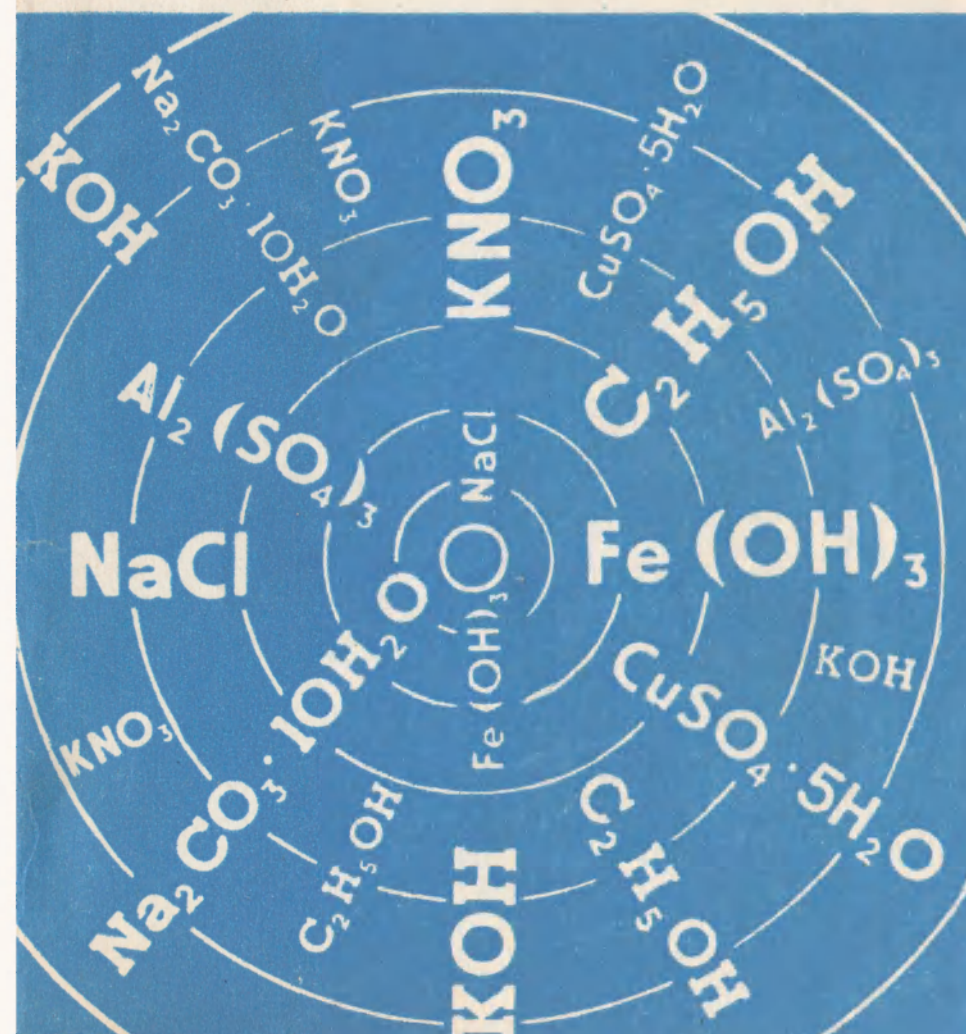


И. К. ЦИТОВИЧ
П. Н. ПРОТАСОВ

МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ



И. К. ЦИТОВИЧ
П. Н. ПРОТАСОВ,

**МЕТОДИКА
РЕШЕНИЯ
РАСЧЕТНЫХ
ЗАДАЧ
ПО ХИМИИ**

КНИГА ДЛЯ УЧИТЕЛЯ

Издание 4-е, переработанное

МОСКВА
«ПРОСВЕЩЕНИЕ»
1983

Ц74 Цитович И. К., Протасов П. Н.
Методика решения расчетных задач по химии:
Кн. для учителя. — 4-е изд., перераб. — М.: Про-
свещение, 1983. — 127 с., ил.

Авторы последовательно рассматривают различные типы расчетных задач школьного курса в порядке нарастающей трудности для учащихся и сложности решения. Тем самым в структуре пособия отражен процесс формирования и овладения различными понятиями, применяющимися в количественной химии. Авторы предлагают различные варианты задач и способы их решения, что позволит учителю осуществить дифференцированный подход к учащимся в процессе обучения их решению задач.

4306011400—701
Ц 103(03)—83 67—83

ББК 74.265.7
54

© Издательство «Просвещение», 1983 г.

ПРЕДИСЛОВИЕ К ЧЕТВЕРТОМУ ИЗДАНИЮ

Решениями XXVI съезда КПСС намечено обеспечить дальнейшее развитие системы народного образования, а также более полное удовлетворение потребностей страны в квалифицированных специалистах.

Немаловажным условием выполнения этой задачи можно считать подготовку учебной литературы, отвечающей современному научно-педагогическому уровню.

В последние годы упрочилась связь преподавания химии с жизнью, с промышленным и сельскохозяйственным производством, широко развернулась работа по профессиональной ориентации учащихся.

Вместе с тем завершилась работа по совершенствованию учебных программ. В усовершенствованной программе по химии, утвержденной в 1981 году, введены строгие требования к решению расчетных задач. Перечислены обязательные типы расчетных задач для каждого класса средней школы.

Четвертое издание настоящего пособия переработано с учетом этих требований усовершенствованной новой программы к методике решения задач, а также с учетом изменений в учебниках по химии.

В книге усилено внимание к алгебраическому способу решения задач, к межпредметным связям при их подборе.

При изложении методики решения расчетных химических задач учтены Международная система единиц (СИ) и ГОСТ—8.417—81 (СТ СЭВ 1052—78) «ГСИ. Единицы физических величин».

Четвертое издание книги, как и предыдущие, остается пособием по методике решения расчетных химических задач, предназначенным, главным образом, для молодых учителей.

В этом небольшом пособии не ставится задача исчерпать все возможное многообразие расчетных задач по химии, рассматриваются типы задач, предусмотренные усовершенствованной программой, а также задачи, используемые при изучении факультативных курсов и для внеклассных занятий (вычисления, связанные с молярной концентрацией растворов, расчеты по стехиометрическим схемам, определение состава газовых смесей).

В пособие не включены упражнения и качественные экспериментальные задачи, не связанные с вычислениями.

В книге, помимо общих методических положений, рассмотрены особенности решения задач по классам средней школы.

Поскольку учащиеся должны получить представления о роли химии в промышленности и сельском хозяйстве, в научно-техническом прогрессе, много внимания уделено задачам с производственным содержанием.

Для каждого класса приводятся расчетные задачи в дополнение к «Сборнику задач и упражнений для средней школы» Я. Л. Гольдфарба, Ю. В. Ходакова и Ю. Б. Додонова (М., Просвещение, 1982 г.).

1. ЗНАЧЕНИЕ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ В ШКОЛЬНОМ КУРСЕ ХИМИИ

Химии заслуженно придается большое значение в системе школьного обучения. Изучение химии способствует формированию материалистического мировоззрения, развивает у учащихся умения выявлять сущность химических процессов, происходящих в природе и технике.

В усовершенствованных программах много внимания уделяется межпредметным связям, в частности связям химии с математикой и физикой. Это нашло отражение и в настоящем методическом пособии. В нем приводятся различные методы решения расчетных за-

дач (решение пропорции, приведение к единице, составление алгебраических уравнений с одним неизвестным), используются новые понятия о некоторых физических величинах и их единицах (см. разделы 2.6 и 2.8).

Химия изучает вещества и превращения веществ в зависимости от их состава и строения. Определение химии, данное Ф. Энгельсом в «Диалектике природы»: «Химию можно назвать наукой о качественных изменениях тел, происходящих под влиянием изменения количественного состава»¹, подчеркивает большое значение количественных отношений между веществами.

Химия сформировалась в самостоятельную науку после того, как благодаря работам Р. Бойля, М. В. Ломоносова, А. Лавуазье и других стали учитывать количественную сторону химических явлений. Попытки изучать химические явления без учета количества веществ всегда приводили к ошибочным представлениям.

Подобно тому, как развитие химической науки невозможно без учета количества веществ, сознательное изучение основ химии немыслимо без понимания этой стороны химических процессов.

В начале школьного курса химии программой предусматривается изучение закона сохранения массы веществ и понятия о постоянстве состава соединений, знакомство с химическими формулами и уравнениями, с понятиями об относительных атомной и молекулярной массах. Рассмотрение этих вопросов необходимо иллюстрировать простейшими вычислениями и добиваться от учащихся понимания количественной стороны явлений. Приведем несколько примеров.

Закон сохранения массы веществ довольно легко продемонстрировать на опыте, но раскрытие сущности понятия о постоянстве состава соединений вызывает затруднения. Теоретическое понимание постоянства состава соединений должно быть подтверждено выполнением расчетов.

Изучение в школе постоянства состава логически приводит к рассмотрению вопроса о постоянных отно-

¹ Энгельс Ф. Диалектика природы. М., 1955, с. 41.

шениях между массами элементов, образовавших соединение, например, в сульфиде железа (II) или оксиде ртути (II). Учащиеся при помощи вычислений устанавливают, что в сульфиде железа на 7 мас. д. железа приходится 4 мас. д. серы, а в оксиде ртути (II) на 25 мас. д. ртути приходится 2 мас. д. кислорода. Учащиеся легче справляются с химической азбукой, если они усвоили количественную сторону, скрывающуюся за химическими знаками, формулами и уравнениями. Упражнения и задачи как бы оживляют символику и увеличивают интерес к предмету.

Большое значение имеют простейшие вычисления для усвоения учащимися понятия об относительной молекулярной массе вещества. Вычисление относительных молекулярных масс различных веществ и расчеты по химическим формулам позволяют перейти от качественных представлений о химических формулах к количественным.

Использование расчетов способствует также глубокому усвоению атомно-молекулярного учения и, таким образом, воспитывает у учащихся материалистические представления о природе.

Применение расчетов по уравнениям реакций ведет к лучшему пониманию учащимися химических превращений в свете важнейших теорий. Внимание учителя к упражнениям и задачам при изучении теоретического материала содействует конкретизации и упрочению знаний, развивает навыки самостоятельной работы. Задачи служат также средством закрепления в памяти учащихся химических законов, теорий и важнейших понятий.

Выполнение упражнений и решение задач расширяют кругозор учащихся, позволяют установить связь химии с другими предметами, особенно с физикой и математикой.

С помощью задач для самостоятельного решения учитель не только развивает умение логически мыслить, но также воспитывает самостоятельность в работе и волю к преодолению трудностей.

Наконец, выполнение упражнений и задач служит одним из способов учета знаний и проверки умений, полученных в процессе изучения предмета.

1.1. ТРЕБОВАНИЯ К РАСЧЕТНЫМ ЗАДАЧАМ ПО ХИМИИ

Основным требованием к составлению или отбору задач является их химическое содержание. Условия задач должны соответствовать целям урока и отвечать общим дидактическим принципам: научности, доступности, обеспечению развития учащихся.

Важнейшее требование к составлению задач для учащихся любого класса — четкость формулировки условия и отсутствие лишних данных. Задачи, предлагаемые учащимся того или иного класса, должны соответствовать программному материалу (за исключением задач для факультативной и внеклассной работы). Этим обусловлена необходимость определения типов задач и минимального количества их для каждого класса с учетом возрастных особенностей и математической подготовки.

До тех пор, пока учащиеся получают элементарные сведения по химии, нужны простые задачи и вопросы, иллюстрирующие количественную сторону закона или явления. Но даже в начале курса необходимо приучить учащихся пользоваться различного рода справочниками и справочными материалами, например находить в таблицах округленные относительные атомные массы часто встречающихся элементов и т. п.

В VIII и последующих классах по мере увеличения объема изученного химического материала необходимо вводить усложненные задачи, решение которых более рационально алгебраическим методом.

Весьма существенным требованием к задачам является также доступность содержания задачи для учащегося, использование в условии задачи сведений практического характера. После изучения закона или химического понятия необходимо на примерах, где учитывается количественная сторона, иллюстрировать их применение в быту, промышленности или сельском хозяйстве.

К оформлению решения задач также предъявляются определенные требования: правильная запись условия задачи, выполнение решения с пояснениями, соблюдение размерности в расчетах, выписывание ответов и их округление.

1.2. НЕКОТОРЫЕ НЕДОСТАТКИ В ИСПОЛЬЗОВАНИИ РАСЧЕТОВ И В МЕТОДИКЕ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

Решение задач — признанное средство развития мышления учащихся, которое легко сочетается с другими средствами и приемами обучения. Включение задач в изложение учебного материала позволяет учителю осуществлять контроль за его усвоением, а учащимся — самоконтроль, что воспитывает их самостоятельность в учебной работе. Возможно проблемное построение уроков и решение при этом специально подобранных задач.

При недооценке роли расчетов главное внимание сосредоточивается на описательной части химических явлений, а количественные закономерности рассматриваются лишь от случая к случаю и не образуют единства со всем программным материалом.

Ошибочно отделяя качественную сторону от количественной, мотивируют это тем, что на решение задач не хватает времени. Однако этот довод противоречит фактам: учащиеся, изучавшие химию с применением вычислений, показывают достаточные умения в расчетах без ущерба для фактического материала, в целом — лучшее знание предмета. Результатом слабого внимания к количественной стороне химических явлений является отсутствие у учащихся четких представлений, например, о таких важнейших понятиях, как масса атома и относительная атомная масса, масса молекулы и относительная молекулярная масса, количество вещества, единица его — моль, массовая доля (%) химического элемента в сложном веществе и растворенного вещества в растворе.

Наибольшие затруднения учащиеся испытывают при решении задач следующих типов: а) нахождение молекулярной формулы соединения; б) вычисления с использованием массовой доли (%) растворенного вещества; в) вычисление массовой доли (%) выхода продукта по отношению к теоретическому; г) нахождение массы компонента смеси.

Учащиеся неодинаково свободно решают задачи по разным теоретическим разделам курса химии. Если простейшие расчеты по уравнениям реакций не пред-

ставляют для них трудностей, то задачи с газообразными продуктами или с избытком одного из веществ вызывают затруднения.

Постоянная тренировка в решении задач вырабатывает умение устанавливать связь между явлениями, между причиной и следствием. Учащийся должен находить наиболее рациональный путь решения. Однако, как правило, учащиеся применяют один метод вычислений — составление и решение пропорции. Это делается даже тогда, когда нет необходимости применять длительные рассуждения.

Поэтому во избежание формализма при решении задач необходимо в каждом классе, исходя из математической подготовки учащихся, приучать их пользоваться разными методами решения, включая алгебраический.

В методике решения задач по химии необходимо единство требований к порядку записей условия и хода решения.

1.3. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ НА УРОКАХ ХИМИИ

Правильное использование задач на различных этапах процесса обучения открывает широкие возможности разнообразить методы преподавания.

Расчетные задачи можно применять: а) при объяснении нового материала; б) при закреплении знаний; в) для домашнего задания; г) при текущем учете знаний; д) при повторении изучаемого материала и итоговом учете, а также при выполнении самостоятельных и контрольных работ; е) при изучении факультативных курсов и на внеклассных (кружковых) занятиях.

Каждый из этих этапов характеризуется определенными требованиями к содержанию задач и к методам их решения.

При объяснении нового материала задачи могут иллюстрировать рассмотренные химические законы и теоретические положения. Очевидно, что в этом случае они должны отличаться четкостью содержания и простотой решения. Так, после рассмотрения закона сохранения массы веществ можно предложить учащимся такие задачи.

Пример 1. При разложении оксида ртути (II) массой 2,17 г выделился кислород массой 0,16 г. Какая масса ртути при этом получилась? Учтите, что при этой реакции другие вещества не образуются.

Пример 2. Сера массой 4 г без остатка взаимодействует с железом массой 7 г. Какова масса получающегося сульфида железа (II)?

При решении таких задач подчеркивают, что знание закона сохранения массы веществ позволяет определить массы реагирующих и получающихся веществ.

После изложения закона Авогадро и понятия о молярном объеме газов необходимо иллюстрировать их значение примерами, также не требующими сложных вычислений, но показывающими возможность практического использования. Можно предложить учащимся следующие задачи.

Пример 1. Какой объем занимают при нормальных условиях¹ азот массой 14 г, кислород массой 16 г, аммиак массой 17 г?

Пример 2. Каково количество вещества любого газа, занимающего объем 1 м³ (н. у.)?

Пример 3. Какой объем оксида углерода (IV) (н. у.) получится в результате термического разложения карбоната кальция массой 1 г?

Пример 4. Газ объемом 1 л (н. у.) имеет массу 1,25 г. Определите относительную молекулярную массу газа.

Обычно при изложении нового материала ход рассуждений, связанный с решением задач, ведет сам учитель, привлекая учащихся к выполнению несложных расчетов.

При закреплении знаний можно предложить столь же простые задачи, как и при объяснении нового материала. Однако в этом случае надо добиться от учащихся самостоятельных рассуждений. И разумеется, надо предложить для решения как дома, так и на уроке новые варианты задач.

¹ Далее будем обозначать нормальные условия (н. у.). Нормальные условия: $T=273\text{ К}$, $p=101,325\text{ кПа}$ (ранее использовались: $t=0^\circ\text{C}$, $p=760\text{ мм рт. ст.}$) Па — паскаль — единица давления в СИ. Паскаль — давление, вызываемое силой 1 Н (ньютон) и равномерно распределенное по поверхности площадью 1 м².

Убедившись при закреплении знаний, что учащиеся поняли изложенный материал, учитель должен дать для домашнего задания задачи с более сложным расчетом. Например, на применение закона сохранения массы веществ можно предложить несколько задач.

Пример 1. При прокаливании карбоната кальция массой 20 г до постоянной массы получен оксид кальция массой 10,12 г. Какова масса выделившегося оксида углерода (IV)?

Пример 2. При полном разложении воды массой 2,7 г на водород и кислород получился водород массой 0,3 г. Какова масса полученного кислорода?

Пример 3. Для строительных работ используют гидроксид кальция, который получают при реакции оксида кальция с водой. Какова масса воды, необходимая для получения гидроксида кальция массой 740 кг из оксида кальция массой 560 кг?

Для домашнего задания с применением закона Авогадро, а также молярного объема газов можно предложить следующие задачи.

Пример 1. Какова относительная молекулярная масса газа, если объем его равен 250 мл (н. у.), а масса 0,715 г?

Пример 2. Какой объем займут (н. у.): а) кислород количеством вещества 0,2 моль; б) водород количеством вещества 0,2 моль.

Пример 3. Какой объем займут (н. у.): а) азот массой 7 г; б) аммиак массой 5,1 г; в) сероводород массой 6,8 г; г) гелий массой 1 г?

При текущем учете знаний могут быть использованы задачи, которые задавались на дом. Таким образом учащиеся могут проверить правильность решения домашних задач. Учитель вызывает учащегося к доске и предлагает решить домашнюю задачу по условию из задачника. Однако, если возникает сомнение в самостоятельности выполнения домашнего задания, следует дать другую задачу. При этом важно обратить особое внимание на правильность хода рассуждения у учащихся, использование изученных понятий, законов и теорий при решении задач, а также на возможность решения различными способами.

Кроме того, при текущем учете знаний учитель должен добиваться самостоятельной работы учащихся над

задачей. И только в том случае, когда очевидно, что решение задачи затруднительно для большинства учащихся, ее можно разобрать коллективно.

Нередко требуется установить, насколько освоен тот или иной тип задач. Для этого записывают условие задачи на доске и предлагают решить ее всему классу. В течение 3—4 мин. можно определить, как класс справляется с задачей. При невыполнении решения большинством необходимо вызвать одного учащегося и наводящими вопросами к нему и ко всему классу разобрать решение задачи.

При повторении ранее изученного материала, а также при итоговом учете знаний решение задач служит для проверки того, как учащиеся устанавливают связи между отдельными разделами пройденного материала. Такого типа комбинированные задачи могут с большим успехом применяться в старших классах.

Например, в старших классах при повторении следует связывать закон сохранения массы веществ с составлением химических формул и с расчетами по ним или сочетать расчеты, основанные на законе Авогадро, с химическим материалом, изученным в разное время.

Пример 1. Какова масса оксида железа (II, III) Fe_3O_4 , восстанавливаемого до железа водородом объемом 11,2 л?

Пример 2. При взаимодействии цинка с хлороводородной кислотой был получен водород объемом 4,48 л (н. у.). Какова масса цинка, вступившего в реакцию?

Использование задач при итоговом учете знаний позволяет выяснить уровень подготовки не только отдельных учащихся (путем индивидуального опроса), но и всего класса (с помощью контрольных работ) по значительным разделам курса химии. В этом случае предлагают задачи комбинированного типа, контролирующие как усвоение фактического материала, так и умение производить расчеты.

Пример 3. Вычислите объем хлора, получаемого при полном взаимодействии оксида марганца (IV) с раствором хлороводородной кислоты массой 100 г с массовой долей HCl 36,5%.

Здесь можно проверить, как учащиеся используют представления о массовой доле растворенного вещества и о молярном объеме. Кроме того, проверяются умения

составлять уравнения реакций и прочность усвоения фактического материала по теме «Галогены».

Чтобы обеспечить самостоятельность выполнения контрольной работы, лучше всего приготовить задание для каждого учащегося, размножив 6—8 вариантов на класс.

Вообще же не следует увлекаться большим количеством контрольных работ. По-видимому, следует проводить 2—3 контрольные работы в четверти. Проведению контрольной работы должна предшествовать предварительная подготовка. Нужно заранее объявить учащимся, вопросы каких тем пройденного материала и какие типы задач могут быть в нее включены. Перед контрольной работой следует провести консультацию.

При изучении факультативных курсов и на внеклассных (кружковых) занятиях рассматриваются задачи, соответствующие программам факультативных курсов и кружков, а также комбинированные задачи повышенной трудности, возможно даже не предусмотренные программой основного курса (например, с применением понятий о молярной концентрации раствора, на состав газовых смесей, а также по упрощенным стехиометрическим схемам).

1.4. ЗНАЧЕНИЕ РАСЧЕТОВ В ПОЛИТЕХНИЧЕСКОМ ОБУЧЕНИИ

Политехническая направленность курса обеспечивается изучением научных основ химического производства и роли химии в развитии других отраслей народного хозяйства. В связи с политехническим обучением перед школой поставлена задача профессиональной ориентации учащихся. При этом учащиеся должны познать основные принципы химических производств и роль химии в сельскохозяйственном производстве. Но изучение принципов химической технологии и химизации народного хозяйства невозможно без количественных расчетов. Умения выполнять их учащиеся должны приобрести в школе.

Например, качество стекла зависит от содержания в шихте составных частей: оксида кремния (IV), карбонатов натрия и кальция и др. Для варки стекла загружается определенная масса шихты, поэтому рассчи-

тывают и массы компонентов шихты. Кроме того, в каждом компоненте имеются посторонние примеси, массовая доля (%) которых устанавливается в заводской химической лаборатории. Следовательно, нужно пересчитать массы компонентов на чистые вещества. Подобно этому перед применением минеральных удобрений массы их, вносимые в почву, рассчитывают по массовой доле (%) действующего начала: для фосфорных удобрений — по P_2O_5 , калийных — по K_2O , азотных — по N .

Несомненно, что после экскурсии на производственный объект материал экскурсии будет лучше усвоен, если учитель подберет соответствующие этому производству расчетные задачи. С самого начала изучения химии необходимо предлагать учащимся задачи, относящиеся к вопросам химического производства и химизации народного хозяйства (соответственно их уровню подготовки), что будет способствовать возникновению и развитию устойчивого интереса к предмету.

Школьная программа химии богата материалом с политехническим содержанием. Решение задач на производственные темы возможно при изучении применения водорода и кислорода, получения хлора, соляной и серной кислот, аммиака, азотной кислоты, солей этих кислот, удобрений, получения металлов, органических веществ и др.

Проблемы химизации сельского хозяйства легко увязываются с решением задач при изучении азота, фосфора, щелочных металлов и их соединений. В этих случаях необходимо предложить учащимся расчеты на определение норм расхода отдельных удобрений по содержанию в них действующего начала элементов питания, на замену одного удобрения другим, на приготовление растворов с различной массовой долей (%) растворенных веществ для протравливания семян или опрыскивания растений, на вынос питательных веществ из почвы с урожаем и т. п. В настоящем пособии для каждого класса в качестве примеров приводятся задачи с учетом этих требований. Учителю полезно также установить связь с инженером и агрономом; с их помощью составить разнообразные задачи, учитывающие конкретные местные условия.

1.5. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ В РАСЧЕТАХ ГРАФИЧЕСКОГО МАТЕРИАЛА И СПРАВОЧНИКОВ

Простейшие сведения о применении графиков в расчетах учащиеся могут получить, например, при изучении кривых растворимости солей, используемых для вычисления массы растворенного вещества в зависимости от температуры.

При закреплении понятия о массовой доле (%) растворенного вещества в растворе на внеклассных (кружковых) занятиях полезно показать связь между массовой долей растворенного вещества и плотностью раствора в графическом изображении. Пользуясь данными таблиц, учащиеся могут составить кривую изменения массовой доли растворенного вещества в зависимости от плотности растворов кислоты или щелочи (см. 2.5).

Не следует обременять память учащихся большим числом констант и других величин¹. Учитель имеет возможность по мере прохождения курса химии показать, как в справочниках находят нужные величины.

2. МЕТОДЫ РЕШЕНИЯ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ

Решение задач должно подчиняться главной цели — приобретению учащимися химических знаний и развитию логического мышления при изучении химических явлений.

Для осуществления этой цели имеет значение наряду с решением задач также и выбор методов их решения. Метод решения задач и ход рассуждений должны способствовать раскрытию сущности изучаемого явления. Опыт показывает, что иногда учащиеся, не понимая смысла явления, пытаются решать задачи механически, пользуясь усвоенным приемом.

Выбирая метод решения задачи, учитывают знания, приобретенные учащимися при изучении математики. Для решения большинства химических задач, предусмотренных программой средней школы, следует использовать уже имеющиеся навыки по: 1) решению пропор-

¹ См. «Приложение».

ций, 2) приведению к единице и 3) составлению алгебраических уравнений.

Во многих отраслях химической промышленности пользуются графическим методом расчетов. Поэтому и в школе полезно дать учащимся первое представление о возможности выражения количественных закономерностей с помощью графиков.

Вопрос об оформлении условия задачи до сих пор решается различно. Задачи со стехиометрическим расчетом по уравнению реакции оформляют следующим образом. После знакомства с условием задачи записывают уравнение реакции, затем над формулами записывают данные из условия задачи, а под ними — количественные характеристики по уравнению химической реакции. Незвестную величину обозначают над формулой соответствующего вещества через x . После этого делают вычисление.

Однако этот метод оформления условия задачи применим только тогда, когда расчет ведется по уравнению реакции.

Недостатком в оформлении условий задач по химии являлось отсутствие единообразия в обозначениях физических величин. Правильное оформление исходных данных задачи способствует успешному анализу ее содержания и выбору последовательности решения. Упрощенная запись условия с помощью буквенных обозначений, как правило, придает задаче наглядность и в известной степени помогает решить ее.

В настоящее время приняты обозначения физических величин и их единиц в соответствии с Международной системой единиц (СИ) и Государственным стандартом СССР (подробно см. 2.6):

например, относительная атомная масса элемента железа — $A_r(\text{Fe})$;

относительная молекулярная масса вещества, оксида углерода (IV) — $M_r(\text{CO}_2)$;

количество вещества — ν^1 (моль);

молярная масса — M (кг/моль или г/моль, 1 г/моль = 10^{-3} кг/моль);

масса вещества, например, сульфида железа (II) — $m(\text{FeS})$;

¹ ν (греч.) — «ню».

молярный объем — V_m (м³/моль или л/моль;
1 л/моль = 10^{-3} м³/моль);

объем газа, например, — $V(\text{H}_2)$;

плотность вещества — ρ (г/см³; кг/м³; г/л);

относительная плотность газа по водороду — D_{H_2} ;

относительная плотность газа по воздуху — $D_{\text{возд}}$;

массовая доля (%), например, (ω %) (NaCl);

молярная масса эквивалента, например, $M(1/2\text{H}_2\text{SO}_4)$;

молярная концентрация раствора, например, $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л;

молярная концентрация эквивалента¹ $c(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л.

Пример. К раствору, содержащему хлорид меди (II) массой 27 г, прибавили железные опилки массой 12 г. Какова масса образующейся меди?

	27 г	12 г	x
	CuCl_2	$+$ Fe	$\rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{Cu}$
M_r	135	56	64
M	135 г/моль	56 г/моль	64 г/моль
m	135 г	56 г	64 г

Если все учащиеся имеют задачки по химии, то в целях экономии времени не следует записывать условие задачи на доске или в тетради, а можно ограничиться сокращенной записью. В нашем примере она будет выглядеть следующим образом:

Форма сокращенной записи:

Дано: $m(\text{CuCl}_2) = 27$ г; $m(\text{Fe}) = 12$ г; $M(\text{CuCl}_2) = 135$ г/моль; $M(\text{Fe}) = 56$ г/моль; $M(\text{Cu}) = 64$ г/моль.

Найти: $m(\text{Cu})$?

После такой записи условия задачи учащиеся должны устно составить план решения.

План решения (устно):

1. Какое число молей вещества соответствует 27 г CuCl_2 ? 2. Какое число молей вещества соответствует 12 г Fe? 3. Основываясь на том, что хлорид меди ко-

¹ Применение понятия «нормальность» не рекомендуется для молярной концентрации эквивалента.

личеством вещества 1 моль взаимодействует с железом количеством вещества также 1 моль (см. уравнение реакции), определите, какое вещество останется в избытке? 4. Исходя из количества вещества, затрачиваемого на реакцию, вычислите, какая масса меди выделится в результате этой реакции.

Только после этого можно приступить к расчетам. Арифметические действия выглядят так:

$$1) \quad \nu(\text{CuCl}_2) = \frac{27 \text{ г}}{135 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль};$$

$$2) \quad \nu(\text{Fe}) = \frac{12 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,214 \text{ моль};$$

3) $0,214 \text{ моль} - 0,2 \text{ моль} = 0,014 \text{ моль Fe}$ в избытке;

$$4) \quad m(\text{Cu}) - 0,2 \text{ моль} \cdot 64 \text{ г/моль} = 12,8 \text{ г}.$$

2.1. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ

С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ПРОПОРЦИИ

В процессе решения задачи с помощью пропорции предполагается три этапа: 1) установление пропорциональной зависимости, 2) составление пропорции и 3) решение пропорции.

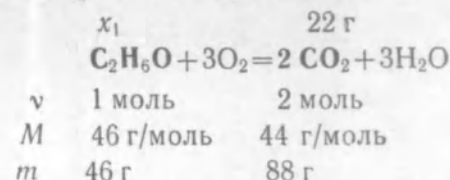
Приступая к решению задачи, учащийся объясняет по химическому уравнению сущность реакции и выясняет стехиометрические отношения для вступающих и получающихся в результате реакции веществ. Применение пропорции дает возможность нагляднее показать имеющуюся зависимость. Поэтому решение задач этим методом особенно важно на первом этапе обучения. Но было бы ошибочным считать использование пропорции лучшим методом решения задач на всех этапах обучения по следующим причинам: 1) исключительное применение пропорции приводит к шаблону в решении задач; 2) решение задачи этим методом иногда приводит к лишней трате времени, в результате чего учитель вынужден сократить число рассматриваемых задач. Следует применять и другие методы решения задач.

ВЫЧИСЛЕНИЯ

С ПРЯМОЙ ПРОПОРЦИОНАЛЬНОЙ ЗАВИСИМОСТЬЮ

Пример. Формула этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}$. Каково число молей сгоревшего спирта, если при этом образо-

вался оксид углерода (IV) массой 22 г? Реакция горения спирта выражается уравнением:



Рекомендуется подчеркивать в уравнении формулы веществ, используемые для вычислений, в данном случае — формулы этилового спирта и оксида углерода (IV).

Форма сокращенной записи:

Дано: $m(\text{CO}_2) = 22 \text{ г}; \quad M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль};$
 $M(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = 46 \text{ г/моль}.$

Найти: $\nu(\text{C}_2\text{H}_5\text{O}) = ?$

План решения (устно): 1) Установить по уравнению реакции, какое число молей оксида углерода (IV) получится при сгорании этилового спирта количеством вещества 1 моль? 2) Какому числу молей отвечает оксид углерода (IV) массой 22 г? 3) Какое число молей этилового спирта сгорело?

Рассуждаем следующим образом:

1) оксиду углерода (IV) количеством вещества 1 моль соответствует масса 44 г, а оксиду углерода (IV) количеством вещества x_2 моль соответствует масса 22 г.

Число молей оксида углерода (x_2) будет во столько раз меньше 1 моль, во сколько раз 22 г меньше 44 г.

В данном случае имеет место прямая пропорциональная зависимость.

Следовательно:

$$22 \text{ г} : 44 \text{ г} = x_2 : 1 \text{ моль}; \quad x_2 = \frac{22 \text{ г} \cdot 1 \text{ моль}}{44 \text{ г}} = 0,5 \text{ моль CO}_2.$$

2) Оксид углерода (IV) количеством вещества 2 моль получается из этилового спирта количеством вещества 1 моль, а оксид углерода (IV) количеством вещества 0,5 моль получается из этилового спирта количеством вещества x_1 моль.

В этом случае также прямо пропорциональная зависимость.

Следовательно:

$$0,5 \text{ моль} : 2 \text{ моль} = x_1 : 1 \text{ моль};$$
$$x_1 = \frac{0,5 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,25 \text{ моль } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}.$$

✓ ВЫЧИСЛЕНИЯ С ОБРАТНОЙ ПРОПОРЦИОНАЛЬНОЙ ЗАВИСИМОСТЬЮ

Пример. Какую массу раствора с массовой долей гидроксида натрия 5% можно получить из раствора массой 200 г с массовой долей гидроксида натрия 20%?

Форма сокращенной записи:

Дано: $\omega\%$ (NaOH в исходном растворе) = 20%;
 $\omega\%$ (NaOH в полученном растворе) = 5%; m (исходного раствора) = 200 г.

Найти: m_1 (полученного раствора) = ?

План решения (устно): 1) Какова зависимость между массами растворов и массовыми долями? 2) Составьте пропорцию и решите ее.

Рассуждают следующим образом: имеется 200 г раствора с массовой долей NaOH 20%,

получится x граммов раствора с массовой долей NaOH 5%.

При разбавлении раствора массовая доля растворенного вещества уменьшается, а масса раствора увеличивается. Поэтому в данном случае обратно пропорциональная зависимость: x во столько раз больше 200 г, во сколько раз 20 мас. д. больше 5 мас. д.

Следовательно:

$$x : 200 \text{ г} = 20 \text{ мас. д.} : 5 \text{ мас. д.};$$
$$x = \frac{200 \text{ г} \cdot 20 \text{ мас. д.}}{5 \text{ мас. д.}} = 800 \text{ г}.$$

2.2. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ МЕТОДОМ ПРИВЕДЕНИЯ К ЕДИНИЦЕ

При решении задач этим методом вычисления сводятся к тем же действиям, что и в случае пропорции, но значительно сокращается ход рассуждений и время на выполнение расчетов. В этом преимущество метода приведения к единице перед методом пропорции.

Однако этот метод малоприменим на первом этапе изучения химии, так как предполагает упрощенный ход

рассуждений. Он может быть рекомендован учащимся старших классов, у которых более развиты навыки логического мышления.

Пример (см. 2.1). Форма сокращенной записи условия задачи и план решения те же.

Ход рассуждения при вычислениях:

CO₂ массой 44 г соответствует количеству вещества 1 моль, следовательно, CO₂ массой 1 г соответствует количеству вещества, которое в 44 раза меньше, т. е. 1/44 моль, а 22 г CO₂ соответствуют количеству вещества большему в 22 раза:

$$v = \frac{1 \text{ моль} \cdot 22 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 0,5 \text{ моль } \text{CO}_2.$$

По уравнению реакции при сгорании этилового спирта количеством вещества 1 моль образуется оксид углерода (IV) количеством вещества 2 моль. Следовательно, для образования 1 моль CO₂ потребуется спирта в 2 раза меньше, а для образования 0,5 моль CO₂ потребуется спирта в 0,5 раза больше:

$$v = \frac{1 \text{ моль} \cdot 0,5 \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 0,25 \text{ моль } \text{C}_2\text{H}_6\text{O}.$$

2.3. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ АЛГЕБРАИЧЕСКИМ МЕТОДОМ

Учащиеся начинают изучать алгебру в VI классе, т. е. еще до первого знакомства с химией в VII классе. Алгебраический метод решения задач наиболее принят на уроках математики. Поэтому он должен быть основным методом и при решении расчетных химических задач. Но, к сожалению, при обучении химии он используется еще сравнительно мало, так как практика показывает, что учащиеся лучше воспринимают химическую сущность расчетных задач, если задачу решают арифметическим способом.

Возможны следующие задачи с применением этого метода:

1) на приготовление раствора с заданной массовой долей (%) растворенного вещества путем смешения растворов с другими массовыми долями (%) растворенного вещества;

2) на вычисление массовых долей (%) изотопов в смеси;

3) на косвенное определение массовых долей (%) двух веществ в смеси по массе осадка или по объему газа, полученного из них в результате реакции.

Рассмотрим применение алгебраического метода решения расчетных задач по химии на конкретных примерах.

Пример 1. Приготовить раствор массой 350 г с массовой долей серной кислоты 15% путем смешения растворов с массовыми долями 7,5 и 60%. Какие потребуются массы того и другого растворов?

1. Устанавливают содержание H_2SO_4 в 1 г данных растворов:

раствор с массовой долей 7,5% содержит в 1 г 0,075 г H_2SO_4 ;

раствор с массовой долей 60% содержит в 1 г 0,60 г H_2SO_4 ;

раствор с массовой долей 15% содержит в 1 г 0,15 г H_2SO_4 .

2. Вводят алгебраические обозначения:

а) общую массу раствора с массовой долей 7,5%, расходуемого на смешение, принимают за x , тогда масса в нем чистой H_2SO_4 будет равна $0,075x$;

б) общая масса раствора с массовой долей 60%, расходуемого на смешение, будет равна $(350 - x)$, а масса в нем чистой H_2SO_4 составляет $0,6 \cdot (350 - x)$;

в) масса чистой H_2SO_4 в 350 г раствора с массовой долей 15% будет равна $0,15 \cdot 350$ г.

3. Из этих данных составляют алгебраическое уравнение:

$$0,075x + 0,60 \cdot (350 - x) = 350 \cdot 0,15.$$

4. Решают уравнение:

$$0,075x + 210 - 0,60x = 122,5.$$

Отсюда: $0,525x = 122,5$;

$$x = \frac{122,5}{0,525} = 233 \text{ (г)}$$

раствора с массовой долей 7,5% серной кислоты.

Раствора с массовой долей 60% серной кислоты необходимо взять:

$$350 \text{ г} - 233 \text{ г} = 117 \text{ г}.$$

Пример 2. Каковы массовые доли (%) изотопов неона $^{20}_{10}\text{Ne}$ и $^{22}_{10}\text{Ne}$ в природном неоне, средняя относительная атомная масса которого равна 20,2?

Решение. Требуется рассчитать, какое число атомов $^{20}_{10}\text{Ne}$ и $^{22}_{10}\text{Ne}$ приходится на каждые 100 атомов природного неона, имеющего среднюю относительную атомную массу 20,2.

1. Вводят алгебраические обозначения.

Принимают число атомов $^{20}_{10}\text{Ne}$, содержащееся в 100 атомах природного неона, за x , тогда $^{22}_{10}\text{Ne}$ будет $(100 - x)$. Масса атомов $^{20}_{10}\text{Ne}$ равна $20x$, а $^{22}_{10}\text{Ne}$ — $22 \cdot (100 - x)$.

2. Из этих данных составляют алгебраическое уравнение:

$$20x + 22 \cdot (100 - x) = 20,2 \cdot 100.$$

3. Решают уравнение:

$$20x + 2200 - 22x = 2020;$$

$$2x = 180;$$

$$x = \frac{180}{2} = 90 \text{ (атомов)} \text{ } ^{20}_{10}\text{Ne}.$$

Тогда атомов изотопа $^{22}_{10}\text{Ne}$ содержится:

$$100 - 90 = 10.$$

Таким образом, на каждые 100 атомов природного неона приходится 90 атомов $^{20}_{10}\text{Ne}$ и 10 атомов $^{22}_{10}\text{Ne}$.

Эти числа и выражают массовые доли (%) изотопов в природном неоне.

Пример 3. Из смеси сульфатов калия и натрия массой 24,5 г получили сульфат бария массой 34,95 г. Каковы массы сульфатов калия и натрия в смеси?

Решение.

1. $M(K_2SO_4) = 174$ г/моль; $M(Na_2SO_4) = 142$ г/моль; $M(BaSO_4) = 233$ г/моль.

2. Вводят алгебраические обозначения: если массу K_2SO_4 принять за x , то масса Na_2SO_4 будет $(24,5 - x)$.

Из 174 г K_2SO_4 получается 233 г $BaSO_4$; из 1 г K_2SO_4 его получится в 174 раза меньше, а из x — в x раз больше:

$$\frac{233}{174}x.$$

По тому же рассуждению из $(24,5 - x)$ Na_2SO_4 получится:

$$\frac{233}{142} (24,5 - x);$$

3. Составляют алгебраическое уравнение:

$$\frac{233}{174} x + \frac{233}{142} (24,5 - x) = 34,95.$$

4. Решают уравнение:

$$\begin{aligned} 1,34 x + 40,18 - 1,64 x &= 34,95; \\ 0,3 x &= 5,23; x = 17,4 \text{ г } \text{K}_2\text{SO}_4. \end{aligned}$$

5. Вычисляют содержание Na_2SO_4 в смеси по разности:

$$24,5 \text{ г} - 17,4 \text{ г} = 7,1 \text{ г}.$$

В IX—X классах для ускорения вычислений учащиеся должны использовать таблицы логарифмов, а также логарифмическую линейку.

2.4. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПО ГОТОВЫМ ФОРМУЛАМ

Решение задач по готовым формулам часто сводится к формальному применению некоторых математических методов. Поэтому механическими действиями в расчетах следует пользоваться только тогда, когда достаточно понятно внутреннее содержание явления или когда решение задачи без готовой формулы требует привлечения закономерностей, непосредственно не связанных с рассматриваемым вопросом.

Примером может служить вычисление относительных молекулярных масс паров и газов по уравнению:

$$M_r(x) = M_r(x_1) \cdot D_{x_1}(x). \quad (1)$$

или вычисление относительной плотности одного газа по другому с помощью формулы:

$$D_{x_1}(x) = \frac{M_r(x)}{M_r(x_1)}. \quad (1a)$$

В соответствии с законом Авогадро для определения относительной молекулярной массы газообразного вещества нужно найти относительную плотность его по другому (известному) веществу и узнать относитель-

ную молекулярную массу последнего. Относительная плотность же представляет собой отношение масс равных объемов двух газов при одинаковых условиях. Например, масса оксида углерода (II) объемом 1 л (н. у.) равна 1,250 г, а масса водорода объемом 1 л (н. у.) — 0,089 г. Тогда относительная плотность оксида углерода (II) по водороду равна:

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}) = \frac{1,250 \text{ г}}{0,089 \text{ г}} = 14.$$

В этом случае относительную молекулярную массу оксида углерода (II) следует находить по формуле $M_r = 2D_{\text{H}_2}$, где 2 — относительная молекулярная масса водорода. Подставляя в формулу относительную плотность оксида углерода (II) по водороду, определяют относительную молекулярную массу оксида углерода (II): $M_r(\text{CO}_2) = 2 \cdot 14 = 28$.

Относительную плотность исследуемого газа можно определить по любому другому газу. Часто при определении относительной молекулярной массы пользуются относительной плотностью исследуемого газа по воздуху. Исходя из плотности воздуха и молярного объема газа (н. у.), вычисляют «молярную массу»¹ воздуха:

$$\begin{aligned} M(\text{возд.}) &= \rho \cdot V_m; \\ M(\text{возд.}) &= 1,29 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 29 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

Известно, что числовое значение молярной массы, выраженной в граммах на моль, равно относительной молекулярной массе.

Поэтому среднюю «относительную молекулярную массу» воздуха принимают равной 29.

Учащимся следует показать возможность нахождения относительной плотности из отношения относительных молекулярных масс любых газов.

Пример. Определить относительную плотность оксида углерода (IV) по водороду, кислороду и азоту на основании их относительных молекулярных масс.

¹ Здесь «молярная масса» воздуха и далее «относительная молекулярная масса» воздуха даны в кавычках, так как воздух — смесь газов и эти величины к смеси относятся условно.

Относительная плотность CO_2 по водороду:

$$D_{\text{H}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{H}_2)} = \frac{44}{2} = 22;$$

по кислороду:

$$D_{\text{O}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{O}_2)} = \frac{44}{32} = 1,38;$$

по азоту:

$$D_{\text{N}_2}(\text{CO}_2) = \frac{M_r(\text{CO}_2)}{M_r(\text{N}_2)} = \frac{44}{28} = 1,57.$$

Можно рекомендовать использование готовых формул в некоторых других случаях (см. 2.8), но применение их, на наш взгляд, мало способствует развитию логического мышления при установлении связи между явлениями.

2.5. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ ГРАФИКОВ И ДИАГРАММ ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ РАСЧЕТОВ

Графический метод широко используют в химической промышленности для выражения количественных зависимостей между свойствами веществ и их составом. Особенно большое значение этот метод приобрел в физико-химическом анализе, который находит применение во многих отраслях науки и техники. В школьном курсе химии графический метод применяют при рассмотрении некоторых закономерностей. Например, для доказательства периодичности изменения свойств простых веществ, образованных элементами II и III периодов, учитель может построить и показать кривую изменения температур плавления.

Чтобы построить кривую, на вертикальной оси откладывают температуры плавления, а на горизонтальной — в порядке увеличения порядковые номера элементов. При рассмотрении графика обнаруживаются два подъема, имеющие на своих вершинах вещества — углерод и кремний — элементы IV группы. Остальные элементы располагаются по кривизне этой линии. Составляя подобные графики, пользуются миллиметровой бумагой.

Графики и диаграммы удобно использовать: 1) изу-

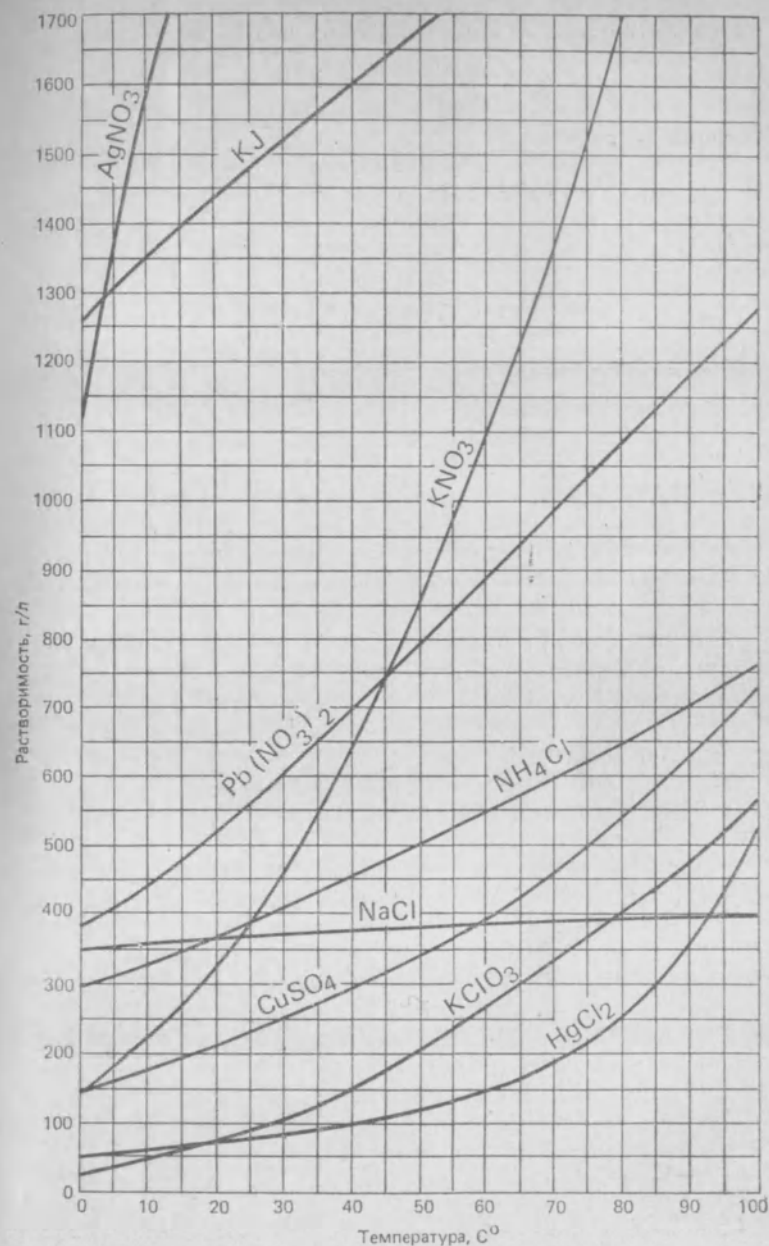


Рис. 1. Кривые растворимости солей

чая зависимость растворимости твердых веществ от температуры (см. рис. 1); 2) рассматривая периодический закон Д. И. Менделеева и демонстрируя изменение свойств простых веществ в зависимости от порядковых номеров элементов.

Изучая растворы, учащиеся могут построить кривые по данным растворимости веществ при различной температуре. В качестве примера для построения кривой приводим данные о растворимости сахарозы (табл. 1).

Таблица 1. Данные для построения кривой растворимости сахарозы

Температура (в °С)	Растворимость сахарозы (г/л)
0	1792
20	2030
40	2381
60	2873
80	3621

Учащиеся могут пользоваться готовыми кривыми для нахождения растворимости веществ при той или иной температуре (см. 3.2.2).

2.6. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ МЕЖДУНАРОДНОЙ СИСТЕМЫ ЕДИНИЦ (СИ) И ГОСУДАРСТВЕННОГО СТАНДАРТА

Решая расчетные задачи по химии, учащиеся должны безошибочно пользоваться физическими величинами и их единицами. В Международной системе единиц (СИ) основными считаются: метр (м) — единица длины; килограмм (кг) — единица массы; секунда (с) — единица времени; ампер (А) — единица силы электрического тока; кельвин (К) — единица термодинамической температуры; кандела (кд) — единица силы света; моль (моль) — единица количества вещества. Детальное рассмотрение понятия о количестве вещества и моле предусмотрено программой VIII класса (см. 4.1), но освоить это понятие в полном объеме можно только постепенно.

Единицы, не входящие в эту систему, называют *внесистемными*. Единицу, которая в целое число раз больше системной или внесистемной, называют *кратной единицей*, а в целое число меньше системной или внесистемной — *дольной единицей*.

С 1 января 1980 г. в нашей стране введен в действие стандарт Совета Экономической Взаимопомощи СТ СЭВ 1052—78 «Метрология. Единицы физических величин», которым предусмотрено обязательное, а не предпочтительное применение единиц СИ в учебном процессе¹.

Кроме того, СИ предусмотрено небольшое число производных единиц, среди которых надо назвать джоуль (Дж) — для работы, энергии и количества теплоты, а также паскаль (Па) — для давления и механического напряжения.

К ограниченному числу внесистемных единиц относятся: атомная единица массы — единица массы в атомной физике; электронвольт — единица энергии в физике; литр — единица объема и вместимости; градус Цельсия — единица температуры Цельсия; тонна — единица массы; гектар — единица площади; минута, час, сутки — единицы времени и некоторые другие.

Иные единицы (кроме единиц СИ), например калория, центнер, ангстрем, миллиметр ртутного столба, не должны использоваться в расчетах.

При выполнении расчетов по химическим формулам и уравнениям особенно важно добиться четкого понимания учащимися понятий «количество вещества», «единица количества вещества — моль», «молярная масса», «молярный объем», «постоянная Авогадро», «число Авогадро»².

В расчетах по уравнениям реакций допустимо использовать количество вещества системы, выраженное в молях; массу, выраженную в граммах; объем газа, выраженный в литрах.

¹ Стоцкий Р. Л. Методические указания по правильному применению физических величин и их единиц в школьном курсе химии. — Химия в школе, 1980, № 5, с. 71; № 6, с. 68.

² Ярославцева Т. С. Методика изучения темы «Расчеты по химическим формулам и уравнениям». — Химия в школе, 1980, № 4, с. 17.

Массу вещества, как уже отмечалось, обозначают через m и выражают в единицах массы: килограммах (кг), граммах (г) или атомных единицах массы (а. е. м.). При необходимости определяют массу вещества по формуле $m = m_a N$, где m_a — масса одной частицы — атома, а N — число частиц.

Количество же вещества обозначают через ν (ню) и выражают в единицах — молях.

Число частиц, содержащееся в любой системе количеством вещества 1 моль, равно $6 \cdot 10^{23}$. Эта величина известна как число Авогадро и обозначается через $\{N_A\}$. Отношение числа частиц в системе (N) к количеству вещества (ν) представляет собой постоянную Авогадро, равную $6 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹.

Молярную массу, обозначаемую через M , находят как отношение массы к количеству вещества: $M = m/\nu$ и выражают в граммах на моль (г/моль).

В отличие от молярной массы, относительная молекулярная масса простого или сложного вещества M_r является безразмерной величиной, так как представляет собой отношение массы его молекулы к $1/12$ части массы атома углерода — 12.

Методика решения задач с применением понятия «моль» рассматривается ниже (см. 4.1).

Молярный объем газа V_m (н. у.) равен приблизительно 22,4 л/моль. Объем газа (н. у.) количеством вещества 1 моль находят по уравнению $V = \nu V_m$, т. е. $V = 1 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 22,4 \text{ л}$.

Молярную массу вещества выражают также в килограммах на моль, а молярный объем — в кубических метрах на моль.

Выполняя вычисления по термохимическим уравнениям, следует иметь в виду, что количество теплоты (а также энергии и работы) выражается в джоулях (Дж), кратных и дольных от джоуля единицах, чаще всего — килоджоулях (кДж). Недопустимо выражать тепловые эффекты в калориях и килокалориях (см. 4.3.5).

2.7. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ АЛГОРИТМИЧЕСКИХ ПРЕДПИСАНИЙ

Алгоритмами называют систему действий (или правил), следуя которым удается решить ту или иную ма-

тематическую задачу. При этом в твердо установленном порядке выполняют определенные вычислительные операции.

Алгоритмические предписания широко применяют на уроках химии при выполнении различного рода упражнений. Например, необходимы они на первых порах при составлении химических формул учащимися, при обучении учащихся составлению химических уравнений (см. 3.1.3).

Сложнее применение алгоритмических предписаний при решении расчетных химических задач. Тем не менее оно целесообразно в случае задач определенных типов, например при выводе молекулярной формулы соединения по массовым долям (%) элементов (см. 6.2) или при вычислении объемных долей компонентов газовой смеси (%) алгебраическим способом (см. 7.3).

При выводе молекулярной формулы соединения по данным массового состава целесообразна такая схема алгоритмических действий:

1. Обозначьте число атомов каждого элемента, входящего в соединение x, y, z .
2. Разделите массовые доли (%) каждого из элементов на их относительные молекулярные массы, т. е. найдите атомные факторы элементов.
3. Приведите атомные факторы элементов к целочисленным значениям, разделив их на наименьшую величину.
4. Напишите простейшую (эмпирическую) формулу «соединения» и подсчитайте его «относительную молекулярную массу».
5. Определите действительную относительную молекулярную массу соединения по относительной плотности.
6. Число атомов всех элементов в простейшей формуле увеличьте в нужное число раз и напишите молекулярную (истинную) формулу соединения.

Пример. Выведите молекулярную формулу углеводорода, в котором массовая доля элементов: C—80,0%, H—20,0%; относительная плотность углеводорода по водороду $D_{H_2} = 15$.

Алгоритм расчетных действий в этом случае будет выглядеть следующим образом:

1. $C_x H_y$.

$$2. x:y = \frac{80,0}{12} : \frac{20,0}{1} = 6,6:20.$$

$$3. 6,6:20 = 1:3.$$

$$4. \text{Простейшая формула } \text{CH}_3; M_r(\text{CH}_3) = 15.$$

$$5. M(\text{C}_x\text{H}_y) = 2 \cdot D_{\text{H}_2}; M_r(\text{C}_x\text{H}_y) = 2 \cdot 15 = 30.$$

$$6. \frac{M_r(\text{C}_x\text{H}_y)}{M_r(\text{CH}_3)} = \frac{30}{15} = 2 \text{ раза.}$$

$$7. \text{Молекулярная формула } \text{C}_2\text{H}_6.$$

Алгоритмические предписания показывают учащимся наиболее рациональный путь решения задач. Они помогают учащимся решить сложные задачи, предложенные в качестве домашнего задания.

2.8. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ МЕЖПРЕДМЕТНЫХ СВЯЗЕЙ

В преподавании химии много внимания уделяется межпредметным связям. Это осуществляется и в процессе решения расчетных химических задач. Поэтому от учителя химии требуется хорошее знание материала других дисциплин, прежде всего, физики и математики.

При решении расчетных химических задач применяют многие физические единицы Международной системы (СИ) и стандарта СЭВ 1052—78.

Учащиеся приводят объемы газов к нормальным условиям по уравнению, объединяющему законы Бойля—Мариотта и Гей-Люссака:

$$V_0 = \frac{Vp273}{p_0T}; \quad \frac{p_0V_0}{T_0} = \frac{pV}{T} = \text{const.}$$

Определяя молярные массы веществ, учащиеся иногда пользуются уравнением Менделеева—Клапейрона:

$$M = \frac{mRT}{Vp}.$$

Неразрывно связано решение химических задач и с математическим аппаратом, соответствующим программе каждого класса по математике.

Содержание многих школьных задач по химии предполагает хорошее знание основ химической технологии и вопросов применения минеральных удобрений в сельском хозяйстве.

Больше внимания при решении химических задач следует уделять связи с материалом биологических дисциплин. Для этого могут быть предложены, например, следующие задачи.

Пример 1. Для дезинфекции раны в медицине применяют иодную настойку, представляющую собой спиртовой раствор с массовой долей иода 10%. Каковы массы кристаллического иода и спирта, необходимые для приготовления настойки массой 200 г?

Пример 2. За зиму в озере Кара-Богаз-Гол осаждалось около 6 млрд. т мирабилита $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Какую массу это составляет в пересчете на безводный сульфат натрия?

Использование межпредметных связей при решении расчетных химических задач способствует более глубокому усвоению как курса химии, так и других дисциплин, содействует формированию у учащихся материалистических представлений.

Осуществление межпредметных связей в процессе обучения предусмотрено новыми программами по химии для каждой темы.

2.9. ИСПОЛЬЗОВАНИЕ СЧЕТНО-ВЫЧИСЛИТЕЛЬНОЙ ТЕХНИКИ

Во многих школах при решении химических задач используется счетно-вычислительная техника: арифмометры, калькуляторы, электронные клавишные вычислительные машины, логарифмическая линейка. Накопленный опыт применения счетно-вычислительной техники сводится к следующему¹.

Решая химические задачи в VII классе, учащиеся иногда применяют рычажный арифмометр с ручным приводом, выполняющий все четыре арифметических действия.

Программой VIII класса по математике предусмотрена работа с логарифмической линейкой. Поэтому ее используют и на уроках химии при выполнении расчетов.

¹ Усманов З. Б. Использование счетно-вычислительной техники при решении расчетных задач. — Химия в школе, 1980, № 6, с. 58.

Кроме того, в некоторых школах при решении химических задач используют калькуляционную машину НИСА К-5, выполняющую не только четыре основные арифметические действия, но и более сложные вычислительные операции.

В старших классах для выполнения химических расчетов могут быть использованы электронные клавишные вычислительные машины «Электроника БЗ-14М», «Электроника 53-23» и др. При этом числа и команды для выполнения операций вводятся вручную при помощи клавиатуры, а результаты вычислений высвечиваются на световом табло.

Не подлежит сомнению, что использование счетно-вычислительной техники дает существенную экономию времени при выполнении сложных или длительных вычислений.

Вместе с тем не следует забывать, что решение расчетных задач должно содействовать глубокому пониманию химических процессов и не является самоцелью.

2.10. ЗАДАЧИ С ПРОИЗВОДСТВЕННЫМ СОДЕРЖАНИЕМ

Значение химии становится особенно ясным для учащихся, когда изучаемый материал связывается с практическими вопросами. Один из методов связи его с жизнью — решение задач с производственным содержанием. Свойства веществ, применяемых в качестве сырья или продукта производства, иногда не прочно усваиваются учащимися. По-иному запоминается тот же материал, если сочетать его изучение с решением соответствующих задач.

Следует заранее планировать, какие вопросы программы целесообразнее использовать для решения задач с производственным содержанием.

В начале курса химии необходимо показать, в частности с помощью задач, где и как применяются изучаемые вещества. Можно разъяснить, например, что растворы с определенной массой долей (%) некоторых веществ используют в сельском хозяйстве для внекорневой подкормки растений или опрыскивания их в целях борьбы с вредителями и болезнями. Точно также в различных отраслях промышленности широко применяют

растворы кислот, щелочей и солей с известной их массовой долей (%) в самых различных целях (заливка аккумуляторов, очистка нефтепродуктов, получение солей и т. д.).

В дальнейшем нужно постепенно вводить такие задачи, которые способствовали бы пониманию основных вопросов технологии производства кислот, щелочей, минеральных удобрений, пластических масс, искусственных волокон и т. п. Такого рода задачи могут иметь различные направления:

задачи, в которых обращается внимание на получение вещества или на применение его в производственных условиях

Эти задачи чаще других используют в школе, так как в различных вариантах они пригодны на всех этапах обучения химии.

Пример 1. Карбонат натрия широко применяют в производстве стекла. Какова масса его, необходимая для получения 1 т стекла, в котором массовая доля оксида натрия 17%?

Пример 2. Один из специальных видов латуни представляет собой химическое соединение меди с цинком. Массовая доля меди в нем 60%, а цинка 40%. Найдите молекулярную формулу этого соединения.

Пример 3. Какова масса нитрата аммония с массовой долей по стандарту 97,5%, необходимая для внесения на 15 га под пшеницу и на 10 га под картофель при следующих нормах внесения азота: под пшеницу — 50 кг, под картофель — 60 кг на 1 га?

определение массовой доли (%) выхода продукта от теоретически возможного

Перед рассмотрением таких задач учащимся разъясняют, что выход получаемого продукта представляет собой отношение массы этого продукта к массе, теоретически рассчитанной. Например, теоретически из железного колчедана массой 120 кг при полном использовании серы можно получить серную кислоту массой 196 кг. Практически же полное сжигание серы в железном колчедане не достигается и в огарках остаются 2—3% серы. В этом случае из железного колчедана массой 120 кг получится серная кислота массой прибли-

зительно 192 кг. Тогда выход серной кислоты будет равен:

$$\omega\% = \frac{192 \text{ кг} \cdot 100\%}{196 \text{ кг}} = 97,9\%.$$

Пример. В производстве концентрированной (массовая доля $\text{HNO}_3 \approx 98\%$) азотной кислоты из аммиака его расходуется 0,29 т на каждую тонну кислоты. Какова массовая доля (%) выхода ее по отношению к той массе, которая могла бы получиться при превращении всего аммиака в азотную кислоту?

задачи, поясняющие химическую сторону технологии производства и требующие составления уравнения реакции

Пример 1. Рассчитайте, какова массовая доля (%) HNO_3 в растворе азотной кислоты, полученном при условии полного окисления аммиака и последующего растворения HNO_3 в образовавшейся воде. Схема реакции такова:



Пример 2. Водород каким объемом (м^3) должен вступить в реакцию, чтобы образовался аммиак массой 17 кг?

задачи, в которых обращается внимание на масштабы производства или размеры аппаратуры (башен, камер, колонок) и т. п.

Задачи этого типа полезно решать в связи с экскурсиями на производство.

Пример. Продукционная башня при нитрозном способе получения серной кислоты имеет высоту 16 м и диаметр 5,5 м. На некоторых заводах достигается съем кислоты массой 200 кг с 1 м^3 в сутки. Вычислите суточный выход серной кислоты на одну башню.

Рассмотрим возможности использования задач с производственным содержанием в различных классах средней школы.

В седьмом классе эти возможности довольно ограничены, как это вытекает из предусмотренных программой основных требований к знаниям и умениям учащихся. Материал VII класса почти не содержит вопросов технологии производства. Кроме того, типы задач, преду-

смотренные программой, позволяют изучить только массовые отношения между элементами в соединениях.

Несмотря на эти ограничения, все-таки можно и здесь давать учащимся простейшие задачи при изучении горения, применения водорода, кислорода, при рассмотрении растворов с массовой долей (%) растворенного вещества.

Пример 1. Для подкормки растений колхозу потребовался раствор массой 250 кг с массовой долей нитрата калия 0,5%. Каковы массы удобрения и воды, необходимые для приготовления этой массы раствора?

Пример 2. Для заливки аккумулятора требуется раствор с массовой долей серной кислоты 30%. Какова масса серной кислоты, необходимая для приготовления 4 кг такого раствора?

Пример 3. Рассчитайте, где больше углерода приходится на 1 мас. д. водорода: в метане CH_4 или в ацетилене C_2H_2 . Решите, какой из этих газов выгоднее применять в качестве топлива.

В восьмом классе в соответствии с основными требованиями к знаниям и умениям учащихся возможности использования задач с производственным содержанием расширяются, так как программой предусмотрен целый ряд новых типов вычислений с использованием уравнений реакций. Этому способствует и содержание материала: изучение соединений галогенов и серы. Учащиеся знакомятся с закономерностями течения реакций, с производственной аппаратурой, с элементами технологии химических веществ (например, серной кислоты), а также с практическим использованием этих веществ в различных отраслях народного хозяйства.

Поэтому следует заранее определить, какие производственные темы из программы следует представить более выпукло и иллюстрировать расчетами.

Из соединений галогенов наибольшее практическое значение имеют хлороводородная кислота и ее соли. С помощью задач можно количественно характеризовать, например, взаимодействие водорода с хлором при синтетическом способе получения этой кислоты, приготовление растворов с определенной массовой долей (%) растворенного вещества.

Пример. Производительность печи для синтеза хлороводорода составляет 25 т HCl в сутки. Сколько хлора

и водорода необходимо для получения такой массы хлороводорода, если учесть, что водорода берут на 3% больше, чем это требуется по уравнению реакции?

Усложнение задач должно осуществляться также за счет введения в расчеты объемов и относительных плотностей газообразных веществ. Приведем несколько примеров таких усложненных задач.

Пример 1. Какой объем хлороводорода (н. у.) и воды потребуется для получения раствора хлороводородной кислоты массой 2 кг с массовой долей HCl 31%?

Пример 2. Какие объемы (м³) водорода и хлора (н. у.) необходимо подать в печь для получения раствора хлороводорода массой 1 т с массовой долей HCl 31% (при избытке массовой доли водорода в 3%)?

В теме «Подгруппа кислорода» следует показать количественную сторону получения серной кислоты контактным способом, приготовление растворов с различной массовой долей (%) растворенного вещества, а также применение серной кислоты и сульфатов в народном хозяйстве.

Пример 1. Какую массу оксида серы (IV) требуется пропустить через контактный аппарат, чтобы получить серную кислоту массой 1 кг с массовой долей H₂SO₄ 98% при полном окислении?

Пример 2. Какую массу оксида серы (IV) можно получить при обжиге железного колчедана массой 1 т с массовой долей серы 48%, если в огарке остается массовая доля серы 1,5%.

Пример 3. При контактном способе получения серной кислоты образуется олеум с массовой долей оксида серы (VI) 20%. Какую массу несвязанного SO₃ содержит олеум массой 2 кг?

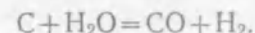
Пример 4. Купоросное масло по стандарту должно быть с массовой долей серной кислоты не менее 92,5%. Какова массовая доля (%) оксида серы (IV) в такой кислоте?

Пример 5. Какую массу серной кислоты с массовой долей H₂SO₄ 100% можно получить из олеума массой 1 кг с массовой долей свободного SO₃ 20%?

Пример 6. Какова масса серной кислоты, требуемой для переработки в медный купорос медного лома массой 1 т с массовой долей меди 95%?

Пример 7. Какая масса купоросного масла с массовой долей H₂SO₄ 92,5% будет израсходована на получение FeSO₄·7H₂O массой 5 т из железного лома?

Пример 8. Водяной газ получают в результате реакции:

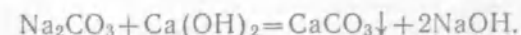


Вычислите массовую долю (%) углерода, воды, оксида углерода (II) и водорода.

Пример 9. Какая масса оксида серы (VI) растворится в олеуме массой 1 т, если массовая доля оксида при протекании олеума через поглотительную башню повышается с 19,5 до 20,5%?

В девятом классе можно рассматривать задачи всех ранее изученных типов, но с некоторыми усложнениями. Изучая щелочные металлы, уделяют внимание соединениям натрия, их практическому значению. Вообще для школ городов, где может встретиться стекольное производство, мыловаренная, пищевая промышленность и т. п., следует подробнее рассмотреть эти вопросы.

Пример 1. По известковому способу гидроксид натрия получают, обрабатывая карбонат натрия гидроксидом кальция:



Какова масса гидроксида кальция, необходимого для получения гидроксида натрия массой 1 т, если допустить, что реакция прошла до конца?

Пример 2. Массовая доля оксида натрия в бутылочном стекле 15%. Какая масса карбоната натрия пойдет на получение такого стекла массой 1 т?

Отличительная черта задач с производственным содержанием в IX классе заключается в том, что учащиеся должны научиться определять массовые доли (%) выхода промышленного продукта по отношению к теоретическому. Задачи в этом классе усложняются тем, что реагирующие вещества берут не в строго стехиометрических отношениях (одно из веществ берется в избытке или содержит примеси).

Кроме того, в IX классе весь фактический материал позволяет особенно широко использовать задачи с производственным содержанием. Это объясняется тем, что соединения азота (аммиак, азотная кислота, селитры),

фосфора (фосфорные удобрения) имеют большое промышленное и сельскохозяйственное значение. Поэтому, например, недостаточно только рассмотреть значение соединений фосфора и азота в качестве удобрения. В местах с преобладанием сельского хозяйства полезно сосредоточить главное внимание на применении этих соединений. Следует прежде всего научить учащихся оценивать удобрения по содержанию действующего начала.

Пример 1. При расчете потребности хлопчатника в удобрениях часто учитывают нормы: N—100—110 кг на 1 га, P_2O_6 —75 кг на 1 га и K_2O —25 кг на 1 га. Какие массы это составляет в пересчете на двойной суперфосфат $Ca(H_2PO_4)_2$, аммиачную селитру с массовой долей NH_4NO_3 94% и на хлорид калия с массовой долей KCl 94%?

Пример 2. В колхозе внесли под яровую пшеницу удобрения из расчета: нитрата аммония—150 кг на 1 га, суперфосфата (с массовой долей усвояемого P_2O_6 20%)—300 кг на 1 га и хлорида калия—100 кг на 1 га. Какие массы это составляет в пересчете на азот, дигидрофосфат кальция и оксид калия?

Пример 3. Содержание калия в калийных удобрениях учитывают по оксиду калия. Какой массе его соответствуют: а) сульфат калия массой 1 кг; б) хлорид калия массой 2 кг?

В десятом классе для углубления знаний учащихся необходимо использовать задачи всех типов, предусмотренных программой для средней школы. При этом учащиеся должны применять ранее изученные способы расчетов к химическим превращениям органических соединений (см. 6.4). Кроме того, можно расширить выбор задач с производственным содержанием, беря примеры из местной промышленности и сельского хозяйства.

3. ЗАДАЧИ В VII КЛАССЕ

Материал, предусмотренный программой для VII класса, представляет собой лишь начало систематического курса химии в школе. Изучение его готовит учащихся к сознательному усвоению основ химической нау-

ки, приложению ее в промышленности, сельском хозяйстве и жизни.

Теоретические сведения, сообщаемые в VII классе, как предусматривают требования к знаниям и умениям учащихся, должны обеспечить понимание состава веществ и их превращений. Так, учащиеся должны приобрести конкретные представления об элементах, простых и сложных веществах, об атомах и молекулах, о типах химических реакций. В этом же классе должны быть усвоены закон сохранения массы веществ и понятие о постоянстве состава химических соединений. Кроме того, учащиеся знакомятся с классами неорганических соединений (оксидами, гидроксидами, кислотами, солями), а также с растворением веществ и растворами.

У учащихся формируются умения, совершенно необходимые для изучения химии в следующих классах. Они должны научиться правильно читать формулы и уравнения реакций, давать им качественное и простейшее количественное толкование, составлять формулы веществ по валентности и уравнения несложных химических реакций.

В связи с этим перед учителем в VII классе возникают следующие задачи:

1. Научить учащихся понимать массовые отношения между элементами, скрывающиеся за химическими символами, коэффициентами перед формулами и индексами в формулах.

2. Сформировать представления об относительных атомной и молекулярной массах, конкретизировать эти понятия так, чтобы учащиеся могли свободно пользоваться ими при расчетах.

3. Вскрыть сущность химического уравнения как схемы, показывающей течение химического процесса.

4. По возможности показать, как применяются растворы с определенной массовой долей растворенного вещества (в процентах) при использовании удобрений и химикатов в сельском хозяйстве.

Учащиеся обычно с интересом изучают химическую символику и быстро усваивают ее. Задача учителя довести до сведения учащихся правильное толкование химической символики, веществ и уравнений химических реакций.

Формулы отражают качественный и количественный состав соединений. Правильно написав формулу соединения, учащийся должен рассказать, из каких элементов оно состоит, какое число атомов каждого элемента содержится в молекуле, какова его относительная молекулярная масса и, наконец, в каких массовых отношениях находятся элементы.

Учащиеся должны отличать коэффициенты, ставящиеся перед формулой, от индексов в формуле, показывающих число атомов в молекуле. Поэтому на протяжении всего учебного года следует требовать расшифровки цифр при записи символов и формул (например, S_4 , S_6 , $4S$, $6S$, N_2 , $2N$, $Al_2(SO_4)_3$ и т. д.), а также умения подсчитывать число атомов всех элементов в молекуле и каждого элемента в отдельности, например в $Ca_3(PO_4)_2$, $Al(OH)_3$ и т. д. Наконец, необходимо определять массовые отношения элементов в молекуле, пользуясь относительными атомными массами, и вычислять их массовую долю (в процентах).

Осуществление этих задач возможно только при умелом сочетании теоретического материала с упражнениями по каждой изучаемой теме.

В VII классе программой предусмотрены следующие типы расчетов:

1) вычисление относительной молекулярной массы веществ по их формулам; 2) отношения масс атомов элементов в сложном веществе по его формуле; 3) вычисление массовой доли элемента (в процентах) по формулам веществ; 4) расчеты по определению массовой доли растворенного вещества (в процентах) в растворе или массы растворенного вещества по известной массовой доле его в растворе; 5) расчеты на основе использования графиков растворимости веществ в воде.

3.1. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ФОРМУЛАМ

Ознакомление с простейшими вычислениями по формулам становится возможным только после изучения понятия о постоянстве состава на основе уже имеющихся представлений о химических знаках и об их значении.

Прежде чем рассматривать расчеты по формулам, нужно показать на конкретном примере, что химические

формулы выведены из данных химического анализа соединений.

Чтобы знания были конкретными, следует выбирать для упражнений формулы уже известных учащимся веществ.

3.1.1. ВЫЧИСЛЕНИЕ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ВЕЩЕСТВ ПО ИХ ФОРМУЛАМ

Эти вычисления не вызывают больших затруднений у учащихся.

Рассмотрим ход рассуждений при вычислении относительной молекулярной массы по формуле соединения.

Пример. Определить относительную молекулярную массу оксида железа (II, III).

Решение. Формула Fe_3O_4 показывает прежде всего качественный состав вещества, т. е. что оно состоит из элементов железа и кислорода. Кроме того, в формуле отражено, что на три атома железа приходится четыре атома кислорода.

Чтобы вычислить относительную молекулярную массу, следует относительную атомную массу каждого химического элемента умножить на число атомов его, а затем найти сумму полученных чисел.

Запись вычисления имеет следующий вид: $A_r(Fe) = 56$, $A_r(O) = 16$; $M_r(Fe_3O_4) = 56 \cdot 3 + 16 \cdot 4 = 232$.

3.1.2. ВЫЧИСЛЕНИЯ ОТНОШЕНИЯ МАСС АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ В СЛОЖНОМ ВЕЩЕСТВЕ ПО ЕГО ФОРМУЛЕ

Рассмотрим этот тип вычислений на конкретном примере.

Пример. Каково отношение масс кальция, углерода и кислорода в карбонате кальция?

Решение. Формула карбоната кальция $CaCO_3$. Из нее видно, что в этом соединении на 1 атом кальция приходится 1 атом углерода и 3 атома кислорода.

Округленные относительные атомные массы: $A_r(Ca) = 40$; $A_r(C) = 12$; $A_r(O) = 16$.

Тогда в карбонате кальция на 40 мас. д. кальция приходится 12 мас. д. углерода и $(16 \cdot 3)$ 48 мас. д. кислорода.

Следовательно, массы кальция, углерода и кислорода в карбонате кальция относятся между собой: $m(\text{Ca}) : m(\text{C}) : m(\text{O}) = 40 : 12 : 48$ или $10 : 3 : 12$.

3.1.3. ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ ЭЛЕМЕНТА (В ПРОЦЕНТАХ) ПО ФОРМУЛАМ ВЕЩЕСТВ

Химические формулы используют не только для установления отношений масс элементов, но и для определения массовой доли элементов (в процентах). При этом удобно рассматривать проценты как число массовых долей элемента, приходящиеся на 100 мас. д. соединения. Тогда можно рекомендовать следующий ход рассуждений.

Пример 1. Определить массовую долю (%) водорода и кислорода в воде.

Дано: $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$; $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{H}) = 1$.

Найти: $\omega\%(\text{H}) = ?$ $\omega\%(\text{O}) = ?$

Решение.

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

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

$$x = \frac{16 \text{ мас.д.} \cdot 100 \text{ мас.д.}}{18 \text{ мас.д.}} = 88,88 \text{ мас. д.}$$

Массовая доля кислорода в воде 88,88%, а водорода 11,12% ($100\% - 88,88\%$).

В тех случаях, когда вещество состоит из атомов трех и более элементов, массовые доли определяют последовательно для каждого из них.

Пример 2. Определить массовые доли элементов (%) в гидроксиде кальция.

Дано: $M_r(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74$; $A_r(\text{Ca}) = 40$; $A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{H}) = 1$.

Найти: $\omega\%(\text{Ca}) = ?$ $\omega\%(\text{O}) = ?$ $\omega\%(\text{H}) = ?$

Решение. 1. Сначала определяют массовую долю (%) кальция:

на 74 мас. д. $\text{Ca}(\text{OH})_2$ приходится 40 мас. д. Ca;

на 100 мас. д. » приходится x массовых долей;

74 мас. д. : 40 мас. д. = 100 мас. д. : x массовых долей.

$$x = \frac{40 \text{ мас.д.} \cdot 100 \text{ мас.д.}}{74 \text{ мас. д.}} = 54,05 \text{ мас.д., или } 54,05\%.$$

2. Потом находят массовую долю (%) кислорода:
74 мас. д. : 32 мас. д. = 100 мас. д. : y массовых долей.

$$y = \frac{32 \text{ мас.д.} \cdot 100 \text{ мас.д.}}{74 \text{ мас. д.}} = 43,23 \text{ мас. д., или } 43,23\%.$$

3. Массовую долю (%) водорода можно определить из следующих вычислений:

54,05 мас. д. + 43,23 мас. д. = 97,28 мас. д., или 97,28%;
97,28%;

100 мас. д. — 97,28 мас. д. = 2,72 мас. д., или 2,72%.

Массовая доля водорода 2,72%.

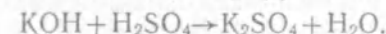
Приступая к изучению реакций соединения и разложения в свете атомно-молекулярного учения, учитель знакомит учащихся с составлением схем этих реакций без расстановки коэффициентов. Поэтому переход к уравнениям реакций, изображаемых с помощью химических знаков и формул и расстановки коэффициентов, становится как бы уточнением изученных схем на основе закона сохранения массы веществ.

Необходимо с самого начала приучить учащихся к определенной последовательности в записи уравнений химических реакций. В каждом случае они должны использовать следующий алгоритм действий (см. 2.7): сначала написать молекулярные формулы вступающих в реакцию веществ, затем — формулы веществ, получающихся в результате реакции, подобрать и расставить коэффициенты и только после этого поставить знак равенства.

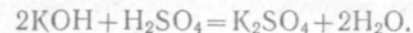
Химическое уравнение, применяемое как изображение химического процесса, показывает: а) какие вещества берутся в начале реакции и какие вещества могут быть получены при известных условиях в результате нее; б) в каких стехиометрических отношениях протекает описываемый химический процесс.

Пример. Написать уравнение реакции взаимодействия гидроксида калия с серной кислотой, пользуясь перечисленными алгоритмическими предписаниями.

Сначала записывают схему уравнения реакции:



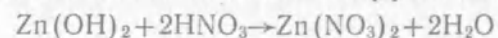
Затем расставляют коэффициенты перед формулами веществ в левой и правой его частях:



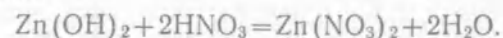
Обычно эти этапы составления уравнений химических реакций объединяются в один. Но опытные учителя в начале обучения предлагают расчленять запись уравнения, и рассуждения учащихся в этом случае обычно выглядят так: сначала запишем формулы веществ, вступающих в реакцию, а затем — формулы веществ, получающихся в результате нее. Обе части соединяем стрелкой:



По закону сохранения массы веществ число атомов каждого элемента слева и справа должно быть одинаково. Расставим соответственно коэффициенты:



и стрелку заменим знаком равенства. Уравнение принимает вид:



Уравнение химической реакции в таком виде отвечает закону сохранения массы веществ, что можно доказать, подсчитав суммы относительных молекулярных масс в левой и правой его частях.

Правильная запись химического уравнения — основа расчетов. Дальнейший ход рассуждений при вычислениях по уравнениям реакций обычно не составляет особых затруднений.

Умения составлять уравнения химических реакций достигаются с помощью упражнений; на первых порах следует подбирать несложные, уже знакомые учащимся реакции.

3.2. РАСЧЕТЫ, СВЯЗАННЫЕ С ИЗУЧЕНИЕМ РАСТВОРОВ

Используя такие расчеты, учитель может полнее раскрыть значение водных растворов в производственной деятельности человека.

Хотя математическая подготовка учащихся VII класса вполне достаточна для решения задач, связанных с массовой долей (%) растворенного вещества, растворов, рассмотрению таких задач должны предшествовать упражнения на вычисление растворимости веществ и

зависимость ее от температуры. Только после этого, познакомив учащихся с понятием о массовой доле растворенного вещества (в процентах), можно приступить к решению задач.

3.2.1. РАСЧЕТЫ ПО ОПРЕДЕЛЕНИЮ МАССОВОЙ ДОЛИ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА (%) ИЛИ МАССЫ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА ПО ИЗВЕСТНОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕ ЕГО В РАСТВОРЕ

При изучении понятия о массовой доле (%) растворенного вещества в растворе возможно использование простейших расчетов, способствующее конкретизации знаний. Необходимо, например, предлагать учащимся задачи следующих типов.

Пример 1. Какова массовая доля (%) растворенного вещества в растворе, полученном растворением хлорида калия массой 5 г в воде массой 45 г?

Дано: $m(\text{NaCl}) = 5$ г; $m(\text{H}_2\text{O}) = 45$ г.

Найти: $\omega\%$ (р. в-ва) = ?

Решение. Общая масса полученного раствора равна (5 г + 45 г) 50 г. Далее рассуждают так: в растворе массой 50 г содержится хлорид калия массой 5 г, в 1 г раствора — в 50 раз меньше, а в 100 г — в 100 раз больше.

Следовательно:

$$m(\text{NaCl}) = \frac{5 \text{ г} \cdot 100 \text{ г}}{50 \text{ г}} = 10 \text{ г}.$$

Поскольку раствор массой 100 г содержит хлорид натрия массой 10 г, массовая доля (%) NaCl в растворе равна 10%.

Пример 2. Насыщенный при 40°C раствор массой 50 г содержит K_2SO_4 массой 6,5 г. Вычислить массовую долю растворенного вещества (%) и растворимость сульфата калия.

Дано: $m(\text{раств.}) = 50$ г; $m(\text{K}_2\text{SO}_4) = 6,5$ г.

Найти: $\omega\%$ (р. в-ва) = ?

Решение. Прежде всего определяют массовую долю (%) растворенного вещества. Поскольку насыщенный раствор массой 50 г содержит сульфат калия массой

6,5 г, то в 1 г раствора — в 50 раз меньше, а в 100 г — в 100 раз больше:

$$m(\text{K}_2\text{SO}_4) = \frac{6,5 \text{ г} \cdot 100 \text{ г}}{50 \text{ г}} = 13 \text{ г}.$$

В насыщенном растворе массовая доля K_2SO_4 13%. Затем вычисляют растворимость сульфата калия при 40°C, рассуждая следующим образом: в насыщенном растворе массой 50 г содержится вода массой (50 г — 6,5 г) = 43,5 г. Следовательно, объем растворителя равен:

$$V = \frac{m}{\rho}; V(\text{H}_2\text{O}) = \frac{43,5 \text{ г}}{1 \text{ г/мл}} = 43,5 \text{ мл}.$$

Отношение массы вещества, образующего насыщенный раствор при данной температуре, к объему растворителя (1000 мл) называется *растворимостью* этого вещества или *коэффициентом растворимости*.

Выражают растворимость в граммах на литр.

В воде объемом 43,5 мл растворяется K_2SO_4 массой 6,5 г, а в воде объемом 1000 мл растворяется K_2SO_4 массой x граммов.

$$x = \frac{1000 \text{ мл} \cdot 6,5 \text{ г}}{43,5 \text{ мл}} = 149 \text{ г}.$$

Растворимость сульфата калия при 40°C — 149 г.

3.2.2. РАСЧЕТЫ НА ОСНОВЕ ИСПОЛЬЗОВАНИЯ ГРАФИКОВ РАСТВОРИМОСТИ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ

Кривые растворимости некоторых солей показаны на рисунке (см. 2.5).

Пример. Кривые рисунка показывают, что растворимость нитрата калия при 60°C составляет 1100 г, а при 0°C — только 150 г. Какова масса нитрата калия, выпадающая в осадок после охлаждения насыщенного раствора массой 8400 г с 60 до 0°C?

Масса насыщенного при 60°C раствора нитрата калия равна: $m(\text{H}_2\text{O}) + m(\text{KNO}_3)$. $m(\text{H}_2\text{O}) = v \cdot \rho$; $m(\text{H}_2\text{O}) = 1000 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 1000 \text{ г}$; $m(\text{р-ра}) = 1000 \text{ г} + 1100 \text{ г} = 2100 \text{ г}$, а при 0°C $m(\text{р-ра}) = 1000 \text{ г} + 150 \text{ г} + 1150 \text{ г}$.

Следовательно, при охлаждении из раствора массой

2100 г выпало бы в осадок (2100 г — 1150 г) 950 г, а из насыщенного раствора массой 8400 г при том же охлаждении — нитрата калия массой x граммов.

$$x = \frac{950 \text{ г} \cdot 8400 \text{ г}}{2100 \text{ г}} = 3800 \text{ г}.$$

Учащиеся VII класса могут научиться выполнять и более сложные расчеты.

3.2.3. ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ РАСТВОРИТЕЛЯ И РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА ДЛЯ ПРИГОТОВЛЕНИЯ ОПРЕДЕЛЕННОЙ МАССЫ РАСТВОРА С ЗАДАННОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ (%)

Рассмотрим ход рассуждений при решении задач этого типа.

Пример 1. Какие массы безводного карбоната натрия и воды надо взять, чтобы приготовить раствор массой 50 г с массовой долей Na_2CO_3 5%?

Дано: $m(\text{раств.}) = 50 \text{ г}$; $\omega\%(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5\%$.

Найти: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = ?$ $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение. По условию задачи требуется приготовить раствор с массовой долей Na_2CO_3 5%, т. е. такой раствор, в 100 г которого должно содержаться 5 г карбоната натрия. Вычисляют массу карбоната натрия, необходимую для приготовления раствора массой 50 г методом приведения к единице:

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{5 \text{ г} \cdot 50 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 2,5 \text{ г}.$$

Зная, что общая масса раствора равна 50 г, вычисляют массу воды: 50 г — 2,5 г = 47,5 г.

Таким образом, для приготовления раствора следует отвесить 2,5 г карбоната натрия и 47,5 г (или приблизительно 47,5 мл) воды.

Решая задачи в VII классе, следует отдавать предпочтение пропорции. Однако можно знакомить учащихся и с другими методами вычислений, например с приведением к единице, особенно в тех случаях, когда не требуется вскрывать сущность явления.

При выполнении расчетов на массовую долю растворенного вещества (%) включают задачи с производственным содержанием.

Пример 2. Для опрыскивания свеклы против долгоносика потребовался раствор массой 800 кг с массовой долей хлорида бария 4%. Какие массы нужно взять хлорида бария и воды?

Дано: $m(\text{раств.}) = 800 \text{ кг}$; $\omega\%(\text{раств.}) = 4 \text{ мас. д.}$

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

Решение. Сначала вычисляют необходимую массу хлорида бария: в растворе массой 100 кг с массовой долей 4% содержится хлорид бария массой 4 кг, а в растворе массой 800 кг с массовой долей 4% содержится хлорид бария массой x килограммов.

$$100 \text{ кг} : 4 \text{ кг} = 800 \text{ кг} : x \text{ кг.}$$

$$x = \frac{4 \text{ кг} \cdot 800 \text{ кг}}{100 \text{ кг}} = 32 \text{ кг.}$$

Затем узнают необходимую массу воды: $800 \text{ кг} - 32 \text{ кг} = 768 \text{ кг}$ (или $\sim 768 \text{ л}$).

3.2.4. ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА, СОДЕРЖАЩЕГОСЯ В ОПРЕДЕЛЕННОЙ МАССЕ РАСТВОРА С ИЗВЕСТНОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ (В %)

Пример. Массовая доля солей в морской воде достигает 3,5%. Какова масса соли, остающаяся после выпаривания морской воды массой 10 кг?

Дано: $m(\text{морск. вод.}) = 10 \text{ кг}$; $\omega\%(\text{морск. вод.}) = 3,5\%$.

Найти: $m(\text{соли}) = ?$

Решение. а) *Первый способ.*

Если массовая доля солей в морской воде составляет 3,5%, то это значит, что в 100 кг ее содержится 3,5 кг соли. Можно составить такое соотношение:

морская вода массой 100 кг содержит соль массой 3,5 кг;

морская вода массой 10 кг содержит соль массой x кг, и решить пропорцию: $100 \text{ кг} : 3,5 \text{ кг} = 10 \text{ кг} : x \text{ кг.}$

$$x = \frac{3,5 \text{ кг} \cdot 10 \text{ кг}}{100 \text{ кг}} = 0,35 \text{ кг, или } 350 \text{ г.}$$

б) Второй способ.

В морской воде содержится солей 3,5 мас. д., т. е. в 1 мас. д. раствора — 0,035 мас. д. соли.

Для определения содержания соли в морской воде массой 10 кг достаточно умножить массу воды на 0,035, т. е. $10 \text{ кг} \cdot 0,035 = 0,35 \text{ кг}$, т. е. 350 г.

3.2.5. РАСЧЕТЫ, СВЯЗАННЫЕ СО СМЕШЕНИЕМ РАСТВОРОВ С ИЗВЕСТНОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ (В %) РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

Для получения раствора с заданной массовой долей (%) растворенного вещества путем смешения двух растворов с известной массовой долей (%) растворенного вещества — пользуются диагональной схемой. Но знакомить с ней учащихся можно, только завершая освоение данных расчетов.

Решение задач на смешение (или разведение) растворов по диагональной схеме называют также вычислением по правилу креста (квадрата Пирсона). Сущность этого приема состоит в том, что по диагоналям из большей величины массовой доли растворенного вещества (в процентах) вычитают меньшую:

$$\begin{array}{ccc} a & \backslash & c \\ & c & / \\ b & / & \end{array} \quad \begin{array}{ccc} & c-b & \\ & & \backslash \\ & & a-c \end{array}$$

где a — большая; b — меньшая; c — искомая массовая доля (%) растворенного вещества в растворе¹.

Пример 1. Необходимо приготовить раствор с массовой долей серной кислоты 25% путем смешения растворов с массовыми долями H_2SO_4 76 и 15%. В каких массовых отношениях нужно смешать растворы?

Решение. Вычитают по диагонали из большего числа меньшее, т. е. в нашем случае из 76 вычитают 25 и 15 из 25. Ответ записывают в виде чисел на противоположных концах диагоналей:

$$\begin{array}{ccc} 76 & \backslash & 25 \\ & 25 & / \\ 15 & / & \end{array} \quad \begin{array}{ccc} & 10 & \\ & & \backslash \\ & & 51 \end{array}$$

¹ Г. Л. Шаповалов. Сокращенное решение задач на смешение и разведение растворов. — Химия в школе, 1980, № 1, с. 45.

Чтобы получить раствор с массовой долей серной кислоты 25%, необходимо смешать 10 частей раствора с массовой долей 76% и 51 часть раствора с массовой долей 15%.

Оригинален метод вычисления массовой доли (в процентах) растворенного вещества по графическим моделям¹. Однако он не имеет широкого распространения.

В дополнение к сказанному ранее (см. 2.1) нужно упомянуть еще об одном алгебраическом решении задач на вычисление массовой доли (%) растворенного вещества². Решение это сводится к составлению алгебраического уравнения с одним неизвестным, но имеет свои особенности.

Пример 2. Найдите массу раствора с массовой долей соли 5%, в котором следует растворить 20 г этой соли, чтобы получить раствор с массовой долей 7%?

Решение. Искомую величину, т. е. массу раствора с массовой долей соли 5%, обозначают через x .

Составляя алгебраическое уравнение, учитывают, что масса соли, содержащаяся в растворах перед их смешением, равна массе соли в получающемся растворе.

Очевидно, что масса получившегося раствора равна сумме масс исходного раствора и сухой соли, т. е. составляет $(20+x)$ граммов.

Кроме того, массу соли в растворах выражают как произведение масс растворов на массовую долю (%) растворенного вещества.

В результате всего этого получают уравнение:

$$0,05x + 20 \cdot 1 = (20 + x) \cdot 0,07.$$

Решая уравнение, находят, что $x = 930$ г.

Следовательно, сухую соль массой 20 г необходимо растворить в растворе массой 930 г с массовой долей соли 5%.

¹ Использование графических моделей при решении задач на процентную концентрацию растворов. — Химия в школе, 1980, № 1, с. 43.

² Лабий Ю. М. и др. Алгебраический метод решения задач на процентную концентрацию растворов. — Химия в школе, 1980, № 1, с. 44.

3.3. ЗАДАЧИ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ VII КЛАССА

ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ

КИСЛОРОД, ОКСИДЫ, ГОРЕНИЕ.

ВОДОРОД, КИСЛОТЫ, СОЛИ

1) Каково массовое отношение элементов в следующих соединениях меди: а) оксид меди (II), оксид меди (I); в) сульфид меди (I).

2) Каковы массовые отношения элементов в сульфиде железа (II) и в пирите? Какое из этих соединений богаче железом?

3) Каково массовое отношение элементов в следующих природных соединениях меди: а) медном блеске Cu_2S ? б) медном колчедане CuFeS_2 ? в) малахите $\text{Cu}_2\text{CH}_2\text{O}_5$?

4) Каково массовое отношение элементов в следующих соединениях, используемых в качестве азотных удобрений: а) нитрате натрия? б) нитрате кальция?

5) Каково массовое отношение элементов в следующих соединениях, используемых как удобрения: а) хлориде калия? б) сульфате калия? в) нитрате калия?

6) Вычислите массовую долю (%) серы в: а) оксиде серы (IV); б) оксиде серы (VI).

7) Вычислите массовую долю (%) углерода в: а) метане; б) карбонате кальция.

8) Вычислите массовые доли элементов (%) для следующих соединений: а) карбоната кальция; б) карбоната натрия.

9) Какова массовая доля (%) меди в следующих соединениях: а) сульфиде меди (I); б) в медном колчедане CuFeS_2 ; в) в малахите $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$?

10) В каком из соединений, применяемых в качестве удобрений, больше массовая доля азота: в натриевой селитре, в кальциевой селитре, в сульфате аммония, в аммонийной селитре, в мочевины, в цианамиде кальция?

ВОДА, РАСТВОРЫ, ОСНОВАНИЯ

1) Определить массу воды в растворе массой 10 кг с массовой долей HCl 20%.

2) Для получения насыщенного раствора сульфата натрия при 20°C израсходовали воду массой 50 г и соль массой 8,05 г. Вычислите растворимость сульфата натрия при 20°C.

3) Выпарив досуха насыщенный при 10°C раствор хлорида натрия массой 200 г, получили соль массой 52,64 г. Какова растворимость хлорида натрия в воде при 10°C?

4) Растворимость нитрата натрия при 10°C равна 805 г. Определите массу его, которую можно растворить при 10°C в воде массой 250 г.

5) Растворимость бромиды натрия при 20°C равна 905 г. Какую массу этой соли можно растворить при 20°C в воде массой 20 г?

6) Пользуясь графиком растворимости, определите, в какой массе воды следует растворить нитрат калия массой 165 г, чтобы получить насыщенный при 35°C раствор?

7) Имеется раствор хлорида аммония массой 340 г, насыщенный при 90°C. Определите, пользуясь графиком растворимости, какова масса соли, выкристаллизовывающейся при понижении температуры до 40°C?

8) В сельском хозяйстве для борьбы с вредителями часто используют раствор сульфата меди. Каковы массы сульфата меди и воды, необходимые для приготовления раствора массой 200 кг с массовой долей CuSO_4 5%?

9) Для подкормки растений колхозу потребовался раствор массой 250 кг с массовой долей KNO_3 0,5%. Каковы массы нитрата калия и воды, которые надо взять для приготовления этой массы раствора?

10) В заводских лабораториях часто пользуются раствором с массовой долей гидроксида натрия 10%. Каковы массы NaOH и воды, необходимые для приготовления такого раствора массой 1000 г?

11) Для дезинфекции ран в медицине применяют йодную настойку, представляющую собой раствор в спирте с массовой долей йода 10%. Каковы массы кристаллического йода и спирта, необходимые для приготовления настойки массой 200 г?

12) Промышленность выпускает для сельского хозяйства раствор формалина с массовой долей формальдегида 40%. Каковы массы формальдегида и воды в растворе массой 50 кг?

13) Пергидроль представляет собой водный раствор с массовой долей пероксида водорода 20%. Какова масса пероксида водорода в пергидроле массой 500 г?

14) Купоросное масло представляет собой водный раствор с массовой долей H_2SO_4 96,5%. Какова масса серной кислоты в купоросном масле массой 20 кг?

15) Уксус представляет собой водный раствор с массовой долей уксусной кислоты 3%. Какова масса уксусной кислоты в уксусе массой 250 г?

16) Водный раствор с массовой долей хлорида натрия 26% является насыщенным. Какую массу хлорида натрия содержит этот раствор массой 2 кг?

17) Для обнаружения йода пользуются обычно водным раствором с массовой долей крахмала 0,2%. Какова масса крахмала в таком растворе массой 200 г?

18) В каких массовых отношениях надо смешать растворы с массовыми долями хлороводородной кислоты 15 и 30%, чтобы получить раствор с массовой долей HCl 20%?

19) В каких массовых отношениях надо смешать серную кислоту с массовой долей H_2SO_4 93,6% и воду, чтобы получить раствор с массовой долей H_2SO_4 20%?

20) В каких массовых отношениях следует смешать растворы с массовыми долями растворенного вещества 35 и 10%, чтобы получить раствор с массовой долей растворенного вещества 20%?

4. ЗАДАЧИ В VIII КЛАССЕ

В VIII классе основными требованиями программы к знаниям и умениям учащихся предусматривается переход от полученных ранее элементарных представлений к научным основам химии. Предполагается также выработка новых умений в выполнении количественных расчетов. В VIII классе учащиеся должны уметь выполнять разнообразные расчеты в процессе обобщения сведений об основных классах неорганических соединений.

В VIII классе наряду с периодическим законом и периодической системой элементов Д. И. Менделеева изучаются количественные отношения в химии, закон Авогадро, галогены, элементы подгруппы кислорода.

Вводится понятие о моле — единице количества вещества, которое должно быть конкретизировано до такой степени, чтобы учащиеся безошибочно пользовались им в расчетах.

В теме «Галогены» учащиеся знакомятся с хлороводородной кислотой, ее солями, с использованием их в народном хозяйстве.

Глубокому и прочному усвоению вопросов программы способствует решение задач, особенно с производственным содержанием.

В VIII классе учащиеся изучают химию уже со сложившимися представлениями об относительной атомной и относительной молекулярной массах. Поэтому переход к молю — единице количества вещества — при сопоставлении с известными понятиями в методическом отношении не составляет затруднений. Но учащиеся, к сожалению, не сразу улавливают сущность этого понятия. Понимание приходит позже, и только в том случае, если при решении задач они постоянно применяют единицу количества вещества.

Закрепляя этот материал, полезно давать учащимся примеры для устного решения.

Пример 1. Где больше число атомов: в водороде массой 1 г или в кислороде массой 8 г?

Пример 2. Одинаковое ли число молекул содержится в кислороде и в оксиде серы (IV) массой по 32 г каждого вещества?

Пример 3. Во сколько раз больше атомов в углероде массой 12 г, чем в магнии массой 12 г?

Поскольку массы углерода и магния одинаковы, ход рассуждений в последнем случае должен быть таков: относительная атомная масса магния (24) больше в два раза относительной атомной массы углерода (12). Поэтому число атомов углерода в 1 г будет в 2 раза больше. Это рассуждение можно подкрепить простейшим решением на доске: $6 \cdot 10^{23} : 24 = 2,5 \cdot 10^{22}$ атомов магния в 1 г; $6 \cdot 10^{23} : 12 = 5 \cdot 10^{22}$ атомов углерода в 1 г.

Пример 4. Какую массу оксида серы (IV) следует взять, чтобы было столько же молекул, сколько их содержится в кислороде массой 4 г?

Решение. Можно рассуждать так: $M_r(\text{SO}_2) = 64$; $M_r(\text{O}_2) = 32$.

Сравнение относительных молекулярных масс показывает, что относительная молекулярная масса оксида серы (IV) в 2 раза больше относительной молекулярной массы кислорода. Следовательно, для того, чтобы взять одинаковое число молекул кислорода и оксида серы (IV), масса последнего должна быть взята в 2 раза больше, т. е. 8 г.

Основными требованиями программы к знаниям и умениям учащихся VIII класса предусмотрено большое разнообразие типов задач, при решении которых используют понятие «моль»: 1) вычисление массы определенного количества вещества; 2) вычисления по химическим формулам; 3) вычисление по уравнению реакции отношений масс, в которых взаимодействуют и образуются вещества; 4) вычисление по химическим уравнениям масс веществ по известному количеству вещества (одного из вступающих или получающихся в результате реакций); 5) вычисление по химическим уравнениям объемов газов (н. у.) по известному количеству вещества (одного из вступающих или получающихся в результате реакции); 6) вычисление массы продукта реакции, когда вещества взяты в виде растворов с известной массовой долей (%) растворенного вещества; 7) расчеты по термохимическим уравнениям количества теплоты по известному количеству и массе одного из получающихся в реакции веществ; 8) вычисление относительной плотности газов по относительной молекулярной массе (или относительной молекулярной массы

вещества по относительной плотности его в газообразном состоянии); 9) вычисление массы объемов газов (н. у.); 10) вычисление объема газа (н. у.), получающегося при взаимодействии определенных масс исходных веществ; 11) вычисление объема газа (н. у.), требующегося для получения определенной массы вещества; 12) вычисление объема газа (н. у.), необходимого для реакции с определенным объемом (н. у.) другого газа.

4.1. РАСЧЕТЫ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ ПОНЯТИЯ «МОЛЬ»

ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ОПРЕДЕЛЕННОГО КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА

В соответствии с Международной системой единиц (СИ), помимо понятий «относительная атомная масса элемента» и «относительная молекулярная масса» простого или сложного вещества, в расчетах применяют понятия «моль», «молярная масса», «молярный объем» газа.

Надо четко разграничивать понятия «моль» — единица количества вещества и «молярная масса», так как количество вещества не является синонимом массы.

Количество вещества — это физическая величина, определяемая числом структурных частиц. Как известно (см. 2.6), единицей количества вещества в СИ принят моль, а также кратные и дольные части от моля — киломоль, миллимоль, микромоль.

По стандарту СЭВ 1052—78: «Моль равен количеству вещества системы, содержащей столько же структурных элементов, сколько содержится атомов в углероде — 12 массой 0,012 кг. При применении моля структурные элементы должны быть специфицированы и могут быть атомами, молекулами, ионами, электронами и другими частицами или специфицированными группами частиц» [XIV ГКМВ (1971 г.). Резолюция 3]¹.

Можно ли говорить о числе молей элементов в моле соединения? Нельзя говорить, например, что 1 моль CaCl_2 содержит 1 моль кальция и 2 моля хлора. Но

¹ Стандарт СЭВ СТ СЭВ 1052—78. — Метрология. — Единицы физических величин. — 1981, с. 4.

справедливо, что 1 моль хлорида кальция образовали 1 моль кальций-ионов ($6 \cdot 10^{23}$ ионов) и 2 моль хлорид-ионов ($12 \cdot 10^{23}$ ионов). Подобно этому 1 моль нитрата натрия NaNO_3 образовали 1 моль натрий-ионов ($6 \cdot 10^{23}$ ионов), 1 моль атомов азота ($6 \cdot 10^{23}$ атомов) и 3 моль атомов кислорода ($18 \cdot 10^{23}$ атомов).

Чтобы установить связь между количеством вещества и его массой, введено понятие «молярная масса». Молярная масса, обозначаемая через M , представляет собой отношение массы к количеству вещества. Измеряется она по СИ в килограммах на моль — кг/моль, но допускается и в граммах на моль — г/моль.

Например, молярная масса оксида углерода (IV) $M(\text{CO}_2) = 44$ г/моль, а молярная масса серной кислоты $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Число молей вещества ν находят, как уже отмечалось (см. 2.6), из отношения массы этого вещества к молярной массе:

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

И наоборот, массу вещества определяют, как произведение молярной массы на количество вещества (моль): $m = M \cdot \nu$.

Учащиеся должны четко различать относительную молекулярную массу вещества M_r и молярную массу M . Например, для серной кислоты $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$, но $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Массу серной кислоты количеством вещества 1 моль можно найти по приведенному уравнению $m = \nu \cdot M$, т. е. $m = 1 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 98 \text{ г}$.

Вычисления с использованием понятий «моль» и «молярная масса» не только способствуют усвоению этих понятий учащимися, но, кроме того, существенно облегчают выполнение всех расчетов, предусмотренных программой для VIII класса.

Для конкретизации понятий о моле и молярной массе вначале следует предлагать учащимся несложные расчеты.

Пример 1. Во сколько раз молярная масса серной кислоты больше молярной массы аммиака?

Решение. Сначала подсчитывают относительные молекулярные массы серной кислоты и аммиака: $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 + 32 + 64 = 98$; $M_r(\text{NH}_3) = 14 + 3 = 17$. Следо-

вательно, $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль; $M(\text{NH}_3) = 17$ г/моль. Отсюда:

$$\frac{M(\text{H}_2\text{SO}_4)}{M(\text{NH}_3)} = \frac{98 \text{ г/моль}}{17 \text{ г/моль}} = 5,8.$$

Пример 2. Вычислить массу кислорода количеством вещества $\frac{1}{4}$ моль.

Решение. $M_r(\text{O}_2) = 32$; $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль, а $m(\text{O}_2) = \nu \cdot M$. Значит, $m(\text{O}_2) = \frac{1}{4} \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 8 \text{ г}$.

ВЫЧИСЛЕНИЕ ЧИСЛА МОЛЕЙ ВЕЩЕСТВА, ОТВЕЧАЮЩИХ ОПРЕДЕЛЕННОЙ МАССЕ ВЕЩЕСТВА.

Пример 1. Сколько молей вещества соответствует хлороводороду массой 73 г?

Дано: $m(\text{HCl}) = 73 \text{ г}$.

Найти: $\nu(\text{HCl}) = ?$

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

Поэтому:

$$\nu = \frac{m}{M}; \nu(\text{HCl}) = \frac{73 \text{ г}}{36,5 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}.$$

Пример 2. Какой массе серной кислоты соответствует количество вещества 0,2 моль?

Дано: $\nu(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,2 \text{ моль}$.

Найти: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = ?$

Решение. $M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль; $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ моль} = 19,6 \text{ г}$.

Пример 3. Какому числу молей вещества соответствует карбонат калия массой 552 г?

Дано: $m(\text{K}_2\text{CO}_3) = 552 \text{ г}$.

Найти: $\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = ?$

Решение. $M_r(\text{K}_2\text{CO}_3) = (2 \cdot 39) + 12 + (3 \cdot 16) = 138$; $M(\text{K}_2\text{CO}_3) = 138$ г/моль.

$$\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{552 \text{ г}}{138 \text{ г/моль}} = 4 \text{ моль}.$$

Пример 4. В какой массе нитрата калия содержится столько же калия, сколько в хлориде калия количеством вещества 4 моль?

Дано: $\nu(\text{K}_2\text{CO}_3) = 4 \text{ моль}$.

Найти: $m(\text{KNO}_3) = ?$

Решение.

$$M_r(\text{KCl}) = 39 + 35,5 = 74,5;$$

$$M_r(\text{KNO}_3) = 39 + 14 + (3 \cdot 16) = 101;$$

$$M(\text{KCl}) = 74,5 \text{ г/моль}; M(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль}.$$

Из сопоставления формул видно, что KCl и KNO_3 количеством вещества по 1 моль соответствует равное число атомов калия. Значит нитрат калия количеством вещества 4 моль содержит столько же калия, сколько хлорид калия количеством вещества 4 моль.

Следовательно:

$$m(\text{KNO}_3) = 101 \text{ г/моль} \cdot 4 \text{ моль} = 404 \text{ г.}$$

4.2. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ

Химические формулы используют: а) для установления массовых отношений между элементами в сложном веществе; б) для определения массовых долей (%) элементов в соединении.

Установление массовых отношений по относительным атомным массам элементов практикуется при первом знакомстве с формулами в VII классе. Поэтому в VIII классе этот вопрос рассматривается в порядке повторения основных вопросов курса VII класса. Повторением является также определение состава соединений в массовых долях элементов (в процентах).

При использовании формул для решения задач практического характера возможны два варианта:

ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ СЛОЖНОГО ВЕЩЕСТВА,
НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ПОЛУЧЕНИЯ ИЗ НЕГО
ЗАДАННОЙ МАССЫ ПРОСТОГО ВЕЩЕСТВА

Пример. Из воды какой массой можно получить водород массой 4 г?

РАСЧЕТ МАССЫ ПРОСТОГО ВЕЩЕСТВА
ПО ИЗВЕСТНОЙ МАССЕ СЛОЖНОГО ВЕЩЕСТВА

При решении задач этого типа следует начинать с анализа их условий, развивать логическую последовательность в рассуждениях. Учащиеся должны уметь рассказывать, как они приходят к выведению массовых отношений и к составлению пропорции. Полезно перед расчетами по формулам закреплять количественные представления на простых примерах путем решения в уме.

Пример 1. На доске пишется формула оксида углерода (IV) и учащиеся предлагают вопросы: 1) чему равна относительная молекулярная масса оксида углерода (IV)? 2) Какова молярная масса оксида углерода (IV)? 3) Какова молярная масса кислорода? 4) Какое число молей углерода и атомарного кислорода образовали 1 моль оксида углерода (IV)? 5) Какому числу молей вещества соответствует оксид углерода (IV) массой 22 г? 6) Каким массам углерода и кислорода соответствует оксид углерода (IV) количеством вещества 0,5 моль? 7) Какое число молей углерода и атомарного кислорода образовали оксид углерода (IV) количеством вещества 0,5 моль? 8) Сколько атомов углерода находится в оксиде углерода (IV) количеством вещества 1 моль?

При решении задач по химическим формулам соблюдается определенная последовательность, которой должны придерживаться учащиеся в первый период обучения.

Пример. Какова масса алюминия в оксиде алюминия массой 10,2 г?

Дано $A_r(\text{Al}) = 27$; $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102$; $m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 10,2 \text{ г.}$

Найти: $m(\text{Al}) = ?$

Решение. Стехиометрическое соотношение алюминия в оксиде алюминия можно выразить схемой: $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2\text{Al}$, которая показывает, что 1 моль Al_2O_3 соответствует 2 моль Al . Следовательно, массовые отношения между ними можно выразить так: $M_r(\text{Al}_2\text{O}_3) = 27 \cdot 2 + 3 \cdot 16 = 102$; $A_r(\text{Al}) = 27$; $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ г/моль}$; $M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}$; отсюда: оксиду алюминия массой 102 г соответствует алюминий массой 54 г; оксиду алюминия массой 10,2 г соответствует алюминий массой x граммов:

$$102 \text{ г} : 10,2 \text{ г} = 54 \text{ г} : x \text{ г};$$

$$x = \frac{10,2 \text{ г} \cdot 54 \text{ г}}{102 \text{ г}} = 5,4 \text{ г.}$$

Выполнение расчетов по химическим формулам значительно облегчает дальнейшую выработку умения решать задачи по уравнениям химических реакций.

4.3. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ

4.3.1. ВЫЧИСЛЕНИЕ ПО УРАВНЕНИЮ РЕАКЦИИ ОТНОШЕНИЙ МАСС, В КОТОРЫХ ВЗАИМОДЕЙСТВУЮТ И ОБРАЗУЮТСЯ ВЕЩЕСТВА

Рассмотрим ход рассуждений при вычислении массовых отношений, в которых взаимодействуют и образуются вещества.

Пример 1. В каких массовых отношениях взаимодействуют медь и кислород при получении оксида меди (II)? Сколько массовых долей оксида меди при этом получается?

Дано: $A_r(\text{Cu}) = 64$; $A_r(\text{O}) = 16$; $M_r(\text{CuO}) = 80$.

Найти: $m(\text{Cu}) : m(\text{O}) : m(\text{CuO}) = ?$

Решение. Уравнение реакции: $2\text{Cu} + \text{O}_2 = 2\text{CuO}$.

В этой реакции 128 мас. д. меди взаимодействуют с 32 мас. д. кислорода и получается 160 мас. д. оксида меди (II), что и соответствует закону сохранения массы веществ. Отношение масс веществ 128:32:160 или 4:1:5.

Таким образом, если 4 мас. д. меди взаимодействуют с 1 мас. д. кислорода, то получается 5 мас. д. оксида меди (II).

Пример 2. В каких массовых отношениях находятся хлорат калия (бертолетова соль) и получающийся из него кислород?

Дано: округленные относительные атомные массы: $A_r(\text{K}) = 39$, $A_r(\text{Cl}) = 35,5$; $A_r(\text{O}) = 16$. Относительные молекулярные массы: $M_r(\text{KClO}_3) = 122,5$; $M_r(\text{O}_2) = 32$.

Найти: $m(\text{KClO}_3) : m(\text{O}_2) = ?$

Решение. Уравнение реакции: $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$.

Из уравнения реакции видно, что при разложении 245 мас. д. хлората калия получается 96 мас. д. кислорода; можно написать отношение: $m(\text{KClO}_3) : m(\text{O}_2) = 245 : 96$.

Отношение 245:96 не может быть упрощено до целых чисел и приближенно составляет 2,55:1.

4.3.2. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ МАСС ВЕЩЕСТВ ПО ИЗВЕСТНОМУ КОЛИЧЕСТВУ ВЕЩЕСТВА (ОДНОГО ИЗ ВСТУПАЮЩИХ ИЛИ ПОЛУЧАЮЩИХСЯ В РЕЗУЛЬТАТЕ РЕАКЦИИ)

В VIII классе учащиеся должны научиться вычислять массы исходных веществ по количеству вещества продукта реакции и, наоборот, массы продуктов реакции по количеству вещества реагентов.

Выполняя эти расчеты по уравнениям реакции, необходимо в первую очередь добиваться понимания химической сущности процесса и лишь затем переходить к выяснению массовых отношений. Последовательность рассуждений должна быть приблизительно такой: а) после разбора условия задачи составляют уравнение реакции и проверяют правильность его; б) выделяют в уравнении те вещества, формулы которых необходимо использовать для решения задач; в) записывают величины молярных масс и выводят количественное отношение между веществами, взятыми для вычисления; г) намечают метод решения и выполняют вычисление.

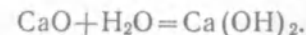
Объяснять вычисления по уравнениям реакций лучше на простейших примерах, чтобы сосредоточить внимание на ходе рассуждений.

Пример. Какова масса оксида кальция, необходимая для получения гидроксида кальция массой 37 г?

Дано: $m(\text{Ca(OH)}_2) = 37$ г.

Найти: $m(\text{CaO}) = ?$

Решение. Составляют уравнение реакции:



Находят молярные массы: $M(\text{CaO}) = 56$ г/моль; $M(\text{Ca(OH)}_2) = 74$ г/моль.

Применение единицы количества вещества — моля позволяет на основании уравнения реакции брать такие массы веществ, в которых число молекул будет отвечать отношению, написанному в уравнении. В данном случае на 1 моль (56 г) CaO необходимо взять 1 моль (74 г) Ca(OH)₂, т. е. для получения Ca(OH)₂ массой 74 г тре-

буется СаО массой 56 г, а для получения Са(ОН)₂ массой 37 г требуется СаО массой x граммов:

$$74 \text{ г} : 37 \text{ г} = 56 \text{ г} : x \text{ г};$$

$$x = \frac{37 \text{ г} \cdot 56 \text{ г}}{74 \text{ г}} = 28 \text{ г}.$$

4.3.3. ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ ОБЪЕМОМ ГАЗОВ ПО ИЗВЕСТНОМУ КОЛИЧЕСТВУ ВЕЩЕСТВА (ОДНОГО ИЗ ВСТУПАЮЩИХ ИЛИ ПОЛУЧАЮЩИХСЯ В РЕЗУЛЬТАТЕ РЕАКЦИИ)

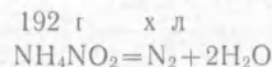
Ход рассуждений аналогичен предыдущему случаю.

Пример. Какой объем азота (н. у.) получится при разложении нитрита аммония массой 192 г?

Дано: $m(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 192 \text{ г}.$

Найти: $V(\text{N}_2) = ?$

Решение. Составляют уравнение реакции:



и находят величину молярной массы: $M(\text{NH}_4\text{NO}_2) = 64 \text{ г/моль}; V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$

По уравнению реакции нитрит аммония количеством вещества 1 моль соответствует азоту количеством вещества также 1 моль или 22,4 л. Поскольку нитриту аммония массой 192 г соответствует количество вещества 3 моль ($v = 192 \text{ г} : 64 \text{ г/моль}$), следовательно, согласно уравнению реакции, получается азот количеством вещества 3 моль, а объем (н. у.) азота равен:

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

4.3.4. ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ПРОДУКТА РЕАКЦИИ, КОГДА ВЕЩЕСТВА ВЗАТЫ В ВИДЕ РАСТВОРОВ С ИЗВЕСТНОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ (%) РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

Задачи этого типа представляют собой усложнение (по сравнению с VII классом) вычислений как по химическим уравнениям, так и массовой доли (%) растворенного вещества в растворе.

Пример 1. Какова масса гидроксида меди (II), осаждаемого гидроксидом натрия из раствора CuSO_4 массой 10 г с массовой долей CuSO_4 5%?

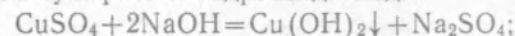
Дано: $m(\text{раств. CuSO}_4) = 10 \text{ г}; \omega(\text{CuSO}_4) = 5\%.$

Найти: $m(\text{Cu(ОН)}_2) = ?$

Решение. Прежде всего определяют массу сульфата меди (II) в растворе массой 10 г с массовой долей CuSO_4 5%:

$$m(\text{CuSO}_4) = \frac{10 \text{ г} \cdot 5\%}{100\%} = 0,5 \text{ г}.$$

Составляют уравнение реакции, записывают молярные массы сульфата и гидроксида меди:



$M(\text{CuSO}_4) = 160 \text{ г/моль}; M(\text{Cu(ОН)}_2) = 98 \text{ г/моль}.$

По уравнению реакции сульфату меди количеством вещества 1 моль соответствует гидроксид меди количеством вещества также 1 моль. Поэтому, определив число моль сульфата меди (II) в растворе, находят одновременно и число моль образующегося гидроксида меди (II):

$$v = \frac{m}{M}; v = \frac{0,5 \text{ г}}{160 \text{ г/моль}} = 0,00312 \text{ моль}.$$

Вычисляют массу гидроксида меди:

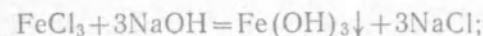
$$\begin{aligned} m(\text{Cu(ОН)}_2) &= v \cdot M; \\ 0,00312 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} &= 0,306 \text{ г}. \end{aligned}$$

Пример 2. Какую массу раствора с массовой долей гидроксида натрия 10% надо прилить к раствору хлорида железа (III), чтобы получить гидроксид железа (III) массой 0,5 г?

Дано: $m(\text{Fe(ОН)}_3) = 0,5 \text{ г}; \omega\% (\text{NaOH}) = 10.$

Найти: $m(\text{раств. NaOH}) = ?$

Решение. В этом случае также составляют уравнение реакции и подсчитывают молярные массы гидроксидов железа и натрия:



$M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль}; M(\text{Fe(ОН)}_3) = 107 \text{ г/моль}.$

Вычисляют, какое количество вещества отвечает гидроксиду железа (III) массой 0,5 г:

$$\nu = \frac{0,5 \text{ г}}{107 \text{ г/моль}} = 0,0047 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции видно, что гидроксид железа (III) количеством вещества 1 моль соответствует гидроксиду натрия количеством вещества 3 моль. Следовательно, гидроксида натрия необходимо 3 моль $\cdot 0,0047$ моль = 0,0141 моль, или $m = \nu \cdot M$; $m = 0,0141 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,564 \text{ г}$.

Наконец, находят, в какой массе раствора с массовой долей 10% содержится гидроксид натрия массой 0,564 г:

NaOH массой 10 г содержится в растворе массой 100 г, а NaOH массой 0,564 г содержится в растворе массой x граммов.

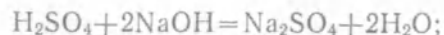
$$x = \frac{0,564 \text{ г} \cdot 100 \text{ г}}{10 \text{ г}} = 5,64 \text{ г.}$$

Пример 3. Какая масса раствора с массовой долей гидроксида натрия 10% требуется для нейтрализации раствора массой 20 г с массовой долей серной кислоты 4,9%?

Дано: m (раств. H_2SO_4) = 20 г; $\omega\%$ (H_2SO_4) = 4,9%; $\omega\%$ (NaOH) = 10%.

Найти: m (раств. NaOH) = ?

Решение. Составляют уравнение реакции и подсчитывают молярные массы гидроксида натрия и серной кислоты:



$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}; M(\text{NaOH}) = 40 \text{ г/моль.}$$

Вычисляют массу серной кислоты в 20 г раствора с массовой долей 4,9%:

в растворе массой 100 г содержится H_2SO_4 массой 4,9 г;

в растворе массой 20 г содержится H_2SO_4 массой x граммов;

$$x = \frac{20 \text{ г} \cdot 4,9 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 0,98 \text{ г.}$$

Находят количество вещества, соответствующее данной массе:

$$\nu = \frac{0,98 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,01 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции видно, что серная кислота количеством вещества 1 моль взаимодействует с гидроксидом натрия количеством вещества 2 моль. Следовательно, его потребуется 0,02 моль, или

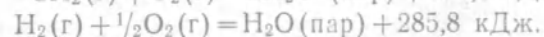
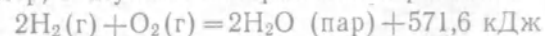
$$m = \nu \cdot M; m = 0,02 \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,8 \text{ г.}$$

Остается найти, в какой массе раствора с массовой долей 10% содержится гидроксид натрия массой 0,8 г: NaOH массой 10 г содержится в растворе массой 100 г, а NaOH массой 0,8 г — в растворе массой x граммов

$$x = \frac{0,8 \cdot 100 \text{ г}}{10 \text{ г}} = 8 \text{ г.}$$

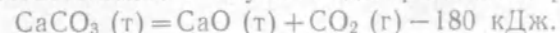
4.3.5. РАСЧЕТ ПО ТЕРМОХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ КОЛИЧЕСТВА ТЕПЛОТЫ ПО ИЗВЕСТНОМУ КОЛИЧЕСТВУ ВЕЩЕСТВА И МАССЕ ОДНОГО ИЗ УЧАСТВУЮЩИХ В РЕАКЦИИ ВЕЩЕСТВ

Известно, что количество энергии, выделившейся или поглотившейся при химической реакции, называют тепловым эффектом этой реакции. По тепловому эффекту химические реакции подразделяют на экзотермические и эндотермические. Тепловой эффект реакции обозначают в конце уравнения со знаком «плюс», если энергия выделяется, или со знаком «минус», если энергия поглощается. Количество выделившейся или поглотившейся энергии указывают в килоджоулях на моль (кДж/моль). Поэтому иногда применяют дробные коэффициенты. Например, в случае экзотермической реакции:



$$1 \text{ моль} \quad \frac{1}{2} \text{ моль} \quad 1 \text{ моль}$$

Соответственно в случае эндотермической реакции:



$$1 \text{ моль}$$

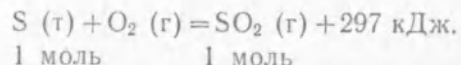
Химические уравнения, в которых показан тепловой эффект реакции, называют термохимическими. В основе расчетов по этим уравнениям лежит закон сохранения и превращения энергии, по которому энергия не

возникает и не исчезает при каких-либо превращениях, но один вид ее переходит в эквивалентное количество другого вида. При этом количество энергии, выделяющейся при образовании данного вещества, всегда равно количеству энергии, которое необходимо затратить для разложения этого вещества. Под теплотой образования понимают тепловой эффект реакции образования 1 моль соединения из простых веществ, устойчивых при стандартных условиях (100 кПа) и 25°C). Различают также тепловые эффекты растворения веществ¹.

ВЫЧИСЛЕНИЕ КОЛИЧЕСТВА
ВЫДЕЛЯЮЩЕЙСЯ (ИЛИ ПОГЛОЩАЮЩЕЙСЯ) ТЕПЛОТЫ
ПО МАССЕ УЧАСТВУЮЩЕГО В РЕАКЦИИ ВЕЩЕСТВА

Пример. Вычислить, сколько теплоты выделится при сжигании серы массой 1 г, зная, что теплота образования оксида серы (IV) из кислорода и серы равна 297 кДж/моль.

Решение. Составляют термохимическое уравнение реакции:



Из термохимического уравнения видно, что при получении 1 моль оксида серы (IV) сгорает 1 моль серы, т. е. 32 г серы.

Зная теплоту образования оксида серы (IV), составляют пропорцию:

при сгорании 32 г серы выделяется 297 кДж теплоты, а при сгорании 1 г серы выделяется x килоджоулей теплоты.

$$x = \frac{1 \text{ г} \cdot 297 \text{ кДж}}{32 \text{ г}} \approx 9,3 \text{ кДж}$$

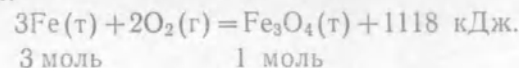
ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ВЕЩЕСТВА,
УЧАСТВУЮЩЕГО В РЕАКЦИИ,
ПО КОЛИЧЕСТВУ ВЫДЕЛИВШЕЙСЯ ТЕПЛОТЫ.

Пример. Какова масса железа, превратившегося в оксид железа (II, III), если в результате реакции вы-

¹ Полищук Н. В. Из опыта изучения тепловых явлений при растворении электролитов. — Химия в школе, 1981, № 4, с. 36.

делилось 112 кДж теплоты, а теплота образования оксида равна 1118 кДж/моль.

Решение. Составляют термохимическое уравнение реакции:



Из термохимического уравнения следует, что при взаимодействии с кислородом 3 моль железа или массы (3·56) 168 г его выделяется 1118 кДж теплоты. Это позволяет вычислить массу вступившего в реакцию железа:

1118 кДж выделяется, если реагирует 168 г железа;

112 кДж выделяется, если реагирует x граммов железа.

$$x = \frac{112 \text{ кДж} \cdot 168 \text{ г}}{1118 \text{ кДж}} = 16,8 \text{ г.}$$

ВЫЧИСЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ
ОБРАЗОВАНИЯ ХИМИЧЕСКОГО СОЕДИНЕНИЯ

Теплота разложения соединения всегда численно равна теплоте образования соединения, но обратна по знаку. Если теплота образования паров воды из водорода и кислорода равна +285,8 кДж/моль, то теплота разложения ее на водород и кислород — 285,8 кДж/моль. Теплоту образования соединения определяют по тепловому эффекту реакции¹.

Тепловые эффекты реакций выражают не только термохимическим, но и термодинамическим способом.

Поскольку тепловые эффекты реакций зависят от температуры и давления, принято относить их к так называемым стандартным условиям, или по Международной системе единиц к $p = 100 \text{ кПа}$ и $T = 298 \text{ К}$.

Каждое соединение обладает энтальпией, обозначаемой через H . Энтальпия — это мера энергии, накапливаемой соединением при его образовании. Чем больше энтальпия, тем прочнее химическое соединение.

Непосредственное измерение энтальпии затруднительно. Поэтому применительно к каждой реакции говорят об изменении энтальпии ΔH («дельта аш»), пред-

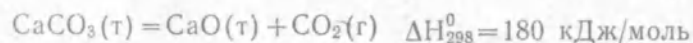
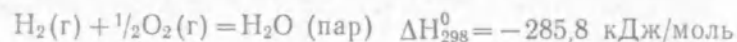
¹ Иногда для пересчета числа килокалорий теплоты на количество килоджоулей пользуются коэффициентом 4,1868.

ставляющей собой разность энтальпий конечных продуктов и исходных реагирующих веществ:

$$\Delta H_{298}^0 = H_{\text{кон.}} - H_{\text{исх.}}$$

Изменение энтальпии ΔH выражают в килоджоулях и относят к 1 моль продукта реакции. Но знаки тепловых эффектов считают при этом обратными: для эндотермических процессов положительными, так как теплота поглощается ($\Delta H > 0$), а для экзотермических — отрицательными, поскольку теплота выделяется ($\Delta H < 0$).

Согласно этим термодинамическим представлениям, приведенные выше уравнения можно писать иначе:



Однако термодинамические представления, как и закон Гесса, не предусмотрены школьной программой.

Расчеты по термохимическим уравнениям позволяют раскрыть энергетическую сущность химических реакций, показать учащимся различную прочность химических соединений (прочность химической связи).

4.4. ВЫЧИСЛЕНИЕ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ПЛОТНОСТИ ГАЗОВ ПО ОТНОСИТЕЛЬНОЙ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЕ (ИЛИ ОТНОСИТЕЛЬНОЙ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ ВЕЩЕСТВА ПО ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ПЛОТНОСТИ ЕГО В ГАЗООБРАЗНОМ СОСТОЯНИИ)

Определение относительных молекулярных масс газообразных веществ основано на законе Авогадро, по которому в равных объемах газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул. Поэтому, если известны массы равных объемов нескольких газов, то можно сказать, у какого из них молекулы имеют большую массу. Допустим, что неизвестный газ объемом 1 л имеет массу 1,25 г, водород объемом 1 л при тех же условиях 0,09 г. При одинаковом числе молекул моле-

кула неизвестного газа имеет массу больше массы молекулы водорода во столько раз, во сколько 1,25 г больше 0,09 г, т. е. в 14 раз. А так как относительная молекулярная масса водорода равна 2, относительная молекулярная масса неизвестного газа будет равна $(14 \cdot 2) 28$.

Вместо водорода для сравнения можно взять любой другой газ с известной относительной молекулярной массой. Отношение масс равных объемов газов называют относительной плотностью одного газа по другому. Поэтому для определения относительной молекулярной массы газов через относительную плотность по водороду нужно:

- 1) найти относительную плотность газа по водороду;
- 2) найденную относительную плотность помножить на 2 (относительная молекулярная масса водорода). В результате получается значение искомой относительной молекулярной массы:

$$M_r = 2 \cdot D_{\text{H}_2},$$

где D_{H_2} — относительная плотность газа по водороду.

Если вместо водорода взять воздух, то можно определить относительную молекулярную массу исследуемого газа через относительную плотность по воздуху. В этом случае относительную плотность газа по воздуху умножают на 29 (средняя «относительная молекулярная масса» воздуха):

$$M_r = 29 \cdot D_{\text{возд.}}$$

где $D_{\text{возд.}}$ — относительная плотность газа по воздуху.

Пример 1. Неизвестный газ объемом 1 л имеет массу 1,25 г, а воздух объемом 1 л — 1,29 г. Определить относительную молекулярную массу газа.

Решение. Относительная плотность газа по воздуху равна:

$$D_{\text{возд.}} = \frac{1,25 \text{ г}}{1,29 \text{ г}} = 0,96.$$

Тогда относительная молекулярная масса его равна:

$$M_r(\text{газа}) = 29 \cdot 0,96 = 28.$$

Если известны относительные молекулярные массы газов, то относительную плотность одного по другому определяют как отношение их.

Пример 2. Определить относительную плотность оксида серы (IV) по водороду и по воздуху.

Решение. $M_r(\text{SO}_2) = 64$, $M_r(\text{H}_2) = 2$, « M_r » (возд.) = 29. Следовательно, относительная плотность SO_2 по водороду будет:

$$D_{\text{H}_2} = \frac{64}{2} = 32.$$

Относительная плотность SO_2 по воздуху:

$$D_{\text{возд.}} = \frac{64}{29} = 2,2.$$

4.5. ВЫЧИСЛЕНИЕ МАСС И ОБЪЕМОВ ГАЗОВ (ПРИ НОРМАЛЬНЫХ УСЛОВИЯХ)

Одним из следствий закона Авогадро является установление молярного объема (V_m) газообразных веществ, равного 22,4 л/моль при температуре $T = 273 \text{ K}$ (0°C) и давлении 101,325 кПа (760 мм рт. ст.), т. е. при нормальных условиях.

Действительно, если разделить молярную массу на плотность газа $V_m = \frac{M}{\rho}$ (н.у.), то в среднем получится

22,4 л/моль (более точно молярный объем равен 22,414 л/моль). Молярный объем позволяет быстро пересчитывать массу газа на объем.

Пример 1. Какой объем займет оксид углерода (IV) массой 2,2 г (н.у.)?

Дано: $m(\text{CO}_2) = 2,2 \text{ г}$.

Найти: $V(\text{CO}_2) = ?$

Решение. Если CO_2 количеством вещества 1 моль имеет массу 44 г и занимает (н.у.) объем 22,4 л, то CO_2 массой 2,2 г будет занимать объем:

$$V = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 2,2 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 1,12 \text{ л}.$$

Пример 2. Какова масса смеси газов объемом 1 м³ (н.у.), состоящей из водорода и оксида углерода (II) равных объемов?

Дано: $V(\text{смеси газов}) = 1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}$;

$V(\text{H}_2) = V(\text{CO})$.

Найти: $m(\text{смеси газов}) = ?$

Решение. Поскольку объем смеси газов равен 1000 л,

а объемы газов, образующих ее, равны, то $V(\text{H}_2)$ и $V(\text{CO})$ по 500 л.

Так как $m = \nu M$, а $\nu = \frac{V}{V_m}$, то можно записать, что

$$m = \frac{V}{V_m} \cdot M.$$

Значит:

$$m(\text{H}_2) = \frac{500 \text{ л} \cdot 2 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 44,6 \text{ г},$$

$$\text{а } m(\text{CO}) = \frac{500 \text{ л} \cdot 28 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} = 625 \text{ г};$$

очевидно, $m(\text{смеси газов}) = m(\text{H}_2) + m(\text{CO})$; т. е.

$m(\text{смеси газов}) = 44,6 \text{ г} + 625 \text{ г} = 669,6 \text{ г}$, или $\approx 0,67 \text{ кг}$.

4.5.1. ВЫЧИСЛЕНИЕ ОБЪЕМА ГАЗА (Н. У.), ПОЛУЧАЮЩЕГОСЯ ПРИ ВЗАИМОДЕЙСТВИИ ОПРЕДЕЛЕННЫХ МАСС ИСХОДНЫХ ВЕЩЕСТВ

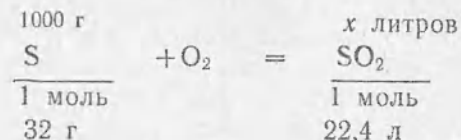
Молярным объемом пользуются и при вычислении объемов газообразных продуктов реакции, когда известны массы исходных веществ.

Пример 1. Какой объем оксида серы (IV) получится при сгорании серы массой 1 кг (н.у.)? Достаточно ли кислорода объемом 15 л для сжигания серы массой 4 г?

Дано: $m(\text{S}) = 1 \text{ кг}$; $V(\text{O}_2) = 15 \text{ л}$.

Найти: $V(\text{SO}_2) = ?$

Решение. Реакция горения серы выражается уравнением:



Из уравнения реакции видно, что из 1 моль серы образуется 1 моль оксида серы (IV), который при нормальных условиях занимает объем 22,4 л.

При сжигании 1 кг, или 1000 г, серы получится оксид серы (IV) объемом:

$$V(\text{SO}_2) = \frac{1000 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{32 \text{ г}} = 700 \text{ л.}$$

Для сжигания 32 г серы требуется 22,4 л кислорода. Для сжигания 4 г серы понадобится кислород объемом:

$$V(\text{O}_2) = \frac{4 \text{ г} \cdot 22,4 \text{ л}}{32 \text{ г}} = 2,8 \text{ л.}$$

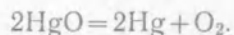
Следовательно, останется неиспользованным кислород объемом 12,2 л.

Пример 2. Какой объем (н.у.) займет кислород, образующийся при разложении оксида ртути (II) количеством вещества $\frac{1}{5}$ моль?

Дано: $\nu(\text{HgO}) = \frac{1}{5}$ моль.

Найти: $V(\text{O}_2) = ?$

Решение. Разложение оксида ртути выражают уравнением:



2 моль HgO соответствуют 1 моль O_2 , занимающему объем 22,4 л, а $\frac{1}{5}$ моль HgO соответствует x литров O_2 :

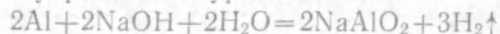
$$x = \frac{22,4 \text{ л} \cdot \frac{1}{5} \text{ моль}}{2 \text{ моль}} = 2,24 \text{ л кислорода.}$$

Пример 3. Какой объем водорода (н.у.) образуется при действии избытка щелочи на алюминий массой 108 г?

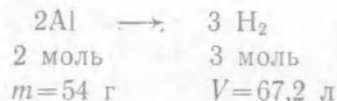
Дано: $m(\text{Al}) = 108 \text{ г.}$

Найти: $V(\text{H}_2) = ?$

Решение. Взаимодействие алюминия со щелочью выражают упрощенным уравнением:



Количественное соотношение между алюминием и водородом можно выразить схемой, доступной для понимания учащихся:



Из этой схемы видно, что при реакции из 2 моль алюминия, которым соответствует масса 54 г, могут об-

разоваться 3 моль водорода, которые в газообразном состоянии займут (н. у.):

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

По условию задачи алюминий имеет массу 108 г. Это в 2 раза больше того, что требуется по уравнению реакций ($108 : 54 = 2$). Следовательно, объем выделившегося водорода также в 2 раза больше: $V = 67,2 \text{ л} \cdot 2 = 134,4 \text{ л.}$

4.5.2. ВЫЧИСЛЕНИЕ ОБЪЕМА ГАЗА, ТРЕБУЮЩЕГОСЯ ДЛЯ ПОЛУЧЕНИЯ ОПРЕДЕЛЕННОЙ МАССЫ ВЕЩЕСТВА

По заданной массе продукта реакции можно определить объем газа, затраченный на его образование.

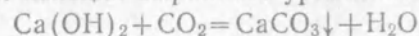
Так же, как и в предыдущем случае, для этого используется молярный объем газов.

Пример 1. Какой объем оксида углерода (IV) требуется пропустить через гидроксид кальция для получения карбоната кальция массой 250 г?

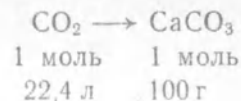
Дано: $m(\text{CaCO}_3) = 250 \text{ г.}$

Найти: $V(\text{CO}_2) = ?$

Решение. Взаимодействие оксида углерода (IV) с гидроксидом кальция выражают уравнением:



или схемой:



Из этого отношения видно, что 1 моль CO_2 соответствует 1 моль CaCO_3 .

Для получения CaCO_3 массой 250 г необходимо израсходовать оксид углерода (IV) объемом:

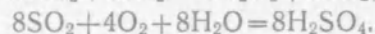
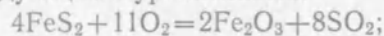
$$V = \frac{22,4 \text{ л} \cdot 250 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 56 \text{ л.}$$

Пример 2. Каков объем воздуха, расходуемого (н. у.) на получение серной кислоты массой 1 т из серного колчедана? Объемная доля кислорода в воздухе $\approx 21\%$.

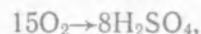
Дано: $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ т; } \varphi\%(\text{O}_2) = 21\%.$

Найти: $V(\text{возд.}) = ?$

Решение. Процесс получения серной кислоты можно выразить следующими уравнениями:



Стехиометрические отношения между веществами, используемыми для решения задачи, выражаются схемой:



т. е. для получения H_2SO_4 количеством вещества 8 моль, которая имеет массу 784 г, требуется кислород объемом 336 л (н. у.).

Объемная доля кислорода в воздухе составляет 21%. Поэтому объем воздуха, необходимый для получения 0,784 кг H_2SO_4 , равен:

$$V_{\text{возд.}} = \frac{336 \text{ л} \cdot 100\%}{21\%} = 1600 \text{ л, или } 1,6 \text{ м}^3.$$

Для получения серной кислоты массой 1 т (или 1000 кг) потребуется воздуха:

$$V_{\text{возд.}} = \frac{1,6 \text{ м}^3 \cdot 1000 \text{ кг}}{0,784 \text{ кг}} = 2041 \text{ м}^3.$$

4.5.3. ВЫЧИСЛЕНИЕ ОБЪЕМА ГАЗА, НЕОБХОДИМОГО ДЛЯ РЕАКЦИИ С ОПРЕДЕЛЕННЫМ ОБЪЕМОМ ДРУГОГО ГАЗА

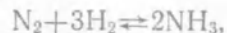
В вычислениях этого типа не пользуются массами веществ, а только их объемом.

Пример. Каковы объемы водорода и азота (н. у.), необходимые для синтеза аммиака объемом 1000 м³?

Дано: $V(\text{NH}_3) = 1000 \text{ м}^3$.

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

Решение. Синтез аммиака из азота и водорода выражается уравнением:



которое показывает, что для получения аммиака количеством вещества 2 моль расходуется азот количеством вещества 1 моль и водород количеством вещества 3 моль.

Зная, что 1000 м³ составляют $1 \cdot 10^6$ л аммиака, вычисляют необходимый объем азота:

для получения NH_3 объемом 44,8 л требуются азота 22,4 л;

для получения NH_3 объемом $1 \cdot 10^6$ л требуются азота x литров.

$$x = \frac{1 \cdot 10^6 \text{ л} \cdot 22,4 \text{ л}}{44,8 \text{ л}} = 5 \cdot 10^5 \text{ л, или } 500 \text{ м}^3$$

Аналогично вычисляют необходимый объем водорода:

для получения NH_3 объемом 44,8 л требуется водород объемом 67,2 л;

для получения NH_3 объемом $1 \cdot 10^6$ л требуется водород объемом x л.

$$x = \frac{1 \cdot 10^6 \text{ л} \cdot 67,2 \text{ л}}{44,8 \text{ л}} = 1,5 \cdot 10^6 \text{ л, или } 1500 \text{ м}^3.$$

Для углубления представлений учащихся о реальности атомов и молекул, об их размерах и массе можно рекомендовать решение примеров с применением числа Авогадро ($6 \cdot 10^{23}$), которое показывает число атомов или молекул в моле. Учащимся полезно показать, как вычисляют массу молекулы или атома. Такие задачи легко усваиваются и значительно расширяют кругозор.

Пример 1. Определить массу молекулы оксида углерода (IV).

Решение. Оксид углерода (IV) количеством вещества 1 моль состоит из $6 \cdot 10^{23}$ молекул. Молярная масса CO_2 составляет 44 г/моль. Следовательно, масса всех молекул равна 44 г, а одной молекулы равна:

$$m(\text{CO}_2) = \frac{44 \text{ г}}{6 \cdot 10^{23}} = 7,3 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

4.6. ЗАДАЧИ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ VIII КЛАССА

ПОВТОРЕНИЕ ОСНОВНЫХ ВОПРОСОВ КУРСА VII КЛАССА

1) Одним из технических способов получения водорода является разложение воды постоянным электрическим током.

В каком массовом отношении находятся разложившаяся вода и получающийся из нее водород?

2) Оксид цинка получают на производстве сжиганием цинковой пыли в специальных ретортах. Каково массовое отношение между цинком и получающимся из него оксидом цинка?

3) Восстановление оксида меди (II) водородом выражается уравнением:



В каком массовом отношении находятся оксид меди (II) и получающаяся медь?

4) Железо вытесняет водород из хлороводородной кислоты:



Каково массовое отношение между израсходованным железом и получившимся водородом?

5) Нагреванием карбоната кальция получают оксид кальция. Напишите уравнение реакции и вычислите, в каком массовом отношении находятся эти вещества?

6) Оксид серы (IV) иногда получают сжиганием серы. В каком массовом отношении при этом соединяются сера и кислород?

7) В каком массовом отношении соединяются фосфор и кислород при образовании оксида фосфора (V)? Уравнение реакции:



8) В каком массовом отношении соединяются магний и кислород при сжигании магния?

9) В лабораторных условиях кислород часто получают разложением перманганата калия. Уравнение реакции:



Каково массовое отношение между израсходованным перманганатом калия и получившимся кислородом?

10) Железо вытесняет из сульфата меди свободную медь:



В каком массовом отношении находятся железо и медь?

КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ ОТНОШЕНИЯ В ХИМИИ

1) Какому числу молей вещества соответствуют массы: а) 64 г серы; б) 24 г углерода; в) 21 г азота?

2) Во сколько раз масса атома серы больше массы: а) атома кислорода; б) атома магния?

3) Сколько атомов содержит магний массой 24 г, натрий массой 23 г, азот массой 14 г?

4) Где и во сколько раз больше атомов: а) в углероде или магнии массой 1 г; б) в магнии массой 3 г или в кислороде массой 2 г; в) в углероде массой 6 г или в сере массой 8 г?

5) Какова масса кислорода, содержащего столько же атомов, сколько их содержит азот массой 7 г?

6) Какому числу молей вещества соответствуют массы: а) 32 г SO_2 ; б) 11 г CO_2 ; в) 6 г воды; г) 4 г O_2 ; д) 7 г N_2 ; е) 2,8 г CO ?

7) Где больше молекул: а) в 3 г H_2O или в 4 г CO_2 ; б) в 0,5 г H_2 или в 8 г SO_2 ; в) в 3,2 г O_2 или в 2,8 г N_2 ; г) в 2 г CO или в 2 г N_2 ; д) в 4 г CO_2 или в 8 г SO_2 ?

8) Сколько молей углерода и кислорода соответствуют CO_2 массой 11 г?

9) Сколько молей серы и кислорода соответствуют SO_2 массой 32 г?

10) Какова масса: а) серы в SO_2 количеством вещества 2 моль; б) кислорода в CO и CO_2 количеством вещества 0,5 моль?

11) Найти массу и число молей атомарного кислорода по данному количеству вещества: а) 1 моль H_2O ; б) 1 моль H_2SO_4 ; в) 0,5 моль CO_2 ; г) $\frac{1}{3}$ моль Al_2O_3 .

12) Какова масса гидроксида натрия, образующаяся в результате взаимодействия с водой натрия количеством вещества 0,1 моль?

13) Каково число молей гидроксида натрия, получающееся при взаимодействии с водой металлического натрия массой 2,3 г?

14) Какой объем водорода (н. у.) выделится при действии на воду металлов, взятых количеством вещества: а) 1 моль натрия; б) 1 моль кальция?

15) Какой объем водорода (н. у.) получится при взаимодействии с избытком серной кислоты магния массой 1,2 г?

16) Какова масса сульфата железа (II), получающегося при действии серной кислоты на лом, содержащий железо массой 1 г?

17) Сколько молей меди вытеснит из раствора сульфата меди (II) цинк количеством вещества 0,2 моль?

18) К раствору, содержащему хлорид магния количеством вещества 0,45 моль, прилили раствор, содержащий нитрат серебра количеством вещества 0,2 моль. Какова масса образовавшегося осадка?

19) Какое число молей сульфата железа (III) требуется для получения гидроксида железа (III) массой 214 г?

20) К раствору, содержащему хлорид меди (II) количеством вещества 2 моль, прилили раствор, содержащий гидроксид натрия количеством вещества 5 моль. Какова масса образовавшегося гидроксида меди (II)?

21) В хлориде калия какой массой содержится калий такой же массой, как: а) в сульфате калия количеством вещества 5 моль; б) в нитрате калия количеством вещества 3 моль?

22) Какова масса нитрата натрия, содержащего азот такой же массой, как и в нитрате калия массой 25,25 г?

23) В хлориде натрия какой массой содержится столько же натрия, сколько его в сульфате натрия массой 71 г?

24) С какой массой преципитата CaHPO_4 можно внести в почву столько же фосфора, сколько его содержится в фосфоритной муке массой 200 кг с массовой долей $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 77,5%?

25) В доломите на карбонат магния количеством вещества 1 моль приходится карбонат кальция количеством вещества также 1 моль. Вычислите массовую долю (%) карбоната кальция.

26) Какова массовая доля (%) азота в удобрении, полученном смешением нитрата аммония с хлоридом калия количеством вещества по 1 моль?

27) Какова относительная молекулярная масса газа, если относительная плотность его по воздуху $D_{\text{возд.}} = 1,586$?

28) Какова молекулярная формула иода, если относительная плотность паров его по водороду $D_{\text{H}_2} = 127$?

29) Какова молекулярная формула фосфора, если пары его имеют $D_{H_2} = 62$?

30) Во сколько раз аммиак тяжелее водорода и во сколько раз он легче азота?

31) Каковы (н. у.) массы сероводорода, оксида серы (IV) и хлора объемом 1 л?

32) Из каких объемов кислорода и водорода (н. у.) получится вода количеством вещества 0,2 моль?

33) Кислород каким объемом (н. у.) получится при полном разложении хлората калия массой 5 г?

34) Кислород каким объемом можно получить (н. у.) разложением оксида ртути (II) количеством вещества $\frac{1}{5}$ моль?

35) Оксид железа (II, III) какой массой можно восстановить водородом объемом 11,2 л (н. у.) до железа?

36) При взаимодействии цинка с хлороводородной кислотой выделился водород объемом 4,48 л (н. у.) Вычислите массу растворившегося цинка.

37) При соединении железа массой 2,1 г с серой выделилось 3,58 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования сульфида железа (II).

38) При взаимодействии алюминия массой 9 г с кислородом выделилось 274,44 кДж теплоты. Вычислите теплоту образования оксида алюминия.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

1) Природный галлий, имеющий относительную атомную массу 69,72, состоит из изотопов $^{69}_{31}\text{Ga}$ и $^{71}_{31}\text{Ga}$. Какова массовая доля (%) атомов того и другого изотопа?

2) Природный рубидий состоит из изотопов $^{87}_{37}\text{Rb}$ и $^{85}_{37}\text{Rb}$. Средняя относительная атомная масса природного рубидия 85,48. Какова массовая доля (%) атомов того и другого изотопов в этом элементе?

3) Природная медь состоит из изотопов $^{63}_{29}\text{Cu}$ и $^{65}_{29}\text{Cu}$. Средняя относительная атомная масса природной меди 63,54. Какова массовая доля (%) атомов того и другого изотопа в этом элементе?

4) Вычислите массовую долю (%) изотопов $^{79}_{83}\text{Br}$ и $^{81}_{83}\text{Br}$ в природном броме, относительная атомная масса которого 79,916.

ГАЛОГЕНЫ

1) Хлор какой массой можно получить из раствора хлороводородной кислоты массой 1 кг с массовой долей HCl 33%, действуя на раствор оксидом марганца (IV) (если кислота прореагирует полностью)?

2) Хлороводород как масса потребуется для приготовления раствора кислоты массой 20 кг с массовой долей HCl 36%?

3) Каковы массы натрия и хлора, соответствующие хлориду натрия количеством вещества 0,75 моль?

4) Для обеззараживания воды в нее добавляют хлор из расчета 2 г на литр. Какова масса хлора, расходуемая на хлорирование воды объемом 25 м³?

5) Какова масса гидроксида натрия, расходуемого для нейтрализации раствора хлороводородной кислоты массой 200 г с массовой долей HCl 10%?

6) Какова масса хлорида серебра, получающегося при взаимодействии избытка нитрата серебра с раствором хлорида натрия массой 250 г с массовой долей NaCl в нем 5%?

7) Какие объемы хлора и водорода надо сжечь (н. у.), чтобы получить раствор массой 200 г с массовой долей HCl 10% (1 л водорода имеет массу 0,09 г, а 1 л хлора — 3,17 г)?

8) Сколько граммов иода содержит раствор массой 30 г с массовой долей иода 5%?

9) Какова масса иода, вытесняемого из раствора иодида натрия хлором объемом 3 л (н. у.)?

ПОДГРУППА КИСЛОРОДА

1) Какова масса кислорода, необходимого для сжигания фосфора массой 15,5 г?

2) Какое число молей кислорода потребуется для сжигания каменного угля массой 1 кг с массовой долей углерода 80% (остальное — негорючий остаток)?

3) Какое число молей озона может получиться из кислорода количеством вещества 18 моль?

4) Какова масса перманганата калия, необходимого для получения кислорода массой 6,4 г?

5) Какому числу молей серы соответствует сульфид железа (II) массой 44 г?

6) Определите массовую долю (%) серы: а) в сульфиде ртути (II); б) в сульфиде натрия.

7) Каково число молей атомов водорода, серы и кислорода, соответствующее серной кислоте массой 24,5 г?

8) Сернистую кислоту какой массой можно получить из оксида серы (IV) массой 128 г?

9) Каковы массы чистых серной кислоты и гидроксида натрия, необходимых для приготовления гидросульфата натрия массой 60 г?

10) Из раствора серной кислоты массой 200 г получили осадок сульфата бария массой 23,3 г. Какова массовая доля (%) серной кислоты в растворе?

11) Каково число молей серной кислоты в растворе, если при осаждении избытком хлорида бария получился сульфат бария массой 11,65 г?

12) Какую массу раствора с массовой долей серной кислоты 96% нужно взять для приготовления раствора массой 1 кг с массовой долей H₂SO₄ 30%?

13) Какую массу серной кислоты теоретически можно получить из железного колчедана массой 60 кг?

14) Какой объем кислорода (н. у.) потребуется для окисления оксида серы (IV) массой 16 г в оксид серы (VI)?

5. ЗАДАЧИ В IX КЛАССЕ

В IX классе представляется возможным, с одной стороны, предлагать более сложные задачи изученных ранее типов и, с другой — выбирать наиболее быстрые и рациональные методы их решения.

Кроме того, в IX классе в соответствии с программой рассматривают новые типы задач:

1. Определение массовой доли (%) выхода продукта от теоретически возможного.
2. Расчеты по химическим уравнениям, если одно из исходных веществ дано в избытке.
3. Вычисление массы продукта реакции по известной массе исходного вещества, содержащего определенную массовую долю (%) примесей.

Такого рода расчеты имеют большое практическое значение. Поэтому при рассмотрении их полезно подбирать задачи с конкретным производственным содержанием, тем более, что в ходе изучения азота и фосфора, углерода и кремния, соединений металлов также приобретаются знания об их промышленном и сельскохозяйственном применении.

Перечисленные типы вычислений существенно отличаются от расчетов по уравнениям реакций в VIII классе и нередко вызывают затруднения у учащихся. Рассмотрим ход рассуждений при выполнении этих расчетов.

5.1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ (%) ВЫХОДА ПРОДУКТА ОТ ТЕОРЕТИЧЕСКИ ВОЗМОЖНОГО

Обычно под массовой долей (%) выхода продукта понимают отношение, выраженное в процентах, практически полученной массы продукта к массе, которая должна была бы получиться согласно уравнению реакции, т. е. расчетом.

При решении задач этого типа возможны два варианта. В одних случаях по массе фактически полученного продукта требуется вычислить массовую долю (%) выход его по отношению к теоретическому. В других случаях по условию задачи дается выход продукта в мас-

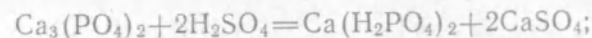
совых долях (%) и необходимо вычислить массу получаемого вещества.

Пример 1. При обработке серной кислотой фосфорита: массой 1 т с массовой долей фосфата кальция 62% был получен суперфосфат массой 910,8 кг. Определите массовую долю (%) выхода суперфосфата по отношению к теоретическому.

Дано: $m_{\text{фосфорита}} = 1 \text{ т}$; $\omega\%(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 62\%$;
 $m_{\text{суперфосфата}} = 910,8 \text{ кг}$.

Найти: $\omega\%$ (вых.)

Решение. 1. Составляют уравнение реакции и подсчитывают относительные молекулярные массы вещества:



$$(M_r(\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2) = 310;$$

$$M_r(\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4) = 506.$$

Суперфосфат представляет собой смесь дигидрофосфата кальция с сульфатом кальция.

2. Определяют $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ в фосфорите массой 1 т:

$$m = \frac{62 \cdot 1 \text{ т}}{100} = 0,62 \text{ т, или } 620 \text{ кг}.$$

3. Вычисляют массу суперфосфата, который может получиться из $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ массой 620 кг: из $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ массой 310 кг получается суперфосфат массой 506 кг; из $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ массой 620 кг получается суперфосфат массой x килограммов.

$$310 \text{ кг} : 506 \text{ кг} = 620 \text{ кг} : x \text{ килограммов}.$$

$$x = \frac{506 \text{ кг} \cdot 620 \text{ кг}}{310 \text{ кг}} = 1012 \text{ кг}.$$

4. Находят массовую долю (%) выхода суперфосфата:

$$\omega\% (\text{вых.}) = \frac{910,8 \text{ кг}}{1012 \text{ кг}} \cdot 100\% = 90\%.$$

Таким образом, массовая доля (%) выхода суперфосфата по отношению к теоретическому составляет 90%.

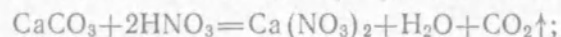
Пример 2. Для получения нитрата кальция (кальциевой селитры) обработали карбонат кальция массой 1 т

разбавленной азотной кислотой. При этом массовая доля (%) выхода кальциевой селитры составила 85% по отношению к теоретическому. Какая масса селитры была получена?

Дано: $m(\text{CaCO}_3) = 1 \text{ т}$; $\omega\% [\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 85\%$.

Найти: $m[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = ?$

Решение. 1. Составляют уравнение реакции и подсчитывают относительные молекулярные массы веществ:



$$M_r(\text{CaCO}_3) = 100; M_r[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 164.$$

2. Вычисляют массу кальциевой селитры, которая должна была бы получиться из карбоната кальция массой 1 т по уравнению реакции:

из CaCO_3 массой 100 кг получается $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ массой 164 кг;

из CaCO_3 массой 1000 кг получается $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ массой x килограммов.

$$100 \text{ кг} : 164 \text{ кг} = 1000 \text{ кг} : x \text{ килограммов.}$$

$$x = \frac{164 \text{ кг} \cdot 1000 \text{ кг}}{100 \text{ кг}} = 1640 \text{ кг.}$$

3. Находят массу кальциевой селитры, получившуюся фактически исходя из того, что массовая доля (%) выхода ее составляет 85%: селитра массой 1640 кг составляет 100%; селитра массой x килограммов составляет 85%.

$$1640 \text{ кг} : 100\% = x \text{ кг} : 85\%.$$

$$x = \frac{1640 \text{ кг} \cdot 85\%}{100\%} = 1394 \text{ кг.}$$

Таким образом, вместо кальциевой селитры массой 1640 кг было получено ее 1394 кг, т. е. 85% по отношению к теоретическому.

5.2. РАСЧЕТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ УРАВНЕНИЯМ, ЕСЛИ ОДНО ИЗ ИСХОДНЫХ ВЕЩЕСТВ ДАНО В ИЗБЫТКЕ

Вычисления этого типа довольно разнообразны. В одних задачах самым условием показано, какое вещество взято в избытке; решение таких задач не вы-

зывает затруднений. По условиям других задач даются массы двух исходных веществ, тогда учащиеся сами должны определить, по какому из двух исходных веществ следует вести расчет.

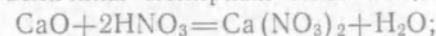
Чтобы решить, какое вещество находится в избытке и, следовательно, не должно использоваться для решения задачи, применяется несколько методов. Однако все они искусственны и говорить о них можно только в том случае, когда задача решается без применения понятия «моль». Между тем задачи рассматриваемого типа должны обязательно решаться с использованием этого понятия.

Пример 1. Оксид кальция массой 14 г обработали раствором, содержащим азотную кислоту массой 35 г. Какова масса образовавшегося нитрата кальция?

Дано: $m(\text{CaO}) = 14 \text{ г}$; $m(\text{HNO}_3) = 35 \text{ г}$.

Найти: $m[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = ?$

Решение. 1. Составляют уравнение реакции и подсчитывают величины молярных масс вещества:



$$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}; M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль};$$

$$M[\text{Ca}(\text{NO}_3)_2] = 164 \text{ г/моль.}$$

2. Определяют, какому числу моль соответствуют оксид кальция массой 14 г:

$$\nu(\text{CaO}) = \frac{14 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,25 \text{ моль.}$$

3. Определяют, какому числу моль соответствует азотная кислота массой 35 г.

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{35 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 0,555 \text{ моль.}$$

4. Основываясь на том, что оксид кальция количеством вещества 1 моль взаимодействует по уравнению реакции с азотной кислотой количеством вещества 2 моль, определяют, какое вещество остается в избытке.

С оксидом кальция количеством вещества 0,25 моль должна взаимодействовать азотная кислота количеством вещества 0,5 моль. Следовательно, имеется в избытке HNO_3 количеством вещества 0,055 моль.

5. Исходя из количества вещества оксида кальция, полностью затрачиваемого на реакцию, выясняют, какова масса получаемого нитрата кальция (кальцевой селитры): из CaO количеством вещества 1 моль по уравнению реакции получается $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ количеством вещества 1 моль, из 0,25 моль CaO соответственно 0,25 моль $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

6. Это составляет массу:

$$m = \nu \cdot M; m = 0,25 \text{ моль} \cdot 164 \text{ г/моль} = 41 \text{ г } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2.$$

Пример 2. К азотной кислоте массой 140 г прибавили медные стружки массой 32 г. Какова масса получающегося нитрата меди?

Дано: $m(\text{HNO}_3) = 140 \text{ г}$; $m(\text{Cu}) = 32 \text{ г}$.

Найти: $m[\text{Cu}(\text{NO}_3)_2] = ?$

Решение. 1. Составляют уравнение реакции, указывают величину молярных масс веществ:



$$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}; M(\text{HNO}_3) = 63 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Cu}(\text{NO}_3)_2) = 188 \text{ г/моль}.$$

2. Какому числу молей соответствует медь массой 32 г?

$$\nu(\text{Cu}) = \frac{32 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}.$$

3. Какому числу молей соответствует азотная кислота массой 140 г?

$$\nu(\text{HNO}_3) = \frac{140 \text{ г}}{63 \text{ г/моль}} = 2,2 \text{ моль}.$$

4. Основываясь на том, что медь количеством вещества 1 моль взаимодействует (по уравнению реакции) с азотной кислотой количеством вещества 4 моль, можно определить, какое вещество остается в избытке.

С 0,5 моль Cu должны взаимодействовать 2 моль HNO_3 . Следовательно, азотной кислоты имеется 0,2 моль в избытке.

5. Исходя из числа молей меди, полностью затрачиваемого на реакцию, определяют массу получающегося нитрата меди: из меди количеством вещества 1 моль по уравнению реакции получается нитрат меди количеством вещества 1 моль, а из 0,5 моль меди соответственно 0,5 моль $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$.

Это составляет массу:

$$m = \nu \cdot M; m = 0,5 \text{ моль} \cdot 188 \text{ г/моль} = 94 \text{ г } \text{Cu}(\text{NO}_3)_2.$$

Из приведенных примеров видно, что задачи этого типа целесообразно решать, используя понятия о моле, что позволяет полнее вскрыть физический смысл явления и дает экономию времени за счет простоты арифметических вычислений.

5.3. ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ПРОДУКТА РЕАКЦИИ ПО ИЗВЕСТНОЙ МАССЕ ИСХОДНОГО ВЕЩЕСТВА, СОДЕРЖАЩЕГО ОПРЕДЕЛЕННУЮ МАССОВУЮ ДОЛЮ (%) ПРИМЕСЕЙ

Эти вычисления проще и не вызывают у учащихся таких затруднений, как рассмотренные выше. Но расчеты по исходным веществам, содержащим примеси, не всегда одинаковы. Обычно в условии задачи указывается массовая доля (%) примесей (или исходного вещества) в природном продукте и требуется вычислить массу получающихся веществ. Иногда же, наоборот, в условии задачи указывается масса получающегося в результате реакции продукта, а требуется вычислить массовую долю (%) исходного вещества (или примесей).

Подобные расчеты часто встречаются в заводской и сельскохозяйственной практике.

Пример 1. В обогащенном хибинском апатите в среднем массовая доля оксида фосфора (V) равна 40%. Какая масса такого апатита потребуется для получения ортофосфорной кислоты массой 98 кг?

Дано: $m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ кг}$; $\omega\%(\text{P}_2\text{O}_5) = 40\%$.

Найти: $m(\text{апатита}) = ?$

Решение. 1. Хотя в технике ортофосфорная кислота получается в результате взаимодействия $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ с серной кислотой, для решения рассматриваемой задачи достаточно представить себе, что ортофосфорная кислота есть продукт соединения оксида фосфора (V) с водой:



$$M_r(\text{P}_2\text{O}_5) = 142; M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98;$$

$$M(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г/моль}; M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98 \text{ г/моль};$$

$$\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 1 \text{ моль}; \nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 \text{ моль};$$

$$m(\text{P}_2\text{O}_5) = 142 \text{ г}; m(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 196 \text{ г}.$$

2. Исходя из уравнения реакции, определяют массу P_2O_5 , необходимую для получения ортофосфорной кислоты массой 98 кг:

$$m(P_2O_5) = \frac{142 \text{ г} \cdot 98 \text{ кг}}{196 \text{ г}} = 71 \text{ кг.}$$

3. Определяют массу апатита с массовой долей P_2O_5 40%, необходимую для получения ортофосфорной кислоты массой 98 кг:

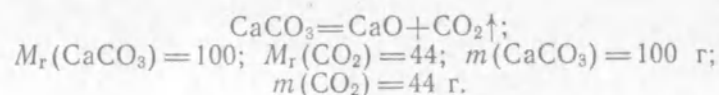
$$m(\text{апатита}) = \frac{100\% \cdot 71 \text{ кг}}{40\%} = 177,5 \text{ кг.}$$

Пример 2. При обжиге известняка массой 100 г получился оксид углерода (IV) массой 40 г. Определить массовую долю (%) карбоната кальция в этом известняке.

Дано: $m(\text{известняка}) = 100 \text{ г}$; $m(CO_2) = 40 \text{ г}$.

Найти: $\omega\% (CaCO_3 \text{ в известняке}) = ?$

Решение. 1. Составляют уравнение реакции и подсчитывают относительные молекулярные массы веществ:



2. Вычисляют, какая масса карбоната кальция должна была разложиться, чтобы получился оксид углерода (IV) массой 40 г:

$$m(CaCO_3) = \frac{100 \text{ г} \cdot 40 \text{ г}}{44 \text{ г}} = 90,9 \text{ г}.$$

3. Определяют массовую долю (%) карбоната кальция в известняке. Поскольку карбонат кальция массой 90,9 г, образующий при разложении оксида углерода (IV) массой 40 г, содержался в исходном известняке массой 100 г, последний имеет массовую долю карбоната кальция, равную 90,9%.

5.4. РАСЧЕТЫ ПО ФОРМУЛАМ ВЕЩЕСТВ, СОДЕРЖАЩИХ КРИСТАЛЛИЗАЦИОННУЮ ВОДУ

Усложнение расчетов по формулам в IX классе достигается использованием формул кристаллогидратов. Задачи с учетом кристаллизационной воды достаточно разнообразны, к ним относятся: а) определение массовой доли (%) кристаллизационной воды в кристаллогидрате; б) вычисление массы кристаллизационной воды или безводной соли в определенной массе кристаллогидрата; в) приготовление растворов из кристаллогидратов с заданной массовой долей безводной соли.

Решение таких задач в IX классе служит повторением и закреплением ранее разобранных вычислений по формулам. Например, определение массовой доли (%) кристаллизационной воды существенно не отличается от задач на вычисление массовой доли (%) элементов по формуле соединения.

Пример 1. Определить массовую долю (%) кристаллизационной воды в медном купоросе.

Относительная молекулярная масса кристаллогидрата равна:

$$M_r(CuSO_4 \cdot 5H_2O) = 64 + 32 + 4 \cdot 16 + 5(2 + 16) = 250.$$

В 250 мас. д. $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ на воду приходится 90 мас. д., а в 100 мас. д. $CuSO_4 \cdot 5H_2O$ на воду приходится x массовых долей.

Массовые отношения находятся в прямо пропорциональной зависимости: 250 мас. д. : 100 мас. д. = 90 мас. д. : x массовых долей.

Решают пропорцию:

$$x = \frac{100 \text{ мас.д.} \cdot 90 \text{ мас.д.}}{250 \text{ мас.д.}} = 36 \text{ мас.д., или } 36\% \text{ воды.}$$

Вычисление содержания воды в кристаллогидрате имеет практическое значение.

Пример 2. Карбонат натрия Na_2CO_3 применяют в производстве стекла. Какова масса кристаллического карбоната натрия $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$, требующегося для замены безводного карбоната натрия массой 1 т?

Дано: $m(Na_2CO_3) = 1 \text{ т}$; $M_r(Na_2CO_3) = 106$;

$$M_r(Na_2CO_3 \cdot 10H_2O) = 286.$$

Найти: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение. Относительная молекулярная масса кристаллогидрата равна:

$$M_r(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 23 + 12 + 48 + 10 \cdot (2 + 16) = 286.$$

Из 286 мас. д. кристаллогидрата 106 мас. д. приходится на соль и 180 мас. д. на воду.

Поэтому безводная соль массой 106 т заменяет $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 286 т;

безводная соль массой 1 т заменяет $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой x тонн.

$$x = \frac{286 \text{ т} \cdot 1 \text{ т}}{106 \text{ т}} = 2,7 \text{ т}.$$

Для выработки навыка по решению задач на приготовление растворов с массовой долей растворенного вещества, когда исходным веществом служит кристаллогидрат, необходимы многократные упражнения.

Пример 3. Какие массы кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и воды надо взять для приготовления раствора массой 250 г с массовой долей CaCl_2 10%?

Дано: $m_{(\text{раств.})} = 250 \text{ г}$; $\omega\% (\text{CaCl}_2) = 10\%$.

Найти: $m(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = ?$

$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение.

$$M_r(\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}) = 40 + 2 \cdot 35,5 + 6 \cdot 18 = 219.$$

Следовательно, из 219 мас. д. кристаллогидрата 111 мас. д. приходится на соль и 108 мас. д. — на воду.

1) Определяем массу безводного хлорида кальция, содержащегося в растворе массой 250 г с массовой долей CaCl_2 10%; раствор массой 100 г содержит CaCl_2 массой 10 г; раствор массой 250 г содержит CaCl_2 массой x граммов.

$$x = \frac{250 \text{ г} \cdot 10 \text{ г}}{100 \text{ г}} = 25 \text{ г}.$$

2) Находим массу кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, содержащего безводный хлорид кальция массой 25 г.

$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ массой 219 г содержит CaCl_2 массой 111 г;

$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ массой x граммов содержит CaCl_2 массой 25 г.

$$x = \frac{25 \text{ г} \cdot 219 \text{ г}}{111 \text{ г}} = 49,3 \text{ г}.$$

Следовательно, кристаллогидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ требуется 49,3 г, а воды (250—49,3) 200,7 г.

Число примеров с использованием формул кристаллогидратов может быть увеличено.

5.5. ЗАДАЧИ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ IX КЛАССА КРИСТАЛЛОГИДРАТЫ

1) Вычислите массу кристаллизационной воды, содержащейся в железном купоросе $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 69,5 г.

2) Вычислите массу кристаллогидрата $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, полученного из сульфата меди CuSO_4 массой 8 г.

3) Какова массовая доля (%) воды в кристаллическом карбонате натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?

4) Необходимо приготовить раствор массой 424 г с массовой долей Na_2CO_3 5%. Вычислите массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, который для этого потребуется.

АЗОТ И ФОСФОР

1) Из азота массой 56 кг был синтезирован аммиак массой 48 кг (реакция обратима). Какова массовая доля (%) выхода аммиака к теоретическому?

2) Аммиак массой 34 кг пропустили через раствор серной кислоты. Массовая доля выхода сульфата аммония равна 90% от теоретического. Вычислите массу полученного сульфата аммония.

3) При окислении аммиака массой 34 кг (с катализатором) был получен оксид азота (II) массой 54 кг. Вычислите массовую долю выхода оксида азота (в процентах) по отношению к теоретическому.

4) В лаборатории аммиак получают взаимодействием хлорида аммония с избытком гидроксида кальция. Вычислите массу полученного аммиака, если израсходован хлорид аммония массой 107 г и массовая доля выхода аммиака равна 90% от теоретического?

5) Из водорода массой 60 кг и соответствующего количества азота (реакция обратима) был синтезирован аммиак массой 272 кг. Какова массовая доля (%) выхода аммиака по отношению к теоретическому?

6) Из нитрата натрия массой 86,7 г с массовой долей 2% примесей получили азотную кислоту массой 56,7 г. Какова массовая доля (%) выхода азотной кислоты к теоретическому?

7) При пропускании аммиака через раствор массой 63 кг с массовой долей азотной кислоты 50% был получен нитрат аммония массой 38 кг. Какова массовая доля (%) выхода его к теоретическому?

8) Для получения ортофосфорной кислоты был израсходован фосфорит массой 314 кг с массовой долей $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 50%. Массовая доля выхода ортофосфорной кислоты 95%. Какова масса полученной кислоты?

9) Раствор массой 49 кг с массовой долей ортофосфорной кислоты 50% был нейтрализован гидроксидом кальция, причем получился гидрофосфат кальция массой 30,6 кг. Какова массовая доля (%) выхода продукта к теоретическому?

10) Фосфор получают в технике по уравнению реакции:



Какова массовая доля выхода фосфора к теоретическому, если получен фосфор массой 12,4 кг из ортофосфора кальция массой 77 кг?

11) Смесь хлорида аммония массой 10,7 г с гидроксидом кальция массой 8 г нагревали для получения аммиака. Найдите массу полученного аммиака.

12) Оксид кальция массой 28 г обработали азотной кислотой массой 100 г (считая на чистую). Найдите массу полученного нитрата кальция.

13) Для получения азотной кислоты в лаборатории взяли нитрат натрия массой 17 г и чистую серную кислоту массой 20 г. Какова масса получившейся азотной кислоты? Какое вещество осталось в избытке? Какова его масса?

14) Аммиак массой 85 кг был пропущен через азотную кислоту массой 330 кг (считая на чистую). Какова масса полученного нитрата аммония?

15) Какова масса ортофосфорной кислоты, получающейся при взаимодействии ортофосфата кальция массой 105 кг с чистой серной кислотой массой 150 кг?

16) Водный раствор, содержащий H_3PO_4 массой 50 г, нейтрализовали гидроксидом кальция массой 140 г. Какова масса получившегося преципитата $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$?

17) Достаточно ли кислорода массой 80 кг для окисления аммиака массой 40 кг? Какова масса получающегося оксида азота (II)?

18) В закрытом сосуде смешаны оксид азота (II) массой 15 г и кислород массой 10 г. Какова масса получившегося оксида азота (IV)? Какой газ останется? Какова его масса?

19) Достаточно ли азотной кислоты массой 60 г (считая на чистую) для полного взаимодействия с гидроксидом кальция массой 37 г? Какова масса получившегося нитрата кальция?

20) Какова масса хлорида аммония, получившегося из аммиака массой 30 г и хлороводорода массой 73 г?

21) Массовая доля азота в сульфате аммония равна 20%. Какую массу удобрения следует взять, если необходимо внести под картофель 0,4 т азота на 1 га?

22) На 1 га под капусту нужно внести 0,3 т азота. Какую следует взять массу аммонийной селитры, если массовая доля азота в ней 94%?

23) Под одно плодовое дерево требовалось внести в почву оксид фосфора (V) массой 300 г. Какую массу суперфосфата нужно взять в этом случае, если массовая доля усвояемого P_2O_5 равна 18%?

24) Фосфоритную муку внесли в почву из расчета 5 т на 1 га. Какова масса оксида фосфора (V), внесенного на 1 га, если массовая доля P_2O_5 фосфоритной муки равна 16%.

25) Массовая доля усвояемого оксида фосфора (V) в простом суперфосфате равна 18%. На площади в 100 га внесен суперфос-

фат массой 400 т. Какая масса усвояемого P_2O_5 внесена при этом на 1 га?

26) Вычислите массу нитрата аммония, который нужно внести на 100 га, если норма азота на 1 га равна 56 кг?

27) Какая масса раствора с массовой долей азотной кислоты 50% потребуется для получения нитрата аммония массой 1 т?

28) Какую массу оксида фосфора (V) содержит фосфорит массой 10 т с массовой долей примесей 40%?

29) Какую массу раствора с массовой долей ортофосфорной кислоты 50% можно получить из фосфорита массой 1 т с массовой долей $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ 70%?

30) Под одно плодовое дерево в возрасте 5 лет рекомендуется вносить аммонийную селитру массой 130 г с массовой долей азота 33%. Какую массу $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ надо внести, чтобы сохранить ту же дозу азота?

УГЛЕРОД И КРЕМНИЙ

1) Вычислить массовую долю (%) выхода карбида кальция по отношению к теоретическому, если масса 15,2 кг его была получена из оксида кальция массой 14 кг.

2) Ацетилен получают взаимодействием карбида кальция с водой:



Какова масса полученного ацетилена, если израсходован CaC_2 массой 33,7 г с массовой долей примесей 5% и массовая доля выхода ацетилена равна 90% по отношению к теоретическому?

3) При действии избытка хлороводородной кислоты на карбонат кальция массой 50 г получился оксид углерода (IV) массой 20 г. Какова массовая доля (%) выхода его по отношению к теоретическому?

4) При обжиге известняка массой 1 т с массовой долей примесей 10% массовая доля выхода оксида углерода (IV) равна 95%. Вычислите массу полученного оксида углерода (IV).

5) Определите массовую долю (%) выхода силиката натрия по отношению к теоретическому, если при сплавлении гидроксида натрия массой 10 кг с оксидом кремния (IV) получен силикат натрия массой 12,2 кг.

6) Какова масса силиката кальция, получающегося при сплавлении карбоната кальция массой 25 кг с оксидом кремния (IV) массой 10 кг?

7) Вычислите массу кремниевой кислоты, которую можно получить из силиката натрия массой 50 г и раствора хлороводородной кислоты массой 73 г с массовой долей HCl 25%?

8) Вычислите массу оксида углерода (IV), который можно получить при обработке карбоната кальция (мрамора) массой 25 г раствором соляной кислоты массой 40 г с массовой долей HCl 25%?

9) Какова масса карбоната натрия, получающегося при пропускании оксида углерода (IV) массой 22 г через раствор массой 20 г с массовой долей гидроксида натрия 25%?

10) Какова масса свободной меди, получающейся из оксида

меди (II) массой 20 г при восстановлении его оксидом углерода (II) массой 8,4 г?

11) При обработке природного известняка массой 30 г избытком хлороводородной кислоты получился оксид углерода (IV) массой 11 г. Вычислите массовую долю (%) CaCO_3 в природном известняке.

12) Какова масса силиката натрия, получающегося при сплавлении оксида кремния (IV) и карбоната натрия массой 64,2 кг с массовой долей 5% примесей?

13) При сплавлении известняка массой 30 кг с оксидом кремния (IV) получился силикат кальция массой 29 кг. Вычислите массовую долю (%) CaCO_3 в природном известняке.

14) При прокаливании карбоната кальция массой 50 г потеря составила 11 г. Какова массовая доля (%) разложившегося карбоната кальция?

МЕТАЛЛЫ. МЕТАЛЛУРГИЯ

1) Найдите массу хлорида натрия, который потребуется для получения сульфатным способом карбоната натрия (соды) массой 800000 т?

2) Вычислите массы $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды, необходимых для приготовления раствора массой 1000 г с массовой долей Na_2CO_3 5,3%?

3) При урожае озимой пшеницы в 2,5 т с 1 га выносятся калий массой 67 кг. Рассчитайте массу хлорида калия, необходимого на каждый гектар почвы для восполнения убыли калия?

4) Хлорид калия добывают из природного минерала сильвинита ($\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$). Какова массовая доля (%) хлорида калия в сильвините?

5) Содержание калия в минеральных удобрениях учитывается в виде оксида калия. Рассчитайте массу оксида калия, которому соответствует сульфат калия массой 1 кг?

6) Для удобрения картофеля требуется оксид калия массой 60 кг на 1 га почвы. Рассчитайте массу хлорида калия, необходимого на 1 га?

7) Для подкормки картофеля применяется раствор с массовой долей хлорида калия 0,4%. Рассчитайте массы хлорида калия и воды, которые потребуются для приготовления такого раствора массой 10 кг?

8) Состав доломита выражается формулой $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$. Определите в нем массовую долю (%) оксидов кальция и магния.

9) Вычислите потерю при прокаливании доломита $\text{CaCO}_3 \cdot \text{MgCO}_3$ массой 46 г до полного удаления оксида углерода (IV).

10) Зола некоторых углей содержит оксид алюминия. Найдите массу алюминия, содержащегося в этой золе массой 1 т, если массовая доля оксида алюминия в ней 45%.

11) Вычислите объем (н. у.) водорода, образующегося при действии избытка щелочи на алюминий массой 108 г.

12) Какова масса кристаллического сульфата железа (II) $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, получающегося после растворения железа массой 140 г в серной кислоте?

13) Вычислите объем (н. у.) оксида углерода (II), необходимого для восстановления оксида железа (III) массой 4 г?

14) Вычислите массу углерода, необходимого для полного восстановления оксида железа (II, III) массой 696 т, если в результате реакции получается оксид углерода (II).

15) Какова масса оксида углерода (IV), образующегося при сжигании в токе кислорода стали массой 1 г с массовой долей углерода 0,2%?

16) Карбонат натрия получают прокаливанием гидрокарбоната натрия. Вычислите массу карбоната натрия, который можно получить из технического гидрокарбоната натрия массой 1 кг с массовой долей NaHCO_3 82,5%?

17) Из оксида алюминия массой 4 кг удается выплавить алюминий массой 2 кг. Чему равна массовая доля (%) выхода алюминия по отношению к теоретическому?

18) Действуя избытком раствора гидроксида натрия на технический алюминий массой 9 г получили 10,6 л газа (н. у.) Вычислите массовую долю (%) примесей в техническом алюминии.

19) Вычислите массу чугуна с массовой долей углерода 3% и других элементов 3%, который можно теоретически получить из железной руды массой 1 т с массовой долей железа 80%?

20) Вычислите, сколько можно получить железа из красного железняка массой 1 т с массовой долей железа 55%, если производственные потери составляют 5%.

6. ЗАДАЧИ В X КЛАССЕ

В X классе закрепляются умения, приобретенные ранее, объем вычислений расширяется за счет решения более сложных задач. Кроме того, в X классе, помимо расчетов по формулам и уравнениям реакций, изучаются новые типы задач:

1) вывод простейшей формулы соединения по массовой доле (%) элементов (подготовительный этап перед выводом молекулярных формул);

2) нахождение молекулярной формулы газообразного вещества на основании его относительной плотности и массовой доли (%) элементов;

3) определение молекулярной формулы вещества по его относительной плотности и массе продуктов сгорания.

Поскольку в X классе изучается органическая химия, желательно использовать для вычислений не только изученные ранее неорганические вещества, но и органические соединения.

6.1. ВЫВОД ПРОСТЕЙШЕЙ ФОРМУЛЫ СОЕДИНЕНИЯ ПО МАССОВОЙ ДОЛЕ ЭЛЕМЕНТОВ (%)

При выводе химических формул исходят из положения атомно-молекулярной теории о неделимости атомов в химических реакциях. В состав молекулы может входить только целое число атомов каждого элемента.

Простейшая формула показывает, каким наименьшим числом атомов элементов может быть выражен количественный состав молекулы. Для определения простейшей формулы нужны данные о массовой доле (%) элементов, составляющих молекулу, и относительные атомные массы элементов.

Пример 1. Вывести простейшую формулу соединения, массовая доля элементов в котором соответственно:

Na — 42,1%; P — 18,9%; O — 39,0%.

Решение. Определяемая формула должна отражать число атомов натрия, кислорода и фосфора в молекуле. Обозначим число атомов Na через x , P — через y и O — через z . Тогда формула должна иметь вид: $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z$.

Число атомов в соединении прямо пропорционально массовой доле элемента и обратно пропорционально его относительной атомной массе.

Следовательно:

$$x:y:z = \frac{42,1}{23} : \frac{18,9}{31} : \frac{39}{16}$$

или

$$x:y:z = 1,83 : 0,61 : 2,44.$$

Полученные числа 1,83; 0,61; 2,44 выражают количественное отношение между атомами элементов. Но отношения между атомами могут быть целочисленными. Поэтому наименьшее из полученных чисел принимают за единицу и делят на него остальные. Для данного случая 0,61 наименьшее число, на которое делят все остальные числа:

а) $2,44 : 0,61 = 4$ и б) $1,83 : 0,61 = 3$, находят отношения числа атомов $x:y:z$ как 3:1:4, а простейшая формула Na_3PO_4 .

Пример 2. Вывести простейшую формулу органического соединения, в котором массовая доля углерода 39,98%, водорода 6,6% и кислорода 53,2%.

Решение. Обозначают число атомов углерода через x , водорода через y , кислорода через z . Тогда формула должна иметь вид $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

Относительные атомные массы этих элементов равны соответственно 12; 1 и 16. Разделив массовую долю элементов на величину относительной атомной массы,

находят отношение между числом атомов элементов в молекуле:

$$x:y:z = \frac{39,98}{12} : \frac{6,6}{1} : \frac{53,2}{16} = 3,3:6,6:3,3.$$

Выражают данное отношение целыми числами:

$$x:y:z = \frac{3,3}{3,3} : \frac{6,6}{3,3} : \frac{3,3}{3,3} = 1:2:1.$$

Следовательно, простейшая формула органического соединения CH_2O . Она показывает только соотношение между числами атомов углерода, водорода и кислорода в молекуле. Этому соотношению могут отвечать соединения CH_2O , $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ и т. п.

6.2. НАХОЖДЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМУЛЫ ГАЗООБРАЗНОГО ВЕЩЕСТВА НА ОСНОВАНИИ ЕГО ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ПЛОТНОСТИ И МАССОВОЙ ДОЛИ ЭЛЕМЕНТОВ (%)

Числового соотношения атомов элементов в сложном веществе еще недостаточно для определения молекулярной формулы соединения. Например, формальдегид и глюкоза имеют одинаковую простейшую формулу CH_2O . Однако молекулярные формулы их различны: у формальдегида HCHO , у глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Поэтому для правильного вывода формулы, отражающей истинные числа атомов в молекуле, надо знать еще и относительную молекулярную массу соединения.

Задачи этого типа решают двумя методами.

Первый метод. По массовой доле элементов, входящих в состав соединения, находят его простейшую формулу. Затем по относительной плотности газа (пара) определяют значение относительной молекулярной массы. Сравнение найденной относительной молекулярной массы с определяемой из простейшей формулы, показывает, во сколько раз следует увеличить число атомов всех элементов, чтобы формула отвечала истинной относительной молекулярной массе соединения.

Второй метод. Исходя из относительной плотности газа, находят относительную молекулярную массу соединения. Далее по массовой доле (%) каждого эле-

мента, входящего в состав соединения, определяют соответственно его массу. Делением найденной величины на относительную атомную массу элемента узнают число его атомов в молекуле.

Пример 1. Выведите молекулярную формулу углеводорода по данным: массовая доля С — 85,7%, относительная плотность по водороду $D_{H_2}=21$.

Решение первым методом. Очевидно, что углеводород содержит еще 100 мас. д. — 85,7 мас. д. = 14,3 мас. д. водорода.

Для решения задачи можно воспользоваться алгоритмическими предписаниями (см. 2.7).

В состав молекулы входит x атомов углерода и y атомов водорода: C_xH_y .

Отношение $x:y$ равно отношению $\frac{85,7}{12}:\frac{14,3}{1}$ или 7,14:14,3. Если меньшее число 7,14 принять за единицу, то получим целое число атомов водорода: 14,3:7,14=2.

Следовательно, простейшая формула показывает, что на 1 атом углерода в соединении приходится 2 атома водорода. Простейшая формула его CH_2 , а относительная молекулярная масса 14.

Действительная же относительная молекулярная масса соединения, определенная по относительной плотности, равна: $M_r=2 \cdot D_{H_2} \cdot M=2 \cdot 21=42$.

Оказывается, относительная молекулярная масса по простейшей формуле в три раза меньше истинной. Поэтому для вывода молекулярной формулы углеводорода число атомов углерода и водорода в ней надо утроить C_3H_6 .

Решение вторым методом. Относительная молекулярная масса вещества по относительной плотности равна: $M_r=2 \cdot D_{H_2}$; $M_r=21 \cdot 2=42$.

Тогда углерода в соединении:

$$\frac{42 \cdot 85,7 \text{ мас.д.}}{100 \text{ мас.д.}} = 36 \text{ мас.д.}$$

Остальная часть $(42-36)=6$ мас. д. приходится на водород, отношение числа атомов в молекуле соответствует отношению $\frac{36}{12}:\frac{6}{1}=3:1$, поэтому формула соединения C_3H_6 .

6.3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ

МОЛЕКУЛЯРНОЙ ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА ПО ЕГО ОТНОСИТЕЛЬНОЙ ПЛОТНОСТИ И МАССЕ ПРОДУКТОВ СГОРАНИЯ

Пример. При сгорании вещества массой 2,3 г образовался оксид углерода (IV) массой 4,4 г и вода массой 2,7 г. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху $D_{\text{возд.}}=1,59$. Из каких элементов состоит это соединение? Какова его молекулярная формула?

Решение. Для ответа на первый вопрос задачи необходимо учесть состав продуктов горения — оксида углерода (IV) и воды. В них углерод и водород могли перейти только из сгоревшего соединения. Кислород же мог войти в состав продуктов сгорания как из этого соединения, так и из воздуха. Для установления элементарного состава соединения первоначально необходимо определить массы углерода в оксиде углерода (IV) и водорода в воде.

1) Определяют массу углерода. $M(CO_2)=44$ г/моль; $m(CO_2)=44$ г/моль. 1 моль — 44 г. В оксиде углерода (IV) массой 44 г масса углерода 12 г. При сгорании образовался CO_2 массой 4,4 г, что соответствует 0,1 моль. Следовательно, масса углерода — 1,2 г.

2) Аналогично вычисляют массу водорода. Масса воды равна 18 г, а водорода 2 г. В 2,7 г воды находится:

$$\frac{2 \text{ г} \cdot 2,7 \text{ г}}{18 \text{ г}} = 0,3 \text{ (H)}.$$

3) Сумма масс углерода и водорода составляет $(1,2+0,3)=1,5$ г. Следовательно, если соединения сгорело 2,3 г, то разность $2,3 \text{ г} - 1,5 \text{ г} = 0,8 \text{ г}$ показывает массу кислорода.

4) Формула соединения: $C_xH_yO_z$.

Отношение числа атомов элементов:

$$x:y:z = \frac{1,2}{12}:\frac{0,3}{1}:\frac{0,8}{16}$$

или

$$x:y:z = 0,1:0,3:0,05.$$

Приняв наименьшее число за единицу, находят, что:

$$x:y:z = \frac{0,1}{0,05} : \frac{0,3}{0,05} : \frac{0,05}{0,05} = 2:6:1.$$

Таким образом, простейшая формула соединения должна иметь вид C_2H_6O с относительной молекулярной массой, равной 46. Истинную относительную молекулярную массу определяют, зная, что относительная плотность соединения по воздуху $D_{\text{возд.}} = 1,59$, тогда $M_r = 1,59 \cdot 29 = 46,1$.

5) Сравнение относительных молекулярных масс показывает, что простейшая и молекулярная формулы здесь совпадают. Отсюда следует, что C_2H_6O представляет собой и молекулярную формулу вещества.

Помимо этого, в X классе должны решаться задачи всех типов, рассмотренных в курсе химии средней школы.

6.4. ЗАДАЧИ ДЛЯ УЧАЩИХСЯ X КЛАССА

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

1) Вывести простейшую формулу газа, на сжигание которого объемом 1 л был израсходован кислород объемом 2 л, причем образовались оксид углерода (IV) объемом 1 л и водяные пары объемом 2 л (н. у.) Реакция прошла нацело.

2) Вывести молекулярную формулу органического соединения с массовой долей углерода 80% и водорода 20%, если относительная плотность соединения по водороду 15.

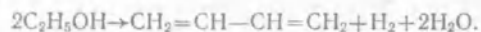
3) Вывести молекулярную формулу хлорпроизводного предельного углеводорода с массовой долей хлора 89,9% и углерода 10,1%. Относительная молекулярная масса этого соединения 237.

4) При сжигании органического соединения массой 4,2 г получились оксид углерода (IV) массой 13,2 г и вода массой 5,4 г. Относительная плотность этого соединения по воздуху 2,9 (н. у.). Вывести его молекулярную формулу.

5) Вывести молекулярную формулу углеводорода, если массовая доля углерода в нем 85,7% и он имеет относительную плотность по водороду 21.

6) Какой объем ацетилена получится из карбида кальция массой 400 г с массовой долей примеси 2,5%?

7) Дивинил (по способу С. В. Лебедева) получают из этилового спирта:



и массовая доля выхода дивинила составляет 75% от теоретического. Вычислите массу дивинила, который можно получить из эти-

лового спирта ($\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$) объемом 200 л с массовой долей C_2H_5OH 96%.

8) Вычислите объем (н. у.) водорода, выделившегося при взаимодействии натрия массой 9,2 г с этиловым спиртом ($\rho = 0,8 \text{ г/см}^3$) объемом 100 мл с массовой долей C_2H_5OH 96%?

9) Вычислите массу технического карбида кальция с массовой долей CaC_2 80%, необходимого для получения уксусной кислоты массой 60 кг?

10) Найдите объем (н. у.) оксида углерода (IV), выделившегося при брожении глюкозы, если при этом образовался этиловый спирт массой 460 г.

11) Вычислите массы формальдегида и фенола, необходимых для получения фенолформальдегидной смолы массой 10000 т реакцией поликонденсации?

12) Вычислите массы стеариновой кислоты и гидроксида натрия, необходимых для получения мыла массой 5 т с массовой долей воды 40%?

13) Вычислите массы клетчатки и азотной кислоты, израсходованных на получение тринитрокетчатки массой 1 т, если потери в технологическом процессе составляют 12%.

14) При взаимодействии фенола массой 220 г с гидроксидом натрия был получен фенолят натрия массой 232 г. Вычислите массовую долю (%) выхода фенолята по отношению к теоретическому.

15) Нитрованием бензола массой 78 г получили нитробензол массой 105 г. Вычислите массовую долю (%) выхода нитробензола по отношению к теоретическому.

16) Восстановлением нитробензола массой 61,5 г получили анилин массой 44 г. Вычислите массовую долю (%) выхода анилина по отношению к теоретическому.

17) На сжигание неизвестного вещества массой 5,4 г израсходовали кислород массой 0,8 г. При этом получились оксид углерода (IV) массой 8,8 г, азот массой 2,8 г и вода массой 1,8 г. Определите молекулярную формулу соединения, зная, что относительная молекулярная масса его 27.

18) Сжиганием газообразного вещества объемом 5,6 л получили оксид углерода (IV) объемом 16,8 л воду массой 13,5 г. 1 л исходного газообразного вещества (н. у.) имел массу 1,875 г. Выведите его молекулярную формулу.

19) После сжигания соединения массой 0,9 г, состоящего из углерода, водорода и кислорода, получили оксид углерода (IV) массой 1,32 г и воду массой 0,54 г.

Какова молекулярная формула соединения, если относительная молекулярная масса его 180?

20) После сжигания органического соединения массой 4,8 г получились оксид углерода (IV) массой 6,6 г и вода массой 5,4 г. Относительная плотность этого соединения по водороду $D_{H_2} = 16$.

Выведите молекулярную формулу вещества.

7. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПРИ ИЗУЧЕНИИ ФАКУЛЬТАТИВНЫХ КУРСОВ И ВНЕКЛАССНОЙ РАБОТЕ

7.1. РАСЧЕТЫ, СВЯЗАННЫЕ С МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ РАСТВОРА И МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИЕЙ ЭКВИВАЛЕНТА

Хотя задачи на молярную концентрацию растворов весьма разнообразны, в условиях средней школы различают следующие основные типы таких задач:

1. Вычисление массы вещества, необходимого для приготовления определенного объема раствора заданной молярной концентрации.

2. Вычисление молярной концентрации раствора по заданной массе растворенного вещества.

3. Вычисления по уравнениям химических реакций с использованием растворов данной молярной концентрации.

Кроме того, возможны усложненные задачи, представляющие собой комбинации из нескольких перечисленных типов вычислений (нахождение концентрации растворенных веществ при разбавлении или смешении растворов и т. п.). Однако по своей трудности они выходят за рамки требований средней школы.

7.1.1. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

Молярная концентрация выражается числом молей растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора. Если 1 л раствора содержит 1 моль растворенного вещества, то в таком растворе $c(\text{р.в.}) = 1 \text{ моль/л}^1$.

Учащиеся должны твердо усвоить, что при той или

¹ Применение термина «молярность» вместо «молярная концентрация» и ее выражение в виде «0,1 М», или «0,1 молярная соляная кислота» вместо « $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ моль/л}$ » — не рекомендуется (М. У. — с. 54).

См. «Методические указания. Внедрение и применение СТ СЭВ 1052—78 «Метрология. Единицы физических величин» РД 50—160—78. М., Изд-во Стандартов, 1979, с. 54.

инной молярной концентрации определенное число молей содержится в каждом литре раствора.

В равных объемах растворов, имеющих одинаковую молярную концентрацию, содержится одинаковое число молей растворенного вещества.

Понятие о молярной концентрации растворов закрепляется решением задач.

**ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ВЕЩЕСТВА, НЕОБХОДИМОГО
ДЛЯ ПРИГОТОВЛЕНИЯ ОПРЕДЕЛЕННОГО ОБЪЕМА
РАСТВОРА ЗАДАННОЙ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ**

При решении задач этого типа рассуждают, исходя из приведенного определения молярной концентрации. Порядок записи должен способствовать такому ходу рассуждений.

В условии задачи следует приводить формулу растворяемого вещества, по которой устанавливается величина молярной массы. Это необходимо делать для солей, так как учащиеся не могут сами решить, что взять для нахождения молярной массы — формулу кристаллогидрата или формулу безводной соли.

Пример 1. Вычислите массу медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, необходимого для приготовления раствора сульфата меди, где $c(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л}$, объемом 2 л?

Дано: $V_{(\text{р-ра})} = 2 \text{ л}$; $c(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л}$.

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

Решение. $M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 250 \text{ г/моль}$.

Рассуждают следующим образом: для 1 л раствора, где $c(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ моль/л}$, требуется 1 моль, для 1 л раствора, где $c(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л}$, требуется 0,1 моль, а для 2 л такого раствора $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ требуется 0,2 моль. Поскольку $m = v \cdot M$, то $m = 0,2 \text{ моль} \times 250 \text{ г/моль} = 50 \text{ г}$.

При этом следует подчеркнуть, что массу воды, необходимую для приготовления молярных растворов, никогда не вычисляют, так как эти растворы готовят в мерных колбах и объем раствора доводят в них водой до метки. Совершенно необходимо познакомить учащихся с техникой приготовления молярных растворов.

Задачи этого типа могут иметь иные формулировки.

Пример 2. Какова масса серной кислоты, содержащейся в растворе объемом 2 л, где $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \text{ моль/л}$?

Пример 3. Какова масса иодида калия, остающегося после выпаривания раствора объемом 200 мл, где $c(\text{KI}) = 2$ моль/л?

Решаются они при помощи аналогичных рассуждений.

ВЫЧИСЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА ПО ЗАДАННОЙ МАССЕ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

При решении таких задач находят массу растворенного вещества, содержащуюся в растворе объемом 1 л. Затем определяют, сколько молей соответствует этой массе, т. е. находят молярную концентрацию раствора.

Ход рассуждений здесь совсем иной.

Пример. Раствор объемом 250 мл содержит гидроксид калия массой 7 г. Какова молярная концентрация этого раствора?

Дано: $V(\text{р-ра}) = 250$ мл; $m(\text{KOH}) = 7$ г.

Найти: $c(\text{KOH}) = ?$

Решение. $M(\text{KOH}) = 56$ г/моль.

Какова масса KOH в растворе объемом 1 л?

Раствор объемом 250 мл содержит KOH массой 7 г, а объемом 1000 мл содержит $(7 \cdot 4) = 28$ г KOH.

2. Какова молярная концентрация раствора (т. е. сколько молей отвечают 28 г KOH)? Поскольку

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu = \frac{28 \text{ г}}{56 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль.}$$

Следовательно, $c(\text{KOH}) = 0,5$ моль/л.

ВЫЧИСЛЕНИЯ, СВЯЗАННЫЕ С ПЕРЕХОДОМ ОТ МАССОВОЙ ДОЛИ (%) РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ К МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Такого рода расчеты имеют большое практическое значение, они необходимы в случае приготовления растворов определенной молярной концентрации из более концентрированных.

Пример. Вычислите объем раствора серной кислоты ($\rho = 1,839$ г/см³ при 15°C) необходимого для приготовления раствора объемом 740 мл, где $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л?

Дано: $V(\text{р-ра}) = 740$ мл; $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л; $\rho(\text{р-ра}) = 1,839$ г/см³.

Найти: $V_2(\text{р-ра}) = ?$

Прежде чем решать такую задачу, нужно объяснить учащимся, что раствор серной кислоты плотностью 1,839 г/см³ содержит воду. Кроме того, следует показать, как, пользуясь таблицей плотности растворов серной кислоты, находят массовую долю (%) чистой H_2SO_4 . В данном случае берется исходный раствор серной кислоты с массовой долей H_2SO_4 95%.

Затем вычисляют массу чистой H_2SO_4 , необходимой для приготовления заданного объема такого раствора. Определяют массу исходного раствора серной кислоты и делают пересчет на объем, так как практически жидкие кислоты не взвешивают, а отмеривают по объему.

Решение. 1) Какова масса химически чистой H_2SO_4 , необходимой для приготовления раствора объемом 740 мл, где $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль.

Для раствора объемом 1000 мл требуется 1 моль H_2SO_4 ; а для раствора объемом 740 мл требуется x молей H_2SO_4 .

$$x = \frac{1 \text{ моль} \cdot 740 \text{ мл}}{1000 \text{ мл}} = 0,74 \text{ моль,}$$

тогда $m = \nu \cdot M$; $m = 0,74 \text{ моль} \cdot 98 \text{ г/моль} = 72,5 \text{ г } \text{H}_2\text{SO}_4$.

2) Вычисляют массу раствора серной кислоты с массовой долей ее 95%, в котором содержится химически чистая H_2SO_4 массой 72,5 г? Раствор серной кислоты массой 100 г ($\rho = 1,839$ г/см³) содержит H_2SO_4 массой 95 г, а раствор серной кислоты массой x г содержит H_2SO_4 массой 72,5 г.

$$95 \text{ г} : 72,5 \text{ г} = 100 \text{ г} : x \\ x = \frac{72,5 \text{ г} \cdot 100 \text{ г}}{95 \text{ г}} = 76 \text{ г.}$$

3) Какой объем раствора серной кислоты ($\rho = 1,839$ г/см³) нужно взять для приготовления раствора объемом 740 мл, где $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л?

Здесь можно воспользоваться формулой, известной учащимся из курса физики:

$$V = \frac{m}{\rho}; \quad V = \frac{76 \text{ г}}{1,839 \text{ г/см}^3} = 42 \text{ см}^3.$$

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО УРАВНЕНИЯМ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ С ПРИМЕНЕНИЕМ МОЛЯРНЫХ РАСТВОРОВ

При всем своем разнообразии они обычно не вызывают затруднений у учащихся и выполняются в уме.

Пример. Какой объем раствора серной кислоты, где $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л, потребуется для нейтрализации раствора гидроксида натрия, где $c(\text{NaOH}) = 1$ моль/л, объемом 200 мл?

Дано: $V(\text{р-ра NaOH}) = 200$ мл; $c(\text{NaOH}) = 1$ моль/л;
 $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л.

Найти: $V(\text{р-ра H}_2\text{SO}_4) = ?$

Решение:



При взаимодействии веществ в растворах с одинаковой молярной концентрацией коэффициенты перед формулами в уравнениях показывают соотношение объемов растворов реагирующих веществ.

Из уравнения реакции видно, что на нейтрализацию 2 моль гидроксида натрия расходуется 1 моль серной кислоты. Следовательно, на нейтрализацию раствора гидроксида натрия объемом 2 л должен расходоваться раствор серной кислоты объемом 1 л. Очевидно, для нейтрализации раствора гидроксида натрия объемом 200 мл раствора серной кислоты потребуется в два раза меньше, т. е. 100 мл.

7.1.2. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ЭКВИВАЛЕНТА¹

Молярная концентрация эквивалента выражается числом молярных масс эквивалента растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора.

Из всех вопросов, относящихся к изучению растворов, понятия о молярной концентрации эквивалента и молярной массе эквивалента считаются наиболее трудными.

При рассмотрении этого материала необходимо добиться твердого понимания учащимися того положения, что молярная концентрация эквивалента выражает содержание растворенного вещества в 1 л раствора.

Кроме того, следует с самого начала разъяснить, что объем растворителя (воды) для приготовления таких растворов не вычисляют, так как пользуются мерной

¹ Применение понятия «нормальность» для молярной концентрации, отнесенной к эквивалентам, не рекомендуется. (См. «Методические указания. Внедрение и применение СТ СЭВ 1052-72 «Метрология. Единицы физических величин» РД 50-160-78. М., Изд-во Стандартов, 1979, с. 56.)

посудой. Это особенно хорошо усваивается, если учитель предоставит возможность учащимся самим приготовить несколько растворов с заданной молярной концентрацией эквивалента.

Расчетам на молярную концентрацию эквивалента в растворе предшествуют упражнения с вычислением молярных масс эквивалента кислот, оснований и солей.

Молярной массой эквивалента вещества $(M_{\frac{1}{z^*}})^1$ называют отношение молярной массы его (M) к числу эквивалентности (z^*). Для понимания отношений между молярной массой вещества и молярной массой эквивалента веществ нужно рассмотреть с учащимися следующие основные положения.

Чтобы определить молярную массу эквивалента кислоты, нужно величину ее молярной массы разделить на основность.

Например, молярная масса эквивалента серной кислоты вычисляется следующим образом:

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

Чтобы определить молярную массу эквивалента основания, следует величину его молярной массы разделить на валентность (степень окисления) металла, образующего основание. Например,

$$M[1/2\text{Ba}(\text{OH})_2] = \frac{M[\text{Ba}(\text{OH})_2]}{\text{валентность Ba}} = \frac{171 \text{ г/моль}}{2} = 85,5 \text{ г/моль}.$$

Чтобы определить молярную массу эквивалента соли, необходимо величину ее молярной массы разделить на произведение валентности (степени окисления) металла на число атомов (ионов) его в молекуле. Например, молярная масса эквивалента сульфата алюминия равна:

$$M[1/6\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3] = \frac{M[\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3]}{\text{Число атомов Al} \times \text{валентность Al}} = \frac{342 \text{ г/моль}}{2 \cdot 3} = 57 \text{ г/моль}.$$

¹ z^* — «число эквивалентности». Молярная масса эквивалента $M(1/z \cdot x) = \frac{M(x)}{z^*}$.

После этого выполняются упражнения на определение молярных масс эквивалентов различных веществ.

Пример 1. Сколько молярных масс эквивалента соответствует гидроксиду кальция массой 111 г?

Решение. Чему равна молярная масса эквивалента гидроксида кальция?

$$M[1/2\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{M[\text{Ca}(\text{OH})_2]}{\text{валентность Ca}} = \frac{74 \text{ г/моль}}{2} = 37 \text{ г/моль.}$$

Сколько молярных масс эквивалента соответствуют гидроксиду кальция массой 111 г?

$$\frac{111 \text{ г}}{37 \text{ г/моль}} = 3.$$

Пример 2. Сколько молярных масс эквивалента соответствуют ортофосфорной кислоте количеством вещества 2 моль?

Решение. Чему равна молярная масса эквивалента ортофосфорной кислоты?

$$M[1/3\text{H}_3\text{PO}_4] = \frac{M(\text{H}_3\text{PO}_4)}{\text{основность H}_3\text{PO}_4} = \frac{98 \text{ г/моль}}{3} = 32,7 \text{ г/моль.}$$

Сколько молярных масс эквивалента соответствуют ортофосфорной кислоте количеством вещества 2 моль?

$$\frac{98 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль}}{32,7 \text{ г/моль}} = 6.$$

Естественно, что типы вычислений, связанных с молярной концентрацией эквивалента, аналогичны задачам на молярную концентрацию.

ВЫЧИСЛЕНИЕ МАССЫ ВЕЩЕСТВА, НЕОБХОДИМОЙ ДЛЯ ПРИГОТОВЛЕНИЯ ОПРЕДЕЛЕННОГО ОБЪЕМА РАСТВОРА ЗАДАНОЙ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ ЭКВИВАЛЕНТА

При решении таких задач рассуждения ведут, исходя из приведенного определения молярной концентрации эквивалента растворенного вещества.

Пример. Какова масса кристаллического карбоната натрия $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимого для приготовления

раствора объемом 2 л, где $c(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л}$?¹

Дано: $V(\text{р-ра}) = 2 \text{ л}$; $c(1/2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л}$.

Найти: $m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение. 1. Прежде всего вычисляют величину молярной массы эквивалента кристаллического карбоната натрия:

$$M(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = \frac{M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}{\text{число атомов Na} \times \text{валентность Na}} = \frac{286 \text{ г/моль}}{2 \cdot 1} = 143 \text{ г/моль.}$$

2. Далее рассуждают следующим образом:

для приготовления раствора объемом 1 л, где $c(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ моль/л}$, требуется 143 г $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, для раствора объемом 1 л, где $c(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л}$ $(143 \cdot 0,1) = 14,3 \text{ г}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$; для такого раствора объемом 2 л требуется $(14,3 \cdot 2) = 28,6 \text{ г}$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Следовательно, кристаллический карбонат натрия массой 28,6 г нужно перенести в мерную колбу вместимостью 2 л, растворить в воде, перемешать и довести объем раствора водой до метки.

ВЫЧИСЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ ЭКВИВАЛЕНТА ПО ЗАДАНОЙ МАССЕ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

Ход рассуждений при решении таких задач несколько иной.

Пример. Какова молярная концентрация эквивалента, если в растворе объемом 100 мл содержится гидроксид кальция массой 0,74 г?

Дано: $V(\text{р-ра}) = 100 \text{ мл}$; $m[\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,74 \text{ г}$.

Найти: $c[1/2\text{Ca}(\text{OH})_2] = ?$

Решение. 1. Находят массу гидроксида кальция, содержащегося в растворе объемом 1 л.

Раствор объемом 100 мл содержит $\text{Ca}(\text{OH})_2$ массой 0,74 г, а раствор объемом 1000 мл содержит $\text{Ca}(\text{OH})_2$ массой $(0,74 \cdot 10) = 7,4 \text{ г}$.

¹ Вместо выражения «0,1 нормальный раствор» или «0,1 н. раствор» следует использовать выражение $c(1/2 \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,1 \text{ моль/л}$.

2. Находят молярную массу эквивалента $\text{Ca}(\text{OH})_2$

$$M[\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2] = \frac{M[\text{Ca}(\text{OH})_2]}{\text{валентность Ca}} = \frac{74 \text{ г/моль}}{2} = 37 \text{ г/моль.}$$

3. Определяют молярную концентрацию эквивалента в растворе или число молярных масс эквивалента, которые соответствуют $\text{Ca}(\text{OH})_2$ массой 7,4 г

$$\frac{7,4 \text{ г}}{37 \text{ г/моль}} = 0,2 \text{ моль.}$$

Следовательно, $c[\frac{1}{2}\text{Ca}(\text{OH})_2] = 0,2 \text{ моль/л.}$

ВЫЧИСЛЕНИЯ, СВЯЗАННЫЕ
С ПЕРЕХОДОМ ОТ МАССОВОЙ ДОЛИ (%)
РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА В РАСТВОРЕ
К МОЛЯРНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ ЭКВИВАЛЕНТА

Такие расчеты чаще всего выполняют в случае приготовления растворов кислот и щелочей с заданной молярной концентрацией эквивалента из более концентрированных растворов.

Пример. Какой объем раствора гидроксида натрия ($\rho = 1,540 \text{ г/см}^3$ при 18°C) потребуется для приготовления раствора объемом 500 мл, где $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л.}$

Дано: $V(\text{р-ра}) = 500 \text{ мл}; c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л}; \rho(\text{исходн. раст. NaOH}) = 1,540 \text{ г/см}^3.$

Найти: $V(\text{исходн. раст. NaOH}) = ?$

Прежде чем решать эту задачу, нужно найти с помощью таблицы плотностей растворов гидроксида натрия, какой массовой доле (%) NaOH отвечает указанная в условии плотность. Оказывается, что имеется исходный раствор с массовой долей гидроксида натрия 50%.

Затем определяют молярную массу эквивалента гидроксида натрия, вычисляют массу NaOH , требующегося для приготовления заданного объема раствора, в котором $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л.}$ Находят массу исходного раствора щелочи, в котором содержится столько NaOH , и высчитывают объем раствора.

Решение. 1. Какова молярная масса эквивалента гидроксида натрия.

$$M(\text{NaOH}) = \frac{M(\text{NaOH})}{\text{валентность Na}} = \frac{40 \text{ г/моль}}{1} = 40 \text{ г/моль.}$$

2. Находят массу чистого NaOH , требующегося для приготовления раствора объемом 500 мл, где $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л.}$ Для раствора объемом 1000 мл, где $c(\text{NaOH}) = 1 \text{ моль/л,}$ требуется NaOH массой 40 г; для раствора объемом 1000 мл, где $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л,}$ требуется $40 \cdot 0,5 = 20 \text{ г;}$ для 500 мл, где $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л,}$ необходимо NaOH массой $(20 \times 0,5) = 10 \text{ г.}$

3. Вычисляют массу раствора с массовой долей гидроксида натрия 50%, в котором содержится NaOH массой 10 г?

В исходном растворе щелочи массой 100 г содержится NaOH массой 50 г, а в растворе щелочи массой x граммов содержится NaOH массой 10 г.

$$50 \text{ г} : 10 \text{ г} = 100 \text{ г} : x.$$

$$x = \frac{100 \text{ г} \cdot 10 \text{ г}}{50 \text{ г}} = 20 \text{ г.}$$

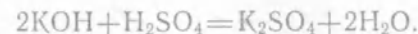
4. Находят объем раствора ($\rho = 1,540 \text{ г/см}^3$) гидроксида натрия, необходимого для приготовления раствора NaOH объемом 500 мл, где $c(\text{NaOH}) = 0,5 \text{ моль/л.}$

$$V = \frac{m}{\rho}; V = \frac{20 \text{ г}}{1,540 \text{ г/см}^3} = 13 \text{ см}^3, \text{ или } 13 \text{ мл.}$$

ВЫЧИСЛЕНИЯ ПО УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИИ
С ПРИМЕНЕНИЕМ РАСТВОРОВ МОЛЯРНОЙ
КОНЦЕНТРАЦИИ ЭКВИВАЛЕНТА

Пример 1. К раствору гидроксида калия объемом 25 мл, где $c(\text{KOH}) = 1 \text{ моль/л,}$ прибавили раствор серной кислоты объемом 15 мл, где $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \text{ моль/л.}$ В какой цвет окрасится лакмус, прибавленный к полученному раствору?

Решение. Для решения этой задачи необходимо написать только уравнение реакции:



Остальные рассуждения могут быть выполнены в уме.

При обменных реакциях вещества реагируют друг с другом в эквивалентных массах. Если вещества взаимодействуют в растворах с одинаковой молярной концентрацией эквивалента, то на нейтрализацию кислоты

объемом 1 л расходуется раствор щелочи объемом 1 л. Следовательно, на нейтрализацию 25 мл раствора KOH, где $c(\text{KOH}) = 1$ моль/л, необходимо затратить 25 мл раствора H_2SO_4 , где $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л, а не 15 мл его. Таким образом, в рассматриваемом случае раствор гидроксида калия объемом 10 мл останется непрореагировавшим, что и вызовет появление синей окраски лакмуса.

Пример 2. Какой объем раствора серной кислоты, где $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л, необходимо затратить на взаимодействие с хлоридом бария массой 20,8 г?

Дано: $m(\text{BaCl}_2) = 20,8$ г; $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л.

Найти: $V(\text{р-ра } \text{H}_2\text{SO}_4) = ?$

Решение. 1. Составляют уравнение реакции и, зная величины молярных масс, высчитывают массы реагирующих веществ по уравнению:

$$m = \nu \cdot M;$$



$$M(\text{BaCl}_2) = 208 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98 \text{ г/моль}.$$

Тогда, $m(\text{BaCl}_2) = 208$ г, а $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г.

2. Какова масса серной кислоты, затраченной на взаимодействие с хлоридом бария массой 20,8 г? На взаимодействие с хлоридом бария массой 208 г расходуется серная кислота массой 98 г, а на взаимодействие с хлоридом бария 20,8 г расходуется серная кислота массой 9,8 г.

3. В каком объеме раствора серной кислоты, где $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л, содержится 9,8 г H_2SO_4 ?

В растворе H_2SO_4 объемом 1 л содержится ($\frac{98}{2}$) 49 г H_2SO_4 , а в таком же растворе объемом x литров содержится 9,8 г H_2SO_4 ;

$$x = \frac{1 \text{ л} \cdot 9,8 \text{ г}}{49 \text{ г}} = 0,2 \text{ л},$$

или раствор H_2SO_4 объемом 200 мл, где $c(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л.

Пример 3. На нейтрализацию раствора щелочи объемом 30 мл, где c (щелочи) = 0,1 моль/л, израсходован раствор кислоты объемом 12 мл. Вычислить молярную концентрацию эквивалента кислоты.

Дано: $V(\text{р-ра щелочи}) = 30$ мл; $V(\text{р-ра кислоты}) = 12$ мл; $c(\text{щелочи}) = 0,1$ моль/л.

Найти: $c(\text{кислоты}) = ?$

Решая такие задачи, следует иметь в виду, что при различной концентрации растворов реагирующих веществ объемы их обратно пропорциональны концентрации. Эту зависимость можно выразить уравнением:

$$V_1 : V_2 = c_2 : c_1$$

или

$$V_1 \cdot c_1 = V_2 \cdot c_2$$

В данном случае можно написать:

$$V_{\text{щелочи}} \cdot c_{\text{щелочи}} = V_{\text{кислоты}} \cdot c_{\text{кислоты}}.$$

Решение. Подставляя данные из условия задачи, получают $30 \text{ мл} \cdot 0,1 \text{ моль/л} = 12 \text{ мл} \cdot c_{\text{кислоты}}$.

Отсюда:

$$\frac{30 \text{ мл} \cdot 0,1 \text{ моль/л}}{12 \text{ мл}} = 0,25 \text{ моль/л}.$$

Следовательно, $c(\text{кислоты}) = 0,25$ моль/л.

Разумеется, рассмотренные типы задач не исчерпывают всего разнообразия вычислений, связанных с молярной концентрацией эквивалента растворенного вещества.

7.2. ЗАДАЧИ С ИСПОЛЬЗОВАНИЕМ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИХ СХЕМ

В VII—X классах у учащихся развивается логика химических рассуждений, приводящая к правильному ответу на вопрос, поставленный в задаче, вырабатываются умения выполнять расчеты. Поэтому при внеклассном решении задач и изучении факультативных курсов возможны упрощенные рассуждения и переход к схематическим выражениям стехиометрических отношений.

Пример 1. Вычислите массу железного колчедана, требуемого для получения серной кислоты массой 1 кг?

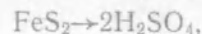
Дано: $M(\text{FeS}_2) = 120$ г/моль; $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль; $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ кг.

Найти: $m(\text{FeS}_2) = ?$

Решение. Поскольку учащиеся имеют ясное пред-

ставление о технологии производства серной кислоты, сущность процесса можно показать схемой.

В задаче обращается внимание на начальный продукт — FeS_2 и конечный — H_2SO_4 . Не указывая промежуточных реакций, получение серной кислоты можно представить в виде стехиометрической схемы:



значит, $m(\text{FeS}_2) = 120 \text{ г}$, а $m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 196 \text{ г}$.

Схема показывает, что из FeS_2 количеством вещества 1 моль образуется H_2SO_4 количеством вещества 2 моль или 196 граммов. FeS_2 соответствует 196 г H_2SO_4 . А x граммов FeS_2 соответствует 1000 г H_2SO_4 . Далее следует решение:

$$x = \frac{120 \text{ г} \cdot 1000 \text{ г}}{196 \text{ г}} = 620 \text{ г, или } 0,62 \text{ кг}$$

Пример 2. К раствору, содержащему бромид калия массой 1,6 г, прибавили бром-сырец массой 6 г, имеющий примесь хлора. Смесь выпарили и остаток высушили. Масса остатка — 1,36 г. Вычислите массовую долю (%) хлора в бром-сырце.

Прежде чем приступить к решению, необходимо установить взаимосвязи между данными в задаче веществами и выяснить, какие химические процессы здесь могут происходить.

В растворе содержатся: KBr , Br_2 и Cl_2 .

Взаимодействовать между собой могут бромид калия и хлор:



или по упрощенной схеме:



После выпаривания в сухом остатке находится смесь бромида и хлорида калия. Последняя соль получилась как продукт реакции при вытеснении хлором брома из бромида калия.

Уменьшение массы сухого остатка произошло вследствие того, что хлор, занявший в соединении место брома, имеет меньшую относительную атомную массу.

Решение. 1. Определяют, на сколько граммов уменьшилась масса соли после выпаривания:

$$1,6 \text{ г} - 1,36 \text{ г} = 0,24 \text{ г}.$$

2. Устанавливают, на сколько относительная атомная масса хлора меньше относительной атомной массы брома:

$$80 - 35,5 = 44,5.$$

3. Определяют, какой массе хлора соответствует уменьшение массы на 0,24 г, если известно, что участие в реакции 35,5 г хлора уменьшило бы общую массу соли на 44,5 г:

$$\frac{35,5 \text{ г} \cdot 0,24 \text{ г}}{44,5 \text{ г}} = 0,19 \text{ г}.$$

4. Вычисляют массовую долю (%) хлора в бром-сырце:

$$\omega\%(\text{Cl}_2) = \frac{0,19 \text{ г} \cdot 100\%}{6 \text{ г}} = 3,17\%.$$

Гораздо проще эта задача решается алгебраическим методом:

1. Массовую долю (%) хлора в бром-сырце принимают за x .

2. Тогда масса хлора будет:

$$\frac{x \cdot 6}{100} = 0,06 x.$$

3. Составляют алгебраическое уравнение, исходя из следующих рассуждений:

а) уменьшение массы соли произошло за счет замены брома хлором в соединении и существующей разности в относительных атомных массах;

б) уменьшение массы, рассчитанное на 1 мас. д. хлора как по относительным атомным массам, так и по данным задачи, будет одинаковым, поэтому можно написать:

$$\frac{80 - 35,5}{35,5} = \frac{1,6 - 1,36}{0,06 x}.$$

4. Решают уравнение:

$$(80 - 35,5) \cdot 0,06 x = (1,6 - 1,36) \cdot 35,5$$

$$2,67 x = 8,52;$$

$$x = 8,52 : 2,67 = 3,17.$$

5. Массовая доля хлора в бром-сырце равна 3,17%.

Наряду с тренировочными задачами, применяемыми для закрепления умений, необходимо чаще предлагать задачи производственного характера, связанные с получением различных продуктов химической промышленности. Это позволяет расширить понимание связи между отдельными звеньями производства и потребления химических продуктов.

Требования к вычислительным задачам факультативных курсов по химии качественно отличны. В этом случае цель учителя заключается в том, чтобы применить известные уже учащимся типы расчетов главным образом к изучению технологических процессов.

Изучение в X классе органической химии открывает широкие возможности решения сложных комбинированных задач на производственном материале. На основе этого материала можно предложить следующую задачу.

Пример 3. Для синтеза фенолформальдегидной смолы на 1 моль фенола берут 1 моль формальдегида и 0,13 моль аммиака. Какие массы раствора с массовой долей формальдегида 32% и раствора с массовой долей аммиака 25% потребуются взять на фенол массой 1 кг?

$$M_r(C_6H_5OH) = 94; M_r(HCON) = 30; M_r(NH_3) = 17;$$

$$M(C_6H_5OH) = 94 \text{ г/моль}; M_r(HCON) = 30 \text{ г/моль};$$

$$M(NH_3) = 17 \text{ г/моль}.$$

Решение. 1. Какое число молей соответствует массе 1000 г фенола?

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

$$\nu(C_6H_5OH) = \frac{1000 \text{ г}}{94 \text{ г/моль}} = 10,6 \text{ моль}.$$

Исходя из того, что на 1 моль фенола расходуется 1 моль формальдегида, следует, что формальдегида тоже нужно взять 10,6 моль.

2. Какова масса, соответствующая 10,6 моль формальдегида? $m = M \cdot \nu$; $m = 30 \text{ г/моль} \cdot 10,6 \text{ моль} = 318 \text{ г}$.

3. Какую массу раствора с массовой долей формальдегида 32% нужно взять, чтобы в нем содержался формальдегид массой 318 г?

$$m(\text{р-ра } HCON) = \frac{318 \text{ г} \cdot 100\%}{32\%} = 993,7 \text{ г}.$$

4. Зная, что аммиака расходуется 0,13 моль, вычисляют отвечающую им массу вещества:

$$m = M \cdot \nu; m = 17 \text{ г/моль} \cdot 0,13 \text{ моль} = 2,21.$$

5. Найдите массу раствора с массовой долей аммиака, равной 25%, который надо взять, чтобы иметь в нем аммиак массой 2,21 г?

$$m(\text{р-ра } NH_3) = \frac{2,21 \text{ г} \cdot 100\%}{25\%} = 8,84 \text{ г}.$$

Таким образом, синтезируя фенолформальдегидную смолу, необходимо на 1 кг фенола взять раствор формалина массой 993,7 г с массовой долей формальдегида 32% и раствор массой 8,84 г с массовой долей аммиака 25%.

Преимущество подобного типа задач заключается в том, что для их решения необходимо использовать знание материала, изученного в VII—X классах. Это способствует повторению всей программы средней школы.

7.3. ЗАДАЧИ НА ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЪЕМНОЙ ДОЛИ (%) КОМПОНЕНТОВ ГАЗОВОЙ СМЕСИ

Объемный состав газовой смеси можно вычислить не только по ее объему и массе, но также по средней относительной плотности и по уравнению химической реакции.

Пример 1. Вычислите объемы оксида углерода (II) и оксида углерода (IV), содержащихся в их смеси объемом 15 л (н. у.), если масса ее 27,18 г?

Дано: $m(\text{газ. смеси}) = 27,18 \text{ г}$; $V(\text{газ. смеси}) = 15 \text{ л}$.

Найти: $V(CO) = ?$; $V(CO_2) = ?$

Наиболее рационально решение этой задачи алгебраическим методом. При этом необходимо составить уравнение, правая часть которого характеризовала бы общую массу газовой смеси объемом 15 л.

Решение. 1. Принимают следующие обозначения объемов газов:

$$V(CO_2) — x \text{ л и } V(CO) — (15 - x) \text{ л}$$

2. Поскольку массы CO_2 и CO равны соответственно

$$\left[\frac{44 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot x \text{ л} \right] \text{ г — масса } \text{CO}_2;$$

$$\left[\frac{28 \text{ г/моль}}{22,4 \text{ л/моль}} \cdot (15-x) \text{ л} \right] \text{ г — масса } \text{CO}_2$$

вводят эти множители в алгебраическое уравнение баланса:

$$\frac{44}{22,4} x + \frac{28}{22,4} (15-x) = 27,18.$$

Решая это уравнение, получают: $x = 11,8 \text{ л } \text{CO}_2$.

Таким образом, в газовой смеси объемом 15 л содержится CO_2 объемом 11,8 л и CO $(15-11,8)=3,2 \text{ л}$.

Пример 2. Вычислите объемную долю оксида углерода (II) и оксида углерода (IV) в смеси, если средняя относительная плотность ее по водороду $D_{\text{H}_2}=16$.

Задача также проще всего решается алгебраическим методом.

Пример 3. На обжиг цинковой обманки массой 200 г с массовой долей ZnS 48,5% был израсходован объем воздуха 200 л (н. у.). Вычислите объемную долю (%) компонентов образовавшейся при этом газовой смеси.

Решение. При обжиге цинковой обманки, в котором участвует только кислород воздуха, газообразным продуктом является оксид серы (IV). Но массовая доля кислорода в воздухе 21%, азота 78% и других газов 1%. Поэтому в состав образовавшейся газовой смеси входят, помимо оксида серы (IV), остаток кислорода, азот и другие газы. Поэтому при решении задачи принимают следующий ход рассуждений:

1. Вычисляют массу сульфида цинка в цинковой обманке массой 200 г с массовой долей ZnS 48,5%:

$$\frac{48,5\%}{100\%} \cdot 200 \text{ г} = 97 \text{ г}.$$

2. Находят объем оксида серы (IV), образовавшегося по уравнению реакции при обжиге ZnS массой 97 г (н. у.):



$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ моль} & 3 \text{ моль} & 2 \text{ моль} \\ V_{(\text{газа})} & = & V_{m(\text{газа})} \\ (\text{н. у.}) & (\text{н. у.}) \end{array}$$

$$M_r(\text{ZnS}) = 65 + 32 = 97; \quad M(\text{ZnS}) = 97 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{ZnS}) = 97 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 194 \text{ г}; \quad V_{(\text{н. у.})}(\text{O}_2) =$$

$$= 22,4 \text{ л/моль} \cdot 3 \text{ моль} = 67,2 \text{ л}; \quad V_{m(\text{н. у.})}(\text{газа}) = 22,4 \text{ л/моль};$$

$$V_{(\text{н. у.})}(\text{SO}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 2 \text{ моль} = 44,8 \text{ л}.$$

При обжиге ZnS массой 194 г образуется SO_2 объемом 44,8 л; при обжиге ZnS массой 97 г образуется SO_2 объемом $x \text{ л}$.

$$x = \frac{97 \text{ г} \cdot 44,8 \text{ л}}{194 \text{ г}} = 22,4 \text{ л}.$$

3. Вычисляют объем кислорода, необходимый для обжига сульфида цинка массой 97 г:

для обжига ZnS массой 194 г требуется O_2 объемом 67,2 л; для обжига ZnS массой 97 г требуется O_2 объемом $x \text{ л}$.

$$x = \frac{97 \text{ г} \cdot 67,2 \text{ л}}{194 \text{ г}} = 33,6 \text{ л}.$$

4. Определяют объем кислорода в воздухе объемом 200 л:

$$\frac{21\%}{100\%} \cdot 200 \text{ л} = 42 \text{ л}.$$

5. Находят избыточный объем кислорода:

$$42 \text{ л} - 33,6 \text{ л} = 8,4 \text{ л}.$$

6. Вычисляют объем азота в воздухе объемом 200 л:

$$\frac{78\%}{100\%} \cdot 200 \text{ л} = 156 \text{ л}.$$

7. Аналогично находят объем других газов в воздухе объемом 200 л:

$$\frac{1\%}{100\%} \cdot 200 \text{ л} = 2 \text{ л}.$$

8. После этого легко найти общий объем газов, образовавшихся газовой смесью после обжига:

$$22,4 \text{ л } (\text{SO}_2) + 8,4 \text{ л } (\text{O}_2) + 156 \text{ л } (\text{N}_2) + 2 \text{ л } (\text{др. газы}) =$$

$$= 186,8 \text{ л}.$$

9. Объемная доля (%) каждого из четырех компонентов газовой смеси равна:

$$\varphi \% (\text{SO}_2) = \frac{22,4 \text{ л}}{186 \text{ л}} \cdot 100\% = 12\% ;$$

$$\varphi \% (\text{O}_2) = \frac{5,8 \text{ л}}{186 \text{ л}} \cdot 100\% = 3\% ;$$

$$\varphi \% (\text{N}_2) = \frac{156 \text{ л}}{186 \text{ л}} \cdot 100\% = 84\% ;$$

$$\varphi \% (\text{других газов}) = \frac{2 \text{ л}}{186 \text{ л}} \cdot 100\% = 1\% .$$

7.4. ЗАДАЧИ ДЛЯ ФАКУЛЬТАТИВНЫХ КУРСОВ И ВНЕКЛАСНОЙ РАБОТЫ

МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРА
И МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ ЭКВИВАЛЕНТА

- 1) Вычислите молярные массы эквивалентов: а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; б) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; в) H_3PO_4 ; г) H_2SO_4 .
- 2) Вычислите молярные массы эквивалентов: а) CuSO_4 ; б) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; в) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
- 3) Вычислите массу нитрата натрия, который надо взять для приготовления раствора объемом 300 л, где $c(\text{NaNO}_3) = 0,2$ моль/л.
- 4) Какова масса $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимого для приготовления раствора объемом 4 л, где $c(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 0,5$ моль/л?
- 5) Какова масса Na_2CO_3 , содержащегося в растворе объемом 1 л, где $c(\frac{1}{2}\text{Na}_2\text{CO}_3) = 0,25$ моль/л.
- 6) Какой объем концентрированной хлороводородной кислоты ($\rho = 1,19$ г/см³) нужно взять для приготовления раствора объемом 2 л, где $c(\text{HCl}) = 2$ моль/л.
- 7) Какой объем раствора гидроксида натрия, где $c(\text{NaOH}) = 0,2$ моль/л, потребуется на взаимодействие с хлоридом железа (III) массой 2,708 г?
- 8) Для нейтрализации раствора кислоты объемом 20 мл, где $c(\text{кислоты}) = 0,1$ моль/л, потребовался раствор щелочи объемом 8 мл. Какова молярная концентрация эквивалента щелочи?
- 9) Для нейтрализации раствора щелочи объемом 30 мл, где $c(\text{щелочи}) = 0,1$ моль/л, потребовался раствор кислоты объемом 12 мл. Вычислите молярную концентрацию эквивалента кислоты.
- 10) На нейтрализацию раствора щелочи объемом 40 мл израсходован раствор кислоты объемом 24 мл, где $c(\text{кислоты}) = 0,5$ моль/л. Определите молярную концентрацию эквивалента.

КОМБИНИРОВАННЫЕ ЗАДАЧИ

- 1) Вычислите массу кислоты, которую можно получить из железного колчедана массой 1 т с массовой долей FeS_2 84%, если предположить, что вся сера расходуется на образование серной кислоты?
- 2) Вычислите объем (н. у.) газообразного аммиака, требуемого для получения нитрата аммония массой 8 т?
- 3) Относительная плотность смеси азота с кислородом по водороду $D_{\text{H}_2} = 15,2$. Вычислите массовую долю (%) каждого компонента смеси.
- 4) При взаимодействии хлорида железа (III) массой 1,458 г с нитратом серебра получился хлорид серебра массой 3,874 г. Вычислите массовую долю (%) элементов в хлориде железа (III).
- 5) Раствором ($\rho = 1,4$ г/см³) с массовой долей NaOH 40% обработали смесь алюминия с оксидом алюминия массой 7,8 г, при этом выделился газ массой 3,36 г. Вычислите массовую долю (%) компонентов смеси и расход раствора гидроксида натрия на реакцию.
- 6) Вычислите массовую долю (%), молярную концентрацию раствора и молярную концентрацию эквивалента сульфата железа (II), полученного растворением $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ массой 2 г в воде объемом 100 мл ($\rho = 1$ г/см³).
- 7) Для удобрения требуется внести азот массой 100 кг, P_2O_5 массой 75 кг и K_2O массой 25 кг на 1 га. Вычислите массы аммонийной селитры, двойного суперфосфата и хлорида калия с массовой долей 94%?
- 8) Кислород каким объемом (н. у.) будет израсходован на сжигание газовой смеси объемом 1 м³. Объемная доля водорода 50% и объемная доля оксида углерода (II) 50%.
- 9) При растворении в хлороводородной кислоте извести массой 5 г, содержащей примеси карбоната кальция, выделился газ объемом 140 мл (н. у.). Вычислите массовую долю (%) карбоната кальция в извести.
- 10) Состав стекла отвечает формуле $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Вычислите массы карбоната натрия, карбоната кальция и оксида кремния (IV), расходуемых на выплавку стекла массой 1 т.

ЛИТЕРАТУРА

1. Абкин Г. Л. Задачи и упражнения по химии. М., Просвещение, 1981.
2. Азизов Н. А., Болдырева Л. В. О решении задач на растворимость солей.— Химия в школе, 1981, № 2.
3. Вивюрский В. Я. Использование алгоритмических предписаний при составлении химических уравнений.— Химия в школе, 1980, № 6.
4. Гаврусейко Н. П. Наш опыт решения расчетных задач.— Химия в школе, 1980, № 4, 5, 6, 1981, № 1.
5. Гайдаржиев И. В. Применение понятия «моль» при решении задач на определение состава смесей.— Химия в школе, 1980, № 3.
6. Гирин В. И., Дрижун И. Л. Наш опыт составления задач.— Химия в школе, 1981, № 1.
7. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии. Изд. 21-е, М., Химия, 1980.
8. Гольдфарб Я. Л., Ходаков Ю. В. и Додонов Ю. Б. Сборник задач и упражнений по химии для средней школы. М., Просвещение, 1982.
9. Иванова Р. Г. Готовимся к работе по усовершенствованной школьной программе.— Химия в школе, 1981, № 2.
10. Иванова Р. Г. Об изучении химии в VII и VIII классах.— Химия в школе, 1981, № 4.
11. Кравцов А. И. О решении некоторых задач с использованием межпредметных связей.— Химия в школе, 1980, № 3.
12. Куренков М. И. К решению задач на определение молекулярных формул углеводородов.— Химия в школе, 1981, № 5.
13. Мамедов В. Решение задач на составление производственных материальных балансов.— Химия в школе, 1980, № 5.
14. Минченков Е. Е. Межпредметные связи неорганической химии и физики.— Химия в школе, 1981, № 2.
15. Мироненко Г. А. Приближенные вычисления в курсе химии.— Химия в школе, 1981, № 1.
16. Соломин Д. М., Федотенко И. Л. Исследование межпредметных связей при изучении растворов в VIII классе.— Химия в школе, 1981, № 1.
17. Стоцкий Р. Л. Методические указания по правильному применению физических величин и их единиц в школьном курсе химии.— Химия в школе, 1980, № 5, 6.
18. Суровцева Р. П., Чурина А. С. Анализ выпускных экзаменов по химии в средних общеобразовательных школах Москвы в 1979 году.— Химия в школе, 1980, № 2.
19. Сушко В. И. Об итогах вступительных экзаменов по химии в вузы.— Химия в школе, 1980, № 2.
20. Титова И. М. Наш опыт формирования у учащихся графических умений.— Химия в школе, 1981, № 1.
21. Усманов З. В. Использование счетно-вычислительной техники при решении задач по химии.— Химия в школе, 1980, № 6.
22. Хазигалиев Р. А. Решение задач по теме «Минеральные удобрения», 1980, № 3.
23. Хомченко Г. П., Цитович И. К. Неорганическая химия. М., Высшая школа, 1978.
24. Цветков Л. А. К характеристике усовершенствованной программы по химии.— Химия в школе, 1981, № 1.
25. Шаповалов Г. Л. Сокращенное решение задач на смешение и разведение растворов.— Химия в школе, 1980, № 1.
26. Шевцов В. Я. Межпредметные связи при решении расчетных задач.— Химия в школе, 1982, № 1.
27. Ярославцева Т. С. Методика изучения темы «Расчеты по химическим формулам и уравнениям».— Химия в школе, 1980, № 4.
28. Ярославцева Т. С. К изучению некоторых вопросов темы «Количественные отношения в химии».— Химия в школе, 1981, № 3.
29. Ярославцева Т. С. К методике решения расчетных типовых задач.— Химия в школе, 1981, № 4.

Таблица 1. Основные физические величины Международной Системы Единиц (СИ)

Физическая величина			Единица	
наименование	размерность	обозначение	наименование	обозначение
Длина	L	l	Метр	м
Масса	M	m	Килограмм	кг
Время	T	t	Секунда	с
Сила электрического тока	I	I	Ампер	А
Термодинамическая температура	Θ	T	Кельвин	К
Количество вещества	N	$n(\nu)$	Моль	моль
Сила света	I	I	Канделла	кд

Таблица 2. Некоторые фундаментальные физические постоянные

Наименование	Обозначение	Числовое значение и выражение в единицах
Постоянная Авогадро	N	$6,022045 \cdot 10^{23}$ моль ⁻¹
Постоянная Фарадея	F	$9,64846 \cdot 10^4$ Кл/моль
Газовая постоянная	R	$8,3144$ Дж/(моль·К)

ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие к четвертому изданию	3
1. ЗНАЧЕНИЕ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ В ШКОЛЬНОМ КУРСЕ ХИМИИ	4
1.1. Требования к расчетным задачам по химии	7
1.2. Некоторые недостатки в использовании расчетов и в методике решения задач	8
1.3. Использование расчетных задач на уроках химии	9
1.4. Значение расчетов в политехническом обучении	13
1.5. Использование в расчетах графического материала и справочников	15
2. МЕТОДЫ РЕШЕНИЯ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ	15
2.1. Решение задач с использованием пропорции	18
2.2. Решение задач методом приведения к единице	20
2.3. Решение задач алгебраическим методом	21
2.4. Решение задач по готовым формулам	24
2.5. Использование графиков и диаграмм при выполнении расчетов	26
2.6. Использование Международной системы единиц (СИ) и государственного стандарта	28
2.7. Использование алгоритмических предписаний	30
2.8. Использование межпредметных связей	32
2.9. Использование счетно-вычислительной техники	33
2.10. Задачи с производственным содержанием	34
3. ЗАДАЧИ В VII КЛАССЕ	40
3.1. Вычисления по формулам	42
3.1.1. Вычисление относительной молекулярной массы веществ по их формулам	43

3.1.2. Вычисление отношения масс атомов элементов в сложном веществе по его формуле	43
3.1.3. Вычисление массовой доли элемента (в процентах) по формулам веществ	44
3.2. Расчеты, связанные с изучением растворов	46
3.2.1. Расчеты по определению массовой доли растворенного вещества (в процентах) или массы растворенного вещества по известной массовой доле его в растворе	47
3.2.2. Расчеты на основе использования графиков растворимости веществ в воде	48
3.2.3. Вычисление массы растворителя и растворенного вещества для приготовления определенной массы раствора с заданной массовой долей (в процентах)	49
3.2.4. Вычисление массы растворенного вещества, содержащегося в определенной массе раствора с известной массовой долей (в процентах)	50
3.2.5. Расчеты, связанные со смешением растворов с известной массовой долей (%) растворимого вещества	51
3.3. Задачи для учащихся VII класса	53
4. ЗАДАЧИ В VIII КЛАССЕ	55
4.1. Расчеты с использованием понятия «моль». Вычисление массы определенного количества вещества	57
4.2. Вычисления по химическим формулам	60
4.3. Вычисления по химическим уравнениям	62
4.3.1. Вычисление по уравнению реакции отношений масс, в которых взаимодействуют и образуются вещества	—
4.3.2. Вычисления по химическим уравнениям масс веществ по известному количеству вещества (одного из вступающих или получающихся в результате реакции)	63
4.3.3. Вычисления по химическим уравнениям объемов газов по известному количеству вещества (одного из вступающих или получающихся в результате реакции)	64
4.3.4. Вычисление массы продукта реакции, когда вещества взяты в виде растворов с известной массовой долей (%) растворенного вещества	—
4.3.5. Расчет по термохимическим уравнениям количества теплоты по известному количеству вещества и массе одного из участвующих в реакции веществ	67
4.4. Вычисление относительной плотности газов по относительной молекулярной массе (или относительной молекулярной массы вещества по относительной плотности его в газообразном состоянии)	70
4.5. Вычисление масс и объемов газов (при нормальных условиях)	72
4.5.1. Вычисление объема газа (н. у.), получающегося при взаимодействии определенных масс исходных веществ	73

4.5.2. Вычисление объема газа, требующегося для получения определенной массы вещества	75
4.5.3. Вычисление объема газа, необходимого для реакции с определенным объемом другого газа	76
4.6. Задачи для учащихся VIII класса	77
5. ЗАДАЧИ В IX КЛАССЕ	82
5.1. Определение массовой доли (%) выхода продукта от теоретически возможного	—
5.2. Расчеты по химическим уравнениям, если одно из исходных веществ дано в избытке	84
5.3. Вычисление массы продукта реакции по известной массе исходного вещества, содержащего определенную массовую долю (%) примесей	87
5.4. Расчеты по формулам веществ, содержащих кристаллизационную воду	89
5.5. Задачи для учащихся IX класса	91
6. ЗАДАЧИ В X КЛАССЕ	95
6.1. Вывод простейшей формулы соединения по массовой доле элементов (в процентах)	—
6.2. Нахождение молекулярной формулы газообразного вещества на основании его относительной плотности и массовой доли элементов (в процентах)	97
6.3. Определение молекулярной формулы вещества по его относительной плотности и массе продуктов сгорания	99
6.4. Задачи для учащихся X класса	100
7. РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ ПРИ ИЗУЧЕНИИ ФАКУЛЬТАТИВНЫХ КУРСОВ И ВНЕКЛАССНОЙ РАБОТЕ	102
7.1. Расчеты, связанные с молярной концентрацией раствора и молярной концентрацией эквивалента	—
7.1.1. Молярная концентрация растворов	—
7.1.2. Молярная концентрация эквивалента	106
7.2. Задачи с использованием стехиометрических схем	113
7.3. Задачи на определение объемной доли (%) компонентов газовой смеси	117
7.4. Задачи для факультативных курсов и внеклассной работы	120
Литература	122
Приложение	124

Игорь Константинович ЦИТОВИЧ
Павел Николаевич ПРОТАСОВ

**МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ
РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ ПО ХИМИИ**

ИБ № 7183

Спецредактор *Т. С. Ярославцева*
Редактор *Г. В. Литвиненко*
Художник
Художественный редактор *А. А. Гладышев*
Технический редактор *М. М. Широкова*
Корректор *А. А. Гусельникова*

Сдано в набор 17.12.82. Подписано к печати 02.09.83. Формат 84×108¹/₃₂.
Бумага типограф. № 2. Гари. литер. Печать высокая. Усл. печ. л. 6,72.
Усл. кр.-отт. 6,93. Уч.-изд. л. 6,18. Тираж 150.000 экз. Заказ № 7928. Цена 15 коп.

Ордена Трудового Красного Знамени издательство «Просвещение»
Государственного комитета РСФСР по делам издательства, полиграфии
и книжной торговли. Москва, 3-й проезд Марьиной рощи, 41.

Областная типография управления издательств полиграфии и книжной
торговли Ивановского облисполкома, 153628, г. Иваново, ул. Типографская, 6.