

Министерство Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий

Академия Государственной противопожарной службы

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И СПЕЦИАЛЬНОЙ ХИМИИ

Допущено Министерством Российской Федерации
по делам гражданской обороны, чрезвычайным ситуациям
и ликвидации последствий стихийных бедствий
в качестве учебного пособия для курсантов, студентов
и слушателей образовательных учреждений МЧС России

Москва
2013

УДК 54+544(075.8)
ББК 24.1+24.6
О-75

Авторы:

В. Я. Аджемян, А. П. Андреев, В. С. Падалкина, С. С. Воевода

Рецензенты:

В. П. Молчанов, начальник научно-технического управления
МЧС России, доктор технических наук;

И. А. Пушкин, заведующий кафедрой химии и материаловедения
Академии гражданской защиты МЧС России, доктор технических наук

Основы общей и специальной химии : учеб. пособие /
О-75 В. Я. Аджемян, А. П. Андреев, В. С. Падалкина и др. – М. :
Академия ГПС МЧС России, 2013. – 220 с.

ISBN 978-5-9229-0074-4

В учебном пособии «Основы общей и специальной химии» представлен теоретический материал, необходимый для усвоения знаний по данному курсу в соответствии с учебной программой.

Пособие включает разделы по общей, неорганической, физической, коллоидной и органической химии. Также представлен раздел по специальной химии – химии огнетушащих веществ, используемых в качестве пожаротушающих средств.

Учебное пособие предназначено для курсантов, студентов и слушателей высших учебных заведений МЧС России.

УДК 54+544(075.8)
ББК 24.1+24.6

ISBN 978-5-9229-0074-4



© Академия Государственной противопожарной
службы МЧС России, 2013

Как приятно знать, что ты что-то узнал.

Ж.-Б. Мольер

Предисловие

В основу данного учебного пособия положен курс лекций по общей и специальной химии, который авторы читают в Академии Государственной противопожарной службы МЧС России. По своему содержанию материал полностью соответствует программе подготовки специалистов в области пожарной безопасности.

Химия является наукой, которая составляет существенную часть большого количества специальностей, относящихся к различным отраслям знаний. Это медицина, сельское хозяйство, металлургия, ракетостроение, пищевые производства и производство полимеров и многие другие родственные им отрасли. В этом перечне в первых рядах стоит также пожарная безопасность страны.

Уместно спросить, почему столь разные отрасли знаний так тесно переплетаются с химией. Дело в том, что по своей природе химия является центральной фундаментальной наукой. Действительно, в любых проявлениях материального мира мы сталкиваемся с веществами и их свойствами. А химия – это наука о составе, строении и свойствах веществ, их превращениях и тех явлениях, которыми сопровождаются реакции, превращающие одни вещества в другие или осуществляющие перегруппировки внутри самого вещества.

О химии нельзя говорить как о едином понятии. Это, как говорят литературные критики, собирательный образ. В это понятие входят: общая, аналитическая, неорганическая, органическая, физическая, коллоидная, радиационная и еще много-много «химий», каждая из которых является самостоятельной серьезной наукой.

В одном, притом весьма ограниченном по объему, учебном пособии невозможно даже приблизительно ознакомить читателя со всем многообразием химических наук. Да это и не требуется. Важно остановиться на тех разделах, которые пригодятся ему в дальнейшей деятельности.

Сотруднику пожарной охраны, если он мыслит себя высококлассным специалистом, химия будет служить тем инструментом, с помощью которого он сможет проникнуть в самые глубокие тайны профессии. Ведь и горение, и способы борьбы с пожарами основаны на химических процессах и превращениях.

Именно поэтому в данном пособии большая роль уделяется не только основным законам химии и основам неорганической и органической химии, но и ряду разделов физической химии (вопросам строения вещества, энергетическим характеристикам химических реакций, вопросам кинетики, теории растворов), основам коллоидной химии и химии огнетушащих веществ.

Основная цель пособия – научить будущих специалистов успешно применять полученные знания в дальнейшей работе. Особое внимание, по нашему мнению, следует обратить на решение практических примеров, как приведенных в пособии в конце каждого раздела, так и собранных в различных задачниках. Следует понимать, что любая химическая задача является, как правило, частицей теоретических или технологических разработок различных проблем. Поэтому к их решению нужно подходить творчески, стараясь избегать штампов. Если вы поймете, что любая задача должна быть решена не только правильно, но и красиво, вы сделаете первый шаг к творческому осмыслению своей будущей профессии.

Авторы надеются, что данное пособие поможет вам в изучении этой трудной, но прекрасной науки – химии.

Введение

Химия – точная наука. Все химические превращения имеют количественную оценку, определяемую путем измерения физических свойств и величин, присущих каждому веществу. Один из выдающихся химиков современности Д. И. Менделеев так определял основную идею любых научных изысканий: «В природе мера и вес суть главные орудия познания. Наука начинается тогда, когда начинают измерять».

Измерения необходимы, поскольку наши органы чувств имеют весьма ограниченные возможности: они позволяют только качественно оценивать наблюдаемые явления. Поэтому мы прибегаем к инструментальным методам, которые расширяют наши чувственные представления и позволяют получать количественные оценки, причем не только свершившихся, но и предполагаемых явлений. Кроме того, измерения позволяют *стандартизировать* величины, а также находить соответствия между результатами, полученными в разных странах различными исследователями.

В соответствии с международным соглашением, принятым в 1960 г., в научной практике и в производстве предпочтение отдается метрической системе единиц и их производным. Эти основные единицы называются *единицами Международной системы* – системы СИ (от франц. Systeme Internationale). Основные единицы этой системы представлены в табл. 1.

Таблица 1

Основные единицы системы СИ

Физическая величина	Наименование единицы	Обозначение
Масса	килограмм	кг
Длина	метр	м
Время	секунда	с
Сила электрического тока	ампер	А
Температура	кельвин	К
Сила света	кандела	кд
Количество вещества	моль	моль

Для указания десятичных кратных или дольных единиц используют множители и приставки, приведенные в табл. 2.

Таблица 2

Некоторые приставки, используемые в метрической системе

Приставка	Обозначение	Значение	Пример
Мега	М	10^6	1 мегаметр (Мм) = $1 \cdot 10^6$ м
Кило	к	10^3	1 километр (км) = $1 \cdot 10^3$ м
Деци	д	10^{-1}	1 дециметр (дм) = 0,1 м
Санتي	с	10^{-2}	1 сантиметр (см) = 0,01 м
Милли	м	10^{-3}	1 миллиметр (мм) = 0,001 м
Микро	мк	10^{-6}	1 микрометр (мкм) = $1 \cdot 10^{-6}$ м
Нано	н	10^{-9}	1 нанометр (нм) = $1 \cdot 10^{-9}$ м
Пико	п	10^{-12}	1 пикометр (пм) = $1 \cdot 10^{-12}$ м

Кратко охарактеризуем некоторые величины.

Плотность вещества определяется как количество массы¹ в единице объема: плотность (ρ) = масса (m)/объем (V). Обычно в химии плотность измеряют в граммах на кубический сантиметр, г/см³.

Масса – мера количества вещества в теле. Масса является мерой инертности покоящегося тела. В системе СИ масса измеряется в килограммах.

Температура. В системе СИ единицей измерения температуры служит кельвин (К), градус шкалы Кельвина. Шкала Кельвина и бытовая шкала температур Цельсия объединяются соотношением: $K = ^\circ C + 273,15$.

Метрическая система – система единиц измерения, основанная на десятичной системе исчисления.

Значащие цифры – цифры численной величины, позволяющие оценить точность измерения; цифры числа, конечная из которых содержит погрешность.

Размерность – единицы, в которых выражена измеренная величина.

Погрешность измерения. Любые измерения характеризуются некоторой погрешностью. Величина погрешности зависит от точности измерительной системы и опыта экспериментатора. Например, при взвешивании на технических весах некоторого предмета получено значение 2,6 г. На таких весах определить массу тела можно только с точностью до 0,1 г. Поэтому можно говорить об определении массы как $(2,6 \pm 0,1)$ г, где величина $\pm 0,1$ является точностью измерения. Указание точности определения величины есть необходимое условие любых грамотных измерений.

Если мы взвесим тот же предмет на аналитических весах, то точность определения массы существенно возрастет: 2,6107 г. В этом случае полученные данные можно представить в виде $(2,6107 \pm 0,0001)$ г. Часто знак \pm и следующие за ним цифры опускают, считая, что в последней цифре записи результата измерения содержится погрешность, по крайней мере, в одну единицу. Другими словами, результат записывают так, чтобы погрешность содержала только последняя цифра. Все цифры записи результата измерения, включая и сомнительную (последнюю), называются *значащими*². В первом примере число 2,6 содержит две значащие цифры, во втором примере число 2,6107 – пять значащих цифр.

При определении числа значащих цифр следует пользоваться правилами:

1. Все ненулевые цифры являются значащими: число 446 состоит из трех значащих цифр, а 0,11 – из двух.

¹ Нередко массу отождествляют с весом. Масса – это мера количества вещества в объекте, а его вес зависит не только от массы, но и от силы тяжести. В земных условиях, где сила тяжести постоянна, масса и вес – понятия идентичные. Но, например, в космическом пространстве, где гравитационные силы ничтожны, вес тела практически равен нулю, а масса – неизменна, как и на Земле.

² Любые вычисления проводятся в определенных единицах, наиболее общеупотребимой является метрическая система.

2. Нули, стоящие между ненулевыми цифрами, относятся к значащим цифрам. Так, число 1095 выражено четырьмя значащими цифрами, а 2,08 г – тремя значащими цифрами.

3. Нули, стоящие слева от первой ненулевой цифры, не относятся к значащим цифрам, а только указывают положение десятичной запятой: 0,09 – одна значащая цифра, 0,0077 – две.

4. Если число оканчивается нулями, стоящими после десятичной запятой, они относятся к значащим цифрам. Число 0,00870 имеет три значащие цифры, а число 9,0 – две.

5. Если число оканчивается нулями, но они не стоят справа от десятичной запятой, т. е. имеется целое число, то нули могут относиться или не относиться к значащим цифрам. Число 67 800 может иметь три, четыре или даже пять значащих цифр. Чтобы разобраться в количестве значащих цифр таких чисел, пользуются степенной записью.

Степенная запись численных величин позволяет точно указать число значимых цифр. В приведенном выше примере возможны следующие виды записи: $6,78 \cdot 10^4$ – три значащие цифры; $6,780 \cdot 10^4$ – четыре значащие цифры; $6,7800 \cdot 10^4$ – пять значащих цифр. Два последних примера иллюстрируют правило 4. Следует учитывать, что показатель степени не влияет на количество значащих цифр. Например, даже $6,780 \cdot 10^{23}$ имеет только четыре значащие цифры.

Если производятся расчеты, то точность результата ограничивается наименее точным из чисел, участвующих в расчетах. При умножении и делении результат не должен содержать больше значащих чисел, чем число с наименьшим их количеством. В случае, когда результат расчета содержит больше значащих чисел, его следует округлить.

Например, площадь прямоугольника со сторонами 6,221 и 5,2 см, тогда следует записать: площадь равна $6,221 \cdot 5,2 = 32,3492 \text{ см}^2 \approx 32 \text{ см}^2$. Результат округляется до числа с двумя значащими цифрами, т. е. 32 см^2 , так как сторона 5,2 см имеет только две значащие цифры.

Правила округления:

1. Если самая левая из отбрасываемых цифр больше 5, предыдущую цифру увеличивают на единицу. Например, 2,456 округляют до 2,46.

2. Если самая левая из отбрасываемых цифр меньше 5, предыдущую цифру оставляют без изменений.

3. Если самая левая из отбрасываемых цифр равна пяти, то четную предыдущую цифру не изменяют, а нечетную – увеличивают на единицу. Так, 2,078 округляют до 2,08, а 2,067 – до 2,06.

Правила округления при сложении и вычитании несколько отличаются от правил, принятых при умножении и делении. Результаты сложения и вычитания должны содержать столько знаков после десятичной запятой,

сколько их содержится в числе с наименьшим количеством знаков после десятичной запятой. Например, при сложении чисел 20,4; 1,322 и 83 сумма округляется до целого числа 105, так как у одного из слагаемых нет значащих цифр после запятой.

При расчетах на калькуляторах не следует забывать о значащих цифрах. Так, если производится деление числа 6,333 на число 6,9, то получается 0,917826, а результат может быть только 0,92.

Численная величина, полученная в результате измерений или расчетным путем, будет иметь смысл только в том случае, если будет указано, в каких единицах она определена, т. е. если будет известна ее размерность. Единицы размерности рассматриваются как алгебраические величины. Их можно вводить в вычисления, и тогда результат покажет, насколько верно произведен расчет. Рассмотрим следующий пример.

Плотность ртути (ρ) равна 13,6 г/см³. Выразите ее в основных единицах системы СИ, кг/м³:

$$\rho = 13,6 \text{ г/см}^3 = \frac{13,6 \text{ г}}{1 \text{ см}^3} = \frac{13,6 \cdot 10^{-3} \text{ кг}}{1 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3} = 1,36 \cdot 10^4 \text{ кг/м}^3.$$

Теперь, после ознакомления с правилами определения различных химических величин, перейдем к изложению основных положений общей химии и рассмотрим некоторые аспекты специальной химии.

Раздел I. ОБЩАЯ ХИМИЯ

Глава 1. Основные понятия и законы химии

1.1. Основные понятия химии

Химия – наука, изучающая строение, свойства и главным образом взаимные превращения веществ, происходящие в результате их взаимодействия при изменении внешних условий: нагревании, растворении и т. п.

Химическая реакция – процесс, в результате которого из одних веществ образуются другие. Химическая реакция – основное понятие химии, поскольку строение и свойства веществ интересуют химика только в части их влияния на направление, скорость и особенности протекания химических превращений.

Синонимом понятия «химическая реакция» является понятие «химическое явление».

Вещество – материя, имеющая массу покоя.

Чистые, или индивидуальные, вещества – вещества, состоящие из одинаковых структурных единиц: атомов, молекул, элементарных ячеек кристаллической решетки – и имеющие определенные собственные свойства. Химическая термодинамика утверждает, что для получения абсолютно чистого вещества требуется бесконечное количество энергии, поэтому абсолютно чистых веществ не существует. Чистыми можно считать вещества, содержащие такое минимальное количество примесей, которое не способно заметно влиять на свойства.

Смеси – системы, состоящие из нескольких веществ, не изменяющих своих физических и химических свойств в результате смешивания. Простым критерием, позволяющим заключить, что данное вещество – смесь, является возможность разделения его на составляющие индивидуальные вещества сравнительно простыми способами: механическими, фильтрованием, перегонкой и т. п.

Система – вещество или совокупность веществ, ограниченные поверхностью раздела. Различают *гомогенные* и *гетерогенные* системы. *Гомогенной* называется система, состоящая из одной фазы, *гетерогенной* – система, состоящая из нескольких фаз. *Фаза* – часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства изменяются скачкообразно.

Химический элемент – совокупность атомов, имеющих одинаковый заряд ядра. В таблице элементов Д. И. Менделеева элемент располагается под порядковым номером, который равен числу протонов и, следовательно, заряду ядра. Число нейтронов может отличаться от числа протонов. Элементы, различающиеся по числу нейтронов и, следовательно, по атомной массе, называются *изотопами*. Не следует смешивать такие понятия, как *элемент* и *простое вещество*.

Простое вещество – вещество, образованное атомами одного химического элемента. Например, кислород O_2 и озон O_3 , графит и алмаз, модификации железа или серы и т. п.

Сложное вещество – вещество, структурные единицы которого (молекулы или элементарные ячейки кристаллической решетки) содержат атомы различных элементов. Например, сложными веществами являются вода H_2O , пероксид водорода H_2O_2 , оксиды, кислоты, основания и т. п. В качестве единицы такого вещества для ковалентных соединений рассматривается молекула, для ионных соединений – кристаллическая решетка (ее элементы).

Атом – наименьшая неделимая химическими средствами частица химического элемента. Состоит из *элементарных частиц*, из которых для химика представляют интерес *протон*, *нейтрон*, составляющие ядро, и *электрон*. При химических превращениях в атоме изменяется положение и, возможно, число электронов. Превращение атомов друг в друга возможно только в результате изменения числа протонов за счет *ядерных реакций*, которыми химия не занимается.

Атомы обозначаются химическими символами элементов. При необходимости левым нижним индексом указывают атомный номер (заряд ядра – количество протонов), левым верхним – массовое число, т. е. общее число протонов и нейтронов (нуклонов): ${}^{12}_6C$.

Атомная единица массы (а. е. м.) – относительная величина, составляющая 1/12 часть массы нуклида ${}^{12}C$. Поэтому а. е. м. часто называют *углеродной единицей* (у. е.).

Атомная масса химического элемента. Обозначается A_r (индекс r – первая буква английского слова relative – относительный); равна отношению средней массы атома естественного изотопного состава элемента к 1/12 массы атома углерода ${}^{12}C$. Например, атомная масса водорода и кислорода вычисляется следующим образом:

$$A_r(H) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{\frac{1}{12} 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 1,0079;$$

$$A_r(O) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{\frac{1}{12} 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 15,994,$$

где $1,674 \cdot 10^{-27}$ – масса атома водорода; $2,667 \cdot 10^{-26}$ – масса атома кислорода; $1,993 \cdot 10^{-26}$ – масса атома углерода ${}^{12}C$.

Молекулярная масса химического вещества (обозначается M_r) – масса молекулы вещества, выраженная в а. е. м. Для веществ, не состоящих из молекул, говорят о «формульной массе», под которой понимают сумму масс атомов химических элементов, составляющих химическую формулу вещества.

Протон (p^+) – элементарная частица, имеющая единичный, т. е. наименьший по абсолютной величине, положительный заряд, массу покоя $1,67265 \cdot 10^{-24}$ г (1,00728 а. е. м.). Протон в свободном состоянии стабилен, но в составе некоторых ядер может превращаться в нейтрон (n) с одновременным выделением позитрона (e^+) и захватом электрона (e^-) (по реакциям $p^+ = n + e^+$ или $p^+ + e^- = n$, соответственно).

Нейтрон – элементарная частица, не имеющая электрического заряда. Масса покоя равна $1,67495 \cdot 10^{-24}$ г (1,00867 а. е. м.). В свободном состоянии распадается на протон, электрон и нейтрино (ν) по реакции $n = p^+ + e^- + \nu$, но в составе многих ядер устойчив.

Электрон – элементарная частица, имеющая единичный, т. е. неделимый далее, отрицательный заряд, равный по модулю заряду протона. Масса электрона равна $0,910558 \cdot 10^{-27}$ г (1/1836,1 массы протона).

Атомный номер равен числу Z протонов в атомном ядре.

Массовое число A равно сумме числа протонов (Z) и нейтронов (N) в атомном ядре: $A = Z + N$.

Нуклид – разновидность атомных ядер с определенным числом протонов и нейтронов.

Изотопы – атомы, имеющие одинаковый заряд ядра и, следовательно, одинаковое число протонов, но электронное строение и близкие химические свойства различаются по количеству нейтронов и, следовательно, по массе. Так, углерод имеет изотопы: ^{12}C (6 протонов и 6 нейтронов, стабильный), ^{13}C (6 протонов и 7 нейтронов, стабильный) и ^{14}C (6 протонов и 8 нейтронов, радиоактивный).

Для водорода известны следующие изотопы: ^1H – протий, ^2H – дейтерий (оба стабильные) и ^3H тритий – радиоактивный.

Молекула (от лат. moles – масса) – наименьшая частица вещества, определяющая его состав и свойства. Вещества – не обязательно молекулярные образования. Ряд веществ в твердом и жидком состоянии имеют не молекулярную, а ионную структуру (большинство солей). Существуют вещества атомного строения (инертные газы, модификации углерода). У веществ немолекулярного строения носителями свойств служат совокупности частиц, их образующих.

Моль – единица количества вещества. Моль равен количеству вещества системы, содержащей столько же структурных единиц, сколько содержится атомов в углероде-12 (^{12}C) массой 0,012 кг (точно). Структурными единицами могут быть атомы, молекулы, ионы, электроны, другие частицы и их объединения. В 0,012 кг углерода-12 содержится $6,022 \cdot 10^{23}$ атомов. Это число $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$ называется постоянной Авогадро. Постоянную Авогадро можно рассчитать: масса атома углерода ^{12}C равна $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг; масса 1 моля углерода ^{12}C – 0,012 кг.

$$N_A = \frac{0,012\text{кг}}{1,993 \cdot 10^{-26}} \frac{\text{моль}}{\text{кг}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/моль.} \quad (1.1)$$

По определению, *моль* – это количество вещества, содержащее $6,022 \cdot 10^{23}$ единиц своих структурных элементов. Например, 1 моль кислорода O_2 содержит $6,022 \cdot 10^{23}$ молекул и $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}$ атомов.

Молярная масса – масса 1 моля вещества (M , г/моль, кг/моль) численно равна молекулярной массе ($M_r(O_2) = 32$ а. е. м. и $M(O_2) = 32$ г/моль). Понятие *молярная масса* относится не только к веществам, состоящим из молекул, но и к количеству вещества, содержащего N_A указанных структурных единиц. Масса и количество вещества – разные понятия. Масса (m) выражается в килограммах, количество вещества (n) – в молях, а молярная масса (M) – в г/моль. Связь между ними выражается следующими соотношениями:

$$m = nM; \quad n = \frac{m}{M}; \quad M = \frac{m}{n}. \quad (1.2)$$

Молярный объем – объем 1 моля вещества (V_M , см³/моль, для газообразных веществ – л/моль).

1.2. Стехиометрические законы

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные соотношения между реагирующими веществами. Основу стехиометрии составляют *стехиометрические законы*.

Закон сохранения массы веществ. Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате данной реакции.

Закон постоянства состава. Всякое чистое вещество молекулярного строения, независимо от способа его получения, всегда имеет постоянный количественный и качественный состав. Для образования 44 г сульфида железа(II) соединяются 16 г серы и 28 г железа. Любое изменение в количестве исходных веществ не приведет к изменению массового соотношения между компонентами сульфида: 16 г серы могут соединиться только с 28 г железа, а 32 г серы – с 56 г железа и т. д. (соотношение S:Fe = 16:32 = 4:7). Эти закономерности определяются законом Пруста. Элементы соединяются в постоянных массовых отношениях.

Следствие: количество элемента в граммах, соединяющееся с 1 г водорода, называется *химическим эквивалентом* или *эквивалентом* соответствующего элемента. Если элемент не соединяется с водородом, но соединяется с кислородом, эквивалентом называется количество соответствующего элемента в граммах, которое соединяется с 8 г кислорода. Следовательно, *эквивалент выражает то количество элемента в граммах, которое соединяется с 1 г водорода или 8 г кислорода*.

Закон эквивалентов. Вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам.

Эквивалентная масса – количество вещества, взаимодействующее с одним молем атомов водорода или вытесняющее такое его количество в результате химической реакции.

Эквивалентные массы элементов и сложных химических соединений определяются в соответствии с данными формулами:

$$\begin{aligned} \mathcal{E}_{\text{эл}} &= \frac{A_{\text{эл}}}{V}, \\ \mathcal{E}_{\text{кислоты}} &= \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность}}, \\ \mathcal{E}_{\text{осн}} &= \frac{M_{\text{осн}}}{\text{кислотность}}, \\ \mathcal{E}_{\text{соли}} &= \frac{M_{\text{соли}}}{\text{кВ}}, \\ \mathcal{E}_{\text{оксид}} &= \frac{M_{\text{оксида}}}{\text{к}_1\text{В}}, \end{aligned} \quad (1.3)$$

где $A_{\text{эл}}$ – молярная масса атомов элемента; V – валентность; M – молярные массы соответствующих соединений; к – количество атомов металла в соли; к_1 – количество атомов элемента (не кислорода) в оксиде.

Эквивалентная масса в окислительно-восстановительной реакции равна его молярной массе, деленной на количество принятых или отданных электронов (табл. 1.1).

Таблица 1.1

Соотношения между молярной и эквивалентной массами

Реагент	Продукт	Тип реакции	Масса 1 моля реагента, г	Масса 1 моля эквивалента, г
KMnO_4	Mn^{2+}	Восстановление ($5e^-$)	158	$158:5 = 31,6$
KMnO_4	MnO_2	Восстановление ($3e^-$)	153	$158:3 = 52,7$
$\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$	CO_2	Окисление ($2e^-$)	134	$134:2 = 67$
H_2SO_4	SO_4^{2-}	Кислота (2H^+)	98	$98:2 = 49$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Al^{3+}	Основание (3OH^-)	78	$78:3 = 26$

Математическое выражение закона эквивалентов:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2} = \frac{V_1}{V_2} = \frac{\mathcal{E}_{V_1}}{\mathcal{E}_{V_2}}, \quad (1.4)$$

где m и V – массы и объемы (для газов) двух веществ; \mathcal{E} – их массовые или объемные эквиваленты.

Закон кратных отношений. Если два элемента образуют между собой несколько соединений, то массовые количества одного элемента, соединяющиеся с одним и тем же массовым количеством другого элемента, относятся между собой, как небольшие целые числа. В качестве примера рассмотрим оксиды азота: N_2O , NO , NO_2 . В этих соединениях на каждые 14 г азота приходится 8; 16 и 32 г кислорода, соответственно, или их соотношения 1:2:4.

Закон Авогадро. При одинаковых условиях (P , T) в равных объемах разных газов содержится одинаковое число молекул.

Следствие 1: при нормальных условиях ($P = 101325$ Па, $T = 273$ К) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л.

Следствие 2: плотности газов (ρ , г/л) пропорциональны их молярным массам. Поэтому, например, для водорода и кислорода $\rho(O_2)/\rho(H_2) = M(O_2)/M(H_2) = 32/2 = 16$. Отношение плотностей двух газов называется *относительной плотностью* первого газа по второму.

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}, \quad (1.5)$$

где m_1 и m_2 – массы равных объемов двух различных газов; M_1 и M_2 – их молярные массы. В приведенном примере относительная плотность кислорода по водороду $D_{H_2}(O_2) = 16$. Относительную плотность газов чаще всего определяют по водороду или по воздуху $M = 29 D_{\text{возд}}$, г/моль.

Следствие 3: отношение объемов газов, вступающих в реакцию, равно отношению коэффициентов в уравнении реакции (закон объемных отношений Гей-Люссака).

Закон простых объемных отношений. Объемы вступающих в реакцию газов относятся друг к другу, а также к объемам получаемых газообразных продуктов, как небольшие целые числа.

Поскольку фиксированный объем одного моля газа определен для условий далеких от реальных, необходимо установить соотношение между основными параметрами состояния вещества: давлением, температурой – и связать с ними объем газообразных веществ.

Газовые законы.

Уравнение состояния идеальных газов или уравнение Менделеева – Клайперона

$$PV = nRT \quad (1.6)$$

связывает между собой основные параметры, характеризующие газообразные вещества: P – давление, кг/см²; V – объем, м³; n – молярное количество газа; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К); T – температура, К.

Данный закон выведен на основании ряда эмпирических законов:

Закон Бойля – Мариотта (n и T постоянные). При постоянной температуре объем данного количества газа обратно пропорционален давлению, под которым находится:

$$PV = \text{const}; \quad V = \frac{\text{const}}{P}; \quad P_0V_0 = P_1V_1 = \dots = P_nV_n. \quad (1.7)$$

Закон Гей-Люссака (n и P постоянные). При постоянном давлении изменение объема газа прямо пропорционально температуре:

$$V = \left(\frac{nR}{P}\right)T = \text{const} \cdot T; \quad \frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1} = \dots = \frac{V_n}{T_n}. \quad (1.8)$$

Закон Шарля (n и V постоянные):

$$P = \left(\frac{nR}{V}\right)T = \text{const} \cdot T; \quad \frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} = \dots = \frac{P_n}{T_n}. \quad (1.9)$$

Закон парциальных давлений Дальтона (T и V постоянные):

$$P = \left(\frac{RT}{V}\right)n = \text{const} \cdot n. \quad (1.10)$$

Полное давление смеси газов, не вступающих друг с другом в химическое взаимодействие, равно сумме парциальных давлений ее составных частей: $P = p_1 + p_2 + \dots + p_n$, где $p_1 = n_1P$, $p_2 = n_2P$, ..., $p_n = n_nP$, а $n = n_1 + n_2 + \dots + n_n$. Тогда

$$P_{\text{полн}} = \frac{RT}{V}(n_1 + n_2 + \dots + n_n). \quad (1.11)$$

Объединенный газовый закон Клайперона:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1},$$

где P_0 , V_0 , T_0 – давление, объем и температура при нормальных условиях ($P_0 = 101325$ Па, $T_0 = 273$ К).

Если известно количество газа (n) или его масса (m), то используют уравнение Менделеева – Клайперона: $PV = nRT$.

Это уравнение связывает между собой основные параметры, характеризующие газообразные вещества: P – давление, кг/см²; V – объем, м³; n – молярное количество газа; R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/(моль·К); T – температура, К.

Представим, что $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{P_1V_1}{T_1} = \text{const}$, где $P_0 = 101325$ Па; $T_0 = 273$ К;
 $V_0 = 22,4 \cdot 10^{-3}$ м³.

Подставив указанные величины в данное соотношение, получим значение этой const:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{101325 \cdot 22,4 \cdot 10^{-3}}{273} = 8,314 \text{ Па} \cdot \text{м}^3 / (\text{моль} \cdot \text{К}) = 8,314 \text{ Дж} / (\text{моль} \cdot \text{К}).$$

Заменив $\frac{P_0V_0}{T_0}$ на R и перейдя от одного моля вещества к любому количеству вещества n , получим уравнение: $PV = nRT$.

Подставив в это уравнение значение моль $n = \frac{m}{M}$, где m – масса газа, M – молярная масса, получим следующее соотношение:

$$PV = \frac{m}{M} RT.$$

Стехиометрические законы – основа химии как науки. Знание этих законов и умение ими пользоваться служит фундаментом в изучении химии. Благодаря им мы имеем представление об атоме как о минимальной химически неделимой частице вещества и о молекуле как о наименьшей частице, обладающей всеми свойствами вещества. Понятие *моль* позволяет нам узнать, что многие свойства веществ определяются не одной частицей – молекулой, а объединением большого числа этих частиц. Из этого следует, что нельзя говорить о температуре одной молекулы, ее теплоемкости, плотности, цвете и т. п.

1.3. Основные типы задач и способы их решения

Задача 1. Какие из приведенных ниже веществ являются соединениями, а какие элементами: H_2O , CO_2 , CO , H_2O_2 , O_2 , O , H , CH_4 , C_2H_4 ? Следует написать соответствующие формулы и назвать вещества.

Решение. К соединениям относятся: H_2O (вода), CO_2 (диоксид углерода), CO (монооксид углерода), H_2O_2 (пероксид водорода), CH_4 (метан), C_2H_4 (этилен). К элементам относятся O (кислород), H (водород).

Задача 2. Соединение содержит 82,64 % углерода и 17,36 % водорода. Плотность его по водороду D_{H_2} 28,8. Следует найти истинную формулу соединения.

Решение. Атомные массы углерода и водорода 12 и 1,008, соответственно. Исходя из этого:

$$\frac{17,36}{1,008} : \frac{82,64}{12} = 17,2 : 6,88 = 2,5 : 1 = 5 : 2.$$

Простейшая формула отвечает составу C_2H_5 . Молекулярная масса соединения $M_x = 2,016 D_{H_2} = 2,016 \cdot 28,8 \approx 58$. Следовательно, истинная формула соединения C_4H_{10} (бутан).

Задача 3. Определить общее давление смеси 1,5 л азота и 4,5 л углекислого газа, первоначальное давление которых составляло 105,5 и 96,0 кПа, соответственно.

Решение. Общий объем смеси составляет 6 л. Объемные доли азота и углекислого газа соответственно равны 1,5/6 и 4,5/6. Парциальные давления:

$$p_{N_2} = \frac{1,5 \cdot 105,5}{6} = 21,1 \text{ кПа};$$

$$p_{CO_2} = \frac{4,5 \cdot 96,0}{6} = 72,0 \text{ кПа}.$$

Полное давление равно сумме давлений компонентов:

$$P = p_{N_2} + p_{CO_2} = 21,1 + 72,0 = 93,1 \text{ кПа}.$$

Задача 4. При сжигании 2,28 г металла было получено 3,78 г его оксида. Определить эквивалент металла.

Решение. Находим массу кислорода, пошедшего на образование оксида: $3,78 - 2,28 = 1,5$ г. Эквивалент кислорода известен – 8 г/моль. Отсюда, согласно закону эквивалентов,

$$\frac{2,28}{1,5} = \frac{\mathcal{E}_{\text{мет}}}{8}, \text{ откуда } \mathcal{E}_{\text{мет}} = \frac{2,28 \cdot 8}{1,5} = 12,16 \text{ г/моль}.$$

Задача 5. Вычислить массу 1,8 л H_2S , если объем газа измерен при $17^\circ C$ и 98,64 кПа.

Решение. Объем сероводорода, приведенный к нормальным условиям, составляет:

$$V_0 = \frac{1,8 \cdot 273 \cdot 98,64}{290 \cdot 101,3}.$$

Масса 22,4 л H_2S составляет 34,08 г.

Масса V_0 , л, H_2S составляет x , г:

$$x = \frac{34,08 \cdot 1,8 \cdot 273 \cdot 98,64}{290 \cdot 101,3 \cdot 22,4} = 2,51 \text{ г}.$$

Оглавление

Предисловие	3
Введение.....	5
Раздел I. Общая химия.....	9
Глава 1. Основные понятия и законы химии.....	9
1.1. Основные понятия химии.....	9
1.2. Стехиометрические законы.....	12
1.3. Основные типы задач и способы их решения	16
Глава 2. Энергетика химических процессов.....	18
2.1. Тепловой эффект химических реакций.....	18
2.2. Энтропия	27
2.3. Критерии протекания самопроизвольных процессов.....	30
2.4. Теплотворная способность топлив и продуктов питания	35
2.5. Основные типы задач и способы их решения	36
Глава 3. Строение атома	38
Глава 4. Химическая связь	46
4.1. Внутримолекулярные химические связи	46
4.2. Молекулярные орбитали	63
4.3. Межмолекулярные химические связи	72
Глава 5. Агрегатное состояние вещества. Фазовые равновесия	78
Глава 6. Окислительно-восстановительные реакции	85
6.1. Понятие о степени окисления	85
6.2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	88
6.3. Типы окислительно-восстановительных реакций	93
6.4. Электродные потенциалы – мера окислительно-восстановительной способности веществ	95
Глава 7. Химическая кинетика.....	100
7.1. Зависимость скорости реакции от концентрации	101
7.2. Зависимость скорости реакции от температуры	105
7.3. Простые и сложные реакции.....	107
7.4. Химическое равновесие.....	114
7.5. Катализ	116
7.6. Основные типы задач и способы их решения	121
Глава 8. Растворы	123
8.1. Процесс растворения	125
8.1.1. Зависимость растворимости газов от давления	131
8.1.2. Влияние температуры.....	132
8.2. Коллигативные свойства растворов	132
8.2.1. Понижение давления насыщенного пара растворителя.....	133
8.2.2. Температуры кипения и затвердевания растворов	140
8.2.3. Осмос.....	144
8.3. Растворы электролитов.....	146
8.3.1. Основы электролитической диссоциации	146

8.4. Ионные равновесия и обменные реакции в растворах электролитов.....	153
8.4.1. Равновесия в растворах слабых электролитов	154
8.4.2. Растворы сильных электролитов	157
8.4.3. Диссоциация воды и водородный показатель раствора.....	159
8.4.4. Равновесия в растворах электролитов. Произведение растворимости (ПР)	162
8.5. Гидролиз	163
8.6. Типичные задачи и способы их решения	168
Раздел II. Основы неорганической и органической химии.....	170
Глава 9. Основные понятия неорганической химии.....	170
9.1. Неорганические оксиды	170
9.2. Гидриды	173
9.3. Галогенводороды	174
9.4. Кислоты, основания и амфотерные соединения	176
9.5. Соли.....	182
Глава 10. Основы органической химии	185
10.1. Классификация органических соединений.....	187
10.2. Номенклатура органических соединений. Основные положения.....	192
10.3. Основные типы химических реакций	195
Раздел III. Основы специальной химии	204
Глава 11. Химия огнетушащих веществ	204
11.1. Вода и водные растворы смачивателей	204
11.2. Огнетушащие порошки	209
11.3. Парогазовые огнетушащие вещества.....	212
Приложение. Задачи для самостоятельного решения	214
Литература	217

Учебное издание

АДЖЕМЯН Владимир Яковлевич
АНДРЕЕВ Александр Петрович
ПАДАЛКИНА Валентина Стефановна
ВОЕВОДА Сергей Семенович

ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И СПЕЦИАЛЬНОЙ ХИМИИ

Учебное пособие

Редактор *Е. В. Ермакова*
Технический редактор *Е. А. Пушкина*
Корректор *Н. В. Федькова*

Подписано в печать 14.05.2013. Формат 60×90 1/16.

Печ. л. 13,75. Уч.-изд. л. 10.

Бумага офсетная. Тираж 400 экз. Заказ 252

Академия ГПС МЧС России
129366, Москва, ул. Бориса Галушкина, 4