов или масс веществ, участвующих или получившихся в

результаты химической реакции. Для их решения достаточно знание обычных законов химии:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{K_1}{K_2} = \frac{m_1}{m_2} = \frac{V_1 \cdot M_1}{V_2 \cdot M_2}$$



$$V_1 = 1 \text{ моль } V_2 = (x + \frac{y}{4}) \text{ моля } V_3 = x \text{ моль } V_4 = \frac{y}{2} \text{ моля}$$

Определив количество веществ, используя пропорцию, получают уравнение реакции с двумя неизвестными "x" и "y", которое решают методом подбора значений "x".

Задача 1. Неорганическое вещество состоит из атомов меди, серы и кислорода, массовые доли которых соответственно равны: 40%, 20%, 40%. Определить молекулярную формулу вещества.

Записываем условие задачи:

Дано:	Решение:
ω% (Cu) = 40%	1. Формула вещества состоит из атомов
ω% (S) = 20%	Cu, S, O, число атомов неизвестно.
ω% (O) = 40%	Соответственно x, y, z: Cu _x S _y O _z
Cu _x S _y O _z = ?	

2. Используем второй прием нахождения атомных отношений x : y : z через известные массовые доли их:

$$x : y : z = \frac{\omega(Cu)}{Ar(Cu)} : \frac{\omega(S)}{Ar(S)} : \frac{\omega(O)}{Ar(O)} = \frac{40}{64} : \frac{20}{32} : \frac{40}{16} = 0,625 : 0,625 : 2,5$$

3. Наименьшее из чисел принимают за единицу и находят относительно его остальные числа. Получилось отношение: x : y : z = 1 : 1 : 4

4. Это означает, что в молекуле на 1 атом серы приходится 1 атом меди и 4 атома кислорода, т.е. формула вещества CuSO₄

5. Но из отношения видно, что на 2 атома меди приходится 2 атома серы и 8 атомов кислорода, т.е. Cu₂S₂O₈. Учавшаяся такую формулу не знают.

6. Оставляем один ответ: CuSO₄ – исконая формула вещества.

Задача 2. Определить формулу хлорида некоторого металла, если известно, что массовая доля хлора в нем 47,65%

Дано:	Решение:
ω% (Cl) = 47,65%	1. Валентность хлора (I) в хлориде. Валентность
MCl _x = ?	металла обозначим за "X".

Формула вещества: MCl_x

2. Решить эту задачу можно способом определения молярной массы вещества. Зная массовую долю одного из химических элементов, всегда можно определить молярную массу вещества:

$$M(MCl_x) = \frac{Ar(Cl) \cdot X \cdot 100\%}{\omega\%(Cl)} = \frac{35,5 \cdot X \cdot 100\%}{47,65\%} = 74,5 \cdot X \text{ (г/моль)}$$

3. Применяем метод подбора значений x (от 1 до 3)

$$\text{Пусть: } x = 1 \quad M_r(MCl) = Ar(Me) + 35,5$$

$$M_r(MeCl) = 74,5$$

4. При равенстве молярных масс вещества мы получаем уравнение:

$$Ar(Me) + 35,5 = 74,5$$

$$Ar(Me) = 39$$

5. По периодической системе находим одновалентный металл с относительной атомной массой равной 39. Это калий.

6. x = 2 и x = 3 и др. не дают результатов. Решение единственное.

Формула хлорида: KCl.

Ответ: формула KCl.

Задача 3. Определить формулу неорганического вещества, если известно, что в 5г его содержится 0,05 моль кальция, а массовая доля кислорода составляет 48%. Третьим элементом является углерод.

Дано:	Решение:
m (в-ва) = 5г	1. Анализирую условие, мы видим, что в нем указаны
v (Ca) = 0,05 моль	данные об отдельных химических элементах вещества
ω%(O) = 48%	(v, ω), поэтому выбираем способ нахождения формулу
Ca _x C _y O _z = ?	через атомные отношения: x : y : z

Весушая формула: (I) $x : y : z = \frac{m(Ca)}{Ar(Ca)} : \frac{m(C)}{Ar(C)} : \frac{m(O)}{Ar(O)}$ или (II) $x : y : z = v(Ca) : v(C) : v(O)$

2. Для расчетов по (I) формуле находим массы каждого элемента в формуле вещества: $m(Ca) = v \cdot M(Ca) = 0,05 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 2 \text{ г}$;

$$m(O) = \frac{m(a-ea) \cdot \omega(O)\%}{100\%} = \frac{52 \cdot 48\%}{100\%} = 2,4 \text{ г}$$

$$m(C) = m(a-ea) - m(Ca) - m(O) = 5 \text{ г} - 2 \text{ г} - 2,4 \text{ г} = 0,6 \text{ г}$$

Мы нашли все компоненты, необходимые для записи атомных отношений элементов:

$$3. x : y : z = \frac{m(Ca)}{Ar(Ca)} : \frac{m(C)}{Ar(C)} : \frac{m(O)}{Ar(O)} = \frac{2}{40} : \frac{0,6}{12} : \frac{2,4}{16}$$

находим отношения атомов: $x : y : z = 0,05 : 0,05 : 0,015 = 1 : 1 : 3$

искокая формула: $CaCO_3$.

Ответ: формула вещества $CaCO_3$.

Задача 4. Известно, что относительная плотность по водороду одного из газообразных оксидов азота равна 23. Определить формулу оксида азота.

Дано:	Решение:
$Dn_2(N_xO_y) = 23$	Анализируя условие задачи, используем второй прием – находим молярную массу вещества. Напоминаем, что молярную массу необходимо находить двумя способами,
$N_xO_y = ?$	что можно было составить уравнение и решить его методом подбора значения "х".

1. Первый способ – по сумме относительных атомных масс элементов:

$$M(N_xO_y) = 14x + 16y \text{ (г/моль)}$$

2. Второй – через известную относительную плотность вещества по водороду: $M(N_xO_y) = Dn_2 \cdot 2 \text{ г/моль} = 23 \cdot 2 \text{ г/моль} = 46 \text{ г/моль}$.

3. Составим уравнение и решаем методом "подбора": $14x + 16y = 46$

x	y
1	2
2	дроби (не подходит).

Целью положительных значения получились при $x = 1, y = 2$. Следовательно, формула вещества NO_2 .

Ответ: формула соединения NO_2 .

Задача 5. Определить формулу оксида азота, если известно, что 4,4 г его при температуре 1 130°C и давлении 200 кПа занимает объем 5,58 л.

Дано:	Решение:
$m(N_xO_y) = 4,4 \text{ г}$	1. В этой задаче хорошо просматривается связь двух наук – химии и физики. Один из способов нахождения молярной массы через газовые параметры.
$t = 1 \text{ 130}^\circ\text{C}$	
$p = 200 \text{ кПа}$	
$V(N_xO_y) = 5,58 \text{ л}$	
$N_xO_y = ?$	$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot V} = \frac{4,42 \cdot 8,31 \cdot 1403 \text{ К}}{200 \text{ кПа} \cdot 5,58 \text{ л}} = 46 \text{ г/моль}$

2. Второй способ нахождения молярной массы по сумме относительных атомных масс элементов:

$$M(N_xO_y) = 14x + 16y \text{ (г/моль)}$$

3. Составляем уравнение, используя равенство молярных масс вещества:

$$14x + 16y = 46$$

4. Решаем его, используя метод подбора значений x и y. Пусть:

x	y
1	2
2	дроби

Ответ: формула оксида NO_2 .

Задача 6. Определить формулу вещества "X", состоящего из элементов А и В, если известно, что массовая доля кислорода в оксиде А равна 47%, а массовая доля водорода в водородном соединении элемента В составляет 5,9%.

Дано:	Решение:
A_xB_y	Формула вещества A_xB_y
$A_2O_x, \omega\%(O) = 47\%$	1. Определяем элемент А по данным оксида: A_2O_x ,
$BH_y, \omega\%(H) = 5,9\%$	где х – валентность элемента А
$A_xB_y = ?$	

2. Найдем молярную массу элемента А по формуле:

$$M(A) = \frac{m(A)}{\nu(A)} - \text{ведущая формула}$$

а) найдем количество элемента А через количество атомов кислорода:

$$\nu(A) = \frac{2}{x} \nu(O) = \frac{2}{x} \cdot \frac{m(O)}{M(O)}, \text{ но так как масса кислорода неизвестна,}$$

найдем ее, зная по условию задачи массовую долю кислорода и принимая

$$m(A_2O_x) = 100г$$

$$m(O) = \frac{m(\omega - \omega x) \cdot \omega^{\%}(O)}{100\%} = \frac{100г \cdot 47\%}{100\%} = 47г;$$

$$\nu(A) = \frac{2}{x} \cdot \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{2 \cdot 47}{x \cdot 16} = \frac{5,88}{x} \text{ (моль)};$$

б) для нахождения массы элемента А используем тот же прием, как и в случае с кислородом: $\omega(A)\% = 100\% - \omega(O)\% = 100\% - 47\% = 53\%$

$$m(A) = \frac{m(\omega - \omega x) \cdot \omega(A)\%}{100\%} = \frac{100г \cdot 53\%}{100\%} = 53г;$$

3. Подставляя полученные данные $m(A)$ и $\nu(A)$ в ведущую формулу, получаем:

$$M(A) = \frac{m(A)}{\nu(A)} = \frac{53 \cdot x}{5,88} = 9x \left(\frac{г}{\text{моль}} \right).$$

4. Методом подбора значений "х" – валентности найдем $Ar(A)$ и по периодической системе увидим, какой элемент соответствует этому значению валентности и Ar . Пусть:

X	$Ar(A)$
1	9
2	18
3	27

5. Элемент "В" определим по данным водородного соединения: VH_y , где у – валентность элемента В, пользуясь той же методикой, что и для нахождения элемента А:

а) ведущая формула: $M(B) = \frac{m(B)}{\nu(B)}$.

Пусть масса вещества $VH_y = 100г$

б) $m(H) = \frac{100г \cdot 5,9\%}{100\%} = 5,9 г;$

в) $m(V) = \frac{100г \cdot 94,1\%}{100\%} = 94,1г;$

г) $\nu(V) = \frac{1}{y} \nu(H) = \frac{1}{y} \cdot \frac{m(H)}{M(H)} = \frac{1 \cdot 5,9г}{y \cdot 1 \frac{\text{моль}}{1}} = \frac{5,9}{y} \text{ (моль)};$

д) $M(B) = \frac{m(B)}{\nu(B)} = \frac{94,1г}{5,9} = \frac{94,1}{5,9} \frac{г}{\text{моль}};$

е) методом подбора значения "у" – валентности элемента В, найдем относительно атомную массу В и сам элемент

Пусть:

y	$Ar(B)$
1	16
2	32

Ответ: формула Al_2S_3 .

Вторым этапом решения этого типа задач, является определение формул неизвестных веществ, участвующих в химических реакциях.

Определение молекулярной формулы вещества по уравнениям химических реакций

Очень важно уметь определять формулу вещества по известным продуктам стороны его.

Задача 7. При сгорании 1,7г неизвестного вещества в кислороде выделилось 3,2г оксида серы (IV) и 0,9г воды. Определить молекулярную формулу вещества.

Записываем условие задачи.

Дано:

$$m(v-va) = 1,7г$$

$m(\text{SO}_2) = 3,2\text{г}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 0,9\text{г}$
 $\text{H}_x\text{S}_y\text{O}_z = ?$

Решение:

1. Анализируя условие задачи, мы видим, что в результате сгорания вещества образовался оксид – SO_2 , следовательно, вещество содержит атомы серы, а по выделившемуся воде

находим в нем атомы водорода. Возможно еще наличие атомов кислорода, но это нам прояснит решение задачи:



Предположили наличие атомов серы, водорода и кислорода

2. По выделившемуся оксиду SO_2 мы сможем найти количество серы, по воде – количество водорода:

$$v(\text{S}) = v(\text{SO}_2) = \frac{m(\text{SO}_2)}{M(\text{SO}_2)} = \frac{3,2\text{г}}{64 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,05\text{моль} \Rightarrow m(\text{S}) = v \cdot M(\text{S}) = 1,6\text{г};$$

$$v(\text{H}) = 2v(\text{H}_2\text{O}) = 2 \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = 2 \cdot \frac{0,9\text{г}}{18 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,1\text{моль} \Rightarrow m(\text{H}) = v(\text{H}) \cdot M(\text{H}) = 0,1\text{г}.$$

3. Содержится ли кислород в веществе, мы узнаем из следующих вычислений:

$$m(\text{O}) = m(\text{в-ва}) - m(\text{S}) - m(\text{H}) = 1,7 - 1,6 - 0,1 = \text{O}_2 \text{ (кислорода нет)}.$$

4. Находим формулу вещества H_xS_y , используя атомные отношения:

$$x : y = v(\text{H}) : v(\text{S}) = 0,1 : 0,05 = 2 : 1 \Rightarrow \text{H}_2\text{S}$$

$$4 : 2 \Rightarrow \text{H}_4\text{S}_2 \text{ - не существует}$$

Ответ: формула H_2S .

Задача 8. При взаимодействии 6,85 г металла с водой выделилось 1,12 л водорода (н.у.). Определить этот металл, если он в своих соединениях двухвалентен.

Дано:

$$m(\text{Me}) = 6,85\text{г}$$

$$V(\text{H}_2) = 1,12\text{л}$$

$$\text{Me} = ?$$

Решение:

1. Составим уравнение химической реакции:



$$v = 1 \text{ моль} \quad v(\text{H}_2) = 1 \text{ моль}$$

2. Ищем способ ее решения: если в условии задачи

известна масса вещества, то найти формулу неизвестного вещества можно, через определение молярной массы его.

$$M(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{v(\text{Me})} \text{ - ведущая формула.}$$

По уравнению реакции видно, что:

$$v(\text{Me}) = v(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{1,12\text{л}}{22,4 \frac{\text{л}}{\text{моль}}} = 0,05\text{моль}.$$

$$\text{Следовательно: } M(\text{Me}) = \frac{m(\text{Me})}{v(\text{Me})} = \frac{6,85\text{г}}{0,05\text{моль}} = 137 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

По периодической системе химических элементов находим металл барий (Ba), его $M(\text{Ba}) = 137 \frac{\text{г}}{\text{моль}}$.

Ответ: барий Ва.

Определить неизвестное вещество можно и с помощью ряда последовательно проходящих химических реакций, сравнивая количества веществ участвующих и получающихся в результате реакций.

Задача 9. 1,97г карбоната двухвалентного металла прокалили при 800°C. Полученный белый порошок бурно прореагировал с водой. К образовавшемуся раствору прибавили избыток сульфата калия. Промытый и высушенный осадок весил 2,33г. Определите, какой это металл.

Дано:

$$m(\text{MeCO}_3) = 1,97\text{г}$$

$$m_{\text{ос.}} = 2,33\text{г}$$

$$\text{Me} = ?$$



2. Рассмотрим химические реакции, и, анализируя условия задачи, мы видим, что формулу неизвестного вещества MeCO_3 можно найти, вычислив молярную массу карбоната через количество сульфата. Пусть “Х” – относительная атомная масса металла:

а) $M(\text{MeCO}_3) = x + 12 + 48 = x + 60$ (г/моль);

$M(\text{MeSO}_4) = x + 96$ (г/моль);

б) $M(\text{MeCO}_3) = \frac{m(\text{MeCO}_3)}{v(\text{MeCO}_3)}$ - верная формула.

3. Количество вещества MeCO_3 находим, используя три параллельные реакции:

$v(\text{MeCO}_3) = v(\text{MeO}) = v(\text{MeOH})_2 = v(\text{MeSO}_4)_2 = \frac{m(\text{MeSO}_4)_2}{M(\text{MeSO}_4)} = \frac{2,33}{x+96}$ (моль).

4. Определяем $M(\text{MeCO}_3) = \frac{1,97(x+96)}{2,33} = 0,85(x+96)$ г/моль.

5. Составляем уравнение, используя равенство молярных масс карбоната металла, найденных двумя способами: (а) = (б)

$x + 60 = 0,85(x + 96)$.

Решая его, находим: $x = 137$. По периодической системе химических элементов находим двухвалентный металл Ва, имеющий $A_r = 137$.

Ответ: металл – барий.

Необходимо научиться угадывать находить неизвестный металл и через изменение массы пластинки, опущенной в раствор соли, используя формулу вычисления количества вещества: $v = \frac{\Delta m}{\Delta M}$, где Δm – изменение массы пластинки; ΔM – разница молярных масс растворяемого металла и металла, образовавшегося во время химической реакции.

Определение молекулярной формулы неизвестного органического вещества

Методика определения молекулярной формулы органического вещества через атомные отношения элементов и через нахождение молярной массы вещества такая же, как и для неорганических веществ. Однако определенная специфика задач такого рода есть, так как органические вещества – это вещества содержащие атомы углерода и сопутствующие им атомы водорода, кислорода, азота – разнообразие атомов невелико.

Задача 10. Для сгорания углеводорода потребовался кислород объемом в 7,5 раз больше объема паров этого углеводорода. Найти формулу органического вещества.

1. Записываем условие задачи и пишем уравнение реакции горения углеводорода, расставляя коэффициенты, которые определяют основу решения задачи.

Дано:

Решение:



2. Анализируя условие задачи, вспоминаем одно важное следствие закона Авогадро – объемы газообразных веществ пропорциональны их количеству. Получаем уравнение с двумя неизвестными:

$$\frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{C}_x\text{H}_y)} = \frac{v(\text{O}_2)}{v(\text{C}_x\text{H}_y)}; \quad v(\text{C}_x\text{H}_y) = 1 \text{ моль}; \quad v(\text{O}_2) = \left(x + \frac{y}{4}\right) \text{ моль};$$

$$x + \frac{y}{4} = 7,5$$

3. Решая полученное уравнение методом подбора значений “х”, находим формулу органического вещества:

если $x = 1$ $y = 30$ C_1H_{30} не может быть

$x = 5$ $y = 10$ C_5H_{10} – существует

Ответ: формула C_5H_{10} .

Это же следствие закона Авогадро может определить формулу неизвестного углеводорода, сравнивая объемы любых газообразных веществ в уравнениях реакций.

Для нахождения формул веществ необходимо хорошее знание химических свойств.

Задача 11. Определите молекулярную формулу алкена, если известно, что его образцы массой 1,4г может обесцветить 107г 3% раствор бромной воды.

1. Записываем условие задачи и уравнение бромирования алкена:



$m(C_nH_{2n}) = 1,4г$

$\nu = 1 \text{ моль}, \nu = 1 \text{ моль}$

$m(Br_2)_{р-р} = 107г$

2. Находим молярную массу алкена через агребрационную сумму относительных масс атомов:

$\omega(Br_2) = 3\%$

агребрационная сумма относительных масс атомов:

$C_nH_{2n} = ?$

$M(C_nH_{2n}) = 12n + 2n = 14n \text{ (г/моль)}$

3. Находим молярную массу алкена вторым способом,

используя значение массы его, данное в условии задачи:

$M(C_nH_{2n}) = \frac{m(C_nH_{2n})}{\nu(C_nH_{2n})}$ ведущая формула,

количество алкена находим, через количество брома, содержащегося в бромной воде.

$\nu(C_nH_{2n}) = \nu(Br_2) = \frac{m(Br_2)}{M(Br_2)} = \frac{m_{р-р}(Br_2) \cdot \omega(Br_2)}{M(Br_2)} = \frac{107г \cdot 0,03}{160 \frac{г}{\text{моль}}} = 0,02 \text{ моль}$

Подставляем найденное значение количества алкена в ведущую формулу

молярной массы: $M(C_nH_{2n}) = \frac{1,4г}{0,02 \text{ моль}} = 70 \text{ г/моль}$

4. Составляем уравнение, используя равенство молярных масс, найденных двумя способами. Находим число "n", формулу углеводорода $14n = 70 \text{ n} = 5$.

Формула: C_5H_{10}

Ответ: формула алкена C_5H_{10} .

Подбирая соответствующее условие для задачи, мы можем предложить найти не только формулу молекулярную вещества, но и установить его строение.

Задача 12. При межмолекулярной дегидратации 30г одноатомного спирта выделилось 3,6г воды, причем выход реакции составил 80% от теоретического. Какое строение имеет спирт, если известно, что в его молекуле находится две метиленовые группы.

Реакция межмолекулярной дегидратации одноатомного спирта протекает по



Дано: 1. Находим массу спирта вступившего в химическую

$m(C_nH_{2n+1}OH) = 30г$ реакцию, если ее выход 80%

$m(H_2O) = 3,6г$

$m(C_nH_{2n+1}OH)_{х.р.} = m_{теор.} \cdot \eta = 30г \cdot 0,8 = 24г$

$\eta = 80\%$

2. Определяем молярную массу спирта по формуле:

$C_nH_{2n+1}OH = ?$ $M(C_nH_{2n+1}OH) = \frac{m(C_nH_{2n+1}OH)}{\nu(C_nH_{2n+1}OH)}$

а) Количество спирта находим через количество образовавшейся воды:

$\nu(C_nH_{2n+1}OH) = 2\nu(H_2O) = 2 \cdot \frac{m(H_2O)}{M(H_2O)} = 2 \cdot \frac{3,6г}{18 \frac{г}{\text{моль}}} = 0,4 \text{ моль}$

б) Подставляем значение "ν" в ведущую формулу и находим молярную массу спирта:

(1) $M(C_nH_{2n+1}OH) = \frac{24г}{0,4 \text{ моль}} = 60 \text{ г/моль}$

3. Вторым способом определения молярной массы – по сумме относительных атомных масс элементов

(2) $M(C_nH_{2n+1}OH) = 12x + y + 17 \text{ (г/моль)}$

4. Из равенства молярных масс, найденных способами (1) и (2), составляем уравнение и решаем его методом подбора значений "x"

$12x + y + 17 = 60$

$12x + y = 43$

x	y
1	нет
2	нет
3	7

Формула C_3H_7OH пропанол

5. Структурная формула содержит две метиленовые группы:



Итак, при решении всех задач этого типа на определение формулы неизвестного вещества мы пользовались тремя способами: нахождение молярной массы двумя способами; нахождение атомных соотношений; соотношение объемов и количества газов.

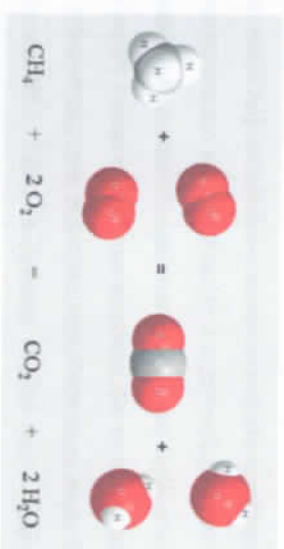
Задачи для самостоятельного решения

1. Для нейтрализации раствора, который образуется после хлорирования 0,5 моль метана, был затрачен 723,3 мг 10%-ного раствора NaOH ($\rho=1,1$). Какое органическое вещество при этом получилось? (C_2Cl_4)
2. Смесь магния и его нитрата прокалили в открытом воздухе при высокой температуре. Масса исходной смеси и конечного продукта оказались равными. Определить массовые доли исходных компонентов. ($52,3 \text{ Mg}$ и $47,7 \text{ Mg}(\text{NO}_3)_2$)
3. Смесь карбоната кальция и кальция прокалили в открытом воздухе при высокой температуре. Масса исходной смеси и конечного продукта оказались равными. Определить массовые доли исходных компонентов. ($52,38 \text{ Ca}$ и $47,62$)
4. Смесь алюминия и его нитрата прокалили в открытом воздухе при высокой температуре. Масса исходной смеси и конечного продукта оказались равными. Определить массовые доли исходных компонентов. ($46,1 \text{ Al}$ и $53,9$)
5. В раствор хлорида меди (II), содержащий 13,5 г соли, опущены цинковую пластинку. Если масса пластинки изменилась на 0,01 г, сколько граммов соли меди осталось в растворе? ($12,15$)
6. При каталитической дегидрогенизации 4 л бутана образовалось 5 л смеси бутадиена (1,3) и водорода. Найти объемные доли газов и образовавшейся смеси ($0,1; 0,2; 0,7$)
7. Для полного растворения 2,675 г гидроксида железа (III) затронули 11,25 мл 30%-ного ($\rho=1,4 \text{ г/мл}$) кислоты. Сколько мл 18%-ного ($\rho=1,2 \text{ г/мл}$) $\text{Sn}(\text{OH})_2$ понадобится для нейтрализации 9,84 мл мл 56%-ного раствора ($\rho=1,6 \text{ г/мл}$) этой кислоты? (40)
8. Найти плотность смеси N_2 , CO_2 , H_2 по воздуху, имеющую электронное соотношение 1:2:3 ($0,19$)
9. Найдите структурные формулы веществ, получившиеся в результате реакции $\text{C}_4\text{H}_8\text{Cl}_2$ с KOH (спирт). Ответы – бутин-1, бутадиен-1,2, бутин-2, бутадиен-1,3

10. В результате нагревания 80 г C_7H_{16} в присутствии Cr_2O_3 образовалось ароматическое вещество. Сколько граммов взрывчатого вещества, имеющего в своем составе 18,5% азота, образовалось при взаимодействии этого ароматического вещества с концентрированным раствором HNO_3 и H_2SO_4 ? ($182,4$)

Расчёты на основе количества вещества

Пример. Для полного протекания реакции горения метана на каждую молекулу метана CH_4 потребуется израсходовать две молекулы кислорода O_2 :



В воздухе всегда содержится достаточно кислорода для того, чтобы горение метана протекало именно так, как записано в уравнении реакции. Но представим на минуту, что нам надо сконструировать газовую горелку для подводных работ или двигатель космического корабля. Эти устройства должны работать без доступа атмосферного воздуха. Поэтому в таких конструкциях не обойтись без точного подсчета молекул реагентов, поступающих в зону горения (то есть в химическую реакцию). Например, если в камеру сгорания космического двигателя попадает больше молекул топлива, чем может прореагировать с окислителем, то это ведет к снижению тяги двигателя и к бесполезному расходованию части драгоценного топлива.

Но для начала возьмем не "космическую" реакцию, а что-нибудь попроще. Допустим, мы знаем, что вещества **A** и **B** реагируют между собой с образованием продукта **B**. Другими словами, нам известно уравнение химической реакции:



Примером может послужить уже встречавшаяся нам простая реакция:



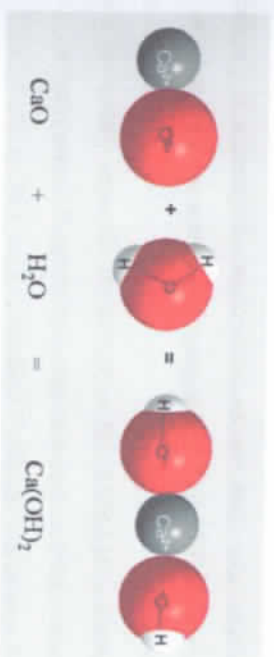
Остается взять нужные количества **A** (CaO) и **B** (H₂O) и провести реакцию. Итак, сколько нужно взвесить **A** и сколько **B**, чтобы реакция прошла до конца и не осталось никаких исходных веществ?

Если мы возьмем одинаковые по весу образцы **A** и **B**, то цели не достигнем – продукт **B** обязательно будет загрязнен одним из исходных веществ. Почему это произойдет?

Дело в том, что простейшие *структурные единицы* веществ **A** и **B** состоят из разных наборов атомов – CaO и H₂O. Эти наборы атомов различаются по массе. Значит, в 1 г CaO окажется одно количество частиц, а в 1 г H₂O – другое. При реакции между ними останутся ненарасходованными частицы одного из исходных веществ.

Оксид кальция – ионное соединение и в твердом виде состоит не из молекул (как H₂O), а из набора ионов Ca²⁺ и O²⁻. Однако его сокращенная формула CaO по своей сути ничем не отличается от молекулярной формулы – она так же отражает качественный и количественный состав вещества. Поэтому в дальнейшем мы будем называть CaO “молекулой”, а суммарную массу атомов Ca и O – “молекулярной массой” этого вещества. Что касается H₂O, то здесь кавычки не нужны – вода действительно состоит из молекул в любом состоянии: твердом, жидком, газообразном.

Для работы химикам удобно брать вещества такими *порциями*, которые содержали бы одинаковое *численно молекул*. Допустим, химик взял порцию CaO, в которой содержится *N* “молекул” этого вещества. Затем берется некая порция воды, в которой тоже *N* молекул. Смешав эти две порции реагентов, химик получает порцию продукта, в которой будет тоже ровно *N* “молекул” Ca(OH)₂:



Здесь *N* “молекул” CaO, *N* молекул H₂O, *N* “молекул” Ca(OH)₂.

После окончания реакции не останется ни CaO, ни H₂O – они полностью превратились в Ca(OH)₂.

Легко сосчитать определенное количество яблок, конфет или монеток, но молекулы отсчитывать затруднительно. Впрочем, это можно делать путем *взвешивания* вещества. Например, работники банков знают, что в 1 кг 10-копеечных монет окажется 540 таких монет. То же самое можно проделать с молекулами. Допустим, нам известно, что *N* молекул весит *M* г. Достаточно взвесить на весах *M* г этого вещества, чтобы быть уверенным, что мы отмерили *N* молекул этого вещества. Но как узнать величину *M* в граммах?

Масса молекул складывается из масс составляющих ее атомов. Атомные массы (атомные веса) элементов мы можем узнать из Периодической таблицы. Атомный вес Ca – 40 а.е.м., а атомный вес кислорода – 16 а.е.м. Следовательно, молекулярный вес (молекулярная масса) CaO составит:

$$40 \text{ а.е.м. (Ca)} + 16 \text{ а.е.м. (O)} = 56 \text{ а.е.м. (CaO)}$$

Допустим, мы решили взять для проведения реакции 10 “молекул” CaO и 10 молекул H₂O. Удобно ли нам будет работать с такими малыми количествами вещества? Разумеется, нет.

Тогда попробуем взвесить на весах по миллиону (1000000) молекул каждого реагента. В принципе, можно сосчитать, сколько весит порция из миллиона “молекул” CaO. Мы знаем, что 1 а.е.м. = 1,67·10⁻²⁷ кг (это значение нам встречается в таблице 2-1 из главы 2).

Перейдем для удобства из килограммов в граммы. В граммах масса 1 а.е.м. составляет $1,67 \cdot 10^{-24}$ г. Нетрудно умножить эту величину на 56 (число а.е.м. в "молекуле" СаО).

Получим: $56(1,67 \cdot 10^{-24} \text{ г}) = 93,5 \cdot 10^{-24}$ г. Теперь умножим массу одной молекулы на число самих молекул (миллион). Мы получим вес (в граммах) порции из миллиона "молекул" СаО:

$$93,5 \cdot 10^{-24} \text{ г} \cdot 1\,000\,000 = 93,5 \cdot 10^{-18} \text{ г}.$$

Если вспомнить, что наибольшая точность обычных лабораторных весов составляет 1 мг (это всего лишь 10^{-3} г), то обнаружится, что и миллион "молекул" СаО - совсем неудобная "порция" для взвешивания на весах.

Значит, надо выбрать для работы не миллион, а какую-то другую, более удобную порцию из N молекул. Видимо, это число N должно быть намного больше миллиона.

Попробуем найти такое число молекул (N), с которым было бы удобно работать. Это может быть не обязательно число молекул именно СаО или Н₂О. Число N должно быть таким, чтобы с его помощью было удобно "отмерять" взвешиванием *любые* молекулы, атомы и вообще частицы, масса которых очень мала (измеряется в атомных единицах массы).

Возьмем одну из таких частиц - протон. Он имеет массу 1 а.е.м. (округленно). Такую же массу имеет нейтрон.

Посчитаем, какое количество протонов (или нейтронов) окажется в 1 г этих частиц. Для этого составим пропорцию:

1 частица (массой 1 а.е.м.) - весит $1,67 \cdot 10^{-24}$ г
N частиц - весит 1 г.

Отсюда:

$$N = \frac{1}{1,67 \cdot 10^{-24}} = 0,6 \cdot 10^{24} = 6 \cdot 10^{23} \text{ частиц.}$$

Оказывается, очень удобной является порция из $6 \cdot 10^{23}$ частиц (молекул, атомов, ионов и т.д.). Обозначим ее буквой N (чтобы отличать от любых других порций N. Если N равно именно такому числу частиц ($6 \cdot 10^{23}$), то их вес в *граммах численно равен весу этих частиц в а.е.м.*

Другими словами, чтобы перейти от измерений в а.е.м. к измерениям в граммах, *достоинечно увеличить шкалу измерений в $6 \cdot 10^{23}$ раз!*

$$6 \cdot 10^{23} \text{ а.е.м.} = 1 \text{ г}$$

Число $N = 6 \cdot 10^{23}$ является как бы переводным коэффициентом из шкалы а.е.м. в шкалу граммов. Например, молекулярный вес СаО составляет 56 а.е.м. Взвесив на весах 56 г оксида кальция СаО, мы тем самым "отсчитали" $6 \cdot 10^{23}$ структурных единиц ("молекул") СаО. Чтобы теперь отсчитать для нашей реакции точно такое же количество молекул Н₂О, следует взвесить на весах ровно 18 г воды:



$$18 \text{ а.е.м. } 6 \cdot 10^{23} = 18 \text{ г.}$$

Понятно, что взвесив 18 г воды, мы тем самым берем нужные нам $6 \cdot 10^{23}$ молекул воды.

Смешав точно 56 г СаО и 18 г Н₂О, мы смешиваем порции веществ, в которых число структурных единиц СаО и Н₂О абсолютно одинаково. Тем самым мы обеспечиваем полное протекание реакции. В продукте реакции - Са(ОН)₂ - не должно остаться непрореагировавших СаО и Н₂О.

Такие порции из $6 \cdot 10^{23}$ структурных единиц вещества (атомов, молекул, ионов)

называются *молями* вещества. Таким образом, *моль* - это мера количества вещества. Более точное, не округленное количество частиц вещества в 1 моле составляет $6,022045 \cdot 10^{23}$ частиц. С точностью до второго знака после запятой ($6,02 \cdot 10^{23}$) эту величину нужно хорошенько запомнить.

Моль - это количество вещества, равное $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц данного вещества - молекул (если вещество состоит из молекул),



атомов (если это атомарное вещество), ионов (если вещество является ионным соединением).

Примеры:

1 моль (1 М) воды = $6 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ,

1 моль (1 М) железа = $6 \cdot 10^{23}$ атомов Fe,

1 моль (1 М) хлора = $6 \cdot 10^{23}$ молекул Cl_2 ,

1 моль (1 М) ионов хлора Cl^- = $6 \cdot 10^{23}$ ионов Cl^- .

1 моль (1 М) электронов e^- = $6 \cdot 10^{23}$ электронов e^- .

Теперь мы имеем удобную единицу количества вещества *моль*, с помощью которой легко отмерять равные порции молекул или атомов простым взвешиванием.

Разумеется, если мы увеличим или уменьшим взятое нами количество воды (18 г) и оксида кальция (56 г) в одинаковое количество раз, то и порции реагирующих молекул уменьшатся или возрастут во столько же раз. Допустим, 1,8 г воды полностью прореагируют с 5,6 г CaO , а 180 г H_2O тоже без остатка прореагируют с 560 г CaO . Другими словами, 0,1 моль воды прореагирует с 0,1 моль CaO , а 10 моль воды прореагируют с 10 моль CaO и т.д.

Как мы видим, масса одного моля какого-нибудь вещества (в граммах) численно совпадает с молекулярной или атомной массой этого вещества (в а.е.м. или в безразмерном выражении - как в случае относительной атомной или молекулярной массы). Это очень удобно для химических расчетов.

Например, молекулярная масса (молекулярный вес) метана CH_4 составляет $(12 + 4) = 16$ а.е.м. Тогда для реакции горения метана:



справедливо, что из 1 моля метана получаются 2 моля воды и что из 16 г метана получается $2 \cdot 18 = 36$ г воды.

Масса *одного моля* вещества называется *молярной массой*. Она обозначается буквой *M* и имеет размерность г/моль. Количество молей

вещества *n* находят из отношения массы *m* этого вещества (г) к его молярной массе *M* (г/моль).

$$n = \frac{m \text{ г}}{M \text{ г/моль}}$$

Например, число молей в *m* г воды составляет: $n = m/18$. Для *m* г метиллигического натрия: $n = m/23$, и так далее.

И наоборот, массу вещества определяют как произведение молярной массы на количество вещества: $m = n \cdot M$. Так, масса 0,1 моля Na составляет 0,1 моль \cdot 23 г/моль = 2,3 г.

Молярная масса численно всегда совпадает с молекулярной массой (или атомной массой - если вещество состоит не из молекул, а из атомов). В таблице 1 для иллюстрации приведены молярные массы *M* для нескольких веществ разного строения.

Таблица 1. Молярные массы различных веществ.

Вещество	Молекулярная или атомная масса (округлена)	молярная масса <i>M</i>
Вода H_2O	18 а.е.м	18 г/моль
CaO	56 а.е.м.	56 г/моль
Углерод ^{12}C	12 а.е.м.	12 г/моль
Мель Si	63,5 а.е.м.	63,5 г/моль
Атом хлора Cl	35,5 а.е.м.	35,5 г/моль ^{*)}
Ион хлора Cl^-	35,5 а.е.м	35,5 г/моль
Молекула хлора Cl_2	71 а.е.м	71 г/моль ^{*)}

^{*)} Атомарный хлор и молекулярный хлор - разные вещества, обладающие разными физическими и химическими свойствами.

Как мы видим, термины "молекулярная масса" и "молярная масса" применимы не только к веществам молекулярного строения, но и к атомарным и ионным веществам. В таблице 1 каждая из указанных в правой

колонке "порций" вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ структурных единиц этих веществ.

Молярная масса M – постоянная величина для каждого конкретного вещества. Без неё не обойтись при вычислении количества молей (n). Однако в дальнейшем для нас основным рабочим инструментом будет именно моль вещества.

Термины "моль" и "молекула" отдаленно связаны между собой. Моль происходит от латинского *mole*, что означает количество, счетное множество, а также масса. Термин "молекула" является уменьшительной формой этого слова и означает "маленькая масса". Таким образом моль – это такое количество вещества, которое можно считать "большой массой", состоящей из $6,02 \cdot 10^{23}$ "маленьких масс".

Задачи для самостоятельного решения

1. Пользуясь значениями атомных весов элементов из Периодической таблицы, рассчитайте с точностью до целых чисел молекулярный вес (а.е.м) и молярную массу (μ) для следующих веществ: NaF, N_2 , NaOH, SO_2 . Сколько молекул содержится в 1 моле каждого из этих веществ?
2. Сколько молей кислорода содержится в 128 г кислорода?
3. При прозвонках разрядках в атмосфере происходит следующая реакция: $N_2 + O_2 = NO_2$. Уравняйте реакцию. Сколько молей кислорода потребуется для полного превращения 1 моля азота в NO_2 ? Сколько это будет граммов кислорода? Сколько граммов NO_2 образуется?
3. В стакан налили 180 г воды. Сколько молекул воды в стакане? Сколько это молей H_2O ?
4. Между собой прореагировали 1 моль кальция и 1 моль хлора. Сколько молей $CaCl_2$ получилось? Какова масса получившегося хлорида кальция $CaCl_2$?
5. Между собой реагируют 4,0 г Ca и 14,2 г Cl_2 . Какие вещества и в каком количестве (в молях и в граммах) останутся после окончания реакции?

6. Смешали 2 моля водорода и 1 моль кислорода. Смесь взорвали. Сколько молей воды получилось? А сколько граммов?

7. Смешали 4 г водорода и 64 г кислорода. Смесь взорвали. Сколько граммов воды получилось? Сколько граммов кислорода осталось, не прореагировавшим?

8. Определите количество вещества (моль) и массу порции пропина C_3H_4 , которая содержит $6,02 \cdot 10^{21}$ атомов углерода. Какова масса одной молекулы пропина?

9. Какую массу будет иметь порция оксида серы (IV), объем которой 13,44 л (н. у.)?

10. Имеется 3 моль кислорода O_2 при н.у. Определите массу кислорода, его объем, а также число имеющихся молекул кислорода.

Расчёты на основе уравнений химических реакций

В предлагаемых далее алгоритмах стехиометрических вычислений логичен алгебраический подход, который предполагает составление стехиометрического соотношения. С другой стороны, стехиометрические соотношения позволяют систематизировать расчетные задачи по типу некоторых данных и неизвестных величин.

Решение задачи состоит из многих операций, которые связаны между собой и применяются в некоторой логической последовательности. Выявление этих связей и определение последовательности логических и математических операций лежит в основе умения решать задачи.

Структуру решения расчетной задачи на основе уравнения реакции рассмотрим в базовом курсе химии. Можно лишь напомнить алгоритм:

1. Анализ условия с целью установления закономерностей, на основе которых она будет решена. Для каждой химической реакции массовые отношения веществ постоянны. Эта закономерность в алгебраической форме может быть записана в виде пропорции:

$$n(A):a = n(B):b$$

Пропорция – это равенство двух отношений. Основное свойство пропорции – произведение средних членов равно произведению крайних членов позволяет видоизменять это алгебраическое выражение.

2. Введение обозначений для всех величин, приведенных в задаче. Незвестную величину обозначают x . Но в простых задачах с одним неизвестным можно использовать буквенные обозначения (например, m или V).

3. Вывод алгебраической формулы для неизвестной величины.

Рассмотрим структуру расчетной задачи на основе уравнения химической реакции.

Дано: $m(A)$ или $V(A)$

$aA + \dots = bB + \dots$

Найти: $m(B)$ или $V(B)$

Если в условии задачи приведены массы (или объемы для газов), нужно перейти к количествам веществ A и B

Известные величины

$m(A) \rightarrow n(A) \vee (A_{\text{мн}}) \rightarrow n(A)$

Неизвестные величины

$m(B) \rightarrow n(B) \vee (B_{\text{мн}}) \rightarrow n(B)$

с использованием следующих соотношений

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

$$n(A) = \left\{ \frac{V(A_{\text{мн}})}{V_{\text{н}}} \right\} \text{ и } n(B) = \left\{ \frac{V(B_{\text{мн}})}{V_{\text{н}}} \right\}$$

Их подстановка в стехиометрическое соотношение

$\frac{m(A)}{a} = \frac{n(B)}{b}$ даёт следующие три алгебраических выражения, из которых

можно найти неизвестные $m(B)$ или $V(B)$:

$$\frac{m(A)}{aM(A)} = \frac{m(B)}{bM(B)} \quad (1)$$

$$\frac{V(A_{\text{кв}})}{aV_{\text{н}}} = \frac{m(B)}{bM(B)} \text{ или } \frac{m(A)}{aM(A)} = \frac{V(B_{\text{кв}})}{bV_{\text{н}}}, \quad (2)$$

$$\frac{V(A_{\text{кв}})}{a} = \frac{V(B_{\text{кв}})}{b}. \quad (3)$$

Соотношение (3) выражает известный закон объемных отношений (A и B должны быть газообразными веществами).

Объёмы реагирующих газов относятся как небольшие целые числа.

4. Согласование размерностей и выполнение расчета.

Когда алгебраическое выражение составлено, нужно подставить известные величины, согласовать их размерности и произвести необходимые вычисления.

Назначение алгоритма – составить стехиометрическое соотношение, на основе которого получить решение в виде алгебраической формулы для вычисления неизвестной величины.

Определение массы одного вещества по массе другого вещества

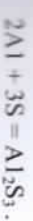
Пример: Определите массу сульфида алюминия, который образуется при взаимодействии 0,27 г алюминия с серой.

$$m(Al) = 0,27 \text{ г}$$

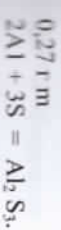
$$m(Al_2S_3) = ?$$

Алгоритм решения

1. Составьте уравнение реакции, подберите стехиометрические коэффициенты.



2. Запишите над формулами необходимых для расчета веществ их массы, для неизвестных величин введите буквенные обозначения.



3. Определите молярные массы веществ и запишите их под соответствующими формулами.

$$0,27 \text{ г м}$$

$$2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$$

$$27 \text{ г/моль} \quad 150 \text{ г/моль}$$

При подсчете молярной массы сложного вещества необходимо напомнить о правилах округления чисел.

Необходимо правильно округлить значения атомных масс, указанных в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Поэтому нужно провести проверку умения учащимися делать эту операцию, пояснив, что замену числа ближайшим к нему натуральным числом или нулем называют *округлением этого числа до целых*.

Числа округляют и до других разрядов – десятых, сотых, десятков, сотен и т.д. Если число *округляют до какого-нибудь разряда*, то все *следующие* за этим разрядом цифры *зменяют нулями*, а если они стоят *после запятой*, то их *отбрасывают*.

Если *первая отброшенная* или *замененная нулем цифра равна 5, 6, 7, 8 или 9*, то *стоящую перед ней цифру увеличивают* на 1. Если *первая отброшенная* или *замененная нулем цифра равна 0, 1, 2, 3 или 4*, то *стоящую перед ней цифру оставляют без изменения*.

4. Составьте формулы для определения количеств веществ, разделите их на соответствующие стехиометрические коэффициенты.

$$n(\text{Al}) = \frac{0,27 \text{ г}}{27 \text{ г/моль}}, \quad n(\text{Al}_2\text{S}_3) = \frac{m}{150 \text{ г/моль}},$$

$$\frac{n(\text{Al})}{2} = \frac{0,27 \text{ г}}{2 \cdot 27 \text{ г/моль}}, \quad \frac{n(\text{Al}_2\text{S}_3)}{1} = \frac{m}{150 \text{ г/моль}}.$$

5. Составьте стехиометрическое соотношение.

$$\frac{n(\text{Al})}{2} = \frac{n(\text{Al}_2\text{S}_3)}{1} \quad \text{или} \quad \frac{0,27}{2 \cdot 27} = \frac{m}{150}.$$

6. Получите выражение для неизвестной величины и выполните необходимые вычисления.

$$m = \frac{150 \cdot 0,27}{2 \cdot 27} = 0,75 \text{ г}.$$

Ответ: масса сульфида алюминия равна 0,75 г.

Определение массы одного вещества по объему другого вещества

Пример. Определите массу карбоната кальция, если известно, что под давлением при его прокаливании газ занимает объем 25 мл при 15° С и давлении 104000 Па.

Решение. Для приведения объема газа к нормальным условиям следует использовать объединённый газовый закон:

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0V_0}{T_0} \Rightarrow V = \frac{pV_0}{T}.$$

где $T_0=273,15\text{К}$, $p_0=101300\text{Па}$, $T=273,15+15=288,15\text{К}$, $V=25\text{мл}=0,025\text{л}$.

$$V_0 = \frac{104000 \cdot 0,025 \cdot 273,15}{288,15 \cdot 101300} = 0,024 \text{ л}$$

2. Уравнение реакции:

$m \text{ 0,024 л}$



100 г/моль 22,4 л/моль

3. Стехиометрическое соотношение:

$$\frac{m}{100 \text{ г/моль}} = \frac{0,024 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} \Rightarrow m = \frac{0,024 \cdot 100}{22,4} = 0,109 \text{ г}$$

Определение объема одного вещества по массе другого вещества

Пример. Вычислите объем кислорода, выделяющегося при полном окислительном разложении 24,5 г бертолетовой соли.

$$m(\text{KClO}_3) = 24,5 \text{ г}$$

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

Алгоритм решения

1. Составьте уравнение реакции, подберите стехиометрические коэффициенты.



2. Запишите над формулами необходимых для расчета веществ их массы и объемы, для неизвестных величин введите буквенные обозначения.

$$24,5 \text{ г} \quad V \text{ л } 2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2.$$

3. Определите молярные массы веществ и запишите их под соответствующими формулами, для газов запишите значение молярного объема 22,4 л/моль (при н.у.).

$$24,5 \text{ г V л}$$



4. Составьте формулы для определения количества вещества, разделите их на соответствующие стехиометрические коэффициенты.

$$n(\text{KClO}_3) = \frac{24,5\text{г}}{122,5\text{г/моль}}, \quad n(\text{O}_2) = \frac{V}{22,4\text{л/моль}}$$

$$\frac{n(\text{KClO}_3)}{2} = \frac{24,5\text{г}}{2 \cdot 122,5\text{г/моль}}, \quad \frac{n(\text{O}_2)}{3} = \frac{V}{3 \cdot 22,4\text{л/моль}}$$

5. Составьте стехиометрическое соотношение, сопоставьте размерности величин.

$$\frac{n(\text{KClO}_3)}{2} = \frac{n(\text{O}_2)}{3} \quad \text{или} \quad \frac{24,5\text{г}}{2 \cdot 122,5\text{г/моль}} = \frac{V}{3 \cdot 22,4\text{л/моль}}$$

6. Получите выражение для неизвестной величины и выполните необходимые вычисления.

$$V = \frac{24,5 \cdot 3 \cdot 22,4}{2 \cdot 122,5} = 6,72\text{л}$$

Решение задач с использованием понятия «тепловой эффект»

Пример. Сколько теплоты выделилось при сгорании угля, если израсходовано 112 л кислорода (н.у.)?

Решение.

$$V(\text{O}_2) = 112\text{л}$$

Q - ?

По термохимическому уравнению:

$$n(\text{O}_2)/n_0(\text{O}_2) = Q/Q_0;$$

$$Q = Q_0 \cdot n(\text{O}_2)/n_0(\text{O}_2) = Q_0 \cdot V(\text{O}_2)/(n_0(\text{O}_2) \cdot V_M) = (393 \cdot 112)/(1 \cdot 22,4) =$$

1965 кДж

Прежде чем приступить к решению задач следует повторить многозначительные вычислительные операции, применяемые для этого. К ним, прежде всего, относятся сложение и умножение натуральных чисел.

Необходимо напомнить, что сумму, в которой все слагаемые равны друг другу, называют произведением, называют множителями. Умножить число на натуральное число и — значит найти сумму и слагаемых, каждое из которых равно m . Произведение двух чисел не изменяется при перестановке множителей. Это свойство умножения называют переместительным. С помощью букв его записывают так: $a \cdot b = b \cdot a$. Чтобы умножить число на произведение двух чисел, можно сначала умножить его на первый множитель, а потом полученное произведение умножить на второй множитель. Это свойство умножения называют сочетательным. С помощью букв его записывают так: $a \cdot (b \cdot c) = (a \cdot b) \cdot c$.

Необходимо обратить внимание на рациональный порядок вычислений. Например, найдем значение выражения $25 \cdot 37 \cdot 0,4$. Опять-таки можно пропустить вычисления «в лоб», т.е. вычислить $25 \cdot 37$, затем то, что получится, умножить на 0,4. Но думающий человек (а таким всегда является культурный человек) воспользуется переместительным и сочетательным законами умножения и будет вычислять так:

$$25 \cdot 37 \cdot 0,4 = (25 \cdot 0,4) \cdot 37 = 10 \cdot 37 = 370.$$

Перед буквенными множителями обычно не пишут знак умножения; вместо $8 \cdot x$ пишут $8x$, вместо $a \cdot b$ пишут ab .

Одну из скобок знак умножения и перед скобками. Например, вместо $2 \cdot (a + b)$ пишут $2(a + b)$, а вместо $(x + 2) \cdot (y + 3)$ пишут $(x + 2)(y + 3)$.

Затем произвести несколько вычислений, обратив внимание на порядок выполнения математических действий.

Определение массы (объема) вещества по известной массе вещества, содержащего примеси

m (образец) $m(A) = \phi(A) \cdot m$ (образец) \rightarrow

$$\phi(A) \rightarrow \frac{m(A)}{a} = \frac{m(B)}{b} \rightarrow m(B) \text{ или } V(B)$$

m(B) - ?

V(B) - ?

Пример. Какой объем водяного газа образуется из 1 кг угля, если массовая доля углерода в угле составляет 60 % ?

Решение. 1. Масса углерода: m(C) = 0,6 · 1000 г = 600 г.

2. Уравнение реакции:

600 г V

C + H₂O = CO + H₂

12 г/моль водяной газ

2·22,4 л/моль

3. Стехиометрическое соотношение:

V(водяной газ) = V(CO) + V(H₂) = 2V(CO),

$$\frac{600\text{г}}{12\text{г/моль}} = \frac{V}{2 \cdot 22,4\text{л/моль}} \Rightarrow V(\text{водяной газ}) = \frac{2 \cdot 22,4 \cdot 600}{12} = 2240\text{л}$$

Определение массы (объема) вещества по массе вещества, находящегося

в недостатке

m(A) Уравнение реакции: aA + bB = cC

m(B) ► при $\frac{n(A)}{a} > \frac{n(B)}{b}$ (B в недостатке)

$$m(B) \rightarrow \frac{n(B)}{b} = \frac{n(C)}{c} \rightarrow m(C) \text{ или } V(C)$$

► при $\frac{n(A)}{a} < \frac{n(B)}{b}$ (A в недостатке)

$$m(C) - ? \quad m(A) \rightarrow \frac{n(A)}{a} = \frac{n(C)}{c} \rightarrow m(C) \text{ или } V(C)$$

Пример. Определите массу осадка, который образовался при взаимодействии растворов, содержащих 3,48 г сульфата алюминия и 0,4 г гидроксида натрия.

Решение

1. Уравнение реакции:

3,48 г 0,4 г m

Al₂(SO₄)₃ + 6NaOH = 2Al(OH)₃↓ + 3Na₂SO₄.

348 г/моль 40 г/моль 78 г/моль

2. Определение вещества, находящегося в недостатке:

$$\frac{3,48\text{г}}{348\text{г/моль}} > \frac{0,4\text{г}}{40\text{г/моль}} ; 0,01 > 0,01$$

В недостатке – гидроксид натрия. Стехиометрический расчет проводят по гидроксиду натрия.

3. Стехиометрическое соотношение:

$$\frac{0,4\text{г}}{40\text{г/моль}} = \frac{m}{2 \cdot 78\text{г/моль}} \Rightarrow m = \frac{0,4 \cdot 2 \cdot 78}{6 \cdot 40} = 1,3\text{г}$$

Расчеты с использованием практического выхода

$$m(A) \quad m(A) \rightarrow \frac{n(A)}{a} = \frac{n(B)}{b} \rightarrow m(B) \rightarrow \eta m(B)$$

η (B)

η m(B) - ?

Пример. Технологические потери при получении сернистого газа из серы составляют 12 %. Определите массу технической серы, необходимой для получения 1774 л оксида серы (IV), если содержание примесей в технической сере 10 %.

Решение. 1. Практический выход: 100 % - 12 % = 88 % или 0,88.

2. Теоретический выход:

$$\eta V(\text{SO}_2) = 1774\text{л} \Rightarrow V(\text{SO}_2) = \frac{1774\text{л}}{0,88} = 2016\text{л}$$

3. Уравнение реакции:

m 2016 л

S + O₂ = SO₂

32 г/моль 22,4 л/моль

4. Стехиометрическое соотношение:

$$\frac{m}{32\text{г/моль}} = \frac{2016\text{л}}{22,4\text{л/моль}} \Rightarrow m(S) = \frac{32 \cdot 2016}{22,4} = 2880\text{г}$$

5. Содержание серы в техническом образце: ω(S) = 100 % - 10 % = 90 % или 0,90.

6. Масса технической серы:

$$m(S_{\text{свн}}) = \frac{2880}{0,90} = 3200 \text{ г}$$

Определение молярной массы неизвестного вещества по известным

массам реагирующих веществ

$m(A), m(B)$

$$M(A) \quad m(A) = \frac{m(A)}{aM(A)} \leftarrow m(B)$$

$M(B) - ?$

Пример. При горении 5,4 г трехвалентного металла образовалось 10,2 г его оксида. Определите атомную массу металла и назовите этот металл.

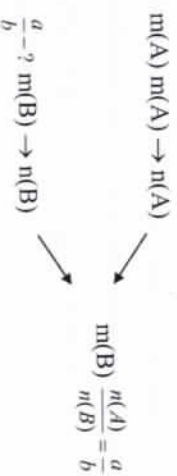
Дано	Решение
$m(M) = 5,4 \text{ г}$	$5,4 \text{ г } 10,2 \text{ г}$
$m(M_2O_3) = 10,2 \text{ г}$	$4M + 3O_2 \rightarrow 2M_2O_3$
$A(M) - ?$	$x \text{ г/моль } (2x+48) \text{ г/моль}$
	где x – атомная масса металла

2. Стехиометрическое соотношение:

$$\frac{5,4}{4x} = \frac{10,2}{2(2x+48)}, \quad 5,4 \cdot 2(2x+48) = 4 \cdot 10,2x \Rightarrow x = 26,7 \text{ г/моль (алюминий)}$$

Определение стехиометрического отношения по известным массам

реагирующих веществ



Пример. Какие продукты образуются при сливании растворов, содержащих: 1) 7,35 г H_3PO_4 и 3 г $NaOH$; 2) 7,35 г H_3PO_4 и 6 г $NaOH$; 3) 7,35 г H_3PO_4 и 9 г $NaOH$?

Решение:

7,35 г 3 г

$H_3PO_4 + NaOH = ?$,

98 г/моль 40 г/моль

$$n(B) = \frac{7,35 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} : \frac{3 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,075 : 0,075 = 1 : 1$$

$H_3PO_4 + NaOH = NaH_2PO_4 + H_2O$.

7,35 г 6 г

1) $H_3PO_4 + NaOH = ?$,

98 г/моль 40 г/моль

$$n(B) = \frac{7,35 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} : \frac{6 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,075 : 0,15 = 1 : 2$$

$H_3PO_4 + 2NaOH = Na_2HPO_4 + 2H_2O$

7,35 г 9 г

$H_3PO_4 + NaOH = ?$,

98 г/моль 40 г/моль

$$n(B) = \frac{7,35 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} : \frac{9 \text{ г}}{40 \text{ г/моль}} = 0,075 : 0,225 = 1 : 3$$

$H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$.

Определение объема газообразного вещества по известному объему

другого газообразного вещества (на основе закона объемных отношений)

$V(A)$

$$V(A) \rightarrow \frac{V(A)}{a} = \frac{V(B)}{b} \rightarrow V(B)$$

$V(B) - ?$

Пример. Какой объем кислорода (н.у.) расходуется на сжигание 10 м^3 метана ?

Решение:

1. Уравнение реакции:

$10 \text{ м}^3 \text{ CH}_4$

$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$.

(Молярный объем в этом случае можно не указывать).

2. Стехиометрическое соотношение:

$$\frac{V(\text{CH}_4)}{1} = \frac{V(\text{O}_2)}{2} \quad \text{или} \quad \frac{10 \text{ м}^3}{1} = \frac{V}{2} \Rightarrow V(\text{O}_2) = 20 \text{ м}^3$$

Ответ: $V(\text{O}_2) = 20 \text{ м}^3$.

Рассмотренный выше алгебраический метод решения задач требует особой, «математической» аккуратности при его применении к химическим задачам: это качество весьма позитивное и очень пригодится учащимся во «взрослой» жизни.

Таким образом, формализация решения задач с использованием математических приёмов упрощает типологично химических задач, способствует интеграции знаний и формированию общеучебных умений и навыков. Решение стехиометрических задач даёт учителю возможность перейти от частных приёмов решения к формированию методологичности деятельности, к её простому и, вместе с тем, общим видам.

Как одно из доступных для учащихся средств связи теории с практикой, обучения с жизнью, решение задач способствует политехнической подготовке учащихся, расширяет кругозор, позволяет установить связь с другими науками, особенно с физикой, математикой, развивает умение мыслить логически, воспитывает самостоятельность. С точки зрения дидактики важно иметь в виду, что при решении любой задачи задаются цель, условия и требования к учебно-познавательной деятельности. Это и является основной целью последнего занятия, на котором учащиеся должны записать свой «проект» заданий для закрепления умения решать задачи.

Задачи для самостоятельного решения

1. Для полной нейтрализации веществ, полученных при окислении смеси бензола и этилбензола перманганатом калия в кислой среде, затрачено 204,54 мл 8%-го ($\rho = 1,1 \text{ г/мл}$) гидроксида натрия. Для нейтрализации продуктов сгорания такого же количества исходной смеси потребовалось 600 мл 30%-го раствора гидроксида калия ($\rho = 1,4$), при этом образовались средняя и кислая соли в массовом соотношении 0,69:0,25. Найти массовую долю бензола в исходной смеси. (55%).

2. В результате реакции этерификации 13,8 г муравьиной кислоты с избытком одноатомным спиртом образовалось 16,65 г эфира с выходом 75%. Найти формулу спирта (этанол).

3. 0,6 моль смеси пропанола-1 и этилглицероля прореагировало с иодом, при этом выделилось 9,52 г газа. Найти массовую долю пропанола в исходной смеси (57,5%).

4. При температуре выше 140°C в присутствии серной кислоты и избыточного спирта образовалось 1,89 г продукта. А при реакции такого же количества спирта в присутствии серной кислоты, но при более низкой температуре образовалось 2,295 г продукта. Найти формулу спирта (пропанол).

5. 0,7 моль смеси этанола и глицерина прореагировало с натрием. При этом выделилось 12,32 л газа. Определить массовую долю этанола в исходной смеси (55,5%).

6. 0,75 моль метанола, этанола и этилглицероля сожгли в 182 л воздуха. При этом образовалось 49,5 г углекислого газа, 33,75 г воды. Найти объёмные доли компонентов исходной смеси и количества веществ. (0,375, 0,25, 0,125)

7. Найти молярное соотношение гидрокарбоната натрия и карбоната натрия, если массовая доля натрия в смеси составляет 33,6%. (1:2)

8. Найти объём аммиака, который выделится при нагревании с 10 до 100°C 1,597 г насыщенного раствора аммиака. Растворимость аммиака при 50°C 21,9 г, а при 10°C – 67,9 г. (564).

9. Смесь 10 мл серной кислоты и 25 мл 0,1 М раствора гидроксида натрия окрашивает фенолфталеин в малиновый цвет. До исчезновения окраски, к смеси добавили 6,5 мл 0,2 М раствора соляной кислоты. Вычислить количество вещества серной кислоты в начальной смеси (или эквивалентную концентрацию) (0,0006 или 0,06).

10. В одном объёме воды растворили 215 объёмов хлороводорода. Вычислить массовую долю образовавшегося раствора (26).

11. Вычислить объем 10%-ного раствора едкого калия ($\rho=0,9$ г/мл), который необходим для получения 24,9 г пропена из 1-хлорпропана (369)
12. Продукты сгорания 18 г кумола пропустили через 2160 мл 2,5 М раствора едкого калия. Найдите массы образовавшихся веществ (186,3 и 151,2)
13. 13,1 г смеси натрия и оксида натрия растворили в 120 г воды, при этом образовался раствор с массовой долей 15,1%. Вычислить массу долю оксида натрия в исходной смеси. (47,3%)
14. 21,9 г смеси калия и оксида калия растворили в 210 г воды, при этом образовался раствор с массовой долей 12,07%. Вычислить массу долю кислорода в исходной смеси. (10,95%)
15. 22,4 г раствора едкого натрия содержит 6,02 10^{23} атомов кислорода. Найдите массовую долю раствора. (35,7%)

Скорость химической реакции

Учение о скоростях химических реакций называется химической кинетикой.

Рассмотрим некоторые понятия, которые используются в химической кинетике.

Система в химии – рассматриваемое вещество или совокупность реагирующих веществ.

Фаза – часть системы, которая отделена от других частей поверхностью раздела.

Химические реакции: а) гомогенные: реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одной фазе.



б) гетерогенные: реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных фазах.



Скорость гомогенной химической реакции равна изменению концентрации какого-либо из веществ, участвующих в реакции, в единицу времени.

Определение: **Скорость гетерогенной реакции равна изменению концентрации вещества, которое vstupляет в реакцию или образуется в результате реакции за единицу времени на единице поверхности раздела фаз.**

Обобщение и систематизация материала идет в форме медиа-лекции, в конце которой ученики отвечают на вопрос, какие факторы влияют на скорость химической реакции.

Задача №1. Реакция протекает по уравнению $A + B = 2C$. Начальная концентрация вещества А равна 0,22 моль/л, а через 10 – 0,215 моль/л. Найдите среднюю скорость реакции.

Решение: Используем формулу для расчёта

$$v = \pm \Delta C / \Delta t = \pm (0,215 - 0,22) / (10 - 0) = 0,0005 \text{ моль/л} \cdot \text{с}$$

Задача №2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент скорости равен 2.

Решение: По правилу Вант-Гоффа

$$v = v_0 \cdot \gamma^{(T_2 - T_1) / T_0}$$

$$1 \text{ по условию заданы требуется определить } v/v_0: v/v_0 = 2^{(70-30)/10} = 2^4 = 16$$

Задача №3. Запишите кинетическое уравнение для следующих

уравнений реакций:



Решение: Согласно закону действующих масс, который действует для

газов и жидкостей:

$$v = k_1 \cdot C(\text{O}_2)$$

$$v = k_2 \cdot C^2(\text{SO}_2) \cdot C(\text{O}_2)$$

Задача №4. Как изменится скорость реакции:



при увеличении давления в системе в 4 раза?

Решение: Запишем кинетическое уравнение для реакции до повышения давления в системе. Обозначим концентрацию кислорода

$C(O_2) = a$, концентрация серы - твердого вещества не учитывается.

$$v = k_1 a$$

При повышении давления в 4 раза, объём уменьшается в 4 раза, следовательно концентрация газа кислорода увеличится в 4 раза и кинетическое уравнение примет вид:

$$v' = k_1 4a$$

Определим, во сколько раз возрастёт скорость реакции:

$$v' / v = k_1 4a / k_1 a = 4$$

Следовательно, при повышении давления в 4 раза, скорость данной реакции увеличится в 4 раза.

Задача №5. Как изменится скорость реакции:



при увеличении давления в системе в 2 раза?

Решение: Запишем кинетическое уравнение для реакции до повышения

давления в системе. Обозначим концентрацию SO_2

$C(SO_2) = a$, концентрация кислорода $C(O_2) = b$.

$$v = k_1 a^2 \cdot b$$

При повышении давления в 2 раза, объём уменьшается в 2 раза, следовательно концентрация газа кислорода и SO_2 увеличится в 2 раза и кинетическое уравнение примет вид:

$$v' = k_1 (2a)^2 \cdot 2b = k_1 4a^2 \cdot 2b = k_1 8a^2 \cdot b$$

Определим, во сколько раз возрастёт скорость реакции:

$$v' / v = k_1 8a^2 \cdot b / k_1 a^2 \cdot b = 8$$

Следовательно, при повышении давления в 2 раза, скорость данной реакции увеличится в 8 раз.

Задачи и тесты

1. Для уменьшения скорости реакции необходимо:

- а) увеличить концентрацию реагирующих веществ;
- б) внести в систему катализатор;
- в) повысить температуру;
- г) понизить температуру

2. С наибольшей скоростью протекает реакция:

- а) нейтрализации;
- б) горение серы в воздухе;

в) растворение магния в кислоте; г) восстановление оксида меди водородом

3. Укажите гомогенную реакцию.

- а) $CaO + H_2O = Ca(OH)_2$;
- б) $S + O_2 = SO_2$;
- в) $ZnCO_3 + O_2 = 2CO_2$;
- г) $MgCO_3 = MgO + CO_2$.

4. Укажите гетерогенную реакцию.

- а) $ZnCO_3 + O_2 = 2CO_2$;
- б) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$;
- в) $2SO_2 + O_2 = 2SO_3$ (кат. V_2O_5);
- г) $N_2O + H_2 = N_2 + H_2O$.

5. Отметьте, какая реакция является одновременно гомогенной и гетерогенной.

- а) $2NO_2 + O_2 = 2SO_3$ (кат. NO_2);
- б) $CaO + CO_2 = CaCO_3$;
- в) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$;
- г) $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$ (кат. Fe).

6. Укажите, как изменится скорость бимолекулярной газовой реакции $2NO_2 = N_2O_4$ при увеличении концентрации NO_2 в три раза.

- а) увеличится в 3 раза;
- б) уменьшится в 6 раз;
- в) увеличится в 9 раз;
- г) увеличится в 6 раз.

7. Укажите какому процессу соответствует выражение закона действующих масс для скорости химической реакции $V = k[O_2]^x$.

- а) $H_2 + O_2 = SO_2$;
- б) $2H_2 + O_2 = 2H_2O$;
- в) $ZnCO_3 + O_2 = 2CO_2$;
- г) $N_2 + O_2 = 2NO$.

8. Отметьте, скорость какого процесса не изменится, если увеличить давление в реакционном сосуде (1 без изменения).

- а) $2NO + O_2 = 2NO_2$;
- б) $H_2 + Cl_2 = 2HCl$;



9. Рассчитайте, чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 40°C её скорость уменьшилась в 81 раз.

10. Перечислите факторы, влияющие на скорость гетерогенных реакций.

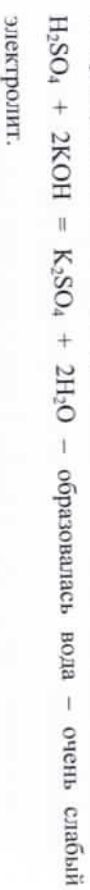
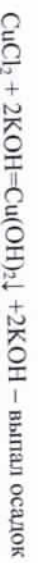
Химическое равновесие.

Обратимые химические реакции – это реакции, одновременно протекающие в прямом и обратном направлениях в одних и тех же условиях.



Необратимые химические реакции – это реакции, протекающие в одном направлении до полного превращения реагирующих веществ в продукты реакции.

Например:



Состояние химического равновесия характеризуется особой величиной – константой равновесия. Для нашего примера константа равновесия имеет вид:

$$K_{\text{равн}} = \frac{k_{\text{пр}}}{k_{\text{обр}}} = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Константа равновесия K равна отношению констант скоростей прямой и обратной реакции, или отношению произведению равновесных концентраций продуктов и реагентов, возведенных в степени, равные коэффициентам в уравнении реакции. Величина константы равновесия определяется природой реагирующих веществ, и зависит от температуры.

Состояние химического равновесия может сохраняться долго при неизменных внешних условиях: температуры, концентрации исходных веществ или конечных продуктов, давления (если в реакции участвуют газы).

Если изменить эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям.

Такой переход называется смещением или сдвигом равновесия.

Уравнение смещения можно предсказать, пользуясь принципом Ле Шателье.

ЛШАЧ.

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказывать внешнее воздействие (изменить давление, концентрацию веществ или температуру), то равновесие сместится в сторону преимущественного протекания того процесса который ослабляет произведенное воздействие.

Задача. Укажите, как повлияет: а) повышение давления; б) повышение температуры; в) увеличение концентрации кислорода на равновесие системы:



Решение: а) Изменение давления смещает равновесие реакций с участием газообразных веществ (г). Определим объёмы газообразных веществ до и после реакции по стехиометрическим коэффициентам:

По принципу Ле Шателье, при увеличении давления, равновесие сместится в сторону образования веществ, занимающих меньший объём, и/или выделению, равновесие сместится вправо, т.е. в сторону образования CO_2 , в сторону прямой реакции (\rightarrow).

б) По принципу Ле Шателье, при повышении температуры, равновесие сместится в сторону эндотермической реакции (\leftarrow), т.е. в сторону обратной реакции – реакции разложения CO_2 (\leftarrow), т.к. по закону сохранения энергии:



в) При увеличении концентрации кислорода равновесие системы сместится в сторону получения CO_2 (\rightarrow) т.к. увеличение концентрации реагентов (жидких или газообразных) смещает в сторону продуктов, т.е. в сторону прямой реакции.

Дополнительно:

Пример 1. Во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе:



если объем газовой смеси уменьшить в три раза? В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение. Обозначим концентрации реагирующих веществ: $[\text{SO}_2] = a$, $[\text{O}_2] = b$, $[\text{SO}_3] = c$. Согласно закону действия масс скорости v прямой и обратной реакции до изменения объема:

$$v_{\text{пр}} = Ka^2b$$

$$v_{\text{обр}} = K_1c^2.$$

После уменьшения объема гомогенной системы в три раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в три раза: $[\text{SO}_2] = 3a$, $[\text{O}_2] = 3b$; $[\text{SO}_3] = 3c$. При новых концентрациях скорости v' прямой и обратной реакции:

$$v'_{\text{пр}} = K(3a)^2(3b) = 27Ka^2b$$

$$v'_{\text{обр}} = K_1(3c)^2 = 9K_1c^2.$$

Отсюда:

$$\frac{v'_{\text{пр}}}{v_{\text{пр}}} = \frac{27Ka^2b}{Ka^2b} = 27; \quad \frac{v'_{\text{обр}}}{v_{\text{обр}}} = \frac{9K_1c^2}{K_1c^2} = 9$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – только в девять раз. Равновесие системы сместилось в сторону образования SO_3 .

Пример 2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 30 до 70 °С, если температурный коэффициент реакции равен 2.

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{T_0 - T_0}}$$

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{10 - 30}{10 - 30}}$$

$$v_2 = v_1 \cdot 2^{10} = v_1 \cdot 2^4 = 16v_1$$

Следовательно, скорость реакции v_2 при температуре 70°С больше скорости реакции v_1 при температуре 30°С в 16 раз.

Пример 3. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г})$ при 850°С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации: $[\text{CO}]_{\text{исх}} = 3$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} = 2$ моль/л.

Решение. При равновесии скорости прямой и обратной реакции равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и называется константой равновесия данной системы:

$$v_{\text{пр}} = K_1 [\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]$$

$$v_{\text{обр}} = K_2 [\text{CO}_2][\text{H}_2]$$

$$K_p = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

И условия задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражение K_p входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрации $[\text{CO}]_p = x$ моль/л. Согласно уравнению системы число молей образованного водорода при этом будет также x моль/л. По столько же молей (x моль/л) CO и H_2O расходуется для образования по x молей CO_2 и H_2 . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ:

$$[\text{CO}_2]_p = [\text{H}_2]_p = x \text{ моль/л};$$

$$[\text{CO}]_p = (3 - x) \text{ моль/л};$$

$$[\text{H}_2\text{O}]_p = (2 - x) \text{ моль/л}.$$

Для константы равновесия, находим значение x , а затем исходные концентрации всех веществ:

$$1 = \frac{x^2}{(3-x)(2-x)}$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2, 5x = 6, x = 1,2 \text{ моль/л}$$

Таким образом, искомые равновесные концентрации:

$$[CO_2]_{\text{р}} = 1,2 \text{ моль/л};$$

$$[H_2]_{\text{р}} = 1,2 \text{ моль/л};$$

$$[CO]_{\text{р}} = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л};$$

$$[H_2O]_{\text{р}} = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л}.$$

Пример 4. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе $2CO_{(г)} + O_{2(г)} \leftrightarrow 2CO_{2(г)}$ составляли: $[CO] = 0,2 \text{ моль/л}$, $[O_2] = 0,32 \text{ моль/л}$, $[CO_2] = 0,16 \text{ моль/л}$. Определить константу равновесия при этой температуре и исходные концентрации CO и O₂, если исходная смесь не содержала CO₂.

Решение: 1) Так как в условии задачи даны равновесные концентрации, то константа равновесия равна 2:

$$K = \frac{(2x)^2}{(1-x) \cdot (2-x)} = 4$$

2) Если исходная смесь не содержала CO₂, то на момент химического равновесия в системе образовалось 0,16 моль CO₂.



На образование 0,16 моль CO₂ затрачено:

Упрощенное (CO)=0(CO₂)=0,16 моль

Упрощенное (O₂)=1/20(CO₂)=0,08 моль

Следовательно,

Упрощенное = Упрощенное + Упрощенное

Упрощенное (CO)=0,16 + 0,2 = 0,36 моль

Упрощенное (O₂)=0,08 + 0,32 = 0,4 моль

Вещество	CO	O ₂	CO ₂
Исходная	0,36	0,4	0
С упрощенными	0,16	0,08	0,16
С равновесия	0,2	0,32	0,16

Пример 5. Определить равновесную концентрацию HI в системе $H_{2(г)} + I_{2(г)} \leftrightarrow 2HI_{(г)}$, если при некоторой температуре константа равновесия равна 4, а исходные концентрации H₂, I₂ и HI равны, соответственно, 1, 2 и 0 моль/л.

Решение. Пусть к некоторому моменту времени образовалось x моль/л HI. Тогда, решая это уравнение, получаем, что равновесная концентрация HI равна 1,33 моль/л.

Вещество	H ₂	I ₂	HI
Исходн., моль/л	1	2	0
Измененн., моль/л	x/2	x/2	x
Финал, моль/л	1-x/2	2-x/2	x

Пример 6. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению:



Как надо изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие в сторону прямой реакции – разложения PCl₅?

Решение. Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле Шателье: а) так как реакция разложения PCl₅ эндотермическая ($\Delta H > 0$) то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру; б) так как в данной системе разложение PCl₅ ведет к увеличению объема (из одной молекулы газа образуются две газообразные молекулы), то для смещения равновесия в

сторону прямой реакции надо уменьшить давление; в) смещения равновесия в указанном направлении можно достигнуть как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 или Cl_2 .

Задания

1. Условие необратимости химического превращения.

- а) образование слабого электролита;
 б) поглощение большого количества теплоты;
 в) взаимодействие слабого и сильного электролитов;
 г) ослабление окраски раствора.

2. Для смещения равновесия в системе $CaCO_3(г) \leftrightarrow CaO(г) + CO_2(г) - Q$ в сторону продуктов реакции необходимо:

- а) увеличить давление б) увеличить температуру
 в) ввести катализатор г) уменьшить температуру

3. При увеличении давления химическое равновесие не смещается в системе:

- а) $2H_2S(г) + 3O_2(г) = 2H_2O(г) + 2SO_2(г)$
 б) $2H_2(г) + O_2(г) = 2H_2O(г)$
 в) $H_2(г) + I_2(г) = 2HI(г)$
 г) $SO_2(г) + Cl_2(г) = SO_2Cl_2(г)$

4. Верны ли следующие суждения о смещении химического равновесия в системе



А. При понижении давления химическое равновесие в данной системе сместится в сторону продукта реакции.

Б. При увеличении концентрации углекислого газа химическое равновесие системы сместится в сторону продукта реакции.

- а) верно только А в) верны оба суждения
 б) верно только Б г) оба суждения неверны

5. В системе $2SO_2(г) + O_2(г) \leftrightarrow 2SO_3(г) + Q$ смещению химического равновесия в сторону исходных веществ будет способствовать

- а) уменьшение давления; в) увеличение концентрации SO_2
 б) уменьшение температуры; г) уменьшение концентрации SO_2
 б. Химическое равновесие в системе $C_4H_{10}(г) \leftrightarrow C_4H_8(г) + 2H_2(г) - Q$ сторону обратной реакции, если

- а) понизить температуру в) добавить катализатор
 б) уменьшить концентрацию H_2 г) повысить давление

4. Определите массы и массовой доли растворенного вещества в растворе

Массовой долей называют отношение массы данного компонента $m(X)$ к массе всего раствора $M(p-ра)$. Массовую долю обозначают символом ω (омега) и выражают в долях единицы или в процентах:

$$\omega(X) = m(X)/M(p-ра) \text{ (в долях единицы);}$$

$$\omega(X) = m(X) \cdot 100/M(p-ра) \text{ (в процентах).}$$



Массовой концентрацией называют количество растворенного вещества в 1 л раствора. Ее обозначают символом $c(X)$ и измеряют в моль/л:

$$c(X) = n(X)/V = m(X)/M(X) \cdot V$$

В этой формуле $n(X)$ – количество вещества X, содержащегося в растворе, $M(X)$ – молярная масса вещества X.

Рассмотрим несколько типовых задач.

4. Определите массу бромиды натрия, содержащегося в 300 г 15%-ного раствора.

Решение. Массу бромиды натрия определим по формуле:

$$m(NaBr) = \omega \cdot M(p-ра)/100;$$

$$m(\text{NaBr}) = 15 \cdot 300/100 = 45 \text{ г.}$$

Ответ: 45 г.

2. Масса нитрата калия, которую нужно растворить в 200 г воды для получения 8%-ного раствора, равна _____ г. (Ответ округлите до целого числа.)

Решение. Пусть $m(\text{KNO}_3) = x$ г, тогда $M(\text{р-ра}) = (200 + x)$ г.

Массовая доля нитрата калия в растворе: $\omega(\text{KNO}_3) = x/(200 + x) = 0,08$;

$$x = 16 + 0,08x;$$

$$0,92x = 16;$$

$$x = 17,4.$$

После округления $x = 17$ г.

Ответ: 17 г.

Массовая Доля -
отношение массы растворенного вещества к массе раствора (вотм, %)

$$\Omega(\%) = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р}}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{р}} = m_{\text{в}} + m_{\text{вд}}$$

Молярная концентрация -
отношение количества растворенного вещества к объему раствора (моль/л)

$$n = \frac{m_{\text{в}}}{M}$$

$$C = \frac{n}{V}$$

$$C = \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot V}$$

$m_{\text{в}}$ - масса растворенного вещества, (г)
 $m_{\text{р}}$ - масса раствора, (г)
 $m_{\text{вд}}$ - масса воды, (г)
 V - объем раствора, (л)
 n (моль) - количество растворенного вещества (моль)
 M - молярная масса растворенного вещества, (г/моль)

4. Масса хлорида кальция, которую нужно добавить к 400 г 5%-ного раствора этой же соли, чтобы удвоить ее массовую долю, равна _____ г. (Ответ запишите с точностью до десятых.)

Решение. Масса CaCl_2 в исходном растворе равна:

$$m(\text{CaCl}_2) = \omega \cdot M(\text{р-ра});$$

$$m(\text{CaCl}_2) = 0,05 \cdot 400 = 20 \text{ г.}$$

Массовая доля CaCl_2 в конечном растворе равна $\omega_1 = 0,05 \cdot 2 = 0,1$.

Пусть масса CaCl_2 , которую нужно добавить в исходный раствор, равна x г.

Тогда масса конечного раствора $M_1(\text{р-ра}) = (400 + x)$ г.

Массовая доля CaCl_2 в конечном растворе:

Решив это уравнение, получим $x = 22,2$ г.

Ответ: 22,2 г.

4. Масса спирта, которую нужно испарить из 120 г 2%-ного спиртового раствора йода, чтобы повысить его концентрацию до 5%, равна _____ г. (Ответ запишите с точностью до десятых.)

Решение. Определим массу йода в исходном растворе:

$$m(\text{I}_2) = \omega \cdot M(\text{р-ра});$$

$$m(\text{I}_2) = 0,02 \cdot 120 = 2,4 \text{ г.}$$

После выпаривания масса раствора стала равна:

$$M_1(\text{р-ра}) = m(\text{I}_2)/\omega_1$$

$$M_1(\text{р-ра}) = 2,4/0,05 = 48 \text{ г.}$$

Из разности масс растворов найдем массу испарившегося спирта:

$$120 - 48 = 72 \text{ г.}$$

Ответ: 72 г.

4. Масса воды, которую нужно добавить к 200 г 20%-ного раствора бромид натрия, чтобы получить 5%-ный раствор, равна _____ г. (Ответ запишите до целого числа.)

Решение. Определим массу бромид натрия в исходном растворе:

$$m(\text{NaBr}) = \omega \cdot M(\text{р-ра});$$

$$m(\text{NaBr}) = 0,2 \cdot 200 = 40 \text{ г.}$$

Пусть масса воды, которую нужно добавить для разбавления раствора, равна x г, тогда по условию задачи:

Отсюда получим $x = 600$ г.

Ответ: 600 г.

6. Массовая доля сульфата натрия в растворе, полученном при смешении 200 г 5%-ного и 400 г 10%-ного растворов Na_2SO_4 , равна _____%. (Ответ округлите до десятых.)

Решение. Определим массу сульфата натрия в первом исходном

растворе:

$$m_1(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,05 \cdot 200 = 10 \text{ г.}$$

Определим массу сульфата натрия во втором исходном растворе:

$$m_2(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 0,1 \cdot 400 = 40 \text{ г.}$$

Определим массу сульфата натрия в конечном растворе: $m(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 10 + 40 = 50$ г.

Определим массу конечного раствора: $M(\text{р-ра}) = 200 + 400 = 600$ г.

Определим массовую долю Na_2SO_4 в конечном растворе: $50/600 = 8,3\%$

Ответ: 8,3%.

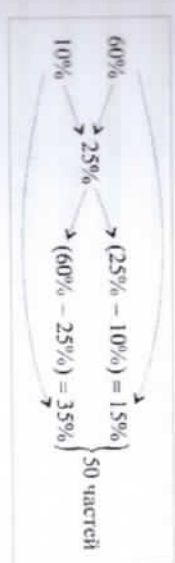
В дополнение к решению задач на растворы

“Правилом креста” называют диагональную схему правила смешения для случая с двумя растворами.



Слева на концах отрезков записывают исходные массовые доли растворов (обычно слева вверху-большая), на пересечении отрезков – заданная, а справа на их концах записываются разности между исходными и заданной массовыми долями. Получаемые массовые части показывают в каком отношении надо слить исходные растворы.

Пример: Определите, сколько нужно взять растворов соли 60%-й и 10%-й концентрации для приготовления 300 г раствора 25%-й концентрации.



Масса одной части: $300/50 = 6$ г.

Тогда $m_1 = 6 \cdot 15 = 90$ г, $m_2 = 6 \cdot 35 = 210$ г.

Нужно смешать 90 г 60% раствора и 210 г 10% раствора.

Тесты для самостоятельного решения

1. Верны ли следующие суждения о массовой доле растворенного вещества в растворе?

A. Массовую долю растворенного вещества можно выражать в долях.

B. Массовая доля растворенного вещества – это безразмерная величина.

1) Верно только A; 3) верны оба суждения;

2) верно только B; 4) оба суждения не верны.

2. Верны ли следующие суждения о массовой доле растворенного вещества в растворе?

A. Массовая доля растворенного вещества всегда меньше 1 или 100%.

B. Сумма массовых долей растворителя и растворенного в нем вещества равна 1 или 100%.

1) Верно только A; 3) верны оба суждения;

2) верно только B; 4) оба суждения не верны.

3. Масса гидроксида натрия, содержащегося в 200 г 10%-го раствора равна, равна:

1) 10 г 2) 20 г 3) 1 г 4) 2 г.

4. Масса сахара, необходимого для приготовления 300 г 5%-го сахарного сиропа, равна:

1) 5 г 2) 30 г 3) 15 г 4) 150 г.

5. Масса воды, необходимая для приготовления 500 г 2%-го раствора нитрата калия, равна:

1) 490 г; 2) 498 г; 3) 2 г; 4) 10 г.

6. Масса воды, необходимая для приготовления 200 г 5%-го раствора гидроксида калия, равна:

1) 5 г; 2) 10 г; 3) 190 г; 4) 195 г.

7. Массовая доля хлорида натрия в растворе, приготовленном из 380 г и 20 г хлорида натрия, равна:

1) 5%; 2) 0,5%; 3) 0,05%; 4) 10%.

8. Массовая доля глюкозы в растворе, содержащем 15 г глюкозы и 135 г воды, равна:

1) 0,1%; 2) 1%; 3) 10%; 4) 15%.

9. В 1 л раствора серной кислоты содержится 228 г серной кислоты. Чему равна массовая доля кислоты в этом растворе, если его плотность 1,14 г/мл?

1) 20%; 2) 2%; 3) 0,2%; 4) 22%.

10. В 200 г 5%-го раствора хлорида натрия растворили 10 г хлорида натрия. Массовая доля соли в полученном растворе равна:

1) 9,5%; 2) 0,095%; 3) 0,85%; 4) 8,5%.

Расчёты на основе молярной концентрации

Химикам нередко приходится работать с жидкими растворами, так как это благоприятная среда для протекания химических реакций. Жидкости легко смешивать, в отличие от кристаллических тел, а также жидкость занимает меньший объем, по сравнению с газом. Благодаря этим достоинствам, химические реакции могут осуществляться гораздо быстрее, так как исходные реагенты в жидкой среде часто сблизжаются и сталкиваются друг с другом. В прошлых уроках мы отмечали, что вода относится к полярным жидкостям, и поэтому является неплохим растворителем для проведения химических реакций. Молекулы H_2O , а также ионы H^+ и OH^- , на

которых вода диссоциирована в небольшой степени, могут способствовать ионно-химические реакции, благодаря полярности связей в других молекулах или ослаблению связи между атомами. Вот почему жизнь на Земле произошла не на суше или в атмосфере, а именно в воде.

Раствор может быть образован путем растворения газа в жидкости или твердого тела в жидкости. В обоих случаях жидкость является растворителем, а другой компонент — растворенное вещество. Когда раствор образован путем смешивания двух жидкостей, растворителем считается та жидкость, которая находится в большем количестве, иначе говоря имеет большую концентрацию.

Расчет концентрации раствора

Молярная концентрация. Концентрацию можно выражать по-разному, но наиболее распространенный способ — указание его молярности. Молярная концентрация (молярность) — это число молей растворенного вещества в 1 литре раствора. Единица молярности обозначается символом М. Например, два моля соляной кислоты на 1 литр раствора обозначается 2 М HCl. Кстати, если на 1 литр раствора приходится 1 моль растворенного вещества, тогда раствор называется одномолярным. Молярная концентрация раствора обозначается различными символами:

$c_x, C_{\text{рас}}$ [M], где x — растворенное вещество

формула для вычисления молярной концентрации (молярности):

$$C_x = n/V, \text{ моль/л}$$

где n — количество растворенного вещества в молях, V — объем раствора в литрах.

Нередко о технике приготовления растворов нужной молярности. Например, что если добавить к одному литру растворителя 1 моль вещества, общий объем раствора будет чуть больше одного литра, и потому будет ошибкой считать полученный раствор одномолярным. Чтобы этого избежать, первым делом добавляем вещество, а только потом доливаем воду, пока

суммарный объем раствора не будет равным 1 л. Полезно будет запомнить, приближенное правило аддитивности объемов, которое гласит, что объем раствора приближенно равен сумме объемов растворителя и растворенного вещества. Растворы многих солей приближенно подчиняются данному правилу.

Пример 1. Химичка дала задание растворить в литре воды 264 г сульфата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, а затем вычислить молярность полученного раствора и его объем, основываясь на предположении об аддитивности объемов. Плотность сульфата аммония равна 1,76 г/мл.

Решение: Определим объем $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ до растворения:

$$264 \text{ г} / 1,76 \text{ г/мл} = 150 \text{ мл} = 0,150 \text{ л}$$

Пользуясь правилом аддитивности объемов, найдем окончательный объем раствора:

$$1,000 \text{ л} + 0,150 \text{ л} = 1,150 \text{ л}$$

Число молей растворенного сульфата аммония равно:

$$264 \text{ г} / 132 \text{ г/моль} = 2,00 \text{ моля } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

Завешающий шаг! Молярность раствора равна:

$$2,000 / 1,150 \text{ л} = 1,74 \text{ моль/л, т.е. } 1,74 \text{ М } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

Приближенным правилом аддитивности объемов можно пользоваться только для грубой предварительной оценки молярности раствора. Например, в примере 1, объем полученного раствора на самом деле имеет молярную концентрацию равную 1,8 М, т.е. погрешность наших расчетов составляет 3,3%.

Разбавление растворов. В химической практике часто занимаются разбавлением растворов, т.е. добавлением растворителя. Просто нужно запомнить, что число молей растворенного вещества при разбавлении раствора остается неизменным. И еще запомните формулу правильного разбавления раствора:

Число молей растворенного вещества $= c_1 V_1 = c_2 V_2$, где c_1 и V_1 — молярная концентрация и объем раствора до разбавления, c_2 и V_2 — молярная

концентрация и объем раствора после разбавления. Рассмотрите задачи на разбавление растворов:

Пример 2. Определите молярность раствора, полученного разбавлением 175 мл 2,00 М раствора до 1,00 л.

Решение: В условии задачи указаны значения c_1 , V_1 и V_2 , поэтому пользоваться формулой разбавления растворов, выразим молярную концентрацию полученного раствора c_2 :

$$c_2 = c_1 V_1 / V_2 = (2,00 \text{ М} \times 175 \text{ мл}) / 1000 \text{ мл} = 0,350 \text{ М}$$

Пример 3. (самостоятельно). До какого объема следует разбавить 5,00 мл 6,00 М раствора HCl, чтобы его молярность стала 0,1 М?
Ответ: $V_2 = 300 \text{ мл}$

Тесты для самостоятельного решения

1. В какой реакции фактор эквивалентности азотной кислоты не равен единице?
 а) $2\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
 б) $\text{HNO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaOHNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 в) $\text{HNO}_3 + \text{Ca} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 г) $\text{HNO}_3 + \text{Mg} \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$.

2. Какое количество вещества (эквивалентов) составляют 106 г Na_2CO_3 ?
 А) 1; Б) 2; В) 0,5; Г) 17,67

3. В каких единицах измеряется молярная концентрация раствора?
 а) моль/л; б) моль · лг;
 в) моль/л³; г) безразмерная величина

4. Для раствора какого вещества молярная концентрация совпадает с молярной концентрацией эквивалента?
 а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; б) Na_2CO_3 ; в) H_2SO_4 ; г) BaCl_2

5. Какая масса хлорида кальция содержится в 2 г раствора в) $\text{CaCl}_2 = 100\%$

а) 0,1 г; б) 2 г; в) 20 мг; г) 1 г

6. Какова молярная концентрация раствора, в 100 мл которого содержится 18 г глюкозы?

а) 18; б) 1; в) 0,1; г) 1,8

7. Какова молярная концентрация (физиологического) изотонического раствора NaCl $\rho = 0,9\%$ (плотность ~ 1 г/мл)?

а) 0,90; б) 0,30; в) 0,15; г) 0,075

8. Какую массу йода и какой объем этилового спирта ($\rho = 0,8$ г/мл) необходимо взять для приготовления 200 г йодной настойки с массовой долей йода 5%?

а) 5 г, 238 мл; б) 10 г, 238 мл; в) 10 г, 200 мл; г) 5 г, 200 мл

9. Какова молярная концентрация раствора карбоната натрия, если его титр равен 0,0106 г/мл?

а) 0,0001 моль/л; б) 0,1 моль/л; в) 0,2 моль/л; г) 0,002 моль/л

10. Какой объем раствора NaOH $c=0,1$ моль/л потребуется для полной нейтрализации раствора, содержащего 0,05 моль HCl?

а) 0,5 мл; б) 50 мл; в) 0,5 л; г) 0,1 л

Теория электролитической диссоциации

Степень диссоциации (α) – отношение количества молекул, которые распались на ионы (N'), к общему количеству растворенных молекул (N):

$$\alpha = N'/N$$

$\alpha = 0$ – диссоциация отсутствует;

$\alpha = 0-3\%$ – слабые электролиты - слабые кислоты (H_2SO_3 , H_2S , H_2SiO_3),

слабые основания;

$\alpha = 3\%-30\%$ – средние электролиты;

$\alpha = 30\%-100\%$ – сильные электролиты – соли, сильные кислоты (HCl, HBr, HNO_3 , $H_2SO_{4(гидрат)}$), некоторые основания (LiOH, KOH, NaOH);

$\alpha = 100\%$ – полная диссоциация.

Степень диссоциации зависит от концентрации раствора.

Константа диссоциации электролита (K) – количественная характеристика диссоциации – отношение произведений концентрации ионов, образованных при диссоциации, к концентрации исходных частиц.

Для электролита АВ, который диссоциирует по уравнению $AB \leftrightarrow A^+ + B^-$:

$$K = ([A^+][B^-]) / [AB]$$

Константа диссоциации не зависит от концентрации вещества и может изменяться в очень широком диапазоне - от 10^{-16} до 10^{15} .

Степень и константа диссоциации связаны между собой соотношением, называемым Законом разведения Оствальда:

$$K = ([A^+][B^-]) / [AB] = C\alpha^2 / (1-\alpha)$$

Для слабых электролитов:

$$K \approx \alpha^2 C$$

$$\alpha \approx \sqrt{K/C}$$

Диссоциация воды и её константа диссоциации:



$$K = ([OH^-][H^+]) / [H_2O]$$

Поскольку вода является очень слабым электролитом, то концентрация $[H_2O]$ является практически неизменной, поэтому, остаётся постоянной и константа диссоциации воды (*целое произведение воды*):

$$K_w = [OH^-][H^+] = 10^{-14} \text{ (при } 25^\circ C)$$

Для чистой воды:

$$[OH^-] = [H^+] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

На практике пользуются водородным показателем $pH = -\lg[H^+]$:

$pH = 7$ – нейтральная среда;

$pH < 7$ – кислая среда;

$pH > 7$ – щелочная среда.

Диссоциация кислот и оснований

Константа диссоциации одноосновных кислот (K_a -кислотный тип диссоциации; A^- -кислотный остаток):

$$K_a = \frac{[A^-][H^+]}{[HA]}$$

Многоосновные кислоты диссоциируют в несколько стадий, у каждой из которых своя константа диссоциации.

Константа диссоциации оснований обозначается K_b .

Диссоциация малорастворимых веществ

Константа диссоциации малорастворимых веществ

называется произведением растворимости (ПР).

$$\begin{aligned} AgCl_{(m)} &= Ag^+ + Cl^- \\ K &= ([Ag^+][Cl^-]) : [AgCl_{(m)}] \\ ПР(AgCl) &= [Ag^+][Cl^-] = const \end{aligned}$$

При наличии в растворе нескольких электролитов они диссоциируют в сторону образования: 1) осадков; 2) газов; 3) слабых электролитов.

Взаимодействие солей с водой с образованием кислот и основной соли называется гидролизом.

Примеры решения задач

Пример 1. Написать молекулярное уравнение, соответствующее ионному уравнению взаимодействия иона водорода (H^+) с гидроксид-ионом (OH^-).

Решение: ион водорода реагирует с гидроксид-ионом с образованием молекулы воды (реакция нейтрализации):



ионы водорода образуются при диссоциации сильных кислот (HCl); гидроксид-ионы образуются при диссоциации сильных оснований ($NaOH$):



Пример 2. Написать молекулярное уравнение, соответствующее ионному уравнению взаимодействия иона водорода с карбонат-ионом.

Решение: карбонат-ионы реагируют с ионами водорода с образованием гидрокарбонат-ионов (реакция протекает при недостатке ионов водорода):



иной вариант данной реакции - образование неустойчивой угольной кислоты, распадающейся на воду и оксид углерода (протекает при избытке ионов водорода):



Молекулярные уравнения реакций:



Пример 3. Написать молекулярное уравнение, соответствующее ионному уравнению взаимодействия иона серебра с гидроксид-ионом.

Решение: ион серебра реагирует с гидроксид-ионом с образованием нерастворимого соединения гидроксида серебра, выпадающего на воду и иона серебра:



ионы серебра образуются при диссоциации растворимых солей серебра ($AgNO_3$)

гидроксид-ионы образуются при диссоциации сильных оснований ($NaOH$):



Пример 4. При взаимодействии каких растворов получится карбонат кальция ($CaCO_3$)?

Решение: Из таблицы растворимости видно, что карбонат кальция нерастворим в воде.

Свернутое ионное уравнение для получения $CaCO_3$ будет иметь следующий вид:



Для решения задачи подойдет любое растворимое соединение кальция, которое будет диссоциировать с образованием ионов Ca^{2+} , например, хлорид или нитрат кальция - CaCl_2 или $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$:

В качестве донора ионов CO_3^{2-} сойдет любой растворимый в воде карбонат, например, Na_2CO_3 или K_2CO_3 :

Один из вариантов молекулярного уравнения:



Пример 5. Растворы каких солей нужны для получения: карбоната

бария BaCO_3 ; фосфата кальция (V) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$; сульфата свинца PbSO_4 ?

Решение:



Пример 6. Какие вещества образуются при взаимодействии раствором сульфата натрия (Na_2SO_4) и хлорида бария (BaCl_2)?

Решение: Из таблицы растворимости видно, что обе соли растворимы в воде:



При сливании растворов образуются катионы натрия и бария и анионы хлора и оксида серы. Из таблицы растворимости видно, что нерастворимую в воде соль даст сочетание Ba^{2+} и SO_4^{2-} :



Уравнение реакции будет иметь вид:



Пример 7. Какая соль выпадет в осадок при взаимодействии нитрата серебра (AgNO_3) и хлорида кальция (CaCl_2)? Написать уравнение реакции.

Решение:



Пример 8. Каким образом можно очистить поваренную соль (NaCl) от сульфата натрия (Na_2SO_4)?

Решение: Если решения задачи заключается в добавлении в раствор поваренной соли и сульфата натрия вещества, способного распадаться на ионы, которые свяжут ионы оксида серы в нерастворимую соль, высвободив тем самым ионы натрия.

Если соединимного вещества выпадит хлорид кальция CaCl_2 .



Несомненно, как $\text{CaSO}_4 \downarrow$ выпадет в осадок, полученный раствор поваренной соли будет отфильтровать, после чего в фильтрате будет присутствовать чистая поваренная соль.

Пример 9. Написать молекулярное и ионное уравнение реакции алюминия алюминия с нитратом серебра.

Решение: Молекулярное уравнение:



Ионное ионное уравнение:



Сокращенное ионное уравнение:



Пример 10. Рассчитать концентрацию ионов, образующихся при смешении 1 литра 0,25M раствора BaCl_2 и 1 литра 0,5M раствора Na_2SO_4 , после выпадения BaSO_4 в осадок.

Решение: Молекулярное уравнение реакции:



Сокращенное ионное уравнение:



Рассчитаем исходные кол-ва ионов:

$$v(\text{Ba}^{2+}) = cV = 0,25 \text{ моль}$$

$$v(\text{Cl}^-) = v(\text{Ba}^{2+}) = 0,5 \text{ моль}$$

$$v(\text{SO}_4^{2-}) = 0,5 \text{ моль}$$

$$v(\text{Na}^+) = 2v(\text{SO}_4^{2-}) = 1 \text{ моль}$$

(Ba^{2+}) в обменной реакции присутствует в недостатке, поэтому, в реакцию вступает не 0,5, а только 0,25 SO_4^{2-} ;

Объем полученного раствора $1+1=2$ литра;

Рассчитаем молярные концентрации ионов:

$$c(\text{Cl}^-) = v/V = 0,5/2 = 0,25 \text{ моль/л}$$

$$c(\text{SO}_4^{2-}) = (0,5 - 0,25)/2 = 0,125 \text{ моль/л}$$

$$c(\text{Na}^+) = 1/2 = 0,5 \text{ моль/л}$$

Пример 11. Рассчитать pH водного раствора 0,1M HCl ; 0,1M NaOH .

Решение: HCl - сильная кислота, диссоциирует полностью, уравнение

диссоциации:



$$[\text{H}^+] = 0,1 \text{ моль/л}; \quad \text{pH} = -\lg(10^{-1}) = -(-1) = 1$$

NaOH - сильное основание, диссоциирует полностью, уравнение

диссоциации:



$$[\text{OH}^-] = 0,1 \text{ моль/л}; \quad [\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / 0,1 = 10^{-13}$$

$$\text{pH} = -\lg(10^{-13}) = -(-13) = 13$$

Пример 12. Рассчитать концентрацию ионов водорода в растворе азотной кислоты концентрации 1,5 моль/л ($K=1,7 \cdot 10^{-5}$).

Решение: Формула равновесия, установленного в водном растворе

азотной



$$K = [\text{NH}_3][\text{OH}^-] / [\text{NH}_4^+] = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

Обозначим через x равновесную концентрацию $[\text{OH}^-]$; тогда $[\text{NH}_3] = x$;

$$[\text{NH}_4^+] = 1,5 - x$$

$$K = x \cdot x / (1,5 - x) = x^2 / (1,5 - x) = 1,7 \cdot 10^{-5}$$

$$x = 5 \cdot 10^{-3}$$

$$[\text{H}^+] = K_w / [\text{OH}^-] = 10^{-14} / (5 \cdot 10^{-3}) = 2 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

Тесты для самостоятельного решения

1. Из предложенных веществ выпишите электролит

А) фенилин; Б) кристаллический нитрат кальция; В) азотная кислота;

Г) сульфат бария

2. В ионном электролитам относятся:

А) гидроксид железа (III); Б) кремниевая кислота;

В) карбонат кальция; Г) карбонат натрия

3. Электролитической диссоциации подвергаются соединения,

имеющие связи

А) ковалентные полярные; Б) ионные;

В) ковалентные неполярные; Г) водородные

4. Основания – электролиты, при диссоциации которых в водных

растворах не образуются

А) ионы гидроксильной группы; Б) катионы металлов;

В) ионы водорода; Г) гидросел-анионы

5. Напишите уравнение диссоциации хлорида железа (III). Укажите

значит гидроксильных зарядов в правой части этого уравнения

А) 3; Б) -4; В) -2; Г) -1

6. Исходя из данных о растворимости веществ, определите, в каком случае выпадение осадка не происходит

- А) $\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow$; В) $\text{CuCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$;
В) $\text{MnSO}_4 + \text{NaI} \rightarrow$; Г) $\text{FeCl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$

7. Для уравнения реакции хлорида железа (II) с гидроксидом натрия сокращенное ионное уравнение будет иметь вид

- А) $\text{Fe}^{2+} + \text{Na}^+ \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$; В) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$;
В) $2\text{Na}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{NaOH}$; Г) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{FeCl}_2 \downarrow$

8. Реакция обмена идет до конца, если:

А) исходные вещества взяты в количествах, пропорциональных их стехиометрическим отношениям;

В) если более активный элемент вытесняет менее активный;

В) Если в результате реакции образуются только электролиты;

Г) если в результате реакции образуется газ, осадок или малодиссоциируемое вещество

9. Какие вещества необходимо взять, чтобы получить сокращенное

ионное уравнение реакции $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$

- А) $\text{CuSO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$; В) $\text{CuCl}_2 + \text{KCl} \rightarrow$;
В) $\text{CuO} + \text{KOH} \rightarrow$; Г) $\text{CuSO}_4 + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow$

10. Наличие ионов хлора в растворе можно определить с помощью ионов

- А) водорода; В) серебра;
В) бария; Г) меди

11. При взаимодействии раствора хлорида бария и серной кислоты

- А) выделяется углекислый газ; В) выпадет белый песочный осадок;
В) образуется вода; Г) выпадет белый хлопьевидный осадок

12. Газ с неприятным запахом выделяется при сливании растворов электролитов

- А) сульфиды натрия и соляной кислоты;
В) сульфата натрия и соляной кислоты;

В) сульфата натрия и соляной кислоты;

Г) все ответы верны

13. Смешали растворы, содержащие одинаковое число молей NaNO_3 и KCl . После выпаривания сухой остаток содержит:

- А) две различные соли; В) три различные;
В) четыре различные соли; Г) одну соль

14. При взаимодействии каких электролитов реакция не происходит (обратима)

- А) NaCl и AgNO_3 ; В) NaOH и HCl ;
В) NaOH и CuCl_2 Г) NaCl и H_2SO_4

15. Выберите ряд с двухосновными кислотами

- А) серная, соляная, бромоводородная;
В) серная, угольная, гидродородная;

В) серная, азотная, соляная;
Г) нет правильного ответа

16. При взаимодействии ортофосфорной кислоты с водой на первой стадии образуются

- А) ионы PO_4^{3-} ; В) ионы H_2PO_4^- ;
В) ионы HPO_4^{2-} ; Г) молекулы H_3PO_4

17. К электролитам не относятся основания

- А) гидроксид калия; В) гидроксид бария;
В) гидроксид цинка; Г) гидроксид кальция

18. В каком из электролитов количество ионов металла равняется 3 моль

- А) хлорид натрия; В) карбонат натрия;
В) сульфат натрия; Г) ортофосфат натрия

19. Объем газа, выделившегося в результате взаимодействия 3 моль ионной карбоната натрия и 2 моль раствора хлорводородной кислоты равняется

- А) 22,4л; В) 44,8л; В) 11,2л; Г) 448л

20. Определите массу осадка, выпавшего при сливании 40 граммов 20% раствора гидроксида натрия с раствором хлорида меди(II)

- А) 19,6 г; Б) 196 г; В) 1,96 г; Г) 0,196 г

Задачи на газы

Задача 1. Какой объем занимают 20 г азота при температуре 0 °С и давлении 202 кПа?

Решение. Для расчета объема используем уравнение Клапейрона — Менделеева в форме:

$$V = \frac{\nu \times R \times T}{p} = \frac{m \times R \times T}{M \times p}$$

При расчетах по этому уравнению объем обычно выражают в литрах, давление — в килопаскалях, а R — в Дж/(моль • К) и учитывают, что $kPa \cdot l = J$ — Дж:

$$V = \frac{m \times R \times T}{M \times p} = \frac{20 \times 8,314 \times 273}{28 \times 202} = 8,03 \text{ л}$$

Ответ: 8,03 л.

Задача 2. Сколько молекул содержится в 11,2 л углекислого газа: а) при нормальных условиях; б) при температуре 20 °С и давлении 99 кПа?

Решение. Число молекул N можно найти через количество вещества ν — по формуле

$$N = \nu \times N_A$$

а) При нормальных условиях молярный объем всех газов равен 22,4 л/моль, поэтому количество вещества углекислого газа:

$$\nu(CO_2) = \frac{V}{V_m} = \frac{11,2}{22,4} = 0,5 \text{ (моль)}$$

Число

$$N(CO_2) = \nu(CO_2) \times N_A = 0,5 \times 6,02 \times 10^{23} = 3,01 \times 10^{23}$$

Молекул

б) При произвольных условиях для расчета количества вещества через объем используют уравнение Клапейрона—Менделеева:

$$\nu(CO_2) = \frac{p \times V}{R \times T} = \frac{99 \times 11,2}{8,31 \times 293} = 0,455 \text{ (моль)}$$

Число

$$N(CO_2) = \nu(CO_2) \times N_A = 0,455 \times 6,02 \times 10^{23} = 2,74 \times 10^{23}$$

$$N(H_2), \text{ а) } 3,01 \times 10^{23}; \text{ б) } 2,74 \times 10^{23}$$

Задача 3. Имеются образцы двух газов, взятых при одинаковых условиях: 10 л метана и 20 л хлороводорода. В каком газе содержится больше молекул, а в каком — больше атомов и во сколько раз?

Решение. В данном случае мы не можем рассчитать точное число молекул и атомов в метане и в хлороводороде, так как условия неизвестны и мы не можем применить уравнение Клапейрона—Менделеева. Известно, однако, что условия — температура и давление — одинаковы, поэтому можно применить закон Авогадро: объемы газов прямо пропорциональны их количеству.

$$\frac{V(H_2)}{V(HCl)} = \frac{V(H_2)}{10} = 2$$

Иначе хлороводорода содержится в 2 раза больше молей, а соответственно и молекул, чем в образце метана. В молекуле хлороводорода содержится два атома, а в молекуле метана — пять атомов, поэтому число атомов в хлороводороде в два раза больше числа молекул, а в метане — в пять раз соответственно.

$$n(H_2) = \nu(H_2), n(HCl) = \nu(C_2H_6) = 5\nu(C_2H_6);$$

$$\frac{n(H_2)}{n(HCl)} = \frac{\nu(H_2)}{5\nu(C_2H_6)} = \frac{2}{5} \times 2 = \frac{4}{5}$$

Иначе метана атомов в $5/4 = 1,25$ раза больше, чем в образце хлороводорода.

Иначе Молекул в 2 раза больше в хлороводороде, атомов в 1,25 раза больше в метане.

Задача 4. Рассчитайте объем газа (при н. у.), который выделится при действии избытка концентрированной азотной кислоты на 16 г меди.

Решение. Запишем уравнение реакции:



Выделяющийся газ — оксид азота (IV) NO_2 . Введём расчёт по количеству вещества. Объем продукта реакции рассчитывается по схеме:



Найдём количество вещества меди:

$$\nu(\text{Cu}) = m(\text{Cu}) / M(\text{Cu}) = 16/64 = 0,25 \text{ (моль)}.$$

По основному закону химической стехиометрии отношение количества реагирующих веществ (в молях) равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. Коэффициент перед NO_2 в 2 раза больше, чем коэффициент перед Cu , поэтому количество NO_2 также в 2 раза больше:

$$\nu(\text{NO}_2) = 2\nu(\text{Cu}) = 0,5 \text{ моль. Объем оксида азота (IV):}$$

$$V(\text{NO}_2) = \nu(\text{NO}_2) \cdot V_m = 0,5 \cdot 22,4 = 11,2 \text{ (л)}.$$

Ответ: 11,2 л NO_2 .

Задача 5. Какой объем кислорода требуется для сжигания 2 м³ пропана? Какой объем углекислого газа при этом образуется?

Решение. Запишем уравнение реакции сгорания пропана:



Газы, участвующие в реакции, находятся при одинаковых условиях, поэтому для расчета их объемов не надо находить количество вещества. Можно применить следствие из закона Авогадро, согласно которому в газовых реакциях отношение объемов реагирующих веществ равно отношению соответствующих коэффициентов в уравнении реакции. По уравнению сгорания 1 объема C_3H_8 необходимо 5 объемов O_2 ,

$$\text{для сжигания } 2 \text{ м}^3 \text{ C}_3\text{H}_8 \rightarrow x \text{ м}^3 \text{ O}_2, \quad x = 2 \times \frac{5}{1} = 10 \text{ (м}^3\text{)}.$$

Аналогично рассчитывается объем углекислого газа: при сжигании 1 объема C_3H_8 образуется 3 объема CO_2 ; при сжигании 2 м³ $\text{C}_3\text{H}_8 \rightarrow y$

$$y = 2 \times \frac{3}{1} = 6 \text{ (м}^3\text{)}.$$

$$\text{Итого: } 10 \text{ м}^3 \text{ O}_2, 6 \text{ м}^3 \text{ CO}_2.$$

Задача 6. Плотность некоторого газа по воздуху равна 2. Чему равна плотность этого газа по водороду?

Решение. Плотность одного газа по другому, или относительная плотность газа, — это безразмерная величина, равная отношению плотностей двух газов. Отношение плотностей газов равно отношению их молярных масс:

$$\rho_{\text{газ}}(\text{H}_2) = \frac{d(\text{H}_2)}{d(\text{A})} = \frac{M(\text{H}_2)}{M(\text{A})}.$$

Если плотность некоторого газа X по воздуху равна 2, то его молярная масса равна:

$$M(\text{X}) = D_{\text{возд.}}(\text{X}) \cdot M_{\text{возд.}} = 2 \cdot 29 = 58 \text{ (г/моль)}.$$

Плотность этого газа по водороду равна отношению молярных масс:

$$\rho_{\text{газ}}(\text{H}_2) = \frac{M(\text{X})}{M(\text{H}_2)} = \frac{58}{2} = 29.$$

Итого: 29.

Задача 7. Найдите среднюю молярную массу и плотность (при нормальных условиях) воздуха, имеющего объемный состав: 20,0% O_2 ; 79,0% N_2 ; 1,0% Ar .

Решение. Поскольку объемы газов пропорциональны их количествам (закон Авогадро), то среднюю молярную массу смеси газов можно выразить до начала через количества, но и через объемы:

$$M_{\text{смеси}} = (M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 + M_3 \cdot V_3) / (V_1 + V_2 + V_3).$$

Возьмем 100 л смеси, тогда $V(O_2) = 20$ л, $V(N_2) = 79$ л, $V(Ar) = 1$ л. Подставляя эти значения в формулу, получим:

$$M_{cp}(возд) = (32 \cdot 20 + 28 \cdot 79 + 40 \cdot 1) / (20 + 79 + 1) = 28,9 \text{ (г/моль)},$$

Плотность при нормальных условиях равна молярной массе, деленной на молярный объем:

$$\rho = M_{cp}(возд) / V_m = 28,9 / 22,4 = 1,29 \text{ (г/л)}.$$

Ответ: 28,9 г/моль; 1,29 г/л.

Задача 8. Плотность смеси кислорода и озона по водороду равна 17. Определите массовую, объемную и молярную доли кислорода в смеси.

Решение.	Средняя молярная масса смеси
$M_{cp}(смеси) = D_{H_2} \times M(H_2) = 17 \times 2 = 34$ (г/моль).	

Пусть в смеси содержится x моль O_2 и y моль O_3 . Соотношение между x и y можно найти через среднюю молярную массу:

$$M_{cp}(смеси) = \frac{x \times M_1 + y \times M_2}{x + y} = \frac{32x + 48y}{x + y} = 34$$

Молярная доля кислорода в смеси

$$\frac{x(O_2)}{x(O_2) + y(O_3)} = \frac{x}{x + y} = 0,875 = 87,5\%.$$

По закону Авогадро объемы газов прямо пропорциональны их количествам, поэтому объемная доля газа в смеси всегда равна его молярной доле:

$$\varphi(O_2) = \frac{n(O_2)}{V(смеси)} = \frac{v(O_2)}{v(смеси)} = 0,875 = 87,5\%.$$

Найдем массовую долю кислорода.

$$m(O_2) = v(O_2) \times M(O_2) = 32 \times 0,875 = 28 \text{ г};$$

$$m(O_3) = v(O_3) \times M(O_3) = 18 \text{ г};$$

$$m(смеси) = 28 \text{ г} + 18 \text{ г} = 46 \text{ г}.$$

$$\text{Молярная доля кислорода } \frac{m(O_2)}{m(смеси)} = \frac{28}{46} = 0,609 = 60,9\%.$$

Мы видим, что молярная, объемная и массовая доли вещества в смеси не зависят от объема количества смеси.

Ответ: Молярная и объемная доли $O_2 = 87,5\%$; массовая доля $O_2 = 82,1\%$.

Задача 9. При каком молярном соотношении оксидов углерода образуется смесь, которая в 2 раза тяжелее неона?

Решение. Средняя молярная масса смеси в два раза больше молярной массы неона:

$$M_{cp}(CO_2 + CO) = 2 \times 20 = 40 \text{ (г/моль)}.$$

Пусть в смеси содержится x моль CO_2 и y моль CO . Тогда, пользуясь определением средней молярной массы, можно записать соотношение:

$$M_{cp}(CO_2 + CO) = \frac{x \times M_1 + y \times M_2}{x + y} = \frac{44x + 28y}{x + y} = 40$$

г/моль, откуда $\frac{x}{y} = 3/2$, т.е.

$$\frac{v(CO_2)}{v(CO)} = 3/2.$$

Мы видим, что средняя молярная масса газовой смеси зависит только от соотношения, а не от абсолютного количества компонентов смеси, т.е. не $\frac{x}{y}$ и $\frac{v(CO_2)}{v(CO)}$ по отдельности, а только от их отношения.

$$\text{Или } \frac{v(CO_2)}{v(CO)} = 3/2.$$

Готовы для самостоятельного решения

1. Диффузия в твердых телах происходит медленнее, чем в газах, так как...

2. Плотность твердого тела тяжелее, чем молекулы газа...

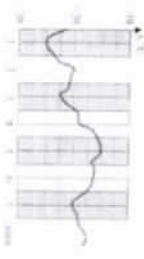
3. Вещество с твердого тела больше, чем молекулы газа...

4. Вещество с твердого тела легче, чем молекулы газа...

- 4) молекулы твердого тела взаимодействуют слабее, чем молекулы газа.
2. Как изменилось давление идеального газа, если в данном объеме скорость каждой молекулы удвоилась, а концентрация молекул осталась без изменения?

- 1) увеличилось в 4 раза
 2) увеличилось в 2 раза
 3) уменьшилось в 4 раза
 4) уменьшилось в 2 раза

На рисунке представлен график изменения температуры воздуха в январе. Пользуясь графиком, определите максимальное значение абсолютной температуры 2 января.



- 1) 20°C 2) 253 K 3) 293 K 4) 253 K

3. Абсолютная температура газа увеличилась в 2 раза. Средняя кинетическая энергия поступательного движения молекул

- 1) увеличилась в 2 раза; 2) уменьшилась в 2 раза;
 3) увеличилась в 4 раза; 4) уменьшилась в 4 раза

4. Абсолютная температура и объем одного моля идеального газа увеличились в 3 раза. Как изменилось при этом давление газа?

- 1) увеличилось в 3 раза; 2) увеличилось в 9 раз;
 3) уменьшилось в 3 раза; 4) не изменилось

5. Идеальный газ сначала нагревался при постоянном давлении, потом его давление уменьшалось при постоянном объеме, затем при постоянной температуре давление газа увеличилось до первоначального значения. Какой из графиков в координатах $p - T$ соответствует этим изменениям состояния газа?



6. Как изменится давление данного количества идеального газа при переходе из состояния А в состояние В

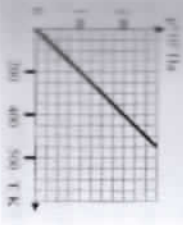


- 1) увеличится 2) уменьшится 3) не изменится 4) ответ неоднозначен

7. На аэрозольном баллончике написано: «...беречь от попадания прямых солнечных лучей и нагрева выше 50°C ...». Это требование обусловлено тем, что при нагревании...

- A) масса газа, B) температура газа, B) давление газа, Г) объем газа;
 1) увеличивается, 2) уменьшается, 3) не изменяется

Решите задачи:



8. На рисунке изображена изохора водорода (двухатомный газ). Какому объему газа она соответствует, если масса водорода 8 кг ? Ответ округлите до целых.

9. Давление в откаченной рентгеновской трубке при 15°C равно $1,2\text{ МПа}$. Какое будет давление в работающей трубке при температуре 80°C ?

10. Из баллона со сжатым водородом емкостью 10 л вследствие неупругости вентиля утекает газ. При температуре 7°C манометр показывал давление $5 \cdot 10^6\text{ Па}$. Через некоторое время при температуре 17°C манометр показывал такое же давление. Какая масса газа утекла?

Решение задач по теме «Ядерные реакции»

1. Состав атомного ядра

- Каков состав ядра:
 а) урана - 247 (Z - 96, N - 151)
 б) урана-235, 238, (Z - 92, N - 143), (Z - 92, N - 146)

- с. неона – 20, 21 и 22, (Z – 10, N – 10), (Z – 10, N – 11), (Z – 10, N – 12)
- д. натрия – 23, (Z – 11, N – 12)
- е. серебра – 107, (Z – 47, N – 60)
- ф. радия – 226, (Z – 88, N – 138)
- г. менделевия – 257, (Z – 101, N – 156)
- h. свинец – 207, (Z – 82, N – 125)
- г. германий – 73, (Z – 32, N – 41)

2. Ядерные реакции

а) При бомбардировке нейтронами атома азота-14 испускается протон. В ядро какого изотопа превращается ядро азота? Написать реакцию.

Ответ: $^{14}_7\text{N} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^1_1\text{H} + ^{14}_6\text{C}$

б) Ядро изотопа магния-25 подвергается бомбардировке протонами. Ядро какого элемента при этом образуется, если реакция сопровождается излучением α -частицы?

Ответ: $^{25}_{12}\text{Mg} + ^1_1\text{H} \rightarrow ^4_2\text{He} + ^{22}_{11}\text{Na}$

в) При бомбардировке α -частицами алюминия образуется новое ядро и нейтрон. Записать ядерную реакцию и определить ядро, какого элемента при этом образуется.

Ответ: $^{27}_{13}\text{Al} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^1_0\text{n} + ^{30}_{15}\text{P}$

г) Допишите реакции:

$^{239}_{94}\text{Pu} + ^4_2\text{He} \rightarrow ? + ^1_0\text{n}$

$^2_1\text{H} + \gamma \rightarrow ^1_1\text{H} + ?$

Ответ: $^{242}_{96}\text{Cm}, ^1_0\text{n}$

Правило смещения

а) Что произойдет с изотопом урана-237 при β -распаде?

Ответ: $^{237}_{92}\text{U} \rightarrow ^{237}_{93}\text{Np} + ^0_{-1}\text{e}$

б) Записать реакцию превращения актиния-227 во франций-223; какой распад имеет место?

$^{227}_{89}\text{Ac} \rightarrow ^{223}_{87}\text{Fr} + ^4_2\text{He}$

в) Ядро изотопа висмута-211 получилось из другого ядра после нескольких α - и β -распадов. Что это за ядро?

$^{211}_{83}\text{Bi} + ^0_{-1}\text{e} \rightarrow ^{211}_{82}\text{Pb}$
 $^{211}_{82}\text{Pb} + ^4_2\text{He} \rightarrow ^{215}_{84}\text{Po}$

Примеры заданий

а) Горюч $^{232}_{90}\text{Th}$, испытав два электронных β -распада и один α -распад, превращается в элемент

- 1) $^{236}_{94}\text{Pu}$ 2) $^{228}_{90}\text{Th}$ 3) $^{228}_{86}\text{Rn}$ 4) $^{234}_{86}\text{Rn}$

б) Ядро изотопа урана $^{238}_{92}\text{U}$ после нескольких радиоактивных распадов превратилось в ядро изотопа $^{234}_{92}\text{U}$. Какие это были распады?

- 1) один α и два β 2) один α и один β 3) два α и один β

в) Ядро висмута $^{212}_{83}\text{Bi}$ после спонтанного α -распада превратилось в ядро

- 1) $^{208}_{81}\text{Tl}$ 2) $^{210}_{80}\text{Sn}$ 3) $^{212}_{85}\text{Cs}$ 4) $^{212}_{84}\text{Xe}$

г) Ядро изотопа полония $^{216}_{84}\text{Po}$ образовалось после α -распада из ядра

- 1) $^{217}_{84}\text{Po}$ 2) $^{213}_{84}\text{Pb}$ 3) $^{220}_{86}\text{Rn}$ 4) $^{218}_{86}\text{Rn}$

Примеры работ (по индивидуальным карточкам)

1. На что превращается уран-238 после α -распада и двух β -распадов?

2. Написать ядерные уравнения в следующих ядерных реакциях:

$^{238}_{92}\text{U} \rightarrow ^{234}_{90}\text{Th} + ^4_2\text{He}$
 $^{234}_{90}\text{Th} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{239}_{90}\text{Th} + ^1_0\text{n}$
 $^{239}_{90}\text{Th} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{240}_{90}\text{Th} + ^1_0\text{n}$
 $^{240}_{90}\text{Th} + ^1_0\text{n} \rightarrow ^{241}_{90}\text{Th} + ^1_0\text{n}$

2 вариант

1. Во что превращается изотоп тория-234, ядра которого претерпевают три последовательных α -распада?

2. Написать недостающие обозначения в следующих ядерных реакциях:



3 вариант

1. Ядра изотопа тория-232 претерпевают α -распад, два β -распада и еще один α -распад. Какие ядра после этого получают?

2. Написать недостающие обозначения в следующих ядерных реакциях:



Домашнее задание

Написать недостающие обозначения в следующих ядерных реакциях:



Тест по теме «Ядерные реакции»

1. Рассчитайте число нейтронов изотопа элемента, образующегося (по реакции) ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow \alpha + 2\alpha + 2\beta$

а) 90 б) 140 в) 143 г) 230

2. Изотоп какого элемента образуется при ядерной реакции распада фторина ${}^{211}_{87}\text{Fr} \rightarrow \text{X} + 3\alpha + \beta$?

а) ${}^{210}_{82}\text{X}$ б) ${}^{211}_{82}\text{X}$ в) ${}^{211}_{83}\text{X}$ г) ${}^{210}_{83}\text{X}$

3. Определите частицы (X₁) и (X₂), участвующие в реакции образования радиоактивного изотопа по уравнению ${}^{14}_7\text{N} + \text{X}_1 \rightarrow {}^{17}_8\text{O} + \text{X}_2$

1) протон; 2) α -частица; 3) нейтрон; 4) электрон.

а) 1,3 б) 1,4 в) 2,3 г) 2,1

4. Установите элемент, образующийся в результате ядерной реакции:



а) ${}^{37}_{15}\text{Br}$ б) ${}^{247}_{98}\text{Cf}$ в) ${}^{239}_{95}\text{Am}$ г) ${}^{242}_{94}\text{Pu}$

5. При распаде 11,9 мг плутония на основе ядерной реакции

образовалось $1,01 \cdot 10^{19}$ электронов. Определите число нейтронов в ядре

исходного изотопия, полученного в результате реакции



а) 113 б) 117 в) 226 г) 124

6. Рассчитайте число нейтронов изотопа элемента, образующегося по реакции ${}^{238}_{92}\text{U} \rightarrow \alpha + 3\alpha + 4\beta$

а) 90 б) 136 в) 143 г) 236

7. Изотоп какого элемента образуется при ядерной реакции распада

фторина ${}^{211}_{87}\text{Fr} \rightarrow \text{X} + 2\alpha + 3\beta$

а) ${}^{210}_{82}\text{X}$ б) ${}^{211}_{82}\text{X}$ в) ${}^{211}_{83}\text{X}$ г) ${}^{210}_{83}\text{X}$

8. Определите частицы (X₁) и (X₂), участвующие в реакции образования

радиоактивного изотопа по уравнению ${}^{17}_8\text{O} + \text{X}_1 \rightarrow {}^{18}_9\text{F} + \text{X}_2$

1) протон; 2) α -частица; 3) нейтрон; 4) электрон.

а) 1,3 б) 3,4 в) 2,3 г) 2,1

9. Установите элемент, образующийся в результате ядерной реакции:



10. При распаде 11,25 мг тория на основе ядерной реакции выделилось $12,04 \cdot 10^{19}$ электронов. Определите относительную атомную массу изотопа свинца, полученного в результате реакции



Решение задач с учетом избыточного количества одного из реагентов

Алгоритм решения задач на избыток и недостаток

1. Прочитать условие задачи и определить, что дано.
2. Записать условие задачи, определяя, что дано и что найти.
3. Составить уравнение реакции, уравнять.
4. Найти количество вещества по формуле $n = m / M$ или $n = V / V_m$, (M – молярная масса вещества, V_m – молярный объем = 22,4 л/моль).
5. Найти, что в избытке, что в недостатке, сравнивая коэффициентами в уравнении (составляя пропорцию).
6. С тем веществом, что полностью прореагировало, выполним дальнейшее действие и по пропорции найдем количество вещества, которое нужно найти.
7. Находим массу или объем по формулам $m = n \cdot M$, $V = V_m \cdot n$
8. Записываем ответ.

Пример решения задачи: Вычислите массу осадка, который образуется при сливании растворов, один из которых содержит 261 г нитрата бария, а второй – 250 г сульфата калия.

Решение

1. Прочитать условие задачи и определить, что дано.
2. Записать условие задачи, определяя, что дано и что найти.

Дано:



Найти:



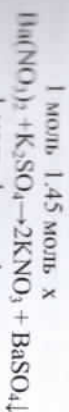
1. Написать уравнение реакции.



Находим количество вещества для каждого из исходных веществ по формуле $n = m / M$



2. По сравнению соотношению 1:1, следовательно K_2SO_4 взят в избытке.



Вещью лимитом по недостатку $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$



3. Находим массу осадка по формуле:



Индикатор для самостоятельного решения

1. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 100 г сульфата калия и 98 г фосфорной кислоты.

2. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 100 г сульфата калия и 160 г сульфата меди.

3. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 80 г гидроксида натрия и 200 г сульфата железа (II).
4. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 20 г гидроксида натрия и 40 г хлорида железа (III).
5. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 10 г гидроксида натрия и 10 г хлорида магния.
6. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 60 г гидроксида натрия и 80г нитрата магния.
7. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 120 г гидроксида натрия и 40 г сульфата магния.
8. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 20г гидроксида натрия и 20 г сульфата меди
9. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 5,6 г гидроксида калия и 10 г сульфата меди.
10. Рассчитайте массу осадка, который образуется при взаимодействии 112 г гидроксида калия и 1000г нитрата магния.

СОДЕРЖАНИЕ

ГЛАВА I Основные методические требования к решению химических задач	
Значение химической задачи в процессе обучения.....	4
История научной методики преподавания химии.....	4
Процессы и задания.....	7
Анализ химических задач. Междисциплинарная интеграция в решении химических задач.....	8
Пути и методы реализации межпредметных связей.....	9
Межпредметные связи при решении расчетных задач.....	10
Качественные задачи по химии.....	11
Расчетные задачи по химии.....	14
Особенности методического подхода к решению задач по химии.....	15
Алгебраические способы решения химических задач.....	20
Методические требования к решению химических задач.....	22
ГЛАВА 2 Химические задачи и их типы.....	31
Решение расчетных задач по уравнению реакции.....	34
Алгебраический способ решения задач.....	34
Задачи для самостоятельного решения.....	43
Экспериментальные задачи.....	44
Классификация экспериментальных задач.....	45
Методические рекомендации по решению экспериментальных задач.....	47
Процессы и задания.....	48
ГЛАВА 3 Решение химических задач по основным темам курса химии.....	50
Методика решения задач на определение молекулярной формулы вещества.....	51

Определение молекулярной формулы вещества по уравнениям химических реакций.....	57
Определение молекулярной формулы неизвестного органического вещества.....	60
Задачи для самостоятельного решения.....	64
Расчёты на основе количества вещества.....	65
Задачи для самостоятельного решения.....	72
Расчёты на основе уравнений химических реакций.....	73
Определение массы одного вещества по массе другого вещества.....	75
Определение массы одного вещества по объёму другого вещества.....	77
Определение объёма одного вещества по массе другого вещества.....	77
Решение задач с использованием понятия «тепловой эффект».....	78
Определение массы (объёма) вещества по известной массе вещества, содержащего примеси.....	79
Определение массы (объёма) вещества по массе вещества, находящегося в недостатке.....	80
Расчёты с использованием практического выхода.....	81
Определение молярной массы неизвестного вещества по известным массам реагирующих веществ.....	82
Определение стехиометрического отношения по известным массам реагирующих веществ.....	82
Определение объёма газообразного вещества по известному объёму другого газообразного вещества (на основе закона объёмных отношений).....	83
Задачи для самостоятельного решения.....	84
Скорость химической реакции.....	86

Индикатор и тесты.....	89
Химическое равновесие.....	90
Ионизация.....	96
Определение массы и массовой доли растворённого вещества в растворе.....	97
И приложения к решению задач на растворы.....	100
Тесты для самостоятельного решения.....	101
Расчёты на основе молярной концентрации.....	102
Расчёт концентрации раствора.....	103
Тесты для самостоятельного решения.....	105
Термия электролитической диссоциации.....	106
Тесты для самостоятельного решения.....	113
Задачи на титры.....	116
Тесты для самостоятельного решения.....	121
Решение задач по теме «Ядерные реакции».....	123
Примеры означения.....	124
Примерная работа (по индивидуальным карточкам).....	125
Тест по теме «Ядерные реакции».....	127
Решение задач с учётом избыточного количества одного из реагентов.....	128
Тесты для самостоятельного решения.....	129

—4031/х—

Р.А.Эшчанов, Х.М. Азизжанов, М.М. Джурев,
М.Э. Жуманиязова, З.М. Атауллаев

МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

(УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ)

Редактор: Х.М. Ражабов
Технический редактор: Ж.Шамуратов

O'ZBEKISTON RESPUBLIKASI O'QUV VA O'RTA
MAXSUS TALIM VAZIRLIGI SHIRSHIO DAVLAT
PEDAGOGIKA UNIVERSITETI
АХВОРОТ RESURS MARKAZI

Подписано в печать: 10.11.2022. Формат 60×84 1/16.
Усл. Печ. Л. 8,5. Тираж: 50 экз. Заказ: № 21-г

Издательский отдел Хорезмской академии Марьяуна.
Отпечатано в малой типографии Хорезмской Академии Марьяуна.
Адрес типографии: г. Хива, Центр-1.