



ПЕРВЫЙ МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ  
МЕДИЦИНСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ ИМ. И. М. СЕЧЕНОВА

**С. А. Пузаков, В. А. Попков, А. А. Филиппова**

# **СБОРНИК ЗАДАЧ И УПРАЖНЕНИЙ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ**

УЧЕБНОЕ ПОСОБИЕ  
ДЛЯ АКАДЕМИЧЕСКОГО БАКАЛАВРИАТА

5-е издание, переработанное и дополненное

*Рекомендовано Учебно-методическим отделом высшего  
образования в качестве учебного пособия для студентов  
высших учебных заведений*

Книга доступна в электронной библиотечной системе  
**biblio-online.ru**

Москва ■ Юрайт ■ 2016

УДК 54  
ББК 24.1я73  
П88

**Авторы:**

**Пузаков Сергей Аркадьевич** — кандидат фармацевтических наук, профессор, заведующий кафедрой химии медико-профилактического факультета Первого Московского государственного медицинского университета им. И. М. Сеченова;

**Попков Владимир Андреевич** — доктор педагогических наук, доктор фармацевтических наук, заслуженный деятель науки РФ, лауреат премии Президента РФ в области образования, действительный член Российской академии образования, заведующий кафедрой общей химии лечебного факультета Первого Московского государственного медицинского университета им. И. М. Сеченова;

**Филиппова Алла Анатольевна** — доцент, кандидат химических наук, доцент кафедры общей химии лечебного факультета Первого Московского государственного медицинского университета им. И. М. Сеченова.

**Рецензенты:**

*Анисимов А. В.* — доктор химических наук, профессор Московского государственного университета им. М. В. Ломоносова;

*Берлянд А. С.* — профессор, заведующий кафедрой общей и биоорганической химии Московского государственного медико-стоматологического университета.

**Пузаков, С. А.**

П88 Сборник задач и упражнений по общей химии : учеб. пособие для академического бакалавриата / С. А. Пузаков, В. А. Попков, А. А. Филиппова. — 5-е изд., перераб. и доп. — М. : Издательство Юрайт, 2016. — 255 с. — Серия: Бакалавр. Академический курс.

ISBN 978-5-9916-4808-0

Данное пособие составляет единый обучающий комплекс с изданиями «Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов» (под редакцией Ю. А. Ершова) и «Практикум по общей химии» (под редакцией В. А. Попкова, А. В. Бабкова).

Пособие содержит упражнения и задачи по всем разделам курса общей химии. Каждый раздел начинается с краткого теоретического введения и разбора типовых задач. В приложении приведен справочный материал.

Соответствует актуальным требованиям Федерального государственного образовательного стандарта высшего образования.

*Для студентов высших учебных заведений, обучающихся по медицинским, биологическим, агрономическим, ветеринарным, экологическим специальностям. Может быть использовано учащимися старших классов общеобразовательных и специализированных школ, лицеев, гимназий, студентами колледжей, а также преподавателями химии.*

УДК 54  
ББК 24.1я73

© Пузаков С. А., Попков В. А.,  
Филиппова А. А., 2011

© ООО «Издательство Юрайт», 2016

ISBN 978-5-9916-4808-0

## ОГЛАВЛЕНИЕ

<i>Предисловие</i> . . . . .	4
Глава 1. Основы количественного анализа . . . . .	5
Глава 2. Элементы химической термодинамики . . . . .	22
Глава 3. Химическая кинетика . . . . .	44
Глава 4. Свойства растворов . . . . .	67
Глава 5. Протолитические равновесия и процессы . . . . .	85
Глава 6. Гетерогенные равновесия и процессы . . . . .	116
Глава 7. Лигандообменные равновесия и процессы . . . . .	129
Глава 8. Редокс-равновесия и редокс-процессы . . . . .	145
Глава 9. Совмещенные равновесия и конкурирующие процессы разных типов . . . . .	179
Глава 10. Физическая химия поверхностных явлений . . . . .	192
Глава 11. Физико-химия дисперсных систем . . . . .	206
Глава 12. Физико-химия растворов ВМС . . . . .	219
<i>Приложения</i> . . . . .	226
<i>Ответы</i> . . . . .	254

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящая книга является учебным пособием для студентов высших медицинских учебных заведений. Материал задачника соответствует примерной программе по дисциплине «Общая химия» для специальностей 040100 — «Лечебное дело»; 040200 — «Педиатрия»; 040300 — «Медико-профилактическое дело», утвержденной департаментом образовательных программ и стандартов профессионального образования МО РФ в 2002 г.

Общая химия — фундаментальная дисциплина, входящая в учебный план подготовки врачей, вооружающая студентов медицинского вуза знаниями, необходимыми ему при рассмотрении физико-химической сущности и механизма процессов, происходящих в организме человека на молекулярном и клеточном уровнях.

Авторы стремились подобрать задачи, охватывающие все теоретические вопросы программы курса общей химии.

Умение решать задачи позволяет студентам более глубоко понять функции отдельных систем организма, а также его взаимодействие с окружающей средой.

Для привития навыков работы со справочной литературой авторы во всех случаях, где это возможно, исключали из текста задач величины, которые студенты могут найти в приложении к данному задачнику (см. также: «Практикум по общей химии под ред. В.А. Попкова и А.В. Бабкова (2006 г.) и «Общая химия» под ред. Ю.А. Ершова (2007 г.)).

Сборник задач разделен на 12 частей — модулей. Каждый модуль содержит необходимый перечень основных уравнений и символов, задачи с решениями и задачи для самостоятельного решения.

подавляющее большинство числовых значений величин, используемых при решении задач, дано в Международной системе единиц (СИ). Однако в отдельных случаях используются и внесистемные единицы.

На некоторые задачи ответы не приводятся; авторы пошли на такой шаг вполне сознательно, так как в ряде случаев приведение ответа означает фактически сообщение студенту решения задачи, с другой стороны, студент должен владеть способами проверки правильности выполненного им решения.

Авторы приносят искреннюю благодарность за ценные замечания при составлении задачника коллективу кафедры общей химии ММА им. И.М. Сеченова, а также рецензентам: проф., д-ру хим. наук А.В. Анисимову (МГУ им. М.В. Ломоносова) и коллективу кафедры общей и биорганической химии Московского государственного медико-стоматологического университета (зав. кафедрой, проф. А.С. Берлянду).

Мы заранее благодарны всем коллегам, которые, ознакомившись со сборником задач, сообщат нам о замеченных ими просчетах или недостатках.

*Авторы*

## Глава 1

# ОСНОВЫ КОЛИЧЕСТВЕННОГО АНАЛИЗА

---

Для определения количественных характеристик образцов различных веществ наряду с современными физико-химическими методами применяется титриметрический анализ. Суть его сводится к измерению объема раствора реагента, необходимого для завершения реакции с веществом, содержащимся в анализируемой пробе.

Количественный состав раствора чаще всего выражают с помощью либо массовой доли, либо молярной концентрации. Массовая доля равна отношению массы растворенного вещества  $X$  к массе раствора  $m$ :

$$\omega(X) = m(X) : m.$$

Массовая доля — величина безразмерная. Численное значение  $\omega(X)$  представляют либо в долях единицы, либо в процентах. Например, для 5%-ного раствора кальция хлорида, широко применяемого в медицине,  $\omega(\text{CaCl}_2) = 5\%$ , или  $\omega(\text{CaCl}_2) = 0,05$ , что означает: в 100 г раствора содержится 5 г хлорида кальция.

Молярная концентрация — отношение формульного количества растворенного вещества к объему раствора,  $\dim c = \text{NL}^{-3}$  ( $\dim$  обозначает размерность физической величины;  $N$  — символ размерности количества вещества;  $L$  — символ размерности единицы длины). Наиболее распространенная единица измерения молярной концентрации — моль на литр (моль/л)

$$c(X) = n(X) : V.$$

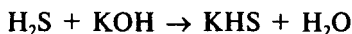
Концентрацию ионов водорода часто выражают с помощью величины водородного показателя  $\text{pH}$ :  $\text{pH} = -\lg c(\text{H}^+)$ .

В чистой воде при 25°C величина  $\text{pH}$  равна 7 (нейтральная среда). Кислой среде отвечают значения  $\text{pH} < 7$ , а щелочной —  $\text{pH} > 7$ .

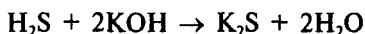
В основе титриметрического анализа лежит закон эквивалентов.

Химический эквивалент — реальная или условная частица вещества, которая в обменной реакции вступает в реакцию с одним протоном или замещает его в соединениях, а в окислительно-восстановительных реакциях отдает или присоединяет один электрон.

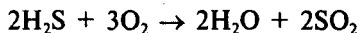
Например, в реакции



эквивалентом сероводорода будет одна молекула  $\text{H}_2\text{S}$  (реальная частица), а в реакции



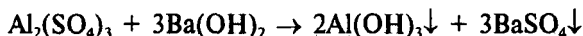
эквивалентом того же вещества будет  $1/2$  молекулы  $\text{H}_2\text{S}$  (условная частица). Для реакции



эквивалент сероводорода равен  $1/6 \text{H}_2\text{S}$ , поскольку  $\text{S}^{2-} - 6e > \text{S}^{4+}$ .

Одно и то же вещество может иметь несколько эквивалентов; определить химический эквивалент можно только исходя из конкретной химической реакции. Величина, показывающая, какая доля реальной частицы (молекулы, иона, атома, радикала) соответствует эквиваленту, получила название фактора эквивалентности ( $1/z$ ).

В обменных реакциях величина  $z$  равна суммарному заряду (без учета знака) обменивающихся ионов ( $z$  — всегда целое положительное число). В реакции



$$1/z \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 1/6 [z = 2 \text{ (число ионов)} \times 3 \text{ (заряд)}].$$

В соответствии с законом эквивалентов количества веществ эквивалентов реагирующих соединений равны:

$$n(1/zX) = n(1/zT),$$

где  $T$  — вещество, вступающее в реакцию с анализируемым соединением  $X$ . Раствор вещества  $T$  с известной концентрацией называют титрантом.

Для удобства расчетов в аналитике используют вспомогательный способ выражения состава раствора — молярную концентрацию эквивалента  $c(1/zX)$ :

$$c(1/zX) = n(1/zX) : V.$$

Чаще всего целью анализа является определение массы ( $m$ ) анализируемого соединения. Учитывая, что

$$n(1/zX) = m(X) : M(1/zX),$$

закон эквивалентов можно представить следующим образом:

$$m(X) : M(1/zX) = c(1/zT)V(T).$$

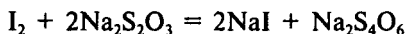
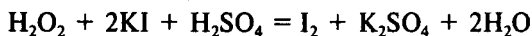
Технически титриметрический анализ осуществляют, постепенно добавляя титрант из бюретки к анализируемому раствору, находящемуся в колбе, пока не завершится реакция.

В титриметрии используют реакции разных типов.

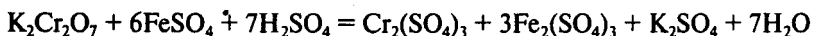
Протолитические реакции лежат в основе кислотно-основного титрования; если титрант является кислотой, то метод называют

ацидиметрией, если щелочью — алкалиметрией. Редокс-реакции используются в окислительно-восстановительном титровании (перманганатометрия, иодометрия, броматометрия, дихроматометрия и др.). Существуют также методы осадительного (аргентометрия, меркурометрия) и комплексометрического титрования.

Различают три основных способа титрования: прямое, косвенное и обратное. При прямом титровании титрант прибавляют непосредственно к анализируемому раствору, например при алкалиметрическом определении кислотности желудочного сока к пробе добавляют раствор щелочи. При косвенном титровании к анализируемому раствору добавляют нефиксируемый избыток вспомогательного реагента, а оттитровывают продукт реакции. Например, при определении содержания окислителей в воде к пробе добавляют иодид калия, а выделяющийся в ходе реакции иод оттитровывают тиосульфатом натрия:



Очевидно, что  $n(1/z\text{Ox}) = n(1/z\text{I}_2) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ . При обратном титровании к анализируемому раствору добавляют фиксированный избыток вспомогательного титранта и оттитровывают его остаток. Например, для определения окислителя к нему добавляют в избытке точно известное количество соли железа(II); не вступившую в реакцию соль железа(II) оттитровывают перманганатом калия:



В этом случае  $n(1/z\text{Ox}) = n(\text{Fe}^{2+}) - n(1/5\text{MnO}_4^-)$ .

Окончание реакции в большинстве случаев определяют с помощью индикаторов, которые в точке эквивалентности меняют цвет. В кислотно-основном титровании чаще других применяют фенолфталеин и метиловый оранжевый. Все кислотно-основные индикаторы изменяют окраску не скачкообразно, а плавно, т.е. в определенном интервале значений pH, называемом интервалом перехода. Так, метиловый оранжевый меняет свою окраску с оранжевой на желтую в интервале pH от 3,1 до 4,0. Интервал перехода фенолфталеина лежит в щелочной среде (8,3 — 10,5). При титровании слабого основания в точке эквивалентности образуется соль, гидролизующаяся по катиону. Водный раствор такой соли имеет кислую реакцию среды, следовательно, в этом случае следует использовать индикатор с интервалом перехода в кислой области, т.е. метиловый оранжевый. При титровании же слабой кислоты раствор в точке эквивалентности будет слабощелочным, что обуславливает использование фенолфталеина. При титровании сильной кислоты или сильного основания раствор в точке эквивалентности имеет pH, равный ~7. В этом случае можно использовать и фенолфталеин, и метиловый оранжевый.

Перед решением задач рекомендуется выучить следующие понятия и разобрать следующие вопросы:

1) способы выражения состава растворов (массовая доля, молярная концентрация); переход от молярной концентрации к массовой доле (и обратно);

2) химический эквивалент, фактор эквивалентности, молярная масса эквивалента вещества, молярная концентрация эквивалента вещества;

3) переход от молярной концентрации к молярной концентрации эквивалента (и обратно), переход от молярной массы к молярной массе эквивалента (и обратно);

4) титрант, стандартизация титранта;

5) закон эквивалентов для прямого, обратного и косвенного титрования;

6) точка эквивалентности.

## Примеры решения типовых задач

*Переход от массовой доли к молярной концентрации (и обратно).*

**Пример 1-1.** Рассчитайте молярную концентрацию 40,0%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,30 г/мл).

**Решение.** Для решения задачи воспользуемся формулой:

$$c(X) = \frac{10\omega(X)\rho}{M(X)},$$

где  $\omega(X)$  — массовая доля вещества в растворе, в %;  $\rho$  — плотность раствора, г/мл;  $M(X)$  — молярная масса вещества;  $c(X)$  — молярная концентрация вещества в растворе, моль/л.

Вычислим значение молярной концентрации, подставив известные по условию задачи величины:

$$c(X) = \frac{10 \cdot 40 \cdot 1,30 \text{ г/мл}}{98 \text{ г/моль}} = 5,31 \text{ моль/л.}$$

**Ответ:** 5,31 моль/л.

*Изменение концентрации раствора при смешивании.*

**Пример 1-2.** Смешали 250 мл раствора азотной кислоты  $c(\text{HNO}_3) = 0,05$  моль/л и 750 мл раствора азотной кислоты  $c(\text{HNO}_3) = 1$  моль/л. Вычислите молярную концентрацию полученного раствора.

**Решение.** Рассчитаем количество вещества азотной кислоты в обоих растворах, не забывая объем растворов выразить в л:

$$n_1(\text{HNO}_3) = c_1 V_1 = 0,05 \text{ моль/л} \cdot 0,25 \text{ л} = 0,0125 \text{ моль};$$

$$n_2(\text{HNO}_3) = c_2 V_2 = 1 \text{ моль/л} \cdot 0,75 \text{ л} = 0,75 \text{ моль.}$$

Количество вещества азотной кислоты в полученном растворе будет равно сумме:

$$n = n_1 + n_2 = 0,0125 + 0,75 = 0,7625 \text{ моль.}$$

Суммарный объем составит:

$$V = V_1 + V_2 = 0,25 + 0,75 = 1 \text{ л.}$$

Молярная концентрация азотной кислоты в полученном растворе  $c_{\text{итог}}$  будет равна:

$$c(\text{HNO}_3)_{\text{итог}} = \frac{n}{V} = \frac{0,7625 \text{ моль}}{1 \text{ л}} = 0,7625 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 0,7625 моль/л.

*Переход от молярной концентрации к молярной концентрации эквивалента.*

**Пример 1-3.** Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1$  моль/л в реакции полного обмена протонов.

**Решение.** Серная кислота в реакции полного обмена протонов теряет два протона, следовательно, фактор эквивалентности равен  $1/2$ . Для решения необходимо воспользоваться соотношением:

$$c(1/z\text{X}) = zc(\text{X})$$

$$c(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 2c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,1 \text{ моль/л} = 0,2 \text{ моль/л.}$$

Ответ: 0,2 моль/л.

*Переход от молярной массы к молярной массе эквивалента.*

**Пример 1-4.** Вычислите молярную массу эквивалента дигидрофосфата аммония в реакции частичного обмена протонов.

**Решение.** Дигидрофосфат аммония в реакции частичного обмена протонов теряет только один протон, следовательно, фактор эквивалентности равен 1. Для решения воспользуемся соотношением:

$$M(1/z\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4) = \frac{M(\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4)}{z} = 115 \text{ г/моль.}$$

Ответ: 115 г/моль.

*Расчет молярной концентрации эквивалента через массу вещества.*

**Пример 1-5.** Сульфат алюминия массой 10,0 г находится в растворе объемом 1,5 л. Рассчитайте молярную концентрацию эквивалента сульфата алюминия для реакции полного обмена сульфат-ионов.

**Решение.** В обменных реакциях без участия протона величина  $z$  равна суммарному заряду обменивающихся ионов (без учета знака заряда, следовательно,  $z = 3$  (число обменивающихся ионов)  $\times 2$  (заряд) = 6, откуда  $1/z(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = 1/6$ .

Вычислим молярную массу эквивалента сульфата алюминия при  $1/z = 1/6$ :

$$M(1/6\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) = \frac{M(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{6} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г/моль.}$$

Молярная концентрация эквивалента равна:

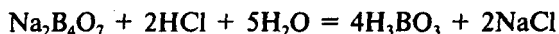
$$\begin{aligned} c(1/6\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3) &= \frac{n(1/6\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{V} = \frac{m(\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)}{M(1/6\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3)V} \\ &= \frac{10,0 \text{ г}}{57 \text{ г/моль} \cdot 1,5 \text{ л}} = 0,117 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

**Ответ:** 0,117 моль/л.

*Закон эквивалентов для прямого титрования с выражением количества веществ через массы или через объемы и молярную концентрацию растворов.*

**Пример 1-6.** Для стандартизации раствора хлороводородной кислоты навеску буры массой 0,2560 г растворили в мерной колбе. На титрование затрачено 13,16 мл раствора HCl. Вычислите концентрацию раствора хлороводородной кислоты.

**Решение.** В основе стандартизации лежит химическая реакция:



В соответствии с уравнением реакции фактор эквивалентности декагидрата тетрабората натрия (буры) равен  $1/2$ .

Для решения воспользуемся законом эквивалентов, записанным в следующем виде:

$$\begin{aligned} n(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) &= n(\text{HCl}) \\ \frac{m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}{M(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})} &= c(\text{HCl})V(\text{HCl}), \end{aligned}$$

откуда

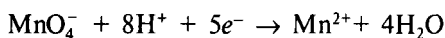
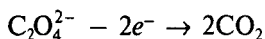
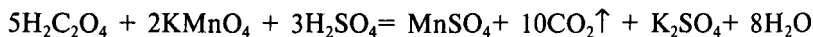
$$\begin{aligned} c(\text{HCl}) &= \frac{m(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})}{M(1/2\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O})V(\text{HCl})} = \\ &= \frac{0,2560 \text{ г}}{190,68 \text{ г/моль} \cdot 13,6 \cdot 10^{-3} \text{ л}} = 0,1020 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

**Ответ:** 0,1020 моль/л.

Закон эквивалентов для прямого титрования с выражением количеств веществ через массы или через объемы и молярную концентрацию растворов.

**Пример 1-7.** Вычислите молярную концентрацию эквивалента перманганата калия в приготовленном титранте, если на титрование в кислой среде 0,063 г химически чистого дигидрата щавелевой кислоты пошло 10,25 мл раствора перманганата калия.

**Решение.** Запишем уравнение реакции и определим факторы эквивалентности реагирующих веществ:



$$1/z(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = 1/2$$

$$1/z(\text{KMnO}_4) = 1/5.$$

Для решения воспользуемся законом эквивалентов, не забывая, что по условию задачи взят образец кристаллогидрата:

$$n(1/5\text{Ox}) = n(1/2\text{Red})$$

или применительно к данной задаче:

$$n(1/5\text{KMnO}_4) = n(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$$

$$c(1/5\text{KMnO}_4)V(\text{KMnO}_4) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}$$

Вычислим молярную концентрацию эквивалента перманганата калия, подставив известные по условию задачи числовые значения:

$$\begin{aligned} c(1/5\text{KMnO}_4) &= \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(1/2\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})V(\text{KMnO}_4)} = \\ &= \frac{0,063 \text{ г} \cdot 2}{126,2 \text{ г/моль} \cdot 0,01025 \text{ л}} = 0,097 \text{ моль/л.} \end{aligned}$$

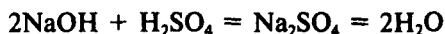
**Ответ:** 0,097 моль/л.

*Расчет массовой доли вещества по результатам прямого титрования.*

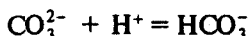
**Пример 1-8.** Гидроксид натрия некоторое время хранился в открытой склянке. Для проведения анализа на степень чистоты препарата образец массой 0,115 г растворили в дистиллированной воде и оттитровали раствором серной кислоты  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,087$  моль/л. На титрование в присутствии фенолфталеина было затрачено 14,80 мл, а

в присутствии метилового оранжевого — 15,40 мл титранта. Найдите массовые доли основного вещества и примесей в образце.

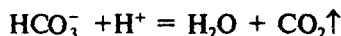
**Решение.** В результате неправильного хранения гидроксида натрия в образце можно ожидать примеси карбоната натрия и воды. В основе анализа лежат следующие реакции:



Из приведенных уравнений следует, что фактор эквивалентности для серной кислоты в этих реакциях равен  $1/2$ . Следовательно, молярная концентрация эквивалента титранта будет равна  $c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) = 2c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 0,087 = 0,174$  моль/л. Титрование с применением фенолфталеина заканчивают, когда в растворе устанавливается рН в диапазоне от 8,3 до 10,5. К этому моменту оттитровывается все количество гидроксида натрия и половина количества карбоната натрия, который превращается в гидрокарбонат:



При последующем титровании смеси кислотой в присутствии метилового оранжевого определяется вторая половина количества карбоната натрия:



Таким образом, объем титранта, соответствующий количеству карбоната натрия  $V'$ , равен удвоенной разнице между результатами титрования с метиловым оранжевым и фенолфталеином:

$$V' = 2(V_{\text{мо}} - V_{\text{фф}}) = 2(15,40 - 14,80) = 1,2 \text{ мл,}$$

где  $V_{\text{мо}}$  — объем кислоты, пошедшей на титрование в присутствии метилового оранжевого;  $V_{\text{фф}}$  — то же, в присутствии фенолфталеина.

Массу карбоната натрия рассчитывают по формуле:

$$\begin{aligned} m(\text{Na}_2\text{CO}_3) &= V'(\text{H}_2\text{SO}_4)c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4)M(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3) = \\ &= 1,2 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,174 \text{ моль/л} \cdot 53 \text{ г/моль} = 0,011 \text{ г.} \end{aligned}$$

Объем титранта, эквивалентный содержанию гидроксида натрия  $V'' = V_{\text{мо}} - V' = 15,40 - 1,2 = 14,20$  мл.

Массу гидроксида натрия рассчитывают по формуле:

$$\begin{aligned} m(\text{NaOH}) &= V''(\text{H}_2\text{SO}_4)c(1/2 \text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{NaOH}) = \\ &= 14,20 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot 0,174 \text{ моль/л} \cdot 40 \text{ г/моль} = 0,099 \text{ г.} \end{aligned}$$

Массовые доли веществ будут соответственно равны:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{NaOH})}{m_{\text{образца}}} \cdot 100\% = \frac{0,099 \text{ г}}{0,115 \text{ г}} \cdot 100\% = 85,9\%;$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m(\text{Na}_2\text{CO}_3)}{m_{\text{образца}}} \cdot 100\% = \frac{0,011 \text{ г}}{0,115 \text{ г}} \cdot 100\% = 9,6\%.$$

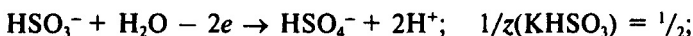
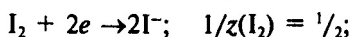
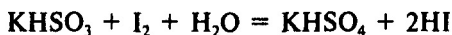
На долю воды и нетитруемых примесей осталось  $100\% - 85,9 - 9,6\% = 4,5\%$ .

*Ответ:*  $\omega(\text{NaOH}) = 85,9\%$ ;  $\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 9,6\%$ ;  $\omega(\text{H}_2\text{O}) = 4,5\%$ .

*Закон эквивалентов для обратного титрования (комбинация двух восстановителей и одного окислителя).*

**Пример 1-9.** К 10,0 мл анализируемого раствора гидросульфита калия добавили 10,0 мл раствора иода с концентрацией  $c(1/2 \text{ I}_2) = 0,0428$  моль/л. На реакцию с непрореагировавшим иодом затрачено 8,7 мл титранта с концентрацией  $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,0232$  моль/л. Рассчитайте молярную концентрацию анализируемого раствора.

**Решение.** Запишем уравнение реакции и определим факторы эквивалентности реагирующих веществ:



Для решения воспользуемся законом эквивалентов, записанным в виде:

$$n(1/z\text{Ox}) = n(1/z\text{Red}_1) + n(1/z\text{Red}_2)$$

или применительно к данной задаче:

$$n(1/2\text{I}_2) = n(1/2\text{KHSO}_3) + n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3),$$

$$c(1/2\text{I}_2)V(\text{I}_2) = c(1/2\text{KHSO}_3)V(\text{KHSO}_3) + c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3),$$

$$0,0428 \text{ моль/л} \cdot 0,01 \text{ л} = 2c(\text{KHSO}_3) + 0,0232 \text{ моль/л} \cdot 0,0087 \text{ л},$$

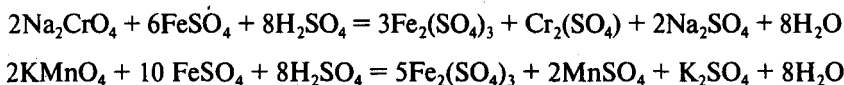
откуда  $c(\text{KHSO}_3) = 0,1131$  моль/л.

*Ответ:* 0,1131 моль/л.

*Расчет массы вещества в образце по результатам обратного титрования.*

**Пример 1-10.** Вычислите массу хромата натрия  $\text{Na}_2\text{CrO}_4$  в колбе объемом 100 мл по результатам титрования. К аликвотной доле объемом 10,0 мл добавлено 18,0 мл раствора соли Мора с концентрацией 0,06 моль/л, на титрование затрачено 12,0 мл титранта с концентрацией  $c(1/5\text{KMnO}_4) = 0,05$  моль/л.

**Решение.** Запишем уравнения реакций и определим факторы эквивалентности для реагирующих веществ:



$$1/z(\text{Na}_2\text{CrO}_4) = 1/3;$$

$$1/z(\text{FeSO}_4) = 1;$$

$$1/z(\text{KMnO}_4) = 1/5.$$

Для решения воспользуемся законом эквивалентов, записанным в виде:

$$v(1/z\text{Ox}_1) + v(1/z\text{Ox}_2) = v(1/z\text{Red})$$

или применительно к данной задаче:

$$n(1/3\text{Na}_2\text{CrO}_4) + n(1/5\text{KMnO}_4) = n(\text{FeSO}_4).$$

Выразим количества вещества эквивалента твердого вещества через массу и молярную массу эквивалента, а веществ, находящихся в растворе, — через молярную концентрацию эквивалента и объем:

$$\frac{m(\text{Na}_2\text{CrO}_4)}{M(1/3\text{Na}_2\text{CrO}_4)} = c(\text{FeSO}_4)V(\text{FeSO}_4) - c(1/5\text{KMnO}_4)V(\text{KMnO}_4).$$

Подставим в полученное выражение известные по условию задачи величины:

$$\frac{3m(\text{Na}_2\text{CrO}_4)}{162 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль/л} \cdot 0,018 \text{ л} - 0,05 \text{ моль/л} \cdot 0,012 \text{ л},$$

откуда  $m(\text{Na}_2\text{CrO}_4) = 0,0259 \text{ г}$ .

Рассчитанная величина — это масса вещества, содержащегося в аликвотной доле. Поскольку объем анализируемого раствора больше объема аликвотной доли в 10 раз, то полученную величину надо увеличить также в 10 раз.

*Ответ:* 0,259 г.

## Вопросы, упражнения и задачи

1-1. Как классифицируются титриметрические методы анализа по способу титрования? Приведите примеры.

1-2. Как классифицируются титриметрические методы анализа по используемой реакции? Приведите примеры.

1-3. Какие требования предъявляются к реакциям, используемым для прямого титрования?

1-4. Какие титранты применяют в ацидиметрии и алкалиметрии?

1-5. Объясните, почему растворы щелочей и большинства кислот, используемых в прямом титровании, необходимо стандартизовать?

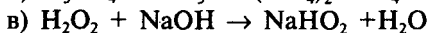
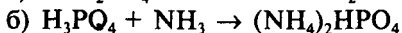
1-6. Приведите примеры индикаторов, применяемых в кислотно-основном и окислительно-восстановительном титровании.

1-7. Приведите пример безиндикаторного титриметрического определения.

1-8. Какие индикаторы следует выбрать при определении следующих веществ ацидиметрическим титрованием: KOH, NaHCO<sub>3</sub>, NH<sub>3</sub>? Дайте пояснения.

1-9. Какие индикаторы следует выбрать при определении следующих веществ алкалиметрическим титрованием: HNO<sub>3</sub>, HCOOH? Дайте пояснения.

1-10. Чему равен фактор эквивалентности вещества, указанного в схемах первым:

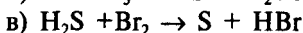
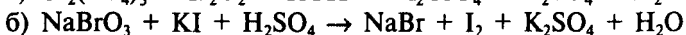


1-11. Какие вещества можно определять: а) прямым перманганатометрическим титрованием; б) обратным перманганатометрическим титрованием?

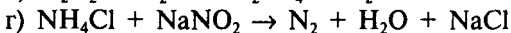
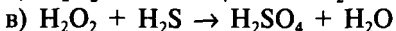
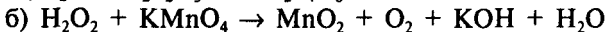
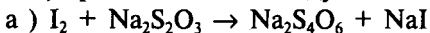
1-12. Приведите пример вещества, которое можно определить как прямым алкалиметрическим титрованием, так и прямым перманганатометрическим титрованием.

1-13. Приведите пример вещества, которое можно определить как косвенным иодометрическим титрованием, так и прямым перманганатометрическим титрованием.

1-14. Чему равен фактор эквивалентности вещества, указанного в схемах первым:



1-15. Чему равен фактор эквивалентности восстановителей в реакциях, представленных следующими схемами:



1-16. Чему равен фактор эквивалентности окислителей в следующих реакциях:

