

№ 411

М.Н. Тер-Акопян  
В.Г. Лобанова  
О.М. Балашова  
Ю.В. Соколова

# **Общая химия**

Учебно-методическое пособие

**№ 411**

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РФ

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ «МИСиС»

Кафедра общей и неорганической химии

М.Н. Тер-Акопян

В.Г. Лобанова

О.М. Балашова

Ю.В. Соколова

## **Общая химия**

Учебно-методическое пособие

Под редакцией профессора В.И. Деляна

Рекомендовано редакционно-издательским  
советом университета



Москва 2012

УДК 54  
О-13

Рецензент  
проф. *В.В. Левина*

**Общая химия** : учеб.-метод. пособие / М.Н. Тер-Акопян,  
О-13 В.Г. Лобанова, О.М. Балашова, Ю.В. Соколова. – М. : Изд.  
Дом МИСиС, 2012. – 135 с.  
ISBN 978-5-87623-580-0

Пособие содержит теоретический материал по основным разделам курса общей химии, справочные таблицы, примеры решения задач, рекомендации по подготовке к защитах лабораторных работ.

Предназначено для студентов первого курса всех специальностей.

**УДК 54**

**ISBN 978-5-87623-580-0**

© М.Н. Тер-Акопян,  
В.Г. Лобанова,  
О.М. Балашова,  
Ю.В. Соколова, 2012

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	5
Условные обозначения.....	7
Глава 1. Стехиометрия.....	8
1.1. Как решать задачи по стехиометрии.....	8
1.2. Закон эквивалентов.....	19
1.3. Пояснения к лабораторной работе «Определение молярной массы эквивалента металла».....	24
1.4. Вариант программированного контроля по теме «Стехиометрические расчеты».....	25
1.5. Примеры вопросов к защите лабораторной работы.....	27
Глава 2. Термохимия.....	29
2.1. Как решать задачи по термохимии.....	30
2.2. Пояснения к лабораторной работе «Определение энтальпии реакции».....	40
2.3. Вариант программированного контроля по теме «Термохимия».....	40
2.4. Примеры вопросов к защите лабораторной работы.....	44
Глава 3. Химическая кинетика и равновесие.....	46
3.1. Как решать задачи по теме «Химическая кинетика и равновесие».....	46
3.2. Пояснения к лабораторной работе «Скорость химической реакции и равновесие».....	54
3.3. Вариант программированного контроля по теме «Скорость реакции».....	55
3.4. Примеры вопросов к защите лабораторной работы.....	57
Глава 4. Общие свойства растворов.....	59
4.1. Как решать задачи по теме «Растворы».....	60
4.2. Вариант программированного контроля по теме «Общие свойства растворов».....	71
Глава 5. Растворы электролитов.....	74
5.1. Как решать задачи по теме «Растворы электролитов».....	74
5.2. Гидролиз солей.....	80
5.3. Пояснения к лабораторной работе «Приготовление растворов и определение их концентрации. Определение степени и константы диссоциации электролита».....	83
5.4. Вариант программированного контроля по теме «Степень и константа диссоциации».....	84

5.5. Примеры вопросов к защите лабораторной работы.....	87
Глава 6. Строение атома .....	88
6.1. Периодическая система элементов в свете теории строения атома .....	88
6.2. Вариант программированного контроля по теме «Строение атома» .....	99
Глава 7. Окислительно-восстановительные реакции .....	101
7.1. Основы окислительно-восстановительных процессов .....	101
7.2. Пояснения к лабораторной работе «Изучение окислительно-восстановительных реакций» .....	106
7.3. Вариант программированного контроля по теме «Окислительно-восстановительные реакции» .....	107
7.4. Примеры вопросов к защите лабораторной работы.....	109
Глава 8. Элементы VIA подгруппы .....	110
8.1. Свойства простых веществ и соединений халькогенов .....	111
8.2. Пояснения к лабораторной работе «Изучение свойств халькогенов» .....	113
8.3. Вариант программированного контроля по теме «Элементы VIA подгруппы» .....	114
8.4. Примеры вопросов к защите лабораторной работы.....	116
Ответы и пояснения к некоторым вопросам к защите лабораторных работ .....	117
Библиографический список .....	121
Приложения .....	123

## Предисловие

Учебное пособие написано в соответствии с программой курса общей химии для студентов всех специальностей НИТУ «МИСиС».

Последовательность изложения материала в пособии соответствует последовательности теоретического и практического освоения студентами курса общей химии в течение семестра. Студенты прорабатывают тему по лекциям, учебнику, решают задачи домашнего задания, выполняют и защищают лабораторную работу. Защита включает проверку знаний в письменной форме и ответы на вопросы преподавателя в ходе устной беседы. В соответствии с этим каждая глава учебного пособия начинается с основных положений теории и с методики решения задач. Затем следует краткое описание существа лабораторной работы (это касается всех глав, кроме гл. 4 и 6); даются рекомендации по анализу экспериментальных данных. После этого приведен демонстрационный вариант программированного контроля по данной теме из пяти задач с ответами и решениями (преподаватель вправе использовать и другой тип письменного контроля). Предлагаются также примеры вопросов и заданий к защите лабораторной работы (ответы и пояснения к некоторым из них даны в конце пособия).

В гл. 1–5 значительное внимание уделено методике решения задач. Глава 1, посвященная стехиометрическим расчетам, содержит раздел «Закон эквивалентов», в котором рассмотрено понятие «эквивалент» в его современном истолковании, что связано с неоднозначностью трактовки этого понятия в различных учебных изданиях. В гл. 5 в отдельный раздел вынесена тема «Гидролиз солей». В гл. 6–8 существенную роль играет рассмотрение теории.

При подготовке данного учебного пособия принимались во внимание подходы к рассмотрению основных разделов курса общей и неорганической химии, изложенные в учебниках для химических и для нехимических вузов [1–11].

Приложения содержат полезные справочные данные, а также служат учебным целям. В качестве источников значений физико-химических величин, приведенных в тексте и приложениях, служили справочные издания [12–15, 17]. Выбор условных обозначений физических величин выполнен с учетом рекомендаций ИЮПАК [16, 18].

Настоящее пособие отражает методику преподавания, сложившуюся на кафедре общей и неорганической химии НИТУ «МИСиС», и личный

многолетний опыт чтения лекций и проведения лабораторно-практических занятий каждого из авторов пособия. Главы 1 и 2 написаны канд. хим. наук М.Н. Тер-Акопян, гл. 3 и 4 – канд. хим. наук В.Г. Лобановой, гл. 5 и 6 – канд. техн. наук О.М. Балашовой, гл. 7 и 8 – докт. техн. наук Ю.В. Соколовой. Авторы выражают благодарность докт. хим. наук, проф. Г.М. Курдюмову, внесшему большой вклад в разработку содержания курса и в организацию преподавания химии в НИТУ «МИСиС». Общую редакцию пособия осуществил заведующий кафедрой общей и неорганической химии проф. В.И. Делян.

## Условные обозначения

Давление	$P$
Изотонический коэффициент Вант-Гоффа	$i$
Константа гидролиза	$K_{г}$
Константа диссоциации	$K_{д}$
Константа криоскопическая растворителя	$K_{кр}$
Константа равновесия	$K$
Константа скорости реакции	$k$
Константа эбулиоскопическая растворителя	$K_{эб}$
Количество вещества	$n$
Количество вещества эквивалента	$n_{эКВ}$
Масса	$m$
Массовая доля растворенного вещества	$w$
Моляльность раствора	$c_m$
Молярная концентрация	$c$
Молярная доля растворенного вещества	$x$
Молярная масса	$M$
Молярная масса эквивалента вещества	$M_{эКВ}$
Молярная электропроводность электролита	$\lambda$
Молярная электропроводность раствора при бесконечном разбавлении	$\lambda_{\infty}$
Молярный объем	$V_m$
Нормальность раствора	$N$
Объем	$V$
Объем при нормальных условиях	$V_0$
Относительная атомная масса	$A_r$
Относительная молекулярная масса	$M_r$
Относительная плотность газа	$D$
Давление, соответствующее нормальным условиям,	$P_0$
Плотность	$\rho$
Скорость реакции	$v$
Стандартная энтальпия реакции или процесса	$\Delta H^{\circ}$
Стандартная энтальпия образования вещества	$\Delta_f H^{\circ}$
Степень гидролиза	$h$
Степень диссоциации	$\alpha$
Температура по Цельсию	$t$
Температура термодинамическая (или абсолютная)	$T$
Температура кипения	$t_{кип}$ или $T_{кип}$
Температура кристаллизации	$t_{кр}$ или $T_{кр}$
Температура, соответствующая нормальным условиям,	$T_0$
Температурный коэффициент скорости реакции	$\gamma$
Удельная теплоемкость	$C$
Удельная электропроводность	$\kappa$
Число молекул (атомов, ионов)	$N$
Фактор эквивалентности	$f$
Эквивалентное число	$z$
Эквивалентный объем	$V_{эКВ}$



## ГЛАВА 1. СТЕХИОМЕТРИЯ

**Важнейшие понятия.** Закон сохранения массы. Закон постоянства состава. Понятие о дальтонидах и бертоллидах. Относительная атомная и молекулярная массы. Моль, молярная масса, количество вещества. Закон простых объемных отношений Гей-Люссака. Закон Авогадро и следствия из него. Уравнения Клапейрона и Клапейрона – Менделеева. Эквивалент вещества в обменных и окислительно-восстановительных реакциях. Фактор эквивалентности, эквивалентное число. Молярная масса эквивалента вещества, количество вещества эквивалента. Закон эквивалентов.

**Следует уметь.** Рассчитывать количество вещества по его массе, числу молекул и по объему (для газообразного вещества). Приводить объем газа к нормальным условиям. Вычислять относительную плотность газа. Находить массовые доли элементов в соединении по формуле вещества и определять формулу вещества по его составу. Проводить расчеты по уравнениям реакций. Вычислять молярные массы эквивалентов веществ и эквивалентов элементов в бинарных соединениях. Применять закон эквивалентов.

**Стехиометрией** называют раздел химии, посвященный изучению количественных соотношений между элементами в соединении и между веществами в химических реакциях. Стехиометрические расчеты позволяют по уравнению химической реакции провести расчет массы всех исходных веществ и продуктов реакции, зная массу только одного из участников реакции. Эти расчеты используются для процессов, проводимых как в лаборатории, так и в промышленности, в том числе в металлургии.

Остается актуальным использование стехиометрических расчетов для обработки данных химического анализа веществ и смесей, хотя необходимо отметить, что в настоящее время для такого анализа широко применяются инструментальные методы, например, рентгенофлуоресцентный и эмиссионный спектральный методы.

### 1.1. Как решать задачи по стехиометрии

Рассмотрим ход решения наиболее важных задач по стехиометрии.

Базовым понятием стехиометрии является понятие «моль». Моль как единица количества вещества входит в СИ.

Самым главным в понятии «моль» является то, что один моль любого вещества содержит одно и то же число молекул, или, точнее,

формульных единиц<sup>1</sup>. Число молекул в одном моле известно: это постоянная Авогадро  $N_A$ , равная  $6,02 \cdot 10^{23}$  моль<sup>-1</sup>. Важность практического использования понятия «моль» в стехиометрических расчетах обусловлена тем, что оно позволяет иметь дело с такими количествами вещества, массу или объем которых можно измерить с помощью обычных приборов, но при этом держать под контролем число молекул.

### Вычисление количества вещества

Вычисление количества вещества является центральным пунктом таких расчетов, как определение массы газа по его объему при нормальных условиях или определение числа молекул в данной массе вещества. Молярный объем любого газа  $V_m$  при нормальных условиях равен 22,4 л/моль.

Предлагаемый метод решения задач иллюстрирует схема (рис. 1.1).

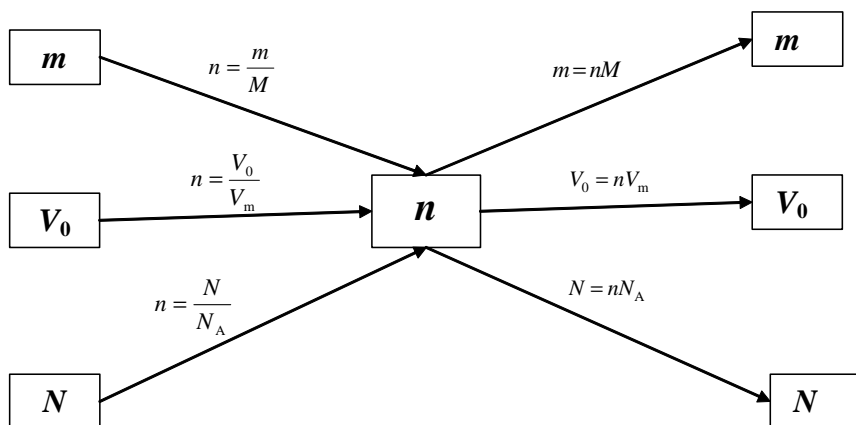


Рис. 1.1

### Пример 1.1

Определите массу хлора, занимающего объем 3 л (н.у.).

*Решение.* Рассчитаем количество вещества хлора по известному значению  $V_0$ :

<sup>1</sup> Формульная единица вещества – реально существующие частицы: атомы, молекулы, условные молекулы кристаллических веществ (KCl, CaSO<sub>4</sub>), ионы и другие частицы вещества [16].

$$n_{\text{Cl}_2} = \frac{V_0}{V_m} = \frac{3 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,134 \text{ моль.}$$

Теперь, зная  $n_{\text{Cl}_2}$ , найдем массу хлора:

$$m_{\text{Cl}_2} = n_{\text{Cl}_2} M_{\text{Cl}_2} = 0,134 \cdot 35,5 \cdot 2 = 9,51 \text{ г.}$$

### Пример 1.2

Найдите число атомов кислорода, занимающего объем 1,12 л (н.у.).

*Решение.* Как и в предыдущей задаче, определим количество вещества: оно оказывается равным 0,05 моль. Найдем число молекул кислорода:

$$N_{\text{молекул}} = nN_A = 0,05 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \approx 3 \cdot 10^{22}.$$

Формула простого вещества – кислорода –  $\text{O}_2$ , т.е. каждая молекула включает два атома, поэтому число атомов в два раза больше числа молекул. Итак,  $N_{\text{атомов}} \approx 6 \cdot 10^{22}$ .

Переход от массы вещества или объема газа к количеству вещества и обратный переход являются и самостоятельными задачами, и этапом решения более сложных задач.

### Использование уравнения Клапейрона

Уравнение Клапейрона отражает объединенный газовый закон<sup>1</sup>.

Для данной массы данного газа отношение  $\frac{PV}{T}$  есть величина постоянная. Следовательно, зная объем газа, измеренный при данных температуре и давлении, можно вычислить, какой объем займет газ при других значениях температуры и давления. Чаще всего это соотношение используется для вычисления  $V_0$  – объема газа при нормальных условиях (или, наоборот, определения объема при заданных  $T$  и  $P$  по известному  $V_0$ ):

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}.$$

Значение  $P_0$  и  $T_0$  приведены в приложении 1.

---

<sup>1</sup> На самом деле объединенный газовый закон опубликовал Сади Карно на 10 лет раньше Клапейрона.

Применение уравнения Клапейрона позволяет использовать рассмотренную выше схему решения задач для случаев, когда объем газа измерен при условиях, отличных от нормальных.

### Пример 1.3

Найдите массу гелия, занимающего при 730 мм рт.ст. и 27 °С объем 35 л.

*Решение.* Вычислим, какой объем займет гелий при нормальных условиях. В данном случае объем можно оставить в литрах, а давление – в миллиметрах ртутного столба. Термодинамическая температура  $T = 27 + 273 = 300$  К. Оценивая конечный результат, можно предположить, что объем при нормальных условиях получится немного меньше, поскольку нормальным условиям соответствует меньшая температура и большее давление.

$$V_0 = \frac{PVT_0}{TP_0} = \frac{730 \text{ мм рт.ст.} \cdot 35 \text{ л} \cdot 273 \text{ К}}{300 \text{ К} \cdot 760 \text{ мм рт.ст.}} = 30,6 \text{ л.}$$

Зная объем при нормальных условиях, с помощью рассмотренной выше схемы найдем количество вещества и массу гелия:

$$n_{\text{He}} = \frac{30,6}{22,4} = 1,37 \text{ моль}; m_{\text{He}} = 1,37 \cdot 4 = 5,48 \text{ г.}$$

Преимущество такого пошагового решения задачи состоит в возможности контролировать результат на каждом этапе.

### Использование уравнения Клапейрона – Менделеева

Уравнение Клапейрона – Менделеева является наиболее общим соотношением, из которого несложно вывести все остальные газовые законы. Однако часто при решении задач легче использовать не расчет по этому уравнению, а другие способы решения, так как это снижает вероятность ошибок, связанных с переводом размерностей.

При расчете по уравнению Клапейрона – Менделеева

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

нужно иметь в виду, что при использовании универсальной газовой постоянной  $R$ , равной 8,31 Дж/(моль·К), давление должно быть выражено в паскалях, объем – в метрах кубических. Молярная масса обычно выражается в граммах на моль, и тогда масса будет выражена в граммах.

Проведем расчет по уравнению Клапейрона – Менделеева для решения такой же задачи, как и в примере 1.3.

### Пример 1.4

Найдите массу гелия, занимающего при 730 мм рт.ст. и 27 °С объем 35 л.

*Решение.* Переведем объем в метры кубические ( $1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}$ ):  $V = 35 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ . Для того чтобы выразить давление в паскалях, составим пропорцию, опираясь на значения нормального давления.

$$760 \text{ мм рт.ст.} \quad \text{—————} \quad 1,01 \cdot 10^5 \text{ Па};$$

$$730 \text{ мм рт.ст.} \quad \text{—————} \quad x$$

Находим, что  $P = 0,97 \cdot 10^5 \text{ Па}$ .

Рассчитаем массу гелия:

$$m_{\text{He}} = \frac{PVM}{RT} = \frac{0,97 \cdot 10^5 \text{ Па} \cdot 35 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot 4 \text{ г} \cdot \text{моль}^{-1}}{8,31 \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{К}^{-1} \cdot 300 \text{ К}} = 5,45 \text{ г}.$$

Расхождение в значениях массы гелия, вычисленной в примерах 1.4 и 1.3, составляет менее 1 % и связано с округлением чисел.

### Относительная плотность газа

Относительной плотностью одного газа по другому газу называют отношение массы одного газа к массе другого при условии, что они занимают равные объемы при одних и тех же температуре и давлении. Определение относительной плотности иллюстрируется формулой

$$D = \frac{m_1}{m_2}.$$

В знаменателе – масса того газа, относительно которого определяется плотность.

Применение закона Авогадро, согласно которому и первый, и второй газ в данных условиях содержат одинаковое число молекул, приводит к важному соотношению:

$$D = \frac{M_{r1}}{M_{r2}}.$$

Следовательно, относительную плотность можно вычислить на основе молекулярных масс. Чаще всего относительная плотность рассчитывается либо по наиболее легкому газу – водороду ( $M_r(\text{H}_2) \approx 2$ ), либо по воздуху [средняя молекулярная масса воздуха  $\bar{M}_r(\text{возд}) = 29$ ].