

Высшее профессиональное образование

БАКАЛАВРИАТ

МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ М. В. ЛОМОНОСОВА
ХИМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

Е. В. БАТАЕВА, А. А. БУДАНОВА

ЗАДАЧИ И УПРАЖНЕНИЯ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Под редакцией профессора С. Ф. ДУНАЕВА

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ

*Для студентов классических университетов,
обучающихся по нехимическим направлениям*

2-е издание, исправленное



Москва
Издательский центр «Академия»
2012

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
Б28

Рецензенты:

зав. кафедрой общей и неорганической химии Российского государственного университета нефти и газа имени И. М. Губкина, чл.-корр. РАН *А. Г. Дедов*;
профессор Московского педагогического государственного университета,
д-р пед. наук *Г. М. Чернобельская*

Батаева Е. В.

Б28 Задачи и упражнения по общей химии : учеб. пособие для студ. учреждений высш. проф. образования / Е. В. Батаева, А. А. Буданова ; под ред. С. Ф. Дунаева. — 2-е изд., испр. — М. : Издательский центр «Академия», 2012. — 160 с. — (Сер. Бакалавриат).

ISBN 978-5-7695-8493-0

Учебное пособие создано в соответствии с Федеральным государственным образовательным стандартом по направлениям подготовки «Биология», «Геология», «География», «Экология и природопользование», «Почвоведение» (квалификация «бакалавр»).

Предложены задачи и упражнения различных уровней сложности по основным разделам общей химии. Приведены краткие теоретические сведения: основные законы, определения и формулы, необходимые для решения задач, а также справочные данные о свойствах веществ. Рассмотрены примеры решения типовых задач.

Для студентов классических университетов, обучающихся по нехимическим направлениям.

УДК 54(075.8)
ББК 24я73

*Оригинал-макет данного издания является собственностью
Издательского центра «Академия», и его воспроизведение любым способом
без согласия правообладателя запрещается*

ISBN 978-5-7695-8493-0

© Батаева Е.В., Буданова А.А., 2010
© Батаева Е.В., Буданова А.А., 2012, с изменениями
© Образовательно-издательский центр «Академия», 2012
© Оформление. Издательский центр «Академия», 2012

ПРЕДИСЛОВИЕ

Предлагаемое учебное пособие обобщает многолетний опыт преподавания общей химии на химическом факультете Московского государственного университета имени М.В. Ломоносова. Пособие включает задачи и упражнения по общей химии для студентов учреждений высшего профессионального образования, обучающихся по естественно-научным направлениям. Материал пособия охватывает основные разделы курса общей химии: основные законы химии, строение атома, строение вещества, термодинамика, химическое равновесие, химическая кинетика, растворы, кислотно-основное равновесие, равновесие осадок — раствор, окислительно-восстановительные реакции.

В каждой главе пособия дано краткое теоретическое введение, включающее основные понятия, формулы, знание которых необходимо для успешного выполнения заданий. В помощь студентам приведены примеры решения типовых задач. Практически все задачи и упражнения пособия разделены на два уровня сложности, что позволяет учитывать индивидуальный уровень подготовки студентов в процессе обучения как во время аудиторных, так и самостоятельных занятий. Большинство заданий приведено в трех-четырёх вариантах, это позволяет использовать упражнения одного и того же типа для семинарских и самостоятельных занятий, а также в качестве заданий для контрольных работ, коллоквиумов и т.п. В приложении к пособию даны необходимые справочные данные.

Авторы обращают внимание на то, что в заданиях приведены, как правило, не уравнения, а схемы реакций. В этом случае вместо знака равенства (=) или обратимости (\rightleftharpoons) использован знак (\rightarrow). Уравнения реакций следует составлять самостоятельно. В пособии использована Международная система единиц (Systeme International — SI; в русской транскрипции — СИ).

Авторы выражают глубокую признательность коллективу кафедры общей химии химического факультета МГУ имени М. В. Ломоносова за высказанные замечания и пожелания и особенно профессору А. В. Яценко за неоценимую помощь в подготовке рукописи.

Все замечания и предложения будут приняты авторами с благодарностью (электронный адрес: bataeva_e_v@mail.ru).

СПИСОК ОБОЗНАЧЕНИЙ

- a — активность
- $C(X)$ — молярная концентрация вещества X
- $[X]$ — равновесная концентрация вещества X
- E — энергия
- f — коэффициент активности
- G — энергия Гиббса
- I — ионная сила
- $K_{\text{в}}$ — ионное произведение воды
- $K_{\text{д}}$ — константа диссоциации
- $K_{\text{г}}$ — константа гидролиза
- M — молярная масса
- m — масса
- p — давление
- Q — тепловой эффект реакции
- R — универсальная газовая постоянная
- S — энтропия
- T — температура
- $T_{\text{кип}}$ — температура кипения
- $T_{\text{пл}}$ — температура плавления
- V — объем
- x — мольная доля
- $\Delta_f H$ — энтальпия образования вещества
- $\Delta_r H$ — энтальпия химической реакции
- μ — дипольный момент
- $\nu(X)$ — количество вещества X
- ρ — плотность
- χ — электроотрицательность
- ω — массовая доля
- (г.) — газовое состояние
- (ж.) — жидкое состояние
- (конц.) — концентрированный
- (р.) — состояние в растворе
- (тв.) — твердое состояние

ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ ХИМИИ

Расчеты с использованием газовых законов

Газовые законы показывают соотношения между температурой T , давлением p и объемом V газа.

Зависимость между объемом газа, давлением и температурой при фиксированном количестве вещества можно описать уравнением, которое отражает *объединенный газовый закон*:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}, \text{ или } \frac{pV}{T} = \text{const},$$

где индексами 1, 2 обозначены величины, относящиеся к двум разным состояниям.

Уравнение Клапейрона — Менделеева учитывает количество вещества ν , находящегося в газообразном состоянии:

$$\frac{pV}{T} = \nu R, \text{ или } pV = \nu RT, \text{ или } pV = \frac{m}{M} RT,$$

где R — универсальная газовая постоянная; m — масса газообразного вещества; M — молярная масса вещества.

При проведении расчетов по уравнениям, описывающим газовые законы, следует внимательно относиться к тому, в каких единицах измерения представлены объем, давление и масса.

Давление выражают в разных единицах: паскаль (Па), атмосфера (атм), миллиметр ртутного столба (мм рт. ст.); причем $1 \text{ атм} = 101\,325 \text{ Па} = 760 \text{ мм рт. ст.}$

Значение универсальной газовой постоянной зависит от используемых единиц:

$$R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 0,082 \frac{\text{л} \cdot \text{атм}}{\text{моль} \cdot \text{К}} = 62,4 \frac{\text{л} \cdot \text{мм рт. ст.}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

Нормальные условия (н. у.) — давление 1 атм и температура 0°C (273 К).

Пример 1.1. Простое газообразное вещество массой 2 г занимает при температуре 23°C и давлении 102 кПа объем 2,41 л. Установите формулу вещества.

Решение. Для того чтобы установить формулу вещества, необходимо рассчитать его молярную массу. Поскольку вещество газообразное, используем уравнение Клапейрона — Менделеева:

$$pV = \frac{m}{M} RT, \text{ откуда } M = \frac{mRT}{pV}.$$

В единицах системы СИ давление и объем измеряют соответственно в паскалях ($1 \text{ кПа} = 10^3 \text{ Па}$) и кубических метрах ($1 \text{ м}^3 = 10^3 \text{ л}$ или $1 \text{ л} = 10^{-3} \text{ м}^3$). Обратите внимание, что если объем выражен в литрах, то давление должно быть выражено не в паскалях, а в килопаскалях. Поскольку при проведении расчетов значения всех величин удобно выражать в системе СИ, представим исходные данные следующим образом: $p = 102 \cdot 10^3 \text{ Па}$; $V = 2,41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$; $T = 23 + 273 = 296 \text{ К}$.

Молярную массу, как правило, выражают в граммах на моль (г/моль), поэтому массу вещества оставляем в граммах ($m = 2 \text{ г}$):

$$M = \frac{2 \cdot 8,314 \cdot 296}{102 \cdot 10^3 \cdot 2,41 \cdot 10^{-3}} = 20,02 \text{ г/моль.}$$

Ответ. Неон.

- 1.1. Какой объем при нормальных условиях будет занимать водород, если его объем при температуре 24°C и давлении 98 кПа равен 48 мл ?
- 1.2. Какой объем при нормальных условиях будет занимать кислород, если его объем при температуре 23°C и давлении 101 мм рт. ст. равен 50 мл ?
- 1.3. Какой объем при нормальных условиях будет занимать азот, если его объем при температуре 24°C и давлении 103 кПа равен 40 мл ?
- 1.4. Какой объем при нормальных условиях будет занимать углекислый газ, если его объем при температуре 20°C и давлении 100 кПа равен 20 мл ?
- 1.5. Рассчитайте количество вещества газа, занимающего объем $0,2 \text{ л}$ при давлении 101 кПа и температуре 23°C .
- 1.6. Рассчитайте количество вещества газа, занимающего объем 40 мл при давлении 10^5 Па и температуре 20°C .
- 1.7. Рассчитайте количество вещества газа, занимающего объем 38 мл при давлении 99 кПа и температуре 24°C .
- 1.8. Рассчитайте количество вещества газа, занимающего объем 56 мл при давлении 98 кПа и температуре 22°C .
- 1.9. Газ массой $1,83 \text{ г}$ при давлении 1 атм и температуре 20°C занимает объем 1 л . Рассчитайте молярную массу газа. Установите, какой это газ.
- 1.10. Определите число атомов в молекуле газообразной серы, если при давлении $0,4 \text{ атм}$ и температуре 500°C пары серы массой $1,614 \text{ г}$ занимают объем 1 л .
- 1.11. Простое газообразное вещество массой $7,2 \text{ г}$ занимает при температуре 25°C и давлении 1 атм объем $3,67 \text{ л}$. Установите, какое это вещество.
- 1.12. Простое газообразное вещество массой $1,12 \text{ г}$ занимает при температуре 300°C и давлении $0,25 \text{ атм}$ объем $1,69 \text{ л}$. Установите, какое это вещество.

Расчеты по химическим формулам

Рассмотрим самый простой случай — нахождение формулы соединения, если известно содержание (массовая доля) некоторых или всех компонентов.

Напомним, *доля* — это величина, равная отношению массы (объема, количества вещества) компонента соединения (смеси) к общей массе (объему,

количеству вещества) соединения (смеси). Соответственно получаем массовую, объемную и мольную доли компонента.

Пример 1.2. Установите формулу соли, имеющей следующий состав (мас. %): Na — 42,1; P — 18,9; O — 39,0.

Решение. Прежде проверим, не содержатся ли в рассматриваемом соединении еще и другие элементы: $42,1 + 18,9 + 39,0 = 100\%$. В данном случае другие элементы в состав рассматриваемого соединения не входят.

В условии дано массовое содержание (массовая доля) элементов. Необходимо найти индексы x , y , z в формуле $\text{Na}_x\text{P}_y\text{O}_z$, т. е. фактически требуется установить мольное соотношение элементов. Чтобы перейти от массовых долей к мольным отношениям, необходимо разделить массовую долю элемента на молярную массу атома.

Найдем отношение массовой доли элемента к молярной массе атома, чтобы получить мольное отношение натрия, фосфора и кислорода в соединении:

Элемент	Na	P	O
Массовая доля элемента ω , %	42,1	18,9	39,0
Молярная масса атома M , г/моль	23	31	16
Мольное отношение элемента ω/M	1,83	0,61	2,44

Чтобы перейти от дробных значений к целочисленным, разделим найденное мольное соотношение на наименьшее число — 0,61: Na : P : O = 3 : 1 : 4. Следовательно, формула соли — Na_3PO_4 .

Ответ. Формула соли — Na_3PO_4 .

- 1.13. Рассчитайте массовые доли элементов в фосфате кальция.
1.14. Рассчитайте массовые доли элементов в сульфате алюминия.
1.15. Рассчитайте массовые доли элементов в кристаллогидрате¹ тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
1.16. Рассчитайте массовые доли элементов в медном купоросе $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
1.17. Установите формулу соли, имеющей следующий состав (мас. %): Na — 32,4; S — 22,5; O — 45,1.
1.18. Найдите формулу соли, имеющей следующий состав (мас. %): K — 26,4; Cr — 35,4; O — 38,2.
1.19. Найдите формулу кристаллогидрата, имеющего следующий состав (мас. %): Mg — 9,9; S — 13,0; O — 71,5; H — 5,6.

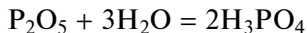
Расчеты по химическим уравнениям

Используя уравнения химических реакций, можно рассчитать количество вещества и массу веществ — участников реакции.

¹ *Кристаллогидрат* — соединение, в состав которого входят молекулы воды; например, медный купорос — $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Пример 1.3. В 200 мл воды поместили 5,5 г оксида фосфора(V) и прокипятили. Сколько граммов ортофосфорной кислоты содержит полученный раствор?

Решение. Запишем уравнение реакции:

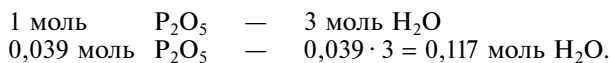


Рассчитаем и сравним количества веществ, вступивших в реакцию:

$$\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = \frac{5,5}{31 \cdot 2 + 16 \cdot 5} = 0,039 \text{ моль,}$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = \frac{200}{1 \cdot 2 + 16} = 11,11 \text{ моль.}$$

Из уравнения реакции следует, что на 1 моль оксида P_2O_5 необходимо 3 моля воды, а на 0,039 моля — 0,117 моля:



Из условия задачи следует, что вода находится в избытке по отношению к оксиду фосфора(V). Следовательно, для расчета количества вещества продукта — фосфорной кислоты необходимо использовать количество вещества оксида фосфора(V), находящегося в недостатке.

Согласно уравнению реакции:

$$\nu(\text{H}_3\text{PO}_4) = 2\nu(\text{P}_2\text{O}_5) = 0,039 \cdot 2 = 0,078 \text{ моль,}$$

тогда

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \nu(\text{H}_3\text{PO}_4)M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,078 \cdot 98 = 7,644 \text{ г.}$$

Ответ. 7,644 г H_3PO_4 .

Пример 1.4. Вычислите молярную массу металла, если его навеска массой 0,2 г вытесняет из раствора кислоты 270 мл водорода при температуре 23 °С и давлении 101 кПа. Предположите, какой это металл.

Решение. Чтобы найти молярную массу металла $M = m/\nu$, необходимо рассчитать количество вещества металла. Водород выделяется при реакции металла с кислотой. Стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции различны в зависимости от валентности (степени окисления) металла в образующейся соли:

Валентность (степень окисления) металла	Уравнение реакции	Соотношение количества вещества М и H_2
I (+1)	$\text{M} + \text{H}^+ = \text{M}^+ + \frac{1}{2}\text{H}_2$ или $2\text{M} + 2\text{H}^+ = 2\text{M}^+ + \text{H}_2$	$\nu(\text{M}) = 2\nu(\text{H}_2)$
II (+2)	$\text{M} + 2\text{H}^+ = \text{M}^{2+} + \text{H}_2$	$\nu(\text{M}) = \nu(\text{H}_2)$
III (+3)	$\text{M} + 3\text{H}^+ = \text{M}^{3+} + \frac{3}{2}\text{H}_2$ или $2\text{M} + 6\text{H}^+ = 2\text{M}^{3+} + 3\text{H}_2$	$\nu(\text{M}) = \frac{2}{3}\nu(\text{H}_2)$

Рассчитаем количество вещества водорода:

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{pV}{RT} = \frac{101 \cdot 10^3 \cdot 0,27 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot (273 + 23)} = 0,0111 \text{ моль.}$$

Рассчитаем молярную массу металла в зависимости от его валентности (степени окисления):

Валентность (степень окисления) металла	$\nu(\text{M})$, моль	$M = \frac{m}{\nu}$, г/моль
I (+1)	$2\nu(\text{H}_2) = 0,0222$	$\frac{0,2}{0,0222} = 9$
II (+2)	$\nu(\text{H}_2) = 0,0111$	$\frac{0,2}{0,0111} = 18$
III (+3)	$\frac{2}{3}\nu(\text{H}_2) = 0,0074$	$\frac{0,2}{0,0074} = 27$

Молярная масса 9 г/моль соответствует бериллию, однако для бериллия характерна валентность II, а не I. Элемента с молярной массой 18 г/моль не существует. Молярная масса 27 г/моль соответствует алюминию. Для алюминия характерна валентность III (степень окисления +3).

Ответ. Молярная масса 27 г/моль, алюминий.

- 1.20. Для сжигания 0,2 моля алюминия приготовили 0,1 моля кислорода. Какое из веществ взято в избытке?
- 1.21. Для получения серной кислоты в 100 мл воды растворили 60 г оксида серы(VI). Сколько граммов серной кислоты получено?
- 1.22. Для получения баритовой воды к 100 мл воды добавили 0,5 г оксида бария. Сколько граммов гидроксида бария содержит полученный раствор?
- 1.23. Какое количество вещества углекислого газа образуется при взаимодействии 30 г мрамора (содержание CaCO_3 — 85 мас. %) со 100 мл соляной кислоты концентрацией 3 моль/л?
- 1.24. Сколько граммов соли будет получено при реакции 10 г гидроксида натрия и 10 г 50%-го раствора серной кислоты?
- 1.25. Вычислите молярную массу металла, если его навеска массой 0,3 г вытесняет из раствора щелочи 413 мл водорода при температуре 20 °С и давлении 99 кПа. Предположите, какой это металл.
- 1.26. Вычислите молярную массу металла, если его навеска массой 0,3 г вытесняет из раствора щелочи 110 мл водорода при температуре 22 °С и давлении 102 кПа. Предположите, какой это металл.
- 1.27. Вычислите молярную массу металла, если его навеска массой 0,2 г вытесняет из раствора кислоты 194 мл водорода при температуре 19 °С и давлении 103 кПа. Предположите, какой это металл.
- 1.28. Сколько граммов алюминия необходимо взять для реакции с избытком соляной кислоты, чтобы объем выделившегося водорода составил 40 мл (н. у.)?

- 1.29.** Сколько граммов алюминия необходимо взять для реакции с избытком серной кислоты, чтобы объем выделившегося водорода составил 35 мл (н. у.)?
- 1.30.** Какова должна быть масса образца цинка, чтобы при его взаимодействии с избытком соляной кислоты объем выделившегося водорода составил от 30 до 45 мл при стандартных условиях? Определите минимальное и максимальное значения массы цинка.
- 1.31.** Сколько граммов гидроксида натрия необходимо для нейтрализации 50 мл 0,1 М раствора серной кислоты?
- 1.32.** Сколько граммов 5%-го раствора серной кислоты необходимо для нейтрализации 4 г гидроксида натрия?
- 1.33.** Сколько граммов 1%-го раствора фосфорной кислоты необходимо для нейтрализации 0,56 г гидроксида калия?