

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное автономное образовательное
учреждение высшего образования
«СЕВАСТОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»

ИНСТИТУТ ЯДЕРНОЙ ЭНЕРГИИ И ПРОМЫШЛЕННОСТИ

Кафедра «Химия и химические технологии»

Э.В. Ткаченко

ЛАБОРАТОРНЫЙ ХИМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

Часть 1

ТИТРИМЕТРИЯ И ГРАВИМЕТРИЯ

Учебно-методическое пособие

к практическим и самостоятельным занятиям
по дисциплине для студентов 2 курса специальности
18.03.01– «Химическая технология»
дневной формы обучения

Севастополь
СевГУ
2021

УДК 543.24(075.8)
ББК 24.4я73
Т48

Р е ц е н з е н т:

Е.А. Магдыч – кандидат технических наук,
заведующий кафедрой «Химия и химические технологии»
ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»

Ткаченко Э.В.

Т48 Лабораторный химический анализ: учебно-методическое пособие к практическим и самостоятельным занятиям по дисциплине «для студентов специальности 18.03.01 – «Химическая технология» дневной формы обучения. [В 2 ч.]. Часть 1. Титриметрия. Гравиметрия / Э.В. Ткаченко; Севастопольский государственный университет, Институт ядерной энергии и промышленности, кафедра «Химия и химические технологии». – Севастополь: СевГУ, 2021. – 110 с. – Текст : электронный.

Учебно-методическое пособие состоит из двух разделов. Первый раздел содержит краткие теоретические основы и указания к решению типичных, наиболее важных задач с подробным рассмотрением примеров всех титриметрических методов анализа.

Задачи по титриметрическим методам разделены по основным направлениям, применяемым в лабораторном анализе: способы приготовления растворов, стандартизация титранта, расчет результатов анализа.

Второй раздел содержит краткие теоретические основы гравиметрического метода и указания к решению практических задач.

УДК 543.24(075.8)
ББК 24.4я73

Учебно-методическое пособие рассмотрено и утверждено на заседании кафедры «Химия и химические технологии», протокол № 9 от 18 июня 2020 г.

© Ткаченко Э.В., 2021
© ФГАОУ ВО «Севастопольский
государственный университет», 2021

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	4
Раздел I. Теоретические основы титриметрии	5
Примеры решения задач	12
1. Способы выражения концентраций	12
2. Вычисление молярной массы эквивалента вещества в реакциях, применяемых в титриметрическом анализе	16
3. Приготовление раствора заданной концентрации по навеске	19
4. Приготовление раствора заданной концентрации методом разбавления	21
5. Стандартизация титранта по результатам титрования	22
6. Расчеты по результатам титрования	24
7. Расчет точек на кривых титрования	37
8. Определение погрешности титрования	49
Задачи для самостоятельного решения	54
1. Расчет молярной массы эквивалента веществ	54
2. Кислотно-основное титрование	55
3. Окислительно-восстановительное титрование	61
4. Осадительное титрование	70
5. Комплексонометрическое титрование	73
Раздел II. Теоретические основы гравиметрии	77
Примеры решения задач	79
1. Расчет навески для анализа	79
2. Расчет объема осадителя	81
3. Расчет потери массы осадка за счет растворимости	83
4. Расчет результатов анализа	84
5. Расчет объема промывной жидкости	84
6. Расчет потери массы при промывании осадков	85
Задачи для самостоятельного решения	87
Приложение	94
Литература	110

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебно-методическое пособие «Лабораторный химический анализ» составлен в соответствии с учебной программой и предназначен для студентов специальности «Химическая технология».

Пособие состоит из двух разделов. Первый раздел содержит краткие теоретические основы и указания к решению типичных, наиболее важных задач с подробным рассмотрением примеров всех титриметрических методов анализа.

Задачи по титриметрическим методам разделены по основным направлениям, применяемым в лабораторном анализе: способы приготовления растворов, стандартизация титранта, расчет результатов анализа.

Второй раздел содержит краткие теоретические основы гравиметрического метода и указания к решению практических задач.

Данные разделы содержат задачи для самостоятельной работы студентов, облегчающие подготовку к сдаче промежуточного и итогового контроля знаний. При составлении пособия были использованы литературные источники по курсу количественного анализа.

РАЗДЕЛ I

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ТИТРИМЕТРИИ

Титрование – процесс прибавления небольшими порциями стандартного раствора реагента, называемого титрантом, к анализируемому раствору до того момента, когда определяемое вещество и титрант провзаимодействуют в эквивалентных количествах.

Поскольку вещества между собой взаимодействуют в эквивалентных количествах, то для двух стехиометрически реагирующих веществ справедливо соотношение:

$$C_{M,Э_1} \cdot V_1 = C_{M,Э_2} \cdot V_2$$

Точкой эквивалентности (ТЭ) называют момент окончания химической реакции.

В точке эквивалентности количество эквивалентов определяемого вещества (ОВ) равно количеству эквивалентов титранта (Т):

$$n_{\text{экв.ОВ}} = n_{\text{экв.Т}}$$

$$C_{M,Э \text{ ОВ}} \cdot V_{\text{р-раОВ}} \cdot 10^{-3} = C_{M,ЭТ} \cdot V_{\text{р-раОВ}} \cdot 10^{-3}$$

В зависимости от типа химической реакции, протекающей между определяемым веществом и титрантом, выделяют:

- **кисотно-основное титрование** - титриметрические методы анализа, основанные на протолитических реакциях;
- **комплексометрическое титрование** титриметрические методы анализа, основанные на реакциях образования растворимых комплексных соединений;
- **осадительное титрование** - титриметрические методы анализа, основанные на реакциях образования малорастворимых соединений;
- **окислительно-восстановительное титрование** - титриметрические методы анализа, основанные на окислительно-восстановительных реакциях.

Конец титрования устанавливают по изменению цвета индикатора или какого-либо физико-химического свойства раствора. Эта точка, называемая **конечной точкой титрования (КТТ)**, в общем случае не совпадает с теоретически рассчитанной точкой эквивалентности (ТЭ). ТЭ отличается от КТТ на величину индикаторной поргешности.

Индикатором (лат. indicator - указатель) называется вещество, видимо изменяющее свои свойства (окраску, люминесценцию, растворимость) при изменении концентрации какого-либо компонента в растворе.

Кисотно-основное титрование

В основе кислотно-основного титрования лежит протолитическая реакция:



В процессе кислотно-основного титрования изменяется кислотность среды, поэтому в качестве *индикаторов можно применять только такие вещества, окраска растворов которых зависит от pH среды*. Такие индикаторы относятся к различным классам органических соединений и называются *кислотно-основными или pH - индикаторами*.

Кислотно-основные индикаторы - это вещества, изменяющие свое строение, свойства и окраску при изменении pH раствора. В приложении 1 приведены наиболее часто применяющиеся кислотно-основные индикаторы.

Одной из характеристик любого индикатора является окраска раствора, которая характеризует обе его формы. Индикаторы бывают двухцветными, когда обе его формы окрашены, и одноцветными, когда окрашена только одна из форм. Окраска раствора каждого индикатора изменяется внутри узкого определенного интервала значений pH, который называется *интервалом перехода индикатора (ИП)*. Этот интервал определен способностью глаза человека к восприятию окрасок и равен

$$\text{ИП} = \Delta \text{pH} = \text{pK}_{\text{инд}} \pm 1$$

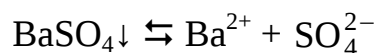
Из всех промежуточных оттенков обычно интересуется тот, при котором заканчивают титрование. *Значение pH, при котором заканчивают титрование с данным индикатором, называют показателем титрования и обозначают рТ*. Величину рТ и интервал перехода для каждого индикатора можно найти в справочных таблицах. Если величина рТ в таблицах не дана, то можно считать, что она лежит в середине интервала значений pH и может быть рассчитана путем деления на два суммы указанных пределов.

Например, интервал значений pH перехода окраски метилового желтого 2,9-4,0. Следовательно, $\text{pT} = \frac{2,9 + 4,0}{2} = 3,45$

Осадительное титрование

В основе осадительного метода титрования лежит реакция образования малорастворимого соединения.

Гетерогенная (неоднородная) система состоит из двух фаз: насыщенного раствора электролита и осадка. В этой системе устанавливается динамическое равновесие:



Константой химического равновесия в гетерогенной системе является произведение растворимости (ПР), которое формулируется следующим образом: *произведение концентраций ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе есть величина постоянная при данной температуре:*

$$\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}]$$

Произведение растворимости характеризует растворимость вещества: чем больше значение ПР, тем больше растворимость.

При титровании в точке эквивалентности образуются осадки, поэтому для нахождения концентрации ионов следует знать формулы расчета растворимости.

Если осадок состоит из ионов одинакового заряда (типа АВ), растворимость рассчитывают по формуле

$$S_{\text{AB}} = \sqrt{\text{ПР}_{\text{AB}}}$$

Если осадок состоит из ионов разных зарядов (типа A_mB_n), растворимость рассчитывают по формуле:

$$S_{\text{A}_m\text{B}_n} = \sqrt[m+n]{\frac{\text{ПР}^T_{\text{A}_m\text{B}_n}}{m^m \cdot n^n}}$$

Для определения конечной точки титрования в осадительном титровании применяются следующие индикаторы:

1. *Осадительные индикаторы* образуют с титрантом цветные осадки, при появлении которых заканчивают титрование. Например, в методе Мора K_2CrO_4 служит осадительным индикатором

2. *Металлохромные индикаторы-индикаторы, изменяющие окраску в зависимости от концентрации иона металла.* Индикаторы образуют с ионами металлов цветной комплекс, меняющий цвет раствора вблизи точки эквивалентности. Например, в методе Фольгарда железоммонийные квасцы являются металлохромным индикатором.

3. *Адсорбционные индикаторы* – это красители, проявляющие свойства слабых органических кислот, которые что при определенных условиях могут адсорбироваться на образовавшемся при титровании осадке, изменяя при этом его цвет (Приложение 2). Например, в методе Фаянса адсорбционными индикаторами являются эозин или флуоресцеин.

В приложении 2 приведены наиболее часто применяющиеся осадительные индикаторы.

Окислительно-восстановительное титрование

В основе метода лежит изменение потенциала окислительно-восстановительной системы при изменении соотношения концентраций окисленной и восстановленной форм окислителя или восстановителя в процессе титрования.

Электродный потенциал для конкретных условий можно рассчитать по уравнению Нернста:

$$\varepsilon_{\text{ок./вос.}} = \varepsilon_{\text{ок./вос.}}^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln \frac{[\text{ок.}]}{[\text{вос.}]},$$

где $\varepsilon_{\text{ок./вос.}}$ – потенциал окислителя или восстановителя;

$[\text{ок.}]$ – концентрация окисленной формы;

$[\text{вос.}]$ – концентрация восстановленной формы;

R – универсальная газовая константа, 8,314 Дж/моль·К;

T – температура, 298 К;

n – число присоединенных или отданных электронов;

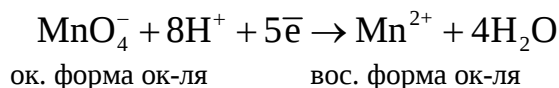
F – число Фарадея, 96500 Кл/моль.

Если в уравнение Нернста подставить численные значения R , F и $T = 273 + 25^{\circ}\text{C} = 298\text{ К}$ и натуральный логарифм заменить на десятичный, то получим следующее уравнение:

$$\varepsilon_{\text{ок./вос.}} = \varepsilon_{\text{ок./вос.}}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg \frac{[\text{ок.}]}{[\text{вос.}]}$$

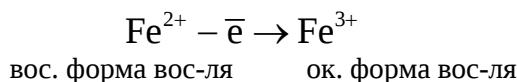
Ион, проявляющий в реакции окислительные свойства, присоединяя электроны, превращается в свою восстановленную форму.

Например,



Ион, проявляющий в реакции восстановительные свойства, отдавая электроны, превращается в свою окисленную форму.

Например,



Для обнаружения конечной точки титрования в редоксиметрии используют:

1. Исчезновение или появление окраски титранта или определяемого вещества, например, при титровании ионов Fe^{2+} раствором KMnO_4 в КТТ раствор окрашивается в розовый цвет.

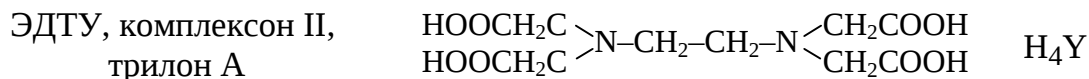
2. Окислительно-восстановительные индикаторы - это соединения, способные к окислению или восстановлению, причем их окисленная и восстановленная формы имеют разную окраску, например, ферроин, фенантролин, дифениламин и др. (Приложение 3).

3. Специфические индикаторы - это вещества, образующие интенсивно окрашенное соединение с одним из компонентов окислительно-восстановительной системы. Например, при титровании иода используют специфический индикатор – крахмал, образующий темно-синее соединение с ионами.

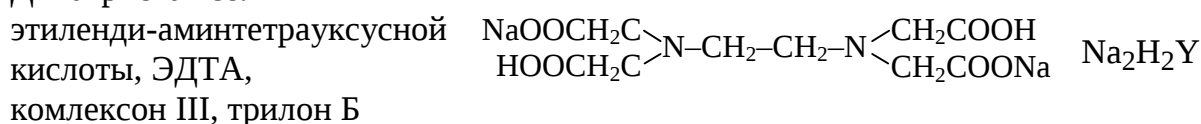
Комплексонометрическое титрование

Метод комплексонометрического титрования (комплексонометрия) основан на реакции образования внутрикомплексных соединений ионов металлов со специальными комплексообразующими органическими реагентами – комплексонами, в частности, аминополикарбоновыми кислотами и их солями.

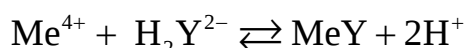
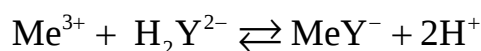
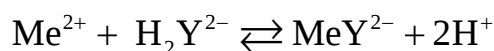
Самыми распространенными являются этилендиаминтетрауксусная кислота (ЭДТУ) и ее соль.



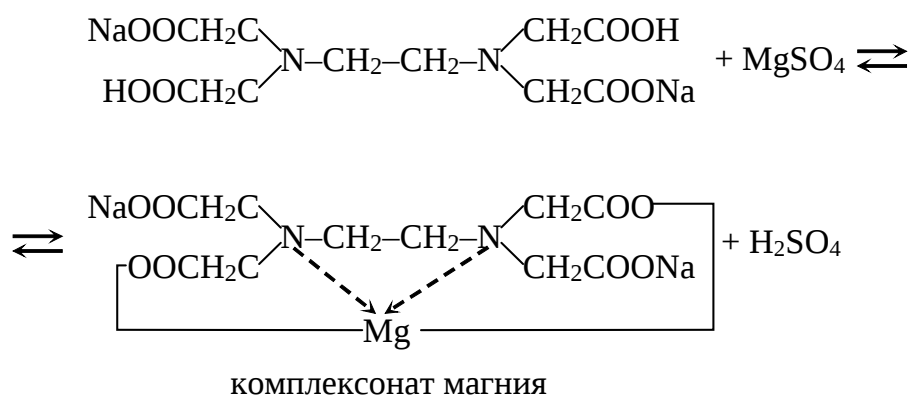
Динатриевая соль



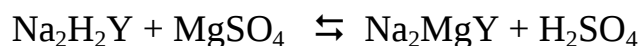
Комплексоны образуют с ионами металлов прочные комплексы состава 1:1 (комплексонаты) независимо от заряда и pH среды:



Образование внутрикомплексного соединения трилона Б, например, с сульфатом магния можно изобразить следующей схемой:



или в сокращенном виде:

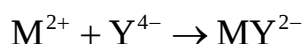


Для обнаружения конечной точки титрования в комплексонометрии используют: металлохромные индикаторы (Приложение 4). При титровании комплексом, менее прочные комплексные соединения MeInd разрушаются и образуются более прочные комплексы катиона с комплексоном, например – Na_2MeY .

В точке эквивалентности первоначальный цвет комплексного соединения MeInd исчезает и появляется окраска, соответствующая свободному индикатору.

Условная константа устойчивости комплексонатов при заданном pH

Титрование большинства металлов проводят при определенном значении pH, добавляя буферные растворы. Ионы металлов с компонентами буферных растворов образуют комплексные ионы, и их равновесная концентрация становится значительно ниже общей, поэтому расчеты следует проводить с применением условной константы устойчивости (β^y), которая учитывает конкурирующие взаимодействия. Например,



$$\beta^y = \frac{C_{\text{MY}^{2-}}}{C_{\text{M}^{2+}} \cdot C_{\text{Y}^{4-}}} = \beta^p \cdot \alpha_{\text{M}^{2+}} \cdot \alpha_{\text{Y}^{4-}} = \beta^T \cdot \alpha_{\text{M}^{2+}} \cdot \alpha_{\text{Y}^{4-}} \cdot f_{\text{M}^{2+}} \cdot f_{\text{Y}^{4-}}$$

Условная константа устойчивости зависит от температуры, давления, природы растворителя, а также коэффициента активности (f) и глубины протекания конкурирующих взаимодействий (мольной доли, α).

В комплексонометрическом титровании, при расчетах условной константы устойчивости, можно пренебречь электростатическими взаимодействиями, т.к. они сказываются намного слабее химических.

Тогда $f_{M^{2+}} = f_{Y^{4-}} = 1$

$$\beta^Y = \frac{C_{MY^{2-}}}{C_{M^{2+}} \cdot C_{Y^{4-}}} = \beta^P \cdot \alpha_{M^{2+}} \cdot \alpha_{Y^{4-}} = \beta^T \cdot \alpha_{M^{2+}} \cdot \alpha_{Y^{4-}}$$

Влияние pH среды учитывают с помощью коэффициента конкурирующей реакции $\alpha_{Y^{4-}}$, отражающего протонирование лиганда Y^{4-} и представляющего собой мольную долю ионов Y^{4-} в общей концентрации несвязанного с металлом комплексона $C(Y)$, находящегося в различных формах протонирования

$$C_{Y^{4-}} = [H_4Y] + [H_3Y^-] + [H_2Y^{2-}] + [HY^{3-}] + [Y^{4-}]$$

$$\alpha_{Y^{4-}} = \frac{[Y^{4-}]}{C_{Y^{4-}}},$$

откуда $[Y^{4-}] = C_{Y^{4-}} \cdot \alpha_{Y^{4-}}$

Значения мольной доли $\alpha_{Y^{4-}}$ при различных значениях pH приведены в прил.6.

Мольную долю ионов металла $\alpha(M^{n+})$ рассчитывают из величин общих констант устойчивости комплексов ML^{n+} , $ML_2^{n+} \dots ML_m^{n+}$ ($\beta_1, \beta_2, \dots \beta_m$), которые являются произведением соответствующих ступенчатых констант устойчивости ($\beta_1 = K_1$; $\beta_2 = K_1 \cdot K_2$ и т.д.), и равновесной концентрации лиганда L:

$$\alpha_{M^{n+}} = \frac{1}{1 + \beta_1 [L] + \beta_2 [L]^2 + \dots \beta_m [L]^m}$$

$$\alpha_{M^{n+}} = \frac{[M^{n+}]}{C_{M^{n+}}},$$

где $[M^{n+}]$ – равновесная концентрация иона металла;

$C_{M^{n+}}$ – общая концентрация металла, не связанного с ЭДТА.

$$[M^{n+}] = C_{M^{n+}} \cdot \alpha_{M^{n+}}.$$

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

1. Способы выражения концентраций

1. Молярная концентрация вещества $C_{M,A}$, моль/л – количество вещества A в моль, содержащееся в 1 л раствора:

$$C_{M,A} = \frac{n_A}{V_{p-paA}} = \frac{m_A}{M_A \cdot V_{p-paA}},$$

где $n_A = C_{M,A} \cdot V_A$ – количество вещества A в моль, растворенное в 1 л раствора.

2. Молярная концентрация эквивалента $C_{M,эA}$, (моль/л) – количество вещества эквивалентов A в моль, содержащееся в 1 л раствора:

$$C_{M,эA} = \frac{n_{эвA}}{V_{p-paA}} = \frac{m_A}{M_{эA} \cdot V_{p-paA}}$$

Молярную концентрацию эквивалента $C_{M,эA}$ также называют *нормальной концентрацией вещества* ($C_n A$).

3. Титр вещества T_A , г/мл – масса вещества A в г, содержащаяся в 1 мл раствора:

$$T_A = \frac{m_A}{V_{p-paA}} = \frac{C_{MэA} \cdot M_{эA}}{1000}$$

4. Титриметрический фактор пересчета $T_{A/B}$ (г/мл) – масса определяемого вещества B (в г), взаимодействующая с 1 мл титранта A :

$$T_{A/B} = \frac{T_A \cdot M_{эB}}{M_{эA}} = \frac{C_{MэA} \cdot M_{эB}}{1000}$$

5. Поправочный коэффициент (F) – величина, показывающая во сколько раз практические концентрации титранта отличаются от соответствующих «теоретических» значений, заданных в методике:

$$F = \frac{C_{M,эA}^{п.}}{C_{M,эA}^{теор.}} = \frac{T_A^{п.}}{T_A^{теор.}} = \frac{T_{A/B}^{п.}}{T_{A/B}^{теор.}}$$

Используя выше приведенные формулы можно сделать пересчет одних выражений концентраций в другие. Так, например

$$C_{M,\text{э}} = \frac{C_M \cdot M}{M_3} = \frac{T \cdot 1000}{M_3} = \frac{T_{A/B} \cdot 1000}{M_3 B} = \frac{\omega\% \cdot 10 \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M_3}$$

Расчеты концентраций после смешивания растворов

а) растворы одного вещества с разной концентрацией:

$$C_{H,3} A = \frac{C_{H,1} A \cdot V_1 + C_{H,2} A \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

б) растворы веществ, реагирующих между собой:

$$C_{H,A_1}^* = \frac{C_{H,1} A_1 \cdot V_1 - C_{H,2} A_2 \cdot V_2}{V_1 + V_2}$$

где $C_{H,1}$, V_1 – концентрация и объем раствора, добавленного в избытке.

Если концентрации реагирующих веществ равны между собой и не учитывается разбавление раствора (например, при расчете кривых титрования), то формула упрощается:

$$C_{H,A_1}^* = \frac{C_{H,A_1} \cdot (V_1 - V_2)}{V_{\text{ал}}}$$

в) при разбавлении раствора водой:

$$C_{M,\text{э}A_1}^* = \frac{C_{M,\text{э}A_1} \cdot V_{A_1}}{V_{A_1} + V_{H_2O}}$$

Пример 1. Приготовить 20 л 0,1 Н раствора хлороводородной кислоты из кислоты, плотность которой 1,19 г/мл.

Решение

I способ

1. Нормальная концентрация C_H – количество эквивалентов вещества в моль, содержащееся в 1 л раствора. В 0,1 Н растворе хлороводородной кислоты содержится 0,1 моль эквивалента HCl.

$$C_{H,HCl} = \frac{n_{\text{эвк},HCl}}{V_{\text{р-ра}HCl}} = \frac{m_{HCl}}{M_{\text{э},HCl} \cdot V_{\text{р-ра}HCl}}$$

2. Для приготовления 20 л раствора HCl потребуется:

$$m_{\text{HCl}} = C_{\text{н, HCl}} \cdot M_{\text{э, HCl}} \cdot V_{\text{р-ра, HCl}} = 0,1 \cdot 36,5 \cdot 20 = 73 \text{ г}$$

3. По справочнику (см. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии) определяем значение процентной концентрации. При $\rho_{\text{HCl}} = 1,19 \text{ г/мл}$, $C\%_{\text{HCl}} = 38,32 \%$. В приложении 11 приведены данные зависимости плотности от концентрации растворов.

Массовая доля (ω), выраженная в % называется процентной концентрацией и показывает массовое содержание растворенного вещества в 100 г раствора.

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100 = \frac{m_{\text{в}}}{V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}}} \cdot 100$$

4. Определение объема раствора соляной кислоты

$$V_{\text{р-ра HCl}} = \frac{m_{\text{HCl}} \cdot 100}{\omega \cdot \rho_{\text{р-ра HCl}}}$$

$$V_{\text{р-ра HCl}} = \frac{73 \cdot 100}{38,32 \cdot 1,19} = 160 \text{ мл}$$

II способ

По справочнику можно определить значение молярной концентрации. При $\rho_{\text{HCl}} = 1,19 \text{ г/мл}$, $C_{\text{м HCl}} = 12,50 \text{ М}$, т.к. молярная масса HCl равна молярной массе эквивалента и равна 36,5 г/моль, то $C_{\text{н HCl}} = C_{\text{м HCl}} = 12,50 \text{ моль/л}$.

Исходя из того, что растворы разной нормальности реагируют между собой в объемах, обратно пропорциональных их нормальностям, можно записать:

$$\frac{C_{\text{H}_1}}{C_{\text{H}_2}} = \frac{V_2}{V_1}, \text{ отсюда } V_2 = \frac{C_{\text{H}_1} \cdot V_1}{C_{\text{H}_2}}$$

$$V_{2, \text{HCl}} = \frac{C_{\text{H}_1, \text{HCl}} \cdot V_{1, \text{HCl}}}{C_{\text{H}_2, \text{HCl}}} = \frac{0,1 \cdot 20}{12,50} = 0,16 \text{ л или 160 мл}$$

Пример 2. Сколько нужно добавить воды к 120 мл 18 % раствора хлорида натрия, плотность которого 1,1364 г/мл, чтобы получить 0,8 Н раствор?

Решение

1. Определение массы раствора хлорида натрия объемом 120 мл:

$$m_{\text{p-ра}_1 \text{NaCl}} = V_{\text{p-ра NaCl}} \cdot \rho_{\text{p-ра NaCl}} = 120 \cdot 1,1364 = 136,37 \text{ г}$$

2. Определение массы хлорида натрия в 136,37 г раствора:

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{p-ра}}}$$

$$m_{\text{NaCl}} = \omega \cdot m_{\text{p-ра NaCl}}$$

$$m_{\text{NaCl}} = 0,18 \cdot 136,37 = 24,5466 \text{ г}$$

3. Определение массы хлорида натрия в 1 л 0,8 Н раствора:

$$m_{\text{NaCl}} = 0,8 \cdot 58,5 = 46,8 \text{ г}$$

4. Определение объема раствора, в котором содержится 24,5466 г хлорида натрия

В 1000 мл раствора содержится 46,8 г хлорида натрия

В X мл раствора содержится 24,5466 г хлорида натрия

$$V_{\text{p-ра}_2 \text{NaCl}} = \frac{1000 \cdot 24,5466}{46,8} = 524,5 \text{ мл}$$

5. Отсюда воды нужно добавить:

$$V_{\text{H}_2\text{O}} = V_{\text{p-ра}_2 \text{NaCl}} - V_{\text{p-ра}_1 \text{NaCl}} = 524,5 - 120 = 404,5 \text{ мл}$$

Пример 3. Рассчитать титр, титр по HCl и молярную концентрацию для раствора NaOH с массовой долей 30,20 %.

Решение

Плотность раствора $\rho_{\text{p-ра}}$ находим в справочнике по известной массовой доле: $\rho_{\text{p-ра}} = 1,330 \text{ г/мл}$.

$M_{\text{э HCl}} = M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ г/моль}$; $M_{\text{э NaOH}} = M_{\text{NaOH}} = 40 \text{ г/моль}$.

1. Определим массу HCl, содержащуюся в 1 мл раствора:

30,20 г HCl содержится в $\frac{100}{1,330}$ мл раствора

X г HCl содержится в 1 мл раствора

$$m_{\text{HCl}} = \frac{30,20 \cdot 1,330}{100} = 0,4017 \text{ г, следовательно, } T_{\text{HCl}} = 0,4017 \text{ г/мл.}$$

2. Для расчета $T_{\text{NaOH/HCl}}$ можно воспользоваться

$$\frac{T_{\text{NaOH}}}{M_{\text{эNaOH}}} = \frac{T_{\text{NaOH/HCl}}}{M_{\text{эHCl}}}$$

$$T_{\text{NaOH/HCl}} = \frac{T_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{эHCl}}}{M_{\text{эNaOH}}} = \frac{0,4017 \cdot 36,5}{40} = 0,3665 \text{ г / мл}$$

3. Воспользуемся взаимосвязью массовой доли с молярной концентрацией:

$$C_M = \frac{\omega \cdot 10 \cdot \rho_{\text{р-ра}}}{M}$$
$$C_{M \text{ NaOH}} = \frac{\omega_{\text{NaOH}} \cdot 10 \cdot \rho_{\text{р-ра NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}}$$

$$C_{M \text{ NaOH}} = \frac{30,20 \cdot 10 \cdot 1,330}{40} = 10,04 \text{ моль / л}$$

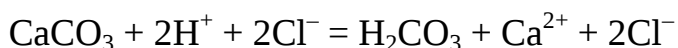
2. Вычисление молярной массы эквивалента вещества в реакциях, применяемых в титриметрическом анализе

Эквивалентом называется реальная или условная частица, которая может присоединять или отдавать один ион водорода H^+ (или быть другим образом эквивалентной ему в кислотно-основных реакциях) или присоединять или отдавать один электрон в окислительно-восстановительных реакциях.

Молярная масса эквивалента вещества - масса одного моль эквивалента вещества, г/моль.

Для вычисления молярной массы эквивалентов необходимо учитывать конкретную химическую реакцию, в которой участвует вещество, и уметь правильно написать ее уравнение.

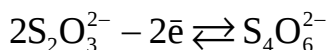
1. В кислотно-основной реакции эквивалент кислоты или основания – такая условная частица вещества, которая в данной реакции высвобождает один ион водорода или соединяется с ним, или каким-либо образом эквивалентна ему. Например, рассчитаем $M_{\text{э}}(\text{CaCO}_3)$ в реакции:



С одним ионом H^+ взаимодействует $1/2$ моль CaCO_3 , тогда молярная масса эквивалента $M_{\text{э, CaCO}_3} = 1/2 M_{\text{CaCO}_3} = 1/2 \cdot 100 = 50 \text{ г/моль.}$

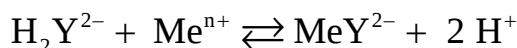
2. В реакции окисления-восстановления эквивалент окисляющегося или восстанавливающегося вещества – это такая условная частица вещества, которая может присоединять или отдавать один электрон в данной химической реакции.

Например, определим $M_э(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$ и продукта его окисления – иона $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$, используя полуреакцию:



в которой участвуют два электрона. Один ион $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ отдает 1 электрон, т. е. $M_{э,\text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = M_{\text{S}_2\text{O}_3^{2-}}$, а один ион $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$ присоединяет 2 электрона ($n = 2$), и $M_{э,\text{S}_4\text{O}_6^{2-}} = 1/2 M_{\text{S}_4\text{O}_6^{2-}}$

3. В комплексонометрии комплексон III в водном растворе диссоциирует с образованием ионов H_2Y^{2-} . Для определения $M_э(\text{ТБ})$ используют реакцию:



В результате замещения выделяется 2H^+ , отсюда следует, что $M_э$ (комплексона III) равен:

$$M_{э,\text{ТБ}} = M_{\text{ТБ}} \cdot f_{э\text{ТБ}}$$

$$f_{э\text{ТБ}} = \frac{1}{2}$$

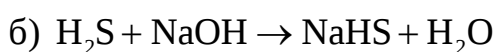
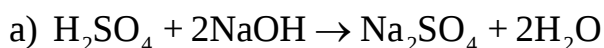
$$M_{э,\text{ТБ}} = 336 \cdot \frac{1}{2} = 168 \text{ г / моль}$$

Особенностью реакции является то, что при взаимодействии H_2Y^{2-} с ионами металлов в разной степени окисления ($n > 2$) всегда освобождаются только 2 иона водорода ($n = 2$).

$$M_{э,\text{Me}} = M_{\text{Me}} \cdot f_{э\text{Me}}$$

$$f_{э\text{Me}} = \frac{1}{2}$$

Пример 1. Рассчитать молярные массы эквивалента серной и сероводородной кислот в реакциях:



Решение

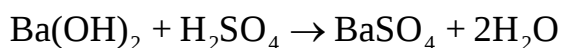
а) Одна молекула серной кислоты является донором двух протонов в реакции, поэтому:

$$M_{\text{э}, \text{H}_2\text{SO}_4} = M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot f_{\text{эH}_2\text{SO}_4} = 98 \cdot \frac{1}{2} = 49 \text{ г / моль}$$

б) Одна молекула сероводородной кислоты является донором одного протона в реакции, поэтому

$$M_{\text{э}, \text{H}_2\text{S}} = \frac{M_{\text{H}_2\text{S}}}{1} = \frac{34}{1} = 34 \text{ г / моль}$$

Пример 2. Рассчитать молярную массу эквивалента гидроксида бария в реакции:

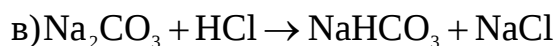
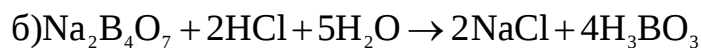
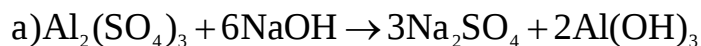


Решение

Одна молекула гидроксида бария в реакции является акцептором двух ионов водорода, поэтому:

$$M_{\text{э}, \text{Ba}(\text{OH})_2} = M_{\text{Ba}(\text{OH})_2} \cdot \frac{1}{2} = \frac{171}{2} = 85,5 \text{ г / моль}$$

Пример 3. Рассчитать молярную массу эквивалента соли в реакциях:



Решение

а) Одна молекула сульфата алюминия реагирует с шестью гидроксид-ионами и, следовательно, эквивалентна шести ионам водорода, поэтому:

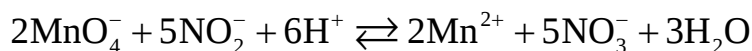
$$M_{\text{э}, \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{1}{6} = \frac{342}{6} = 57 \text{ г / моль}$$

б) Одна молекула тетрабората натрия реагирует с двумя ионами водорода, поэтому:

$$M_{\text{э}, \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} = M_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7} \cdot \frac{1}{2} = \frac{202}{2} = 101 \text{ г / моль}$$

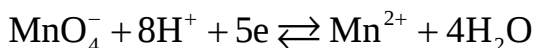
в) Одна молекула карбоната натрия реагирует с одним ионом водорода, поэтому молярная масса эквивалента карбоната натрия в этой реакции равна его молярной массе 106 г/моль.

Пример 4. Рассчитать молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя в реакции:



Решение

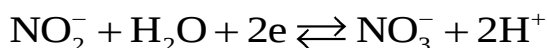
а) В соответствии с уравнением полуреакции восстановления:



одна молекула перманганата калия принимает пять электронов, поэтому:

$$M_{\text{э, KMnO}_4} = M_{\text{KMnO}_4} \cdot \frac{1}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ г / моль}$$

б) В соответствии с уравнением полуреакции окисления:

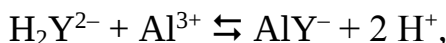


одна молекула нитрита натрия отдает два электрона, поэтому:

$$M_{\text{э, NaNO}_2} = M_{\text{NaNO}_2} \cdot \frac{1}{2} = \frac{69}{2} = 34,5 \text{ г / моль}$$

Пример 5. Рассчитать молярную массу эквивалента при титровании иона Al^{3+} комплексом III:

Решение



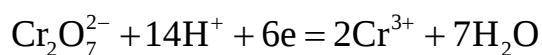
$$M_{\text{э, Al}^{3+}} = M_{\text{Al}^{3+}} \cdot f_{\text{э, Al}^{3+}} = M_{\text{Al}^{3+}} \cdot \frac{1}{3} = \frac{27}{3} = 9 \text{ г / моль}$$

3. Приготовление раствора заданной концентрации по навеске

Пример 1. Рассчитайте массу навески $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, которую необходимо взвесить для приготовления 1,5 л 0,1021 Н раствора титранта $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Решение

Полуреакция восстановления имеет вид:



Окисления форма окислителя принимает шесть электронов, потому

$$M_{\text{э}, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot f_{\text{э}, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 294 \cdot \frac{1}{6} = 49 \text{ г/моль}.$$

1. Расчет количества $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в 1,5 л раствора:

$$C_{\text{м,э А}} = \frac{n_{\text{э,кв А}}}{V_{\text{р-ра А}}} = \frac{m_{\text{А}}}{M_{\text{э А}} \cdot V_{\text{р-ра А}}}$$

$$n_{\text{э,кв А}} = C_{\text{м,э А}} \cdot V_{\text{р-ра А}}$$

$$n_{\text{э,кв K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,1021 \cdot 1,5 = 0,153 \text{ моль}$$

2. Определение массы бихромата калия:

$$n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} / M_{\text{э}, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}$$

$$m_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot M_{\text{э}, \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,153 \cdot 49 = 7,5 \text{ г}$$

Пример 2. Какую массу навески бромата калия необходимо взять для приготовления 200,0 мл раствора с нормальной концентрацией соли 0,1000 моль/л?

Решение

1. Определение массы KBrO_3 , содержащейся в 200 мл раствора:

$$C_{\text{м,э А}} = \frac{n_{\text{э,кв А}}}{V_{\text{р-ра А}}} = \frac{m_{\text{А}}}{M_{\text{э А}} \cdot V_{\text{р-ра А}}}$$

$$m_{\text{А}} = n_{\text{э,кв А}} \cdot M_{\text{э А}} \cdot V_{\text{р-ра А}}$$

2. Определение массы навески KBrO_3 :

$$m_{\text{KBrO}_3} = n_{\text{KBrO}_3} \cdot M_{\text{KBrO}_3} \cdot f_{\text{э}, \text{KBrO}_3} \cdot V_{\text{р-ра}}$$

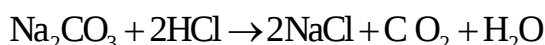
3. Определение молярной массы эквивалентов KBrO_3 :

$$M_{\text{эKBrO}_3} = M_{\text{KBrO}_3} \cdot f_{\text{эKBrO}_3} = 167 \cdot \frac{1}{6} = 27,83 \text{ г/моль}$$

4. Определение массы KBrO₃:

$$m_{\text{KBrO}_3} = 0,1 \cdot 27,83 \cdot 0,2 = 0,5566 \text{ г}$$

Пример 3. Навеску карбоната натрия массой 1,000 г растворили в воде и получили 250,0 мл раствора. Определить нормальную концентрацию карбоната натрия в растворе и его титриметрический фактор пересчета по хлороводородной кислоте, если при титровании протекает реакция:



Решение

1) Из уравнения реакции следует, что

$$M_{\text{эNa}_2\text{CO}_3} = M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot f_{\text{эNa}_2\text{CO}_3} = 106 \cdot \frac{1}{2} = 53 \text{ г/моль}$$

2) Определение нормальной концентрации Na₂CO₃

$$C_{\text{м,эNa}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{эNa}_2\text{CO}_3} \cdot V_{\text{р-ра Na}_2\text{CO}_3}}$$

$$C_{\text{м,эNa}_2\text{CO}_3} = \frac{1,000}{53 \cdot 250 \cdot 10^{-3}} = 0,075 \text{ моль/л}$$

3) Определение титриметрического фактора пересчета по хлороводородной кислоте

$$T_{\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{HCl}} = \frac{C_{\text{н,Na}_2\text{CO}_3} \cdot M_{\text{э,HCl}}}{1000}$$

$$T_{\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{HCl}} = \frac{0,075 \cdot 36,5}{1000} = 0,00275 \text{ г/мл}$$

4. Приготовление раствора заданной концентрации методом разбавления

Пример 1. Приготовить 500 мл 0, 1Н раствора серной кислоты из раствора с плотностью 1,835 г/мл.

Решение

1. В справочнике по величине плотности находят молярную концентрацию исходного раствора. При $\rho = 1,735$ г /мл, молярная концентрация $C_m \text{ H}_2\text{SO}_4 = 17,91$ моль/л.

2. Из соотношения $\frac{C_{m, \text{H}_2\text{SO}_4}}{C_{n, \text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{M_{\text{э}, \text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$ определим нормальную концентрацию серной кислоты:

$$C_{n, \text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{C_{m, \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{э}, \text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{17,91 \cdot 98}{49} = 35,82 \text{ моль/л}$$

3. Расчет объема исходного раствора серной кислоты можно определить из соотношения: $\frac{C_{n1, \text{H}_2\text{SO}_4}}{C_{n2, \text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{V_{\text{р-ра } 2, \text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{р-ра } 1, \text{H}_2\text{SO}_4}}$

$$V_{\text{р-ра } 1, \text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{C_{n2, \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{р-ра } 2, \text{H}_2\text{SO}_4}}{C_{n1, \text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{0,1 \cdot 500}{35,82} = 1,4 \text{ мл}$$

Ответ: надо отмерить 1,4 мл исходного раствора серной кислоты и разбавить его водой до 500 мл.

Пример 2. Раствор нитрата серебра содержит в 200 мл 2 г соли. Сколько нужно добавить нитрата серебра, чтобы получить 0,1 Н раствор.

Решение

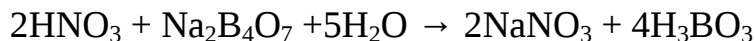
В 1 литре 0,1 Н раствора нитрата серебра содержится 0,1 моль эквивалентов соли. Эквивалентная масса нитрата серебра равна его молярной массе 170 г/моль, следовательно, масса нитрата серебра $0,1 \cdot 170 = 17$ г. Для приготовления 200 мл 0,1 Н раствора нитрата серебра необходима масса $17 \cdot 0,2 = 3,4$ г. Поэтому необходимо добавить $3,4 - 2 = 1,4$ г.

5. Стандартизация титранта по результатам титрования

Пример 1. Для стандартизации раствора азотной кислоты навеску 1,7594 г $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ растворили в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. На титрование аликвотной части ($V = 15,0$ мл) этого раствора затрачено 12,7 мл раствора HNO_3 . Вычислить молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора кислоты.

Решение

При титровании протекает следующая реакция:



1. Эквивалентная масса $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ равна:

$$M_{\text{э}, \text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = \frac{M_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}}{2} = \frac{282}{2} = 191 \text{ г/моль}$$

2. Расчет нормальной концентрации приготовленного раствора тетрабората натрия по формуле

$$C_{\text{н А}} = \frac{n_{\text{экв А}}}{V_{\text{р-ра А}}} = \frac{m_{\text{А}}}{M_{\text{э А}} \cdot V_{\text{р-ра А}}}$$

$$C_{\text{н Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{э Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{р-ра Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}}$$

$$C_{\text{н Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = \frac{1,7594}{191 \cdot 0,1} = 0,0921 \text{ моль / л}$$

3. По закону эквивалентов рассчитаем нормальную концентрацию раствора HNO_3 :

$$\frac{V_{\text{р-ра, Na}_2\text{B}_4\text{O}_7}}{V_{\text{р-ра, HNO}_3}} = \frac{C_{\text{н, HNO}_3}}{C_{\text{н, Na}_2\text{B}_4\text{O}_7}}$$

$$C_{\text{н HNO}_3} = 15,0 \cdot 0,09226 / 12,7 = 0,1090 \text{ моль/л}$$

Эквивалентная масса HNO_3 совпадает со значением молярной массы. Титр раствора кислоты рассчитываем по формуле

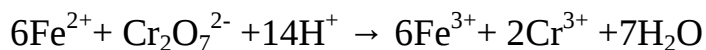
$$T_{\text{HNO}_3} = \frac{C_{\text{HNO}_3} \cdot M_{\text{э HNO}_3}}{1000}$$

$$M_{\text{э HNO}_3} = 63,013 \text{ г/моль};$$

$$T_{\text{HNO}_3} = \frac{0,1090 \cdot 63,013}{1000} = 0,006868 \text{ г / мл}$$

Пример 2. Чему должен быть равен титр раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, чтобы 1 мл его, израсходованный на титрование FeCl_2 , полученного из навески руды 0,2 г соответствовал точно 0,5 % железа.

Решение



$$\omega_A = \frac{m_A \cdot 100}{m_{\text{нав.}}}$$

$$m_{\text{Fe}} = \frac{\omega_{\text{Fe}} \cdot m_{\text{нав.}}}{100} = \frac{0,5 \cdot 0,2}{100} = 0,001\text{г}$$

Следовательно, 1 мл титранта $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ взаимодействует с 0,001 г Fe, т.е. это

$$T_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}}}{V_{\text{р-ра K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} \text{ или}$$

$$T_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{Fe}} = \frac{T_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot M_{\text{eq Fe}}}{M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}$$

$$M_{\text{Fe}} = 56 \text{ г/моль}$$

$$M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = M_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot f_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 294 \cdot \frac{1}{6} = 49 \text{ г/моль}$$

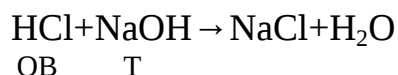
Подставляем числовые значения

$$T_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{0,001 \cdot 49}{56} = 0,000875 \text{ г/мл}$$

6. Расчеты по результатам титрования

По способу выполнения различают прямое, обратное и заместительное титрование

1. **Прямое титрование:** к раствору определяемого вещества (ОВ) непосредственно добавляется раствор титранта (Т). Например,



Возможен вариант, когда раствор определяемого вещества добавляют к раствору титранта.

В точке эквивалентности: $n \text{ экв. ОВ} = n \text{ экв. Т}$

Массу определяемого вещества вычисляют по формулам:

в методе пипетирования

$$m_{\text{ОВ}} = \frac{C_{\text{Т}} \cdot \overline{V}_{\text{Т}} \cdot M_{\text{э,ОВ}} \cdot V_{\text{к.}}}{V_{\text{ал.}} \cdot 1000}$$

в методе отдельных навесок

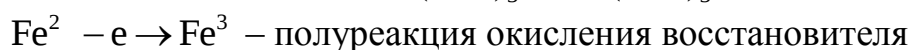
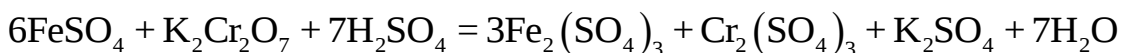
$$\omega_{\text{ОВ, \%}} = \frac{1}{n} \left(\frac{C_{\text{Т}} V_{\text{Т}_1}}{m_1} + \frac{C_{\text{Т}} V_{\text{Т}_2}}{m_2} + \dots \right) \cdot M_{\text{э,ОВ}} \cdot 10^{-3} \cdot 100,$$

где $C_{\text{Т}}$ – нормальная концентрация титранта, моль/л; $V_{\text{Т}}$ – объем титранта, мл;
 $\overline{V}_{\text{Т}}$ – среднее арифметическое из результатов параллельных титрований, мл;
 $V_{\text{к.}}$ – объем мерной колбы с исходным веществом; $V_{\text{ал.}}$ – объем аликвоты, мл;
 $M_{\text{э}}$ – эквивалентная масса определяемого вещества, г/моль; m_1, m_2 – навески, г;
 n – число навесок.

Пример 1. Навеску руды массой 0,5124г растворили в соответствующем растворителе. На титрование ионов Fe^{2+} было израсходовано 21,3 мл 0,1052н раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Определите массовую долю железа в растворе.

Решение

При титровании анализируемого раствора протекает следующая реакция :



1. Массовую долю железа в руде определяют по формуле

$$\omega_{\text{Fe, \%}} = \frac{C_{\text{н, K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot V_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot M_{\text{э, Fe}} \cdot 100}{1000 \cdot m_{\text{нав.}}}$$

2. Молярная масса эквивалента железа равна

$$M_{\text{э, Fe}} = M_{\text{Fe}} \cdot f_{\text{э, Fe}} = 56 \cdot 1 = 56 \text{ г/моль}$$

Тогда

$$\omega_{\text{Fe, \%}} = \frac{0,1052 \cdot 21,3 \cdot 56 \cdot 100}{1000 \cdot 0,5124} = 24,5\%.$$

Пример 2. Навеску руды массой 1,5243г растворили в мерной колбе объемом 500мл. На титрование 10мл раствора было израсходовано 17,3 мл 0,01н раствора $K_2Cr_2O_7$. Определите массовую долю железа в руде.

Решение

1. Содержание железа в руде при титровании раствора методом пипетирования рассчитывается по формуле

$$w_{Fe^{2+}}, \% = \frac{C_{H,K_2Cr_2O_7} \cdot V_{K_2Cr_2O_7} \cdot M_{э,Fe} \cdot V_{колбы} \cdot 100}{1000 \cdot m_{нав.} \cdot V_{ал.}}$$

Молярная масса эквивалента железа равна 56 г/моль

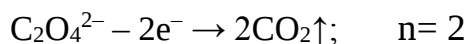
Тогда

$$\omega_{Fe}, \% = \frac{0,01 \cdot 17,3 \cdot 56 \cdot 500 \cdot 100}{1000 \cdot 1,5243 \cdot 10} = 31,87\%.$$

Пример 3. 2,0000 г моногидрата оксалата аммония $(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O$ растворили в мерной колбе вместимостью 500 мл. На титрование 25,00 мл этого раствора в кислой среде расходуется 28,02 см³ раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,0500 моль/л. Какова массовая доля моногидрата оксалата аммония в образце?

Решение

По типу протекающей реакции – это окислительно-восстановительное титрование:



$$M_{э(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O} = \frac{M_{(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O}}{2} = 71,06 \quad \text{г/моль}$$

По способу титрования – это прямое титрование, метод пипетирования.

$$m_{(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O} = \frac{C_{H,KMnO_4} \cdot V_{KMnO_4} \cdot M_{э(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O} \cdot V_k}{1000 \cdot V_{ал.}}$$

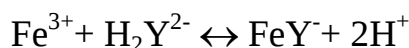
$$m_{(NH_4)_2C_2O_4 \cdot H_2O} = \frac{0,0500 \cdot 28,02 \cdot 71 \cdot 500}{1000 \cdot 25} = 1,9894 \text{ г}$$

Для расчета массовой доли используем формулу

$$\omega_{(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}} \cdot 100}{m_{\text{нав.}}} = \frac{1,9894 \cdot 100}{2,0} = 99,47\%$$

Пример 4. Рассчитать массовую долю (%) сульфата железа (III) в образце, если после растворения его навески массой 0,2862 г в кислой среде на титрование израсходовали 22,38 мл 0,1 Н (К = 1,018) раствора трилона Б. Рассчитать массовую долю (%) сульфата железа (III)

Решение



В одной молекуле $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ содержится два атома железа, тогда:

$$2n_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = n_{\text{Fe}^{3+}} = n_{\text{H}_2\text{Y}^{2-}}$$

$$2 \frac{m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{M_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}} = \frac{C_{\text{H}_2\text{Y}^{2-}} \cdot V_{\text{H}_2\text{Y}^{2-}}}{1000}$$

$$m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{M_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot C_{\text{H}_2\text{Y}^{2-}} \cdot K \cdot V_{\text{H}_2\text{Y}^{2-}}}{1000 \cdot 2} = \frac{200 \cdot 0,1 \cdot 1,018 \cdot 22,38}{1000 \cdot 2} = 0,2278 \text{ г}$$

$$\omega_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m_{\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}}{m_{\text{нав.}}} \cdot 100 = \frac{0,2278}{0,2862} \cdot 100 = 79,59\%$$

Пример 5. На титрование смеси, состоящей из карбонатов натрия и калия, массой 0,4 г израсходовали 22,00 мл 0,3М НСl. Вычислить массовую долю (%) Na_2CO_3 и K_2CO_3 в смеси.

Решение

Обозначим: ω – количество Na_2CO_3 в % - (доля Na_2CO_3), $(100-\omega)$ – количество K_2CO_3 в % - (доля K_2CO_3)

Количество моль эквивалентов вещества Na_2CO_3 находят по формуле

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}$$

Связь нормальной концентрацией и количеством вещества можно выразить следующей формулой:

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{C_{\text{H,Na}_2\text{CO}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{1000}$$

Массовое содержание вещества определяют по следующей формуле:

$$\omega_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot 100}{m_{\text{нав.}}},$$

$$\text{тогда } m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{\omega_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot m_{\text{нав.}}}{100}$$

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}$$

Отсюда

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{\omega_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot m_{\text{нав.}}}{100},$$

$$\text{т.е. } n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot 100 = \omega_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot m_{\text{нав.}}$$

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{\omega_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot m_{\text{нав.}}}{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot 100}$$

$$n_{\text{K}_2\text{CO}_3} = \frac{(100 - \omega) \cdot 0,4}{69,103 \cdot 100}; \quad n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{0,4 \cdot \omega}{52,99 \cdot 100}$$

$$n_{\text{HCl}} = \frac{C_{\text{H,HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}}{1000}$$

В точке эквивалентности количество эквивалентов в смеси равно

$$n_{\text{Na}_2\text{CO}_3} + n_{\text{K}_2\text{CO}_3} = n_{\text{HCl}}$$

Подставляем числовые значения

$$\frac{0,4 \cdot \omega}{52,99 \cdot 100} + \frac{(100 - \omega) \cdot 0,4}{69,103 \cdot 100} = \frac{22,00 \cdot 0,3}{1000}$$

тогда

$$\omega_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 46,12 \%,$$

а массовая доля K_2CO_3 находится из разности

$$\omega_{\text{K}_2\text{CO}_3} = 100 - 46,12 = 53,88\%$$

Пример 6. На титрование навески стандарта хлорида натрия массой 0,1535 г израсходовано 21,52 мл раствора титранта нитрата серебра. Определите поправочный коэффициент титранта $F_{0,1}$.

Решение

Определяют теоретический титриметрический фактор пересчета титранта по определяемому веществу по формуле

$$T_{A/B} = \frac{T_A \cdot M_{э,B}}{M_{э,A}} = \frac{C_{н,A} \cdot M_{э,B}}{1000}$$

$$T_{(AgNO_3/NaCl)_{теор.}} = \frac{C_{н,AgNO_3} \cdot M_{э,NaCl}}{1000}$$

$$T_{(AgNO_3/NaCl)_{теор.}} = \frac{0,1 \cdot 58,5}{1000} = 5,85 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$$

Определение практического титриметрического фактора пересчета:

$$T_{(AgNO_3/NaCl)_{пр.}} = \frac{m(NaCl)}{V(AgNO_3)}$$

$$T_{(AgNO_3/NaCl)_{пр.}} = \frac{0,1535}{21,52} = 7,13 \cdot 10^{-3} \text{ г/мл}$$

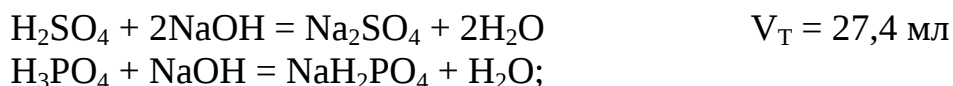
Поправочный коэффициент титранта определяют по формуле

$$F = \frac{T_{(AgNO_3/NaCl)_{пр.}}}{T_{(AgNO_3/NaCl)_{теор.}}} = \frac{7,13 \cdot 10^{-3}}{5,85 \cdot 10^{-3}} = 1,219$$

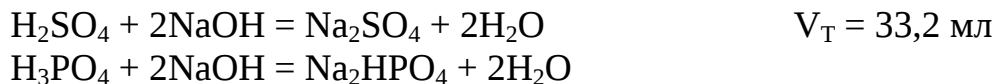
Пример 7. В мерную колбу вместимостью 250 мл поместили 10,0 мл смеси серной и фосфорной кислот, содержимое довели до метки. В две колбы для титрования поместили по 15,0 мл полученного раствора. На титрование первой пробы с метиловым оранжевым израсходовали 27,4 мл раствора NaOH с концентрацией 0,09678 моль/л. На нейтрализацию второй пробы в присутствии фенолфталеина затратили 33,2 мл раствора NaOH той же концентрации. Рассчитать массу серной и фосфорной кислот в исходной смеси.

Решение

Кривые титрования серной и фосфорной кислот показывают, что изменение окраски метилового оранжевого произойдет, когда H_2SO_4 будет оттитрована по двум ступеням и H_3PO_4 – по первой ступени. При этом протекают реакции:



Окрашивание *фенолфталеина* произойдет, когда полностью оттитруется H_2SO_4 , а H_3PO_4 будет оттитрована по двум ступеням:



Следовательно, разность объемов соответствует количеству титранта, пошедшему на титрование H_3PO_4 по одной ступени.

Рассчитаем объем раствора NaOH , пошедшего на титрование фосфорной кислоты по одной ступени:

$$\Delta V = 33,2 - 27,4 = 5,8 \text{ мл}$$

По закону эквивалентов определим концентрацию фосфорной кислоты в растворе:

$$C_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,09678 \cdot 5,8 / 15,0 = 0,03742 \text{ моль/л}; M(\text{H}_3\text{PO}_4) = 97,9952.$$

Расчет проведен на основании результатов титрования по одной ступени, следовательно, эквивалентная масса H_3PO_4 равна молярной. В 250,0 мл раствора и в 10,0 мл анализируемой смеси содержится одинаковое количество H_3PO_4 :

$$m_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 0,03742 \cdot 250,0 \cdot 10^{-3} \cdot 97,9952 = 0,9168 \text{ г}$$

Объем, пошедший на титрование H_2SO_4 , можно рассчитать, отняв от объема, пошедшего на титрование смеси в присутствии метилового оранжевого, объем, затраченный на титрование H_3PO_4 по одной ступени. Так, $V_{\text{p-ра}}(\text{NaOH})$, пошедший на титрование серной кислоты,

$$V_{\text{p-ра, NaOH}} = 27,4 - 5,8 = 21,6 \text{ мл}$$

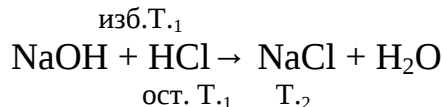
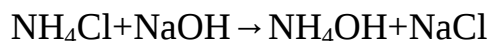
Молярная масса эквивалента H_2SO_4 равна $\frac{1}{2}$ молярной массы, так как титрование проходило по двум ступеням. Вычислим концентрацию и массу H_2SO_4 :

$$C_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,09678 \cdot 21,6 / 15,0 = 0,1394 \text{ моль/л};$$

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 0,1394 \cdot 250,0 \cdot 10^{-3} \cdot \left(\frac{1}{2} \cdot 98,078\right) = 1,7086 \text{ г}$$

2. Обратное титрование: (титрование по остатку): используется два титранта; сначала к анализируемому раствору добавляют избыток титранта первого (T_1), а затем непрореагировавший остаток титранта первого оттитровывают титрантом вторым (T_2).

Например, титрование солей аммония щелочью в водном растворе затруднено из-за невозможности установления ТЭ. В этом случае:



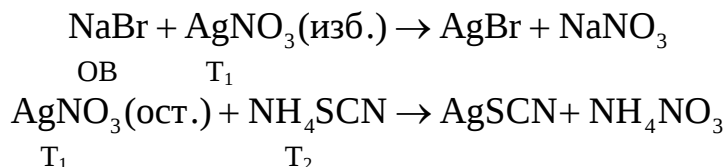
В точке эквивалентности: $n \text{ экв. ОВ} = n \text{ экв. Т}_1 - n \text{ экв. Т}_2$

$$m_{\text{ОВ}} = \frac{(C_{\text{Т}_1} \cdot V_{\text{Т}_1} - C_{\text{Т}_2} \cdot \overline{V_{\text{Т}_2}}) \cdot M_{\text{э,ОВ}} \cdot V_{\text{к.}}}{V_{\text{ал.}} \cdot 1000}$$

Пример 1. Навеска бромида натрия массой 0,2253 г растворена в мерной колбе емкостью 100 мл. Пипеткой отобрано 10 мл полученного раствора и прибавлено из бюретки 18 мл 0,0222 н раствора нитрата серебра. На титрование избытка нитрата серебра израсходовано 10,40 мл 0.02 н роданида аммония. Определить процентное содержание бромида натрия в сухой соли.

Решение

В процессе титрования протекают следующие химические реакции:



I способ

1. Вычисляем какой объем 0,0222 н раствора AgNO_3 соответствует затраченным на титрование 10,40 мл раствора NH_4SCN :

$$C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3} = C_{\text{NH}_4\text{SCN}} \cdot V_{\text{NH}_4\text{SCN}}$$

$$V_{\text{AgNO}_3} = \frac{C_{\text{NH}_4\text{SCN}} \cdot V_{\text{NH}_4\text{SCN}}}{C_{\text{AgNO}_3}} = \frac{10,40 \cdot 0,02}{0,0222} = 9,37 \text{ мл}$$

2. Объем раствора AgNO_3 , прореагировавшего с NaBr равен:

$$V_{\text{AgNO}_3} = 18 - 9,37 = 8,63 \text{ мл}$$

3. Находим нормальность NaBr

$$C_{\text{нNaBr}} = \frac{C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3}}{V_{\text{NaBr}}} = \frac{0,0222 \cdot 8,63}{10} = 0,01916 \text{ моль/л}$$

4. Общее количество NaBr в навеске:

$$m_{\text{NaBr}} = \frac{C_{\text{HNaBr}} \cdot M_{\text{эNaBr}} \cdot V_{\text{к}}}{1000}$$

$$m_{\text{NaBr}} = \frac{0,01916 \cdot 103 \cdot 100}{1000} = 0,1973 \text{ г}$$

5. Процентное содержание бромида натрия в навеске равно:

$$\omega_{\text{Б-Ва}} = \frac{m_{\text{Б-Ва}} \cdot 100\%}{m_{\text{нав.}}}$$

$$\omega_{\text{NaBr}} = \frac{0,1973 \cdot 100\%}{0,2253} = 87,6\%$$

II способ

В ТЭ при обратном титровании n экв. ОВ = n экв. T_1 - n экв. T_2 . Используя эту зависимость, можно воспользоваться формулой:

$$m_{\text{ОВ}} = \frac{(C_{T_1} \cdot V_{T_1} - C_{T_2} \cdot V_{T_2}) \cdot M_{\text{э,ОВ}} \cdot V_{\text{к}}}{V_{\text{ал.}} \cdot 1000}$$

$$m_{\text{NaBr}} = \frac{C_{\text{AgNO}_3} \cdot V_{\text{AgNO}_3} - C_{\text{NH}_4\text{SCN}} \cdot V_{\text{NH}_4\text{SCN}} \cdot M_{\text{э,NaBr}} \cdot V_{\text{к}}}{V_{\text{NaBr}} \cdot 1000}$$

$$m_{\text{NaBr}} = \frac{0,0222 \cdot 18 - 0,02 \cdot 10,40 \cdot 103 \cdot 100}{10 \cdot 1000} = 0,1973 \text{ г}$$

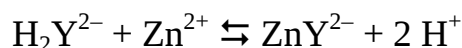
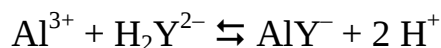
Процентное содержание бромида натрия в навеске равно:

$$\omega_{\text{NaBr}} = \frac{0,1973 \cdot 100\%}{0,2253} = 87,6\%$$

Пример 2. Вычислить массовую долю Al_2O_3 в силикате, если навеску 1,0220 г перевели в раствор, добавили 25,00 мл раствора комплексона III ($C_{\text{HЭДТА}} = 0,2151$ моль/л), а на титрование избытка последнего пошло 9,83 мл 0,1015 М раствора сульфата цинка.

Решение

В растворе протекают следующие реакции:



Из условия задачи видно, что титрование проводят обратным способом. Количество молей эквивалента Al^{3+} определяется разностью:

$$n_{\text{экв.}, \text{Al}^{3+}} = n_{\text{экв.}, \text{ЭДТА}} - n_{\text{экв.}, \text{ZnSO}_4}$$

1. Рассчитаем количество молей эквивалента прибавленного ЭДТА:

$$n_{\text{экв.}, \text{ЭДТА}} = C_{\text{н}, \text{ЭДТА}} \cdot V_{\text{р-ра}, \text{ЭДТА}}$$

$$n_{\text{экв.}, \text{ЭДТА}} = 0,2151 \cdot 25,00 \cdot 10^{-3} = 5,38 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

2. Переведем концентрацию раствора ZnSO_4 в молярную концентрацию эквивалента (нормальную) ZnSO_4 с учетом, что $M_{\text{н}} \text{ZnSO}_4 = \frac{1}{2} M \text{ZnSO}_4$:

$$C_{\text{н}} = C_{\text{м}} / f_{\text{э}}$$

$$C_{\text{н}} \text{ZnSO}_4 = C_{\text{м}} \text{ZnSO}_4 \cdot 2 = 0,1015 \cdot 2 = 0,2030 \text{ моль / л}$$

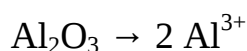
3. Определим количество молей эквивалента ZnSO_4

$$n_{\text{экв.}, \text{ZnSO}_4} = 0,2030 \cdot 9,83 \cdot 10^{-3} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

4. Тогда количество молей эквивалента Al^{3+}

$$n_{\text{экв.}, \text{Al}^{3+}} = 5,38 \cdot 10^{-3} - 2,00 \cdot 10^{-3} = 3,38 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

5. Вычислим $M_{\text{н}} \text{Al}_2\text{O}_3$ с учетом схемы:



$$M_{\text{н}} \text{Al}_2\text{O}_3 = \frac{1}{2} M_{\text{Al}^{3+}} / 2 = \frac{1}{4} M_{\text{Al}^{3+}} = \frac{1}{4} \cdot 102 = 25,5 \text{ г / моль}$$

6. Рассчитаем $m_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = n_{\text{экв.}, \text{Al}^{3+}} \cdot M_{\text{н}} \text{Al}_2\text{O}_3 = 3,38 \cdot 10^{-3} \cdot 25,5 = 0,0862 \text{ г}$$

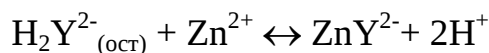
7. Массовая доля Al_2O_3 в силикате равна:

$$\omega_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 0,0862 / 1,0220 \cdot 100 = 8,43 \%$$

Пример 3. Рассчитать массу алюминия в анализируемом растворе, если к этому раствору при $\text{pH} = 5$ добавили 20,00 мл 0,0904 М раствора трилона Б, затем после окончания реакции добавили аммиак до $\text{pH} = 9$ (образовалась аммонийная буферная смесь) и остаток комплексона, не вступивший в реакцию с

алюминием, оттитровывали с металлохромным индикатором эриохромом черным Т, затратив 6,050 мл 0,1000 М раствора сульфата цинка.

Решение



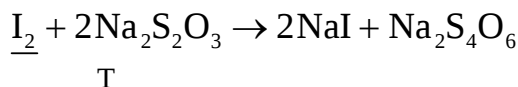
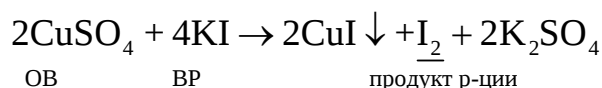
Титрование проводят обратным способом и в ТЭ:

$$n_{\text{Al}^{3+}} = n_{\text{H}_2\text{Y}^{2-}} - n_{\text{Zn}^{2+}}$$

$$m_{\text{Al}^{3+}} = \frac{(C_{\text{H}_2\text{Y}^{2-}} \cdot V_{\text{H}_2\text{Y}^{2-}} - C_{\text{Zn}^{2+}} \cdot V_{\text{Zn}^{2+}}) \cdot M_{\text{эAl}^{3+}} \cdot V_{\text{К.}}}{V_{\text{ал.}} \cdot 1000}$$

$$m_{\text{Al}^{3+}} = \frac{(0,09040 \cdot 20,00 - 0,1000 \cdot 6,050) \cdot 13,5}{1000} = 0,01624 \text{ г}$$

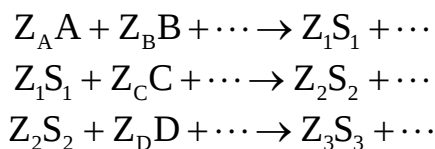
3. **Заместительное титрование** (титрование заместителя): к раствору ОВ добавляют вспомогательный реагент (ВР), вступающий с ним в реакцию, а продукт реакции оттитровывается титрантом метода. Например, широко применяется йодометрическое титрование меди (II). При этом:



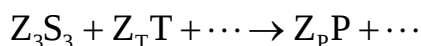
В точке эквивалентности: $n \text{ экв. ОВ} = n \text{ экв. ВР} = n \text{ экв. Т}$

Титрование по методу замещения применяют тогда, когда определяемое вещество с титрантом не взаимодействует или их взаимодействие протекает нестехиометрично. Если замещение происходит в одну, то массу определяемого вещества можно рассчитать по формулам для прямого титрования.

Иногда в ходе анализа целесообразно осуществить двойное и даже тройное замещение. Например, в случае тройного замещения можно схематически написать реакции в следующем виде:



Третий заместитель S_3 титруют титрантом Т:



Массовую долю определяемого вещества в таком случае определяют по формулам

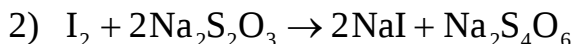
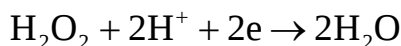
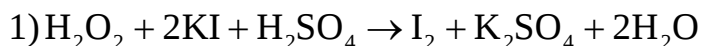
$$m_A = C_{H,T} \cdot V_T \cdot 10^{-3} \frac{Z_3}{Z_T} \cdot \frac{Z_2}{Z_3} \cdot \frac{Z_1}{Z_2} \cdot \frac{Z_A}{Z_1} \cdot M_A$$

$$\omega_A = \frac{m_A}{m_{нав.}} 100 = \frac{C_{H,T} \cdot V_T \cdot 10^{-3}}{m_{нав.}} \frac{Z_3}{Z_T} \cdot \frac{Z_2}{Z_3} \cdot \frac{Z_1}{Z_2} \cdot \frac{Z_A}{Z_1} \cdot M_A \cdot 100$$

Пример 1. 10 мл раствора перекиси водорода разбавили водой до 200 мл в мерной колбе. К 20 мл полученного раствора прибавили иодид калия и 20 мл 2М раствора серной кислоты. На титрование выделившегося иода пошло 15,65 мл раствора тиосульфата натрия с концентрацией 0,1000 моль/л, имеющего $F_{0,1}=0,9800$. Определите массу перекиси водорода в исходном растворе.

Решение

Титриметрическая реакция имеет вид:



1. Перекись водорода в химической реакции выступает в кислой среде как окислитель, принимая 2 электрона, поэтому молярная масса эквивалента

$$M_{э, H_2O_2} = M_{H_2O_2} \cdot f_{э, H_2O_2} = 34 \cdot \frac{1}{2} = 17 \text{ г/моль}$$

2. При титровании заместительным способом в ТЭ:

$$n_{эв., ОВ} = n_{эв., ВР} = n_{эв., Т}, \text{ т.е.}$$

$$n_{эв., H_2O_2} = n_{эв., KI} = n_{эв., Na_2S_2O_3}$$

3. Определение количества моль эквивалентов $Na_2S_2O_3$

$$n_{эв., Na_2S_2O_3} = C_{H, Na_2S_2O_3} \cdot F \cdot V_{p-pa, Na_2S_2O_3} \cdot 10^{-3}$$

$$n_{эв. Na_2S_2O_3} = 0,1 \cdot 0,9800 \cdot 15,65 \cdot 10^{-3} = 1,5337 \cdot 10^{-3} \text{ моль}$$

Следовательно, в ТЭ п экв. $\text{H}_2\text{O}_2 = 1,5337 \cdot 10^{-3}$ моль.

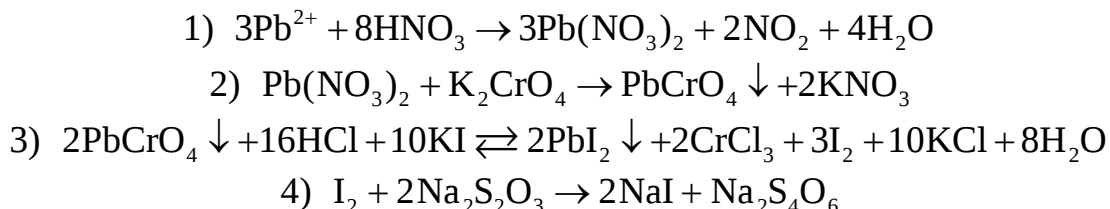
4. Определение массы перекиси водорода в исходном растворе

$$m_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{n_{\text{экв., H}_2\text{O}_2} \cdot M_{\text{э, H}_2\text{O}_2} \cdot V_{\text{к}}}{V_{\text{ал.}}} = \frac{1,5337 \cdot 10^{-3} \cdot 17 \cdot 200}{20} = 0,2607 \text{ г}$$

Пример 2. Образец массой 4,0000 г, содержащий свинец, растворили в кислоте, ионы свинца (II) осадили в виде хромата свинца. Полученный осадок обработали избытком хлороводородной кислоты и добавили избыток иодида калия. На титрование выделившегося иода израсходовано 20, 00 мл 0,05000 М раствора тиосульфата натрия. Рассчитайте массовую долю свинца в образце.

Решение

При проведении анализа протекают следующие химические реакции:



1. Одна молекула иода в четвертой реакции принимает два электрона и содержит два эквивалента, а три молекулы иода соответственно содержат шесть электронов. Две молекулы хромата свинца в третьей реакции эквивалентны трем молекулам иода и также содержат шесть эквивалентов, т.е. одна молекула хромата свинца содержит три эквивалента. Один атом свинца эквивалентен и в первой и второй реакциях одной молекуле хромата свинца и содержит три эквивалента. Следовательно

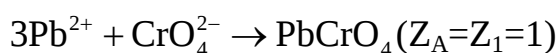
$$M_{\text{э, Pb}^{2+}} = \frac{M_{\text{Pb}^{2+}}}{3} = \frac{207}{3} = 69 \text{ г/моль}$$

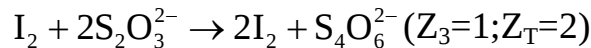
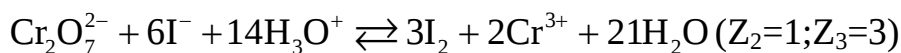
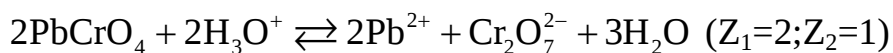
2. Определение массовой доли свинца в образце

$$\omega_{\text{Pb}^{2+}} = \frac{C_{\text{н, Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot V_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} \cdot M_{\text{э, Pb}^{2+}} \cdot 100}{m_{\text{нав.}}}$$
$$\omega_{\text{Pb}^{2+}} = \frac{0,05 \cdot 20 \cdot 69 \cdot 100}{4} = 1,725\%$$

II способ

Запишем сокращенные ионные химические уравнения реакций, протекающие при анализе:





Массовую долю свинца вычисляют по формуле

$$\omega_A = \frac{mA}{m_{\text{нав.}}} \cdot 100 = \frac{C_{\text{нТ}} \cdot V_{\text{Т}} \cdot 10^{-3}}{m_{\text{нав.}}} \cdot \frac{Z_3}{Z_T} \cdot \frac{Z_2}{Z_3} \cdot \frac{Z_1}{Z_2} \cdot \frac{Z_A}{Z_1} \cdot M_A \cdot 100$$

$$\omega_{\text{Pb}} = \frac{0,0500 \cdot 20,00 \cdot 10^{-3}}{4,0000} \cdot \frac{1}{2} \cdot \frac{1}{3} \cdot \frac{2}{1} \cdot \frac{1}{1} \cdot 207 \cdot 100 = 1,725 \%$$

7. Расчет точек на кривых титрования

В процессе титрования изменяются равновесные концентрации вещества, титранта и продуктов реакции. При этом пропорционально концентрациям этих веществ изменяются свойства растворов (в частности, pH, pAn, pKat, E). График зависимости параметра системы, связанного с концентрацией определяемого вещества, титранта или продукта, от состава раствора в процессе титрования называют **кривой титрования**.

Кривые титрования помогают выбрать индикатор, оценить погрешность, наглядно проследить за ходом титрования.

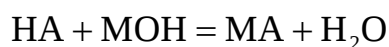
Кривая титрования характеризуется резким изменением определяемого параметра системы вблизи точки эквивалентности, которую называют **скачком титрования**. Чем больше скачок, тем точнее можно оттитровать определяемое вещество. По величине скачка выбирают индикатор.

Для построения кривой титрования рассчитывают концентрацию определяемого вещества в различные моменты титрования по формулам, приведенным ниже.

Кислотно-основное титрование

ТИТРОВАНИЕ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ

В процессе титрования протекает следующая реакция:



HA - титруемая кислота, MOH - титрант основание

1. Определение концентрации $[H^+]$ и pH до начала титрования

Величина $[H^+]$ до начала титрования определяется процессом ионизации сильной кислоты: $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ Из уравнения следует, что концентрация ионов $[H^+] = C_{HA}$, тогда $pH = -\lg[H^+]$.

2. Определение концентрации $[H^+]$ до точки эквивалентности

В процессе титрования до точки эквивалентности в растворе остается недотитрованная кислота, концентрация которой рассчитывается по формуле $[H^+] = C_{HA}(1-P)$, где $P = n_{экр. T} / n_{экр. OB} = C_T V_T / C_{OB} V_{OB}$.

3. Определение концентрации $[H^+]$ в точке эквивалентности

Сильная кислота прореагировала полностью со щелочью, и концентрация $[H^+]$ определяется только автопротолизом воды:

$$[H^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

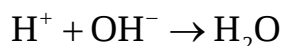
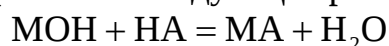
4. Определение концентрации $[H^+]$ после точки эквивалентности

В этот момент $[H^+]$ определяется избытком добавленного основания

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{C_{MOH} \cdot (P - 1)}$$

ТИТРОВАНИЕ СИЛЬНОГО ОСНОВАНИЯ СИЛЬНОЙ КИСЛОТОЙ

В процессе титрования протекает следующая реакция:



HA – титрант кислота, MOH – титруемое основание

1. Определение концентрации $[H^+]$ до начала титрования

Величина $[OH^-]$ до начала титрования определяется процессом ионизации сильного основания: $MOH \rightleftharpoons M^+ + OH^-$ Из уравнения следует, что концентрация ионов $[OH^-] = C_{MOH}$, тогда $K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{C_{MOH}}$$

2. Определение концентрации $[H^+]$ до точки эквивалентности

В процессе титрования до точки эквивалентности в растворе остается недотитрованное основание, концентрация которого рассчитывается по формуле: $[OH^-] = C_{\text{MOH}}(1-P)$, где $P = n_{\text{экв. T}} / n_{\text{экв. OB}} = C_T V_T / C_{\text{OB}} V_{\text{OB}}$

$$[H^+] = \frac{K_w}{[OH^-]} = \frac{10^{-14}}{C_{\text{MOH}} \cdot (1-P)}$$

3. Определение концентрации $[H^+]$ в точке эквивалентности

Сильная кислота прореагировала полностью со щелочью, и концентрация $[H^+]$ определяется только автопротолизом воды:

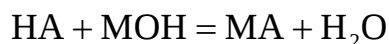
$$[H^+] = \sqrt{K_w} = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

4. Определение концентрации $[H^+]$ после точки эквивалентности

В этот момент $[H^+]$ определяется избытком добавленной кислоты

$$[H^+] = C_{\text{HA}} \cdot (P - 1)$$

ТИТРОВАНИЕ СЛАБОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ



Пусть HA - титруемая слабая кислота, MOH - титрант сильное основание

1. Определение концентрации $[H^+]$ до начала титрования

Величина $[H^+]$ до начала титрования определяется процессом ионизации слабой кислоты. $[H^+]$ для таких кислот рассчитывают по формуле

$$[H^+] = \sqrt{K_{\text{HA}} \cdot C_{\text{HA}}}$$

2. Определение концентрации $[H^+]$ до точки эквивалентности

Значение $[H^+]$ раствора определяется присутствием буферной смеси HA и A^- , состоящей из неоттитрованной кислоты и ее соли $[H^+] = K_{\text{HA}} \cdot \frac{1-P}{P}$, где $P = n_{\text{экв. T}} / n_{\text{экв. OB}} = C_T V_T / C_{\text{OB}} V_{\text{OB}}$.

3. Определение концентрации $[H^+]$ в точке эквивалентности

В точке эквивалентности кислота и основание прореагировали полностью, и в растворе присутствует только соль слабой кислоты и сильного основания. Значение $[H^+]$ определяется процессом гидролиза этой соли по аниону:

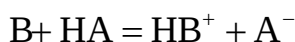
$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_{HA}}{C_{соли}}}$$

4. Определение концентрации $[H^+]$ после точки эквивалентности

В этот момент $[H^+]$ определяется избытком добавленного основания

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{C_{MOH} \cdot (P - 1)}$$

ТИТРОВАНИЕ СЛАБОГО ОСНОВАНИЯ СИЛЬНОЙ КИСЛОТОЙ



HA – титрант сильная кислота, MOH – титруемое слабое основание

1. Определение концентрации $[H^+]$ до начала титрования

Величина $[H^+]$ до начала титрования определяется процессом ионизации слабого основания. $[H^+]$ для таких оснований рассчитывают по формуле

$$[H^+] = \frac{K_w}{\sqrt{K_B \cdot C_B}}$$

2. Определение концентрации $[H^+]$ до точки эквивалентности

Значение $[H^+]$ раствора определяется присутствием буферной смеси B и HB^+ , состоящей из неоттитрованного основания и его соли

$$[H^+] = \frac{K_w \cdot P}{K_B \cdot (1 - P)}, \text{ где } P = n_{экр. T} / n_{экр. OB} = C_T V_T / C_{OB} V_{OB}$$

3. Определение концентрации $[H^+]$ в точке эквивалентности

В точке эквивалентности кислота и основание прореагировали полностью, и в растворе присутствует только соль слабого основания и сильной кислоты. Значение $[H^+]$ определяется процессом гидролиза этой соли по катиону:

$$[H^+] = \sqrt{\frac{K_w \cdot K_{основ}}{C_B}}$$

4. Определение концентрации $[H^+]$ после точки эквивалентности

В этот момент $[H^+]$ определяется избытком добавленной кислоты

$$[H^+] = C_{HA} \cdot (P - 1)$$

Окислительно-восстановительное титрование

Кривые титрования строят в координатах $\varepsilon_{\text{ок.}/\text{вос.}} - P(V)$.

Если титруемое вещество является восстановителем, то величину потенциала **до точки эквивалентности** (ТЭ) рассчитывают по формуле

$$\varepsilon_{\text{ок.}(\text{OB})/\text{вос.}(\text{OB})} = \varepsilon_{\text{ок.}(\text{OB})/\text{вос.}(\text{OB})}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{p}{1-p} \quad (1)$$

После точки эквивалентности:

$$\varepsilon_{\text{ок.}(\text{T})/\text{вос.}(\text{T})} = \varepsilon_{\text{ок.}(\text{T})/\text{вос.}(\text{T})}^0 + \frac{0,059}{n} \lg(P-1) \quad (2)$$

Если титруемое вещество - окислитель, то расчет величины потенциала **до точки эквивалентности** проводят по формуле

$$\varepsilon_{\text{ок.}(\text{OB})/\text{вос.}(\text{OB})} = \varepsilon_{\text{ок.}(\text{OB})/\text{вос.}(\text{OB})}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{1-p}{p} \quad (3)$$

После точки эквивалентности:

$$\varepsilon_{\text{ок.}(\text{T})/\text{вос.}(\text{T})} = \varepsilon_{\text{ок.}(\text{T})/\text{вос.}(\text{T})}^0 + \frac{0,059}{n} \lg \frac{1}{P-1} \quad (4)$$

Потенциал **в точке эквивалентности** рассчитывают по формуле

$$\varepsilon_{\text{ТЭ}} = \frac{(n_1 \cdot \varepsilon_{\text{ок-ля}}^0 + n_2 \cdot \varepsilon_{\text{вос-ля}}^0)}{(n_1 + n_2)}, \quad (5)$$

где $\varepsilon_{\text{ок-ля}}^0$ и $\varepsilon_{\text{вос-ля}}^0$ – стандартные электродные потенциалы пар окислителя и восстановителя реакции титрования, а n_1 и n_2 – число электронов в полуреакциях.

Если в реакции участвуют ионы H^+ , то расчет ведут по формуле

$$\varepsilon_{\text{ТЭ}} = \frac{(n_1 \cdot \varepsilon_{\text{ок-ля}}^0 + n_2 \cdot \varepsilon_{\text{вос-ля}}^0)}{(n_1 + n_2)} + \frac{0,059}{(n_1 + n_2)} \cdot \lg[\text{H}^+]^m,$$

где m – стехиометрический коэффициент при H^+ в суммарном уравнении реакции.

Осадительное титрование

В процессе титрования изменяется концентрация осаждаемого иона, поэтому кривые титрования строят в координатах $p[A] - V$ или P .

1. До начала титрования

В отсутствии конкурирующих реакций равновесная концентрация титруемого иона А равна его исходной концентрации C_0 , следовательно

$$pA = -\lg C_0$$

2. До точки эквивалентности:

Величина рА определяется концентрацией неоттитрованного иона А, поскольку растворимость осадка в присутствии избытка одноименного иона мала.

С учетом изменения объема при титровании

$$[A] = \frac{C_0 \cdot V_0 - C_T \cdot V_T}{V_0 + V_T}$$

Если $C_0 = C_T$, получаем

$$[A] = \frac{C_0 \cdot (V_0 - V_T)}{V_0 + V_T}$$

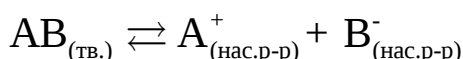
Пренебрегая изменением объема в процессе титрования и полагая $C_0 = C_T$, получаем

$$[A] = C_0(1 - P)$$

3. В точке эквивалентности

В растворе нет ни избытка титруемого иона, ни избытка титранта, поэтому равновесная концентрация А определяется растворимостью осадка.

Если осадок образован ионами одинакового заряда АВ, то уравнение межфазового равновесия имеет вид:



Согласно правилу произведения растворимости (ПР): произведение концентраций ионов малорастворимого электролита, возведенных в степени их стехиометрических коэффициентов в его насыщенном растворе, есть величина постоянная при данной температуре:

$$ПР_{AB} = [A^+] \cdot [B^-]$$

Растворимость осадка типа АВ определяют по формуле

$$S_{AB} = \sqrt{ПР_{AB}}$$

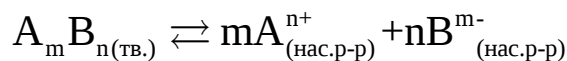
$$S_{AB} = S_{A^+} = S_{B^-} = \sqrt{ПР_{AB}}$$

отсюда равновесная концентрация ионов равна

$$[A^+] = S_{A^+} = S_{AB} = \sqrt{ПР_{AB}}$$

$$[B^-] = S_{B^-} = S_{AB} = \sqrt{ПР_{AB}}$$

Если осадок образован ионами разного заряда типа A_mB_n , то уравнение межфазового равновесия имеет вид:



Произведение растворимости для осадка имеет вид:

$$ПР_{A_mB_n} = [mA^{n+}]^m \cdot [nB^{m-}]^n$$

Растворимость осадка типа A_mB_n определяют по формуле

$$S_{A_mB_n} = \sqrt[m+n]{\frac{ПР_{A_mB_n}}{m^m \cdot n^n}}$$

Равновесная концентрация ионов равна

$$[A^{n+}] = S_{A^{n+}} = m \cdot \sqrt[m+n]{\frac{ПР_{A_mB_n}}{m^m \cdot n^n}}$$

$$[B^{m-}] = S_{B^{m-}} = n \cdot \sqrt[m+n]{\frac{ПР_{A_mB_n}}{m^m \cdot n^n}}$$

4. После точки эквивалентности

В растворе имеется избыток титранта, т.е. избыток одноименных ионов В. Поэтому

$$[A] = \frac{ПР_{AB}}{[B]}$$

С учетом изменения объема при титровании

$$[B] = \frac{C_T \cdot V_T - C_0 \cdot V_0}{V_0 + V_T}$$

Если $C_0 = C_T$, получаем

$$[B] = \frac{C_0(V_T - V_0)}{V_0 + V_T}$$

Пренебрегая изменением объема в процессе титрования и полагая $C_0 = C_T$, получаем

$$[B] = C_0(P - 1).$$

Комплексонометрическое титрование

Кривые комплексонометрического титрования представляют собой зависимость $pM = -\lg[M]$ от степени оттитрованности (p) или объема, прибавленного титранта (V , мл). Равновесные концентрации ионов металла в любой точке титрования рассчитывают с помощью коэффициентов α_M , $\alpha_{Y^{4-}}$ и соответствующей условной константы устойчивости комплекса.

1. **До точки эквивалентности** ($0 \leq P \leq 1$) равновесную концентрацию неоттитрованных ионов металла при наличии побочных реакций рассчитывают по уравнению:

$$[M] = \alpha_{M^{n+}} \cdot C_{0,M^{n+}} \cdot (1 - P) \quad (6)$$

С учетом разбавления:

$$[M] = \alpha_{M^{n+}} \cdot C_{0,M^{n+}} \cdot (1 - P) \frac{V_{0,M^{n+}}}{V_{0,M^{n+}} + V_T}, \quad (7)$$

где $C_{0,M^{n+}}$ - начальная концентрация титруемых ионов; $V_{0,M^{n+}}$ - начальный объем титруемого раствора; V_T - объем ЭДТА.

2. **В точке эквивалентности** ($P=1$) фактически все ионы металла связаны в комплекс $MY^{(n-4)+}$ и равновесная концентрация комплекса с учетом разбавления будет равна

$$[MY^{(n-4)+}] = C_{0,M^{n+}} \frac{V_{0,M^{n+}}}{V_{0,M^{n+}} + V_{Y^{4-}}} \quad (8)$$

Формула для расчета $[M^{n+}]$

$$[M^{n+}] = \alpha_{M^{n+}} \cdot \sqrt{\frac{C_{0,M^{n+}} \frac{V_{0,M^{n+}}}{V_{0,M^{n+}} + V_{Y^{4-}}}}{\beta_{MY^{(n-4)+}}^y}} \quad (9)$$

$$pM = \frac{1}{2} \lg \beta_{MY^{(n-4)+}}^y - \frac{1}{2} \lg C_{0,M^{n+}} - \frac{1}{2} \lg \alpha_{M^{n+}} - \frac{1}{2} \lg \frac{V_{0,M^{n+}}}{V_{0,M^{n+}} + V_{Y^{4-}}} \quad (10)$$

3. **После точки эквивалентности** концентрация комплекса $MY^{(n-4)+}$ по прежнему рассчитывают по формуле (6), а концентрацию избытка ЭДТА по формуле:

$$C_{\text{общ}, Y^{4-}} = C_{0,Y^{4-}} (P - 1) \frac{V_{Y^{4-}}(TЭ)}{V_{0,M^{n+}} + V_{Y^{4-}}} \quad (11)$$

$$[M^{n+}] = \frac{C_{0,M^{n+}} \cdot \alpha_{M^{n+}}}{\beta_{MY^{(n-4)+}}^y \cdot C_{0,M^{n+}} (P - 1)} \cdot \frac{V_{0,M^{n+}}}{V_{Y^{4-}}(TЭ)} \quad (12)$$

$$pM = \lg \beta_{MY^{(n-4)+}}^y - \lg C_{0,M^{n+}} + \lg C_{0,Y^{4-}} + \lg(P - 1) - \lg \alpha_{M^{n+}} - \lg \frac{V_{0,M^{n+}}}{V_{Y^{4-}}(TЭ)} \quad (13)$$

Если $C_{0,M^{n+}} = C_{0,Y^{4-}}$, то формула имеет вид

$$pM = \lg \beta_{MY^{(n-4)+}}^y + \lg(P-1) - \lg \alpha_{M^{n+}} \quad (14)$$

Пример 1. Рассчитайте значения потенциалов при титровании раствора $KMnO_4$ раствором железа (II) при $pH=2$, если добавлено титранта, %: а) 99,0; б) 100; в) 100,1.

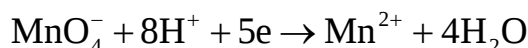
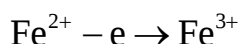
Решение

Титриметрическая реакция:



Раствор окислителя $KMnO_4$ титруют раствором восстановителя $FeSO_4$

Уравнения полуреакций:



Уравнения Нернста для каждой полуреакции:

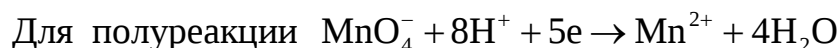
$$\varepsilon_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = \varepsilon_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + 0,059 \lg \frac{Fe^{3+}}{Fe^{2+}}$$

$$\varepsilon_{MnO_4^-, 8H^+/Mn^{2+}} = \varepsilon_{MnO_4^-, 8H^+/Mn^{2+}}^0 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{[MnO_4^-] \cdot [H^+]^8}{Mn^{2+}}$$

1) Из последнего уравнения видно, что на потенциал полуреакции влияет pH . Оценить влияние pH можно по уравнению:

$$\varepsilon_{ок./вос.} = \varepsilon_{ок./вос.}^0 + 0,059 \cdot \frac{m}{n} \cdot pH, \text{ где } m - \text{число ионов водорода, } n - \text{число}$$

электронов



$$m=8; n=5; pH=2; \varepsilon_{MnO_4^-, 8H^+/Mn^{2+}}^0 = 1,51B, \text{ тогда}$$

$$\varepsilon_{MnO_4^-, 8H^+/Mn^{2+}} = 1,51 + 0,059 \cdot \frac{8}{5} \cdot 2 = 1,32B$$

2) Добавлено 99% $FeSO_4$, следовательно, раствор $KMnO_4$ недотитрован.

Расчет электродного потенциала до ТЭ проводят по редокс-паре окислителя (определяемого вещества)

$$\varepsilon_{MnO_4^-, 8H^+/Mn^{2+}} = \varepsilon_{MnO_4^-, 8H^+/Mn^{2+}}^{0(p)} + \frac{0,059}{5} \lg \frac{1-p}{p}$$

$$P=0,99$$

$$\varepsilon_{MnO_4^-, 8H^+/Mn^{2+}} = 1,32 + \frac{0,059}{5} \lg \frac{1-0,99}{0,99} = 1,30B$$

3) Добавлено 100% FeSO₄, следовательно раствор KMnO₄ оттитрован полностью, наступила ТЭ

Расчет электродного потенциала в точке эквивалентности:

$$\varepsilon_{ТЭ} = \frac{n_1 \cdot \varepsilon_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + n_2 \cdot \varepsilon_{MnO_4^-/Mn^{2+}}^{0(p)}}{n_1 + n_2}$$

$$\varepsilon_{ТЭ} = \frac{1 \cdot 0,771 + 5 \cdot 1,32}{1 + 5} = 1,23В$$

4) Добавлено 100,1% FeSO₄ следовательно раствор KMnO₄ перетитрован.

Расчет электродного потенциала после ТЭ проводят по редокс паре восстановителя (титранта):

$$\varepsilon_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = \varepsilon_{Fe^{3+}/Fe^{2+}}^0 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{1}{P-1}$$

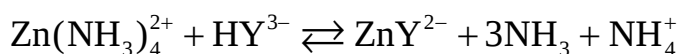
$$P=1,001$$

$$\varepsilon_{Fe^{3+}/Fe^{2+}} = 0,771 + \frac{0,059}{1} \lg \frac{1}{1,001-1} = 0,95В$$

Пример 2. Рассчитайте рZn в растворах, полученных при титровании 50 мл 0,001 М раствора Zn²⁺, когда прилито: 40, 50 и 60 мл 0,001 М раствора ЭДТА. Полагая, что и раствор Zn²⁺, и раствор ЭДТА содержат 0,1 NH₃ и 0,176 М NH₄Cl, и при этом создается постоянное значение рН, равное 9,0.

Решение

Уравнение реакции титрования цинка раствором ЭДТА в присутствии аммиачного буферного раствора:



В расчетах необходимо учесть влияние рН на степень комплексообразования ионов цинка и ЭДТА. Влияние конкурирующих реакций можно учесть, используя условную константу равновесия.

1. Расчет условной константы равновесия

$$\beta_{NiY^{2-}}^{усл.} = \beta_{NiY^{2-}}^T \cdot \alpha_{Ni^{2+}} \cdot \alpha_{Y^{4-}} \cdot f_{Ni^{2+}} \cdot f_{Y^{4-}}$$

Влияние электростатических сил намного слабее химических, потому

$$f_{Ni^{2+}} = f_{Y^{4-}} = 1$$

$\alpha_{\text{Ni}^{2+}} = \frac{[\text{Ni}^{2+}]}{C_{\text{Ni}^{2+}}}$, где C - общая концентрация соли никеля

$$C(\text{Zn}^{2+}) = [\text{Zn}^{2+}] + [\text{ZnNH}_3]^{2+} + [\text{Zn}(\text{NH}_3)_2]^{2+} + [\text{Zn}(\text{NH}_3)_3]^{2+} + [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$$

$$\beta_n(\text{Ni}(\text{NH}_3)_n)^{2+} = \frac{[\text{Ni}(\text{NH}_3)_n]^{2+}}{[\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^n}$$

$$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_n]^{2+} = \beta_n(\text{Ni}(\text{NH}_3)_n)^{2+} \cdot [\text{Ni}^{2+}] \cdot [\text{NH}_3]^n$$

$$C(\text{Zn}^{2+}) = [\text{Zn}^{2+}] + \beta_1[\text{Zn}^{2+}][\text{NH}_3] + \beta_2[\text{Zn}^{2+}][\text{NH}_3]^2 + \beta_3[\text{Zn}^{2+}][\text{NH}_3]^3 + \beta_4[\text{Zn}^{2+}][\text{NH}_3]^4$$

Полученное выражение разделим на $[\text{Zn}^{2+}]$ и получим $1/\alpha$, тогда

$$\alpha_{\text{Zn}^{2+}} = \frac{1}{\beta_1 \cdot [\text{NH}_3] + \beta_2 \cdot [\text{NH}_3]^2 + \beta_3 \cdot [\text{NH}_3]^3 + \beta_4 \cdot [\text{NH}_3]^4}$$

Пользуясь таблицей приложения выпишем константы устойчивости аммиачных комплексов цинка

$$\beta_1 = 1,9 \cdot 10^2; \beta_2 = 4,4 \cdot 10^4; \beta_3 = 1,04 \cdot 10^7; \beta_4 = 1,14 \cdot 10^9$$

Примем $[\text{NH}_3] = C_{\text{NH}_3}$

$$\alpha_{\text{Zn}^{2+}} = \frac{1}{1,9 \cdot 10^2 \cdot 0,1 + 4,4 \cdot 10^4 \cdot 0,1^2 + 1,04 \cdot 10^7 \cdot 0,1^3 + 1,14 \cdot 10^9 \cdot 0,1^4}$$

$$\alpha_{\text{Zn}^{2+}} = 8,0 \cdot 10^{-6}$$

Таким же образом рассчитывается $\alpha_{\text{Y}^{4-}}$. В таблице приложения представлены рассчитанные значения $\alpha_{\text{Y}^{4-}}$ для разных значений pH.

При pH=9 $\alpha_{\text{Y}^{4-}} = 5,2 \cdot 10^{-2}$; $\beta^T(\text{NiY}^{2-}) = 3,2 \cdot 10^{16}$

$$\beta_{\text{NiY}^{2-}}^{\text{усл.}} = \beta_{\text{NiY}^{2-}}^T \cdot \alpha_{\text{Ni}^{2+}} \cdot \alpha_{\text{Y}^{4-}}$$

$$\beta_{\text{NiY}^{2-}}^{\text{усл.}} = 3,2 \cdot 10^{16} \cdot 8,0 \cdot 10^{-6} \cdot 5,2 \cdot 10^{-2} = 1,33 \cdot 10^{10}$$

2. Определение объема прибавленного титранта в точке эквивалентности, используя закон эквивалентов

$$C_{\text{ЭДТА}} \cdot V_{\text{ЭДТА}} = C_{\text{Zn}^{2+}} \cdot V_{\text{Zn}^{2+}}$$

$$V_{\text{ЭДТА}} = \frac{C_{\text{Zn}^{2+}} \cdot V_{\text{Zn}^{2+}}}{C_{\text{ЭДТА}}} = \frac{0,001 \cdot 50}{0,001} = 50 \text{ мл}$$

3. Расчет pZn после добавления 40 мл ЭДТА

$$P = \frac{C_{\text{ЭДТА}} \cdot V_{\text{ЭДТА}}}{C_{Zn^{2+}} \cdot V_{Zn^{2+}}} = \frac{0,001 \cdot V_{\text{ЭДТА}}}{0,001 \cdot 50} = \frac{V_{\text{ЭДТА}}}{50}$$

$$P = \frac{40}{50} = 0,8, \text{ следовательно, точка эквивалентности не достигнута}$$

$$[Zn^{2+}] = \alpha_{Zn^{2+}} \cdot C_{0,Zn^{2+}} \cdot (1 - P) \frac{V_{0,Zn^{2+}}}{V_{0,Zn^{2+}} + V_{\text{ЭДТА}}}$$

$$[Zn^{2+}] = 8 \cdot 10^{-6} \cdot 0,001 \cdot (1 - 0,8) \frac{50}{50 + 40} = 8,9 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л}$$

$$pZn = 9,05$$

4. Расчет pZn после добавления 50 мл ЭДТА

$$P = \frac{V_{\text{ЭДТА}}}{50} = \frac{50}{50} = 1 - \text{достигнута точка эквивалентности}$$

$$[M^{n+}] = \alpha_{M^{n+}} \cdot \sqrt{\frac{C_{0,M^{n+}} \cdot \frac{V_{0,M^{n+}}}{V_{0,M^{n+}} + V_{Y^{4-}}}}{\beta_{MY^{(n-4)+}}^y}}$$

$$[M^{n+}] = 8 \cdot 10^{-6} \cdot \sqrt{\frac{0,001 \cdot \frac{50}{50 + 50}}{1,33 \cdot 10^{-10}}} = 1,55 \cdot 10^{-12} \text{ моль/л}$$

$$pZn = 11,81$$

5. Расчет pZn после добавления 60 мл ЭДТА

$$P = \frac{V_{\text{ЭДТА}}}{50} = \frac{60}{50} = 1,2 - \text{после точки эквивалентности}$$

$$[M^{n+}] = \frac{C_{0,M^{n+}} \cdot \alpha_{M^{n+}}}{\beta_{MY^{(n-4)+}}^y \cdot C_{0,M^{n+}} (P - 1)} \cdot \frac{V_{0,M^{n+}}}{V_{Y^{4-}} \text{ (ТЭ)}}$$

$$[Zn^{2+}] = \frac{0,001 \cdot 8 \cdot 10^{-6}}{1,33 \cdot 10^{10} \cdot 0,001(1,2 - 1)} \cdot \frac{50}{50} = 3 \cdot 10^{-15} \text{ моль/л}$$

$$pZn = 14,52$$

Пример 3. Рассчитать условную константу устойчивости комплексоната меди с ЭДТА в 0,01 М растворе аммиака при pH=9 и сделать заключение о возможности количественного определения меди в этих условиях.

Решение

1. Из табл. приложения 1 $\lg K(\text{CuY}^{2-}) = 18,8$, т.е. $K(\text{CuY}^{2-}) = 6 \cdot 10^{18}$
 $\alpha_{Y^{4-}}$ при pH=9 равен $5,2 \cdot 10^{-2}$; из справочника для аммиаката меди $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$: $\beta_1 = 1,3 \cdot 10^4$; $\beta_2 = 4,1 \cdot 10^7$; $\beta_3 = 3,0 \cdot 10^{10}$; $\beta_4 = 3,9 \cdot 10^{12}$.

2. Расчет мольной доли ионов меди:

$$\alpha_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{1}{1 + 1,3 \cdot 10^4 \cdot 10^{-2} + 4,1 \cdot 10^7 \cdot (10^{-2})^2 + 3,0 \cdot 10^{10} \cdot (10^{-2})^3 + 3,9 \cdot 10^{12} \cdot (10^{-2})^4}$$

$$\alpha_{\text{Cu}^{2+}} = 1,4 \cdot 10^{-5}$$

$$\beta_{\text{CuY}^{2-}}^Y = \beta_{\text{CuY}^{2-}}^T \cdot \alpha_{\text{Cu}^{2+}} \cdot \alpha_{Y^{4-}} = 6 \cdot 10^{18} \cdot 1,4 \cdot 10^{-5} \cdot 5,2 \cdot 10^{-2} = 4,4 \cdot 10^{12} > 10^8.$$

Количественное определение меди в указанных условиях возможно.

8. Определение погрешности титрования

Погрешности кислотно-основного титрования

При титровании возможны случайные и систематические погрешности (ПТ). Случайные погрешности связаны с измерением объема и массы навески, систематические – с несовпадением ТЭ и конца титрования.

Систематические погрешности могут быть положительными (перетитрование) и отрицательными (недотитрование).

Для оценки систематической погрешности чаще всего пользуются расчетным способом.

При недотитровании сильных кислот ($pT < pH_{TЭ}$):

$$ПТ, \% = \frac{[\text{H}^+]}{C_{\text{ОВ}}} \cdot 100 = -\frac{10^{-pT}}{C_{\text{ОВ}}} \cdot 100,$$

а с учетом изменения объема

$$ПТ, \% = -\frac{10^{-pT} \cdot (V_{\text{ОВ}} + V_{\text{Т}})}{C_{\text{ОВ}} \cdot V_{\text{ОВ}}} \cdot 100$$

При недотитровании сильных оснований ($pT > pH_{TЭ}$):

$$ПТ, \% = -\frac{10^{-(14-pT)}}{C_{\text{ОВ}}} \cdot 100,$$

а с учетом изменения объема

$$\text{ПТ, \%} = -\frac{10^{-(14-pT)} \cdot (V_{\text{OB}} + V_{\text{T}})}{C_{\text{OB}} \cdot V_{\text{OB}}} \cdot 100$$

При перетитровании сильных кислот ($pT > pN_{\text{ТЭ}}$):

$$\text{ПТ, \%} = \frac{10^{-(14-pT)}}{C_{\text{OB}}} \cdot 100$$

а с учетом изменения объема

$$\text{ПТ, \%} = \frac{10^{-(14-pT)} \cdot (V_{\text{OB}} + V_{\text{T}})}{C_{\text{OB}} \cdot V_{\text{OB}}} \cdot 100$$

При перетитровании сильных оснований ($pT < pN_{\text{ТЭ}}$):

$$\text{ПТ, \%} = \frac{10^{-pT}}{C_{\text{OB}}} \cdot 100,$$

а с учетом изменения объема

$$\text{ПТ, \%} = \frac{10^{-pT} \cdot (V_{\text{OB}} + V_{\text{T}})}{C_{\text{OB}} \cdot V_{\text{OB}}} \cdot 100$$

При титровании слабых кислот (НА), если $pT < pN_{\text{ТЭ}}$:

$$\text{ПТ, \%} = -\frac{[\text{НА}]}{[\text{НА}] + [\text{A}^-]} \cdot 100 = -\frac{10^{-pT}}{10^{-pK_a} + 10^{-pT}} \cdot 100$$

Если $pT > pN_{\text{ТЭ}}$, для расчета используют

$$\text{ПТ, \%} = -\frac{10^{-(14-pT)} \cdot (V_{\text{OB}} + V_{\text{T}})}{C_{\text{OB}} \cdot V_{\text{OB}}} \cdot 100$$

При титровании слабых оснований (В), если $pT > pN_{\text{ТЭ}}$:

$$\text{ПТ, \%} = -\frac{[\text{В}]}{[\text{В}] + [\text{НВ}^+]} \cdot 100 = -\frac{10^{-(14-pT)}}{10^{-pK_b} + 10^{-(14-pT)}} \cdot 100$$

Если $pT < pN_{\text{ТЭ}}$, для расчета используют

$$\text{ПТ, \%} = -\frac{10^{-pT} \cdot (V_{\text{OB}} + V_{\text{T}})}{C_{\text{OB}} \cdot V_{\text{OB}}} \cdot 100$$

Погрешности окислительно-восстановительного титрования

Если $\varepsilon^0 \text{In}_{\text{ок.}} / \text{In}_{\text{вос.}} < \varepsilon_{\text{ТЭ}}$, т.е. определяемый компонент недотитрован, погрешность имеет отрицательный знак. Для ее расчета используют уравнение

Нернста для системы ок.(ОБ)/вос.(ОБ); равновесный потенциал при этом равен $\varepsilon^0 \ln_{\text{ок.}}/\ln_{\text{вос.}}$:

$$\varepsilon^0 \ln_{\text{ок.}}/\ln_{\text{вос.}} = \varepsilon_{\text{ок.}/\text{вос.}}^0 - \frac{0,059}{n} \lg \frac{1-P}{P}$$

Следовательно, погрешность равна:

$$\text{ПТ} = P - 1 = - \frac{[\text{вос.}(ОБ)]}{[\text{вос.}(ОБ)] + [\text{ок.}(ОБ)]} = - \frac{a}{1+a}, \text{ где}$$

$$a = 10^{\frac{(\varepsilon_{\text{ок.}(ОБ)/\text{вос.}(ОБ)}^0 - \varepsilon_{\ln_{\text{ок.}}/\ln_{\text{вос.}}}^0) \cdot n}{0,059}}$$

Если $\varepsilon^0 \ln_{\text{ок.}}/\ln_{\text{вос.}} > \varepsilon_{\text{ТЭ}}$, т.е. определяемый компонент перетитрован, погрешность имеет положительный знак. Для ее расчета используют уравнение Нернста для системы ок.(Т)/вос.(Т); равновесный потенциал при этом равен $\varepsilon^0 \ln_{\text{ок.}}/\ln_{\text{вос.}}$:

$$\varepsilon_{\text{ок.}(Т)/\text{вос.}(Т)} = \varepsilon_{\text{ок.}(Т)/\text{вос.}(Т)}^0 + \frac{0,059}{n} \lg(P-1), \text{ тогда}$$

$$\text{ПТ} = P - 1 = 10^{\frac{(\varepsilon_{\ln_{\text{ок.}}/\ln_{\text{вос.}(Т)}}^0 - \varepsilon_{\text{ок.}(Т)/\text{вос.}(Т)}^0) \cdot n}{0,059}}$$

Если определяемое вещество – окислитель, то для расчетов погрешности титрования используют формулы (3) и (4), подставляя, как и в первом случае вместо равновесного потенциала.

Погрешности осадительного титрования

В КТТ концентрация иона (например, галогенида) складывается из концентрации недотитрованного (или перетитрованного) иона, т.е. $C_0(1-P)$ (или $C_0(P-1)$), концентрация ионов, поступающих за счет растворимости осадка $\text{Ag}\Gamma$, которая равна $[\text{Ag}^+]_{\text{КТТ}}$ (или $[\Gamma^-]_{\text{КТТ}}$):

$$[\Gamma^-]_{\text{КТТ}} = C_0(1-P) + [\text{Ag}^+]_{\text{КТТ}}$$

$$[\text{Ag}^+]_{\text{КТТ}} = C_0(P-1) + [\Gamma^-]_{\text{КТТ}}, \text{ где } C_0 = C_{0,\Gamma} = C_{0,\text{Ag}}$$

В то же время

$$[\Gamma^-]_{\text{КТТ}} = \text{ПР}_{\text{Ag}\Gamma} / [\text{Ag}^+]_{\text{КТТ}}$$

Отсюда

$$ПТ = 1 - P = \frac{[\Gamma^-]_{КТТ} - ПР_{Ag\Gamma} / [Ag^+]_{КТТ}}{C_0}$$

и

$$ПТ = P - 1 = \frac{[Ag^+]_{КТТ} - ПР_{Ag\Gamma} / [Ag^+]_{КТТ}}{C_0}$$

Как видно, систематическая погрешность тем меньше, чем больше концентрация определяемого вещества и титранта и чем ближе КТТ к точке эквивалентности.

Пример 1. Вычислите погрешность титрования раствора VO^{2+} раствором церия (IV) при $pH=0$ с фенилантраниловой кислотой в качестве индикатора. Полученный результат сравните с погрешностью титрования, когда раствор VO^{2+} прибавляют к раствору церия (IV). $\varepsilon^0_{VO_2^+/VO^{2+}} = 1,00B$; $\varepsilon^0_{Ce^{4+}/Ce^{3+}} = 1,61B$; $\varepsilon^0_{Ind} = 1,08 B$.

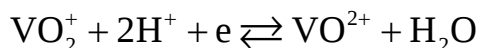
Решение

Потенциала в точке эквивалентности рассчитывается по уравнению:

$$\varepsilon(ТЭ) = \frac{n(OB) \cdot \varepsilon^0(OB) + n(T) \cdot \varepsilon^0(T)}{n(OB) + n(T)}$$

$$\varepsilon(ТЭ) = \frac{1 \cdot 1,00 + 1 \cdot 1,61}{2} = 1,31B$$

Раствор восстановителя титруют раствором окислителя, причем $\varepsilon^0_{Ind} < \varepsilon_{ТЭ}$. Следовательно, раствор VO^{2+} недотитрован. Для расчета погрешности используем потенциал полуреакции



Из уравнения (1) находим степень оттитрованности и погрешность титрования:

$$1,08 = 1,00 + 0,059 \lg \frac{P}{1-P}$$

$$P = 0,958$$

$$ПТ = (0,958 - 1) \cdot 100 = -4,2\%$$

Пример 2. Рассчитайте погрешность титрования 0,1 М раствора CH_3COOH 0,1 М раствором $NaOH$ с феноловым красным ($pT=7,3$).

Решение

При титровании с феноловым красным изменение окраски индикатора ($pT=7,3$) произойдет до наступления момента эквивалентности ($pH_{т.э.} = 8,3$). $pT < pH_{т.э.}$, следовательно, раствор кислоты будет недотитрован щелочью. ПТ рассчитывается по формуле

$$ПТ, \% = -\frac{[HA]}{[HA] + [A^-]} \cdot 100 = -\frac{10^{-pT}}{10^{-pK_a} + 10^{-pT}} \cdot 100$$
$$ПТ, \% = -\frac{10^{-7,3}}{10^{-4,76} + 10^{-7,3}} \cdot 100 = -0,28\%$$

Пример 3. Рассчитайте погрешность титрования 0,1 М раствора HCl 0,1 М раствором NaOH с метиловым оранжевым ($pT=4,0$) и фенолфталеином ($pT=9,0$).

Решение

При титровании с метиловым оранжевым изменение окраски индикатора ($pT=4,0$) произойдет до наступления момента эквивалентности ($pH_{т.э.} = 7,0$). $pT < pH_{т.э.}$, следовательно, раствор кислоты будет недотитрован щелочью. ПТ с учетом изменения объема рассчитывается по формуле

$$ПТ, \% = -\frac{10^{-pT} \cdot (V_{OB} + V_T)}{C_{OB} \cdot V_{OB}} \cdot 100$$
$$ПТ, \% = -\frac{10^{-4} \cdot 2}{0,1} \cdot 100 = -0,2\%$$

При титровании с фенолфталеином изменение окраски индикатора ($pT=9,0$) произойдет после наступления момента эквивалентности ($pH_{т.э.} = 7,0$). $pT > pH_{т.э.}$, следовательно, раствор кислоты будет перетитрован щелочью. ПТ с учетом изменения объема рассчитывается по формуле

$$ПТ, \% = \frac{10^{-(14-pT)} \cdot (V_{OB} + V_T)}{C_{OB} \cdot V_{OB}} \cdot 100$$
$$ПТ, \% = \frac{10^{-(14-9)} \cdot 2}{0,1} \cdot 100 = 0,02\%$$

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Расчет молярной массы эквивалента веществ

1.1. Рассчитать молярную массу эквивалента серной кислоты в реакции со щелочью. (Ответ: 49,04 моль/л).

1.2. Рассчитать молярную массу эквивалента азотной кислоты в реакции со щелочью. (Ответ: 63,01 моль/л).

1.3. Рассчитать молярную массу эквивалента хлорида алюминия в реакции с недостатком щелочи. (Ответ: 44,45 моль/л).

1.4. Рассчитать молярную массу эквивалента хромата бария в реакции с соляной кислотой. (Ответ: 126,7 моль/л).

1.5. Рассчитать молярную массу эквивалента сульфида железа (II) в реакции с соляной кислотой. (Ответ: 43,96 моль/л)

1.6. Рассчитать молярную массу эквивалента аммиака в реакции с серной кислотой. (Ответ: 17,03 моль/л).

1.7. Написать уравнения полуреакций и рассчитать молярную массу эквивалента перманганата калия как окислителя: а) в сильноокислой; б) в нейтральной; в) в щелочной среде. (Ответ: а) 31,61 г/моль; б) 52,68 г/моль; в) 158,0 г/моль).

1.8. Рассчитать молярную массу эквивалента хлорида хрома (III) в реакции с пероксидом водорода в щелочной среде. (Ответ: 52,79 г/моль).

1.9. Написать уравнение реакции и рассчитать молярную массу эквивалента бромата калия в реакции с иодидом калия в сильноокислой среде. (Ответ: 27,83 г/моль).

1.10. Написать уравнение реакции и рассчитать молярную массу эквивалента пероксида водорода в реакциях: а) с перманганатом калия в кислой среде; б) с хлоридом хрома (III) в щелочной среде. (Ответ: а) 17,01 г/моль; б) 17,01 г/моль)).

1.11. Рассчитать молярную массу эквивалента оксида мышьяка (III) как восстановителя. (Ответ: 49,46 г/моль).

1.12. Рассчитать молярную массу эквивалента арсената натрия в окислительно-восстановительной реакции с иодидом калия в кислой среде. (Ответ: 104,0 г/моль).

1.13. Написать уравнение реакции и рассчитать молярную массу эквивалента нитрита натрия в реакции с перманганатом калия в кислой среде. (Ответ: 34,50 г/моль).

1.14. Написать уравнение реакции и рассчитать молярную массу эквивалента хлорида натрия в реакции с нитратом серебра. (Ответ: 58,44 г/моль).

1.15. Написать уравнение реакции и рассчитать молярную массу эквивалента нитрата ртути (II) в реакции с хлоридом натрия. (Ответ: 163,3 г/моль).

1.16. Написать уравнение реакции и рассчитать молярную массу эквивалента нитрата ртути (I) в реакции с хлоридом натрия. (Ответ: 262,6 г/моль).

1.17. Рассчитать молярную массу эквивалента железа (II) в реакциях: а) с щелочью; б) с дихроматом калия в кислой среде. (Ответ: (а) 27,92 г/моль; б) 55,85 г/моль)).

1.18. Рассчитать молярную массу эквивалента дигидрата щавелевой кислоты в реакциях: а) с избытком щелочи; б) с сульфатом церия (IV). (Ответ: (а) 63,03 г/моль; б) 63,03 г/моль).

1.19. Рассчитать молярную массу эквивалента сульфата хрома (III) в реакциях: а) с избытком щелочи; б) с перманганатом калия. (Ответ: (а) 49,02 г/моль; б) 65,36 г/моль).

2. Кислотно-основное титрование

*Приготовление раствора заданной концентрации по навеске
с точно известной массой*

2.1. Навеску натрия декагидрата тетрабората массой 5,0053 г растворили в воде и получили 250,0 мл раствора. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента соли в растворе. (Ответ: 0,1050 моль/л).

2.2. Навеску карбоната натрия массой 0,5247 г растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента соли в растворе. (Ответ: 0,09901 моль/л).

2.3. В каком объеме раствора содержится 4,7612 г декагидрата тетрабората натрия, если молярная концентрация эквивалента соли в этом растворе равна 0,1000 моль/л (Ответ: 250,0 мл).

2.4. В каком объеме раствора содержится 1,7712 г янтарной кислоты, если молярная концентрация эквивалента кислоты в этом растворе равна 0,1000 моль/л? (Ответ: 300,0 мл).

2.5. В каком объеме раствора содержится 0,8567 г гидроксида бария, если молярная концентрация эквивалента основания в этом растворе равна 0,1000 моль/л? (Ответ: 100,0 мл).

2.6. В каком объеме раствора содержится 2,764 г карбоната калия, если молярная концентрация соли в этом растворе равна 0,1000 моль/л (Ответ: 200,0 мл).

2.7. Рассчитать массу навески карбоната натрия, необходимую для приготовления 500,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента соли 0,1000 моль/л. (Ответ: 2,650 г).

2.8. Рассчитать массу навески безводного тетрабората натрия, необходимую для приготовления 200,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента соли 0,1000 моль/л. (Ответ: 2,012 г)

2.9. Рассчитать массу навески янтарной кислоты, необходимую для приготовления 200,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента кислоты 0,1000 моль/л. (Ответ: 1,180 г).

2.10. Какую массу навески дигидрата щавелевой кислоты следует взять для приготовления 250,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента кислоты 0,1000 моль/л (Ответ: 1,576 г).

2.11. Рассчитать массу навески тетрабората натрия, необходимую для приготовления 100,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента соли 0,0500 моль/л. (Ответ: 0,5031 г).

2.12. Чему равна молярная концентрация эквивалента серной кислоты, если массовая доля ее в растворе равна: а) 43,62 %; б) 11,26 %? (Ответ: а) 11,88; б) моль/л 2,47 моль/л).

Приготовление раствора заданной концентрации методом разбавления

2.13. В лаборатории имеется 0,5 моль/л раствор хлороводородной кислоты. Какой объем этого раствора следует взять для приготовления 400 мл раствора кислоты с примерной молярной концентрацией 0,1 моль/л? (Ответ: 80 мл).

2.14. Какой объем дистиллированной воды и раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,6000 моль/л требуется для приготовления 250,0 мл раствора с молярной концентрацией кислоты 0,05000 моль/л (Ответ: 208,3 мл воды и 41,7 мл раствора кислоты).

2.15. Рассчитать объем концентрированного раствора гидроксида калия, необходимый для приготовления заданного объема титранта с указанной в таблице примерной концентрацией:

	Плотность конц. раствора, г/мл	Заданный объем титранта, мл	Молярная концентрация титранта, моль/л
а	1,310	1200	0,1
б	1,320	1250	0,15
в	1,345	1300	0,2
г	1,365	1350	0,25
д	1,290	1150	0,05

(Ответ: а) 3,8 мл; б) 3,0 мл; в) 16,0 мл; г) 4,6 мл; д) 12,2 мл).

2.16. Какой объем раствора серной кислоты с плотностью 1,775 г/мл потребуется для приготовления 1500 мл раствора с титриметрическим фактором пересчета по гидроксиду калия, равным $5,611 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: 4,90 мл).

2.17. Рассчитать объем концентрированного раствора гидроксида натрия, необходимый для приготовления заданного объема титранта с указанной в таблице примерной концентрацией:

	Плотность конц. раствора, г/мл	Заданный объем титранта, мл	Молярная концентрация титранта, моль/л
а	1,525	500	0,05
б	1,505	600	0,1
в	1,485	700	0,15
г	1,470	750	0,2
д	1,450	800	0,25

(Ответ: а) 1,3 мл; б) 3,3 мл; в) 6,2 мл; г) 9,2 мл; д) 13,1 мл).

2.18. Рассчитать объем концентрированного раствора серной кислоты, необходимый для приготовления заданного объема титранта с указанной в таблице примерной концентрацией эквивалента:

	Плотность конц. раствора, г/мл	Заданный объем титранта, мл	Молярная концентрация титранта, моль/л
а	1,831	450	0,05
б	1,815	650	0,1
в	1,780	700	0,15
г	1,760	800	0,2
д	1,725	900	0,25

(Ответ: а) 0,6 мл; б) 2,0 мл; в) 3,4 мл; г) 5,4 мл; д) 8,0 мл).

2.19. Какой объем раствора серной кислоты с плотностью 1,700 г/мл следует взять для приготовления 1250 мл раствора с титриметрическим фактором пересчета серной кислоты по оксиду калия, равным $4,710 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: 4,64 мл).

2.20. Какой объем раствора хлороводородной кислоты с плотностью 1,120 г/мл необходимо взять для приготовления 600 мл раствора с титриметрическим фактором пересчета по тетраборату натрия, равным $2,012 \cdot 10^{-2}$ г/мл ? (Ответ: 16,11 мл).

Стандартизация титранта по результатам титрования

2.21. Вычислить молярную концентрацию соляной кислоты, если на титрование 0,0976 г декагидрата тетрабората натрия было затрачено 21,55 мл раствора этой кислоты. (Ответ: 0,02375 моль/л).

2.22. Вычислить молярную концентрацию раствора гидроксида калия, если на титрование навески щавелевой кислоты массой 0,1622 г было израсходовано 16,48 мл этого раствора. (Ответ: 0,2186 моль/л).

2.23. Вычислить молярную концентрацию раствора гидроксида натрия, если на титрование навески дигидрата щавелевой кислоты массой 0,1019 г было затрачено 18,50 мл этого раствора. (Ответ: 0,08738 моль/л).

2.24. Вычислить молярную концентрацию эквивалента раствора серной кислоты, если на титрование навески тетрабората натрия массой 0,1626 г было израсходовано 12,21 мл титранта. (Ответ: 0,1324 моль/л).

2.25. Вычислить титр раствора серной кислоты, если на титрование навески карбоната лития массой 0,2052 г было затрачено 19,19 мл этого раствора (индикатор - метиловый оранжевый). (Ответ: $1,419 \cdot 10^{-2}$ г/мл).

2.26. Вычислить титр соляной кислоты, если на титрование навески карбоната калия массой 0,2035 г было затрачено 15,15 мл титранта (индикатор - метиловый оранжевый). (Ответ: $7,087 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

2.27. Вычислить титр раствора гидроксида калия, если на титрование навески 0,1253 г фосфорной кислоты с метиловым оранжевым пошло 12,35 мл титранта. (Ответ: $5,809 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

2.28. Вычислить титр раствора гидроксида натрия, если на титрование навески фосфорной кислоты массой 0,1254 г с фенолфталеином пошло 13,45 мл титранта. (Ответ: $7,611 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

2.29. На титрование 10,00 мл раствора тетрабората натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,1284 моль/л было израсходовано 12,42 мл хлороводородной кислоты. Вычислить молярную концентрацию хлороводородной кислоты. (Ответ: 0,1034 моль/л).

2.30. На титрование 15,00 мл раствора карбоната натрия с молярной концентрацией 0,0800 моль/л в присутствии фенолфталеина было израсходовано 13,05 мл соляной кислоты. Вычислить молярную концентрацию соляной кислоты. (Ответ: 0,09195 моль/л).

2.31. На титрование 10,00 мл раствора карбоната натрия с молярной концентрацией 0,1200 моль/л с метиловым оранжевым было израсходовано 12,00 мл раствора серной кислоты. Вычислить молярную концентрацию эквивалента серной кислоты в растворе. (Ответ: 0,2000 моль/л).

2.32. На титрование 25,00 мл раствора карбоната натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,1000 моль/л было израсходовано 22,00 мл раствора серной кислоты с индикатором метиловым оранжевым. Вычислить молярную концентрацию серной кислоты в растворе. (Ответ: 0,05682 моль/л).

2.33. 0,4000 г дигидрата щавелевой кислоты растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. 10,00 мл полученного раствора трижды оттитровали раствором гидроксида калия. Результаты титрования: 9,85 мл; 9,86 мл и 9,86 мл. Вычислить молярную концентрацию гидроксида калия в растворе. (Ответ: 0,06438 моль/л).

2.34. 5,000 г дигидрата щавелевой кислоты растворили в воде и получили 200,0 мл раствора. 10,00 мл полученного раствора перенесли в мерную колбу вместимостью 100,0 мл и довели до метки дистиллированной водой. 10,00 мл второго раствора оттитровали 12,15 мл раствора гидроксида натрия. Вычислить молярную концентрацию титранта в растворе. (Ответ: 0,03264 моль/л).

Расчеты по результатам титрования

2.35. Вычислить массу навески гидроксида калия, если на ее титрование было израсходовано 19,44 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,1410 моль/л. (Ответ: 0,1538 г).

2.36. Вычислить массу муравьиной кислоты, содержащейся в растворе, если на его титрование было израсходовано 12,25 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,3550 моль/л. (Ответ: 0,2002 г).

2.37. Вычислить массу навески декагидрата карбоната натрия, если на ее титрование в присутствии индикатора метилового оранжевого было израсходовано 11,93 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией эквивалента 0,07553 моль/л. (Ответ: 0,1289 г).

2.38. Вычислить массу навески карбоната калия, если на ее титрование с индикатором фенолфталеином было израсходовано 10,15 мл соляной кислоты с молярной концентрацией 0,1200 моль/л. (Ответ: 0,1683 г).

2.39. Вычислить массу фосфорной кислоты, содержащейся в 250,0 мл раствора, если на титрование аликвотной доли объемом 25,00 мл было затрачено в присутствии метилового оранжевого 14,56 мл раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,08802 моль/л. (Ответ: 1,256 г).

2.40. Смесь фосфорной кислоты и хлорида натрия массой 2,000 г растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. На титрование аликвотной доли объемом 10,00 мл было затрачено в присутствии фенолфталеина 15,66 мл раствора гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,1637 моль/л. Вычислить массовую долю фосфорной кислоты в смеси в %. (Ответ: 62,80 %).

2.41. Образец гидроксида кальция массой 1,500 г, содержащий индифферентные примеси, растворили в воде и получили 200,0 мл раствора. На титрование аликвотной доли объемом 20,00 мл было израсходовано 15,20 мл раствора хлороводородной кислоты с молярной концентрацией 0,2399 моль/л. Вычислить массовую долю гидроксида кальция в образце в %. (Ответ: 90,06 %).

2.42. Масса бюкса с образцом, содержащим декагидрат тетрабората натрия и индифферентные примеси, равна 10,5447 г. После того, как образец перенесли в мерную колбу вместимостью 250,0 мл и растворили в воде, масса бюкса стала 8,3702 г. На титрование аликвотной доли полученного раствора объемом 10,00 мл было затрачено 17,88 мл раствора серной кислоты с молярной концентрацией 0,01210 моль/л. Вычислить массовую долю буры в образце в %. (Ответ: 94,86 %).

2.43. Образец гидроксида бария массой 1,2400 г, загрязненный хлоридом бария, растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. В колбу для титрования отобрали аликвотную долю объемом 10,00 мл и оттитровали с фенолфталеином соляной кислотой с молярной концентрацией 0,08785 моль/л. Результаты титрования: 16,41 мл; 16,43 мл; 16,20 мл; 16,42 мл. Вычислить массовую долю гидроксида бария в образце в %. (Ответ: 99,66 %).

2.44. Образец гидроксида натрия, загрязненный карбонатом натрия, растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. На титрование аликвотной доли объемом 10,00 мл в присутствии фенолфталеина было израсходовано 20,87 мл соляной кислоты с молярной концентрацией 0,1373 моль/л, а в присутствии метилового оранжевого 21,54 мл. Вычислить массы гидроксида натрия и карбоната натрия в образце. (Ответ: 1,109 г; 0,0975 г).

2.45. Образец гидроксида натрия, загрязненный карбонатом натрия и индифферентными примесями, массой 0,6000 г растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. Аликвотную долю 10,00 мл оттитровали раствором серной кислоты с молярной концентрацией 0,05220 моль/л. В присутствии фенолфталеина было затрачено 11,89 мл титранта, а в присутствии метилового оранжевого 12,79 мл. Вычислить массовые доли гидроксида натрия и карбоната натрия в образце в %. (Ответ: 76,49 %; 16,60 %).

2.46. 1 мл стандартного раствора хлороводородной кислоты соответствует $7,667 \cdot 10^{-3}$ г оксида бария. На титрование 5,00 мл раствора гидроксида бария было затрачено 7,12 мл 0,1000 моль/л титранта, $F_{0,1} = 0,9805$. Вычислить массу вещества, содержащегося в 100 мл анализируемого раствора, в пересчете на оксид бария. (Ответ: 1,070 г).

2.47. 1 мл стандартного раствора гидроксида калия соответствует $3,003 \cdot 10^{-3}$ г уксусной кислоты. 5,00 г анализируемого раствора уксусной кислоты поместили в мерную колбу вместимостью 100,0 мл и довели водой до метки. 20,00 мл этого раствора поместили в такую же колбу и довели водой до метки. 20,00 мл полученного раствора оттитровали 12,00 мл 0,05000 моль/л раствора гидроксида калия с $F_{0,05} = 1,100$. Вычислить массовую долю уксусной кислоты в первом растворе в %. (Ответ: 19,82 %).

2.48. К образцу хлорида аммония, добавили избыток раствора формальдегида и полученный раствор оттитровали 0,1000 моль/л раствором гидроксида калия, $F_{0,1} = 0,9580$. Вычислить массу хлорида аммония в образце, если на титрование раствора было затрачено 16,05 мл титранта. (Ответ: 0,08225 г).

2.49. Образец загрязненного нитрата аммония массой 2,500 г растворили в воде и получили 250,0 мл. К аликвотной доле объемом 10,00 мл добавили избыток раствора формальдегида и затем оттитровали раствором гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,1015 моль/л. Объем титранта равен 12,05 мл. Вычислить массовую долю нитрата аммония в образце в %. (Ответ: 97,90 %).

2.50. 1 мл стандартного раствора гидроксида калия соответствует $1,703 \cdot 10^{-3}$ г аммиака. Образец, содержащий смесь солей аммония и индифферентных примесей, массой 15,00 г растворили в воде и получили 500,0 мл раствора. Аликвотную долю объемом 10,00 мл обработали избытком раствора формальдегида, затем оттитровали 8,28 мл 0,1000 моль/л раствора титранта, $F_{0,1} = 0,9300$. Вычислить массовую долю аммиака в образце в %. (Ответ: 4,37 %).

2.51. 2,000 г образца соли аммония растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. К аликвотной доле полученного раствора объемом 10,00 мл добавили 20,00 мл раствора гидроксида калия с концентрацией 0,09000 моль/л, и на титрование непрореагировавшего избытка щелочи пошло 8,55 мл соляной кислоты с молярной концентрацией 0,1000 моль/л. Рассчитать массовую долю аммиака в образце в %. (Ответ: 8,05 %).

Расчет точек на кривых титрования

2.52. 20,00 мл 0,1000 моль/л раствора гидроксида калия титруют соляной кислотой с такой же концентрацией. Рассчитать pH раствора при добавлении 18,00; 20,00; 20,02 мл титранта. (Ответ: 11,72; 7,00; 4,30).

2.53. 100,0 мл 0,0500 моль/л раствора гидроксида натрия титруют раствором серной кислоты с молярной концентрацией 0,0250 моль/л. Рассчитать pH раствора при добавлении 99,90; 100,0; 110,0 мл раствора титранта. (Ответ: 9,40; 7,00; 2,62).

2.54. 20,00 мл 0,1000 моль/л соляной кислоты титруют раствором гидроксида калия с такой же концентрацией. Рассчитать pH раствора при добавлении 19,80; 20,00; 20,02 мл раствора титранта. (Ответ: 3,30; 7,00; 9,70).

2.55. 20,00 мл 0,0250 моль/л раствора серной кислоты титруют раствором гидроксида натрия с концентрацией 0,0500 моль/л. Рассчитать pH раствора при добавлении 18,00; 20,00; 20,02 мл раствора титранта. (Ответ: 2,58; 7,00; 9,40).

2.56. 10,00 мл 0,0500 моль/л соляной кислоты титруют раствором гидроксида калия с концентрацией 0,0250 моль/л. Рассчитать pH раствора при добавлении 18,00; 20,00; 20,20 мл раствора титранта. (Ответ: 2,75; 7,00; 10,2).

2.57. 20,00 мл 0,0500 моль/л раствора гидроксида калия титруют соляной кислотой с концентрацией 0,1000 моль/л. Рассчитать pH раствора при добавлении 9,90; 10,00; 10,10 мл раствора титранта. (Ответ: 10,5; 7,00; 3,48).

2.58. 10,00 мл 0,1000 моль/л раствора уксусной кислоты титруют раствором гидроксида калия с такой же молярной концентрацией. Рассчитать pH раствора при добавлении 9,00; 10,00; 10,10 мл раствора титранта. (Ответ: 5,71; 8,73; 10,7).

2.59. 10,00 мл 0,2000 моль/л раствора уксусной кислоты титруют раствором гидроксида натрия с молярной концентрацией 0,1000 моль/л. Рассчитать pH раствора при добавлении 19,99; 20,00; 21,00 до раствора титранта. (Ответ: 8,06; 8,79; 11,5).

2.60. 20,00 мл 0,1000 моль/л раствора аммиака титруют соляной кислотой с такой же концентрацией. Рассчитать pH раствора в начальный момент титрования, а также при добавлении 19,80; 20,00; 20,02 мл раствора титранта. (Ответ: 11,1; 7,24; 5,27; 4,30).

2.61. 20,00 мл 0,0500 моль/л раствора аммиака титруют соляной кислотой с концентрацией 0,1000 моль/л. Рассчитать pH раствора при добавлении 8,00; 10,00; 10,10 мл раствора титранта. (Ответ: 8,64; 5,36; 3,48).

2.62. 100,0 мл 0,0200 моль/л раствора муравьиной кислоты титруют раствором гидроксида натрия с такой же концентрацией. Рассчитать pH раствора в начальный момент титрования, а также в тех случаях, когда добавлено 99,0; 100,0; 100,1 мл раствора титранта. (Ответ: 2,72; 5,75; 7,88; 9,00).

2.63. 20,00 мл 0,1000 моль/л раствора муравьиной кислоты титруют раствором гидроксида калия с молярной концентрацией 0,2000 моль/л. Рассчитать pH раствора при добавлении 5,00; 10,00; 15,00 мл раствора титранта. (Ответ: 3,75; 8,29; 12,5).

3. Окислительно-восстановительное титрование

*Приготовление раствора заданной концентрации по навеске
с известной массой*

3.1. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента и титр раствора щавелевой кислоты, если в 200,0 мл раствора содержится 0,6303 г дигидрата щавелевой кислоты. (Ответ: 0,05000 моль/л; $2,250 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

3.2. Какую массу навески дигидрата щавелевой кислоты надо взять для приготовления 100,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента кислоты 0,0500 моль/л? (Ответ: 0,3152 г).

3.3. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента дихромата калия в растворе и его титр, если в 500,0 мл раствора содержится 1,2230 г соли. (Ответ: 0,04990 моль/л; $2,450 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

3.4. Рассчитать молярную концентрацию соли в растворе, содержащем 10,50 г дигидрата дихромата натрия в 0,6000 л раствора. (0,05873 моль/л).

3.5. В каком объеме раствора содержится 1,226 г дихромата калия, если молярная концентрация эквивалента соли в этом растворе равна 0,05000 моль/л? (Ответ: 0,5000 л).

3.6. Вычислить массу навески дихромата калия, необходимую для приготовления 250,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента соли 0,1000 моль/л. (Ответ: 1,226 г).

3.7. Навеску дихромата калия массой 0,9898 г растворили в воде и получили 150,0 мл раствора. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента соли в растворе и его титр по иодиду калия. (Ответ: 0,1346 моль/л; $2,234 \cdot 10^{-2}$ г/мл).

3.8. Вычислить массу навески кристаллического иода, необходимую для приготовления 750,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента иода 0,05000 моль/л. (Ответ: 4,759 г).

3.9. Вычислить массу навески калия иодата, которую следует растворить в воде для получения 250,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента соли 0,1000 моль/л. (Ответ: 0,8917 г).

3.10. Рассчитать молярную концентрацию соли в растворе, содержащем 14,50 г додекагидрата гидроарсената натрия в 1,950 л раствора. (Ответ: 0,01849 моль/л).

3.11. Какую массу оксида мышьяка (III) надо взять для приготовления 300,0 мл стандартного раствора с молярной концентрацией эквивалента в пересчете на оксид мышьяка (III), равной 0,1000 моль/л? (Ответ: 1,484 г).

3.12. Вычислить массу навески оксида мышьяка (III), которую следует растворить в растворе гидроксида натрия для получения 100,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента метаарсенита натрия 0,05000 моль/л. (Ответ: 0,2473 г).

3.13. В каком объеме раствора содержится 0,2783 г бромата калия, если молярная концентрация эквивалента соли в этом растворе равна 0,05000 моль/л? (Ответ: 200,0 мл).

3.14. Какую массу навески бромата калия следует взять для приготовления 100,0 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента соли 0,0500 моль/л? (Ответ: 0,1392 г).

3.15. Вычислить массу навески бромата калия, необходимую для приготовления 500,0 мл раствора с молярной концентрацией соли 0,02000 моль/л? (Ответ: 1,670 г).

3.16. Навеску бромата калия массой 2,500 г растворили в воде и получили 500,0 мл раствора. Рассчитать молярную концентрацию эквивалента соли в растворе и его титриметрический фактор пересчета по оксиду мышьяка (III). (Ответ: 0,1796 моль/л; 8,885 10 г/мл).

Приготовление раствора заданной концентрации методом разбавления

3.17. Какой объем раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,25 моль/л необходимо взять для приготовления 80 мл раствора с примерной молярной концентрацией эквивалента соли 0,05 моль/л? (Ответ: 3,2 мл).

3.18. До какого объема следует разбавить 350,0 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,2083 моль/л для получения раствора с титриметрическим фактором пересчета перманганата калия по пероксиду водорода, равным $2,174 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: До 570,4 мл).

3.19. До какого объема следует разбавить 200,0 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,05000 моль/л для получения раствора с титриметрическим фактором пересчета перманганата калия перманганата по дигидрату щавелевой кислоты, равным $3,000 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: До 1051 мл).

3.20. Какой объем раствора тиосульфата натрия с молярной концентрацией 0,09 моль/л необходимо взять для приготовления 180 мл раствора с примерной молярной концентрацией тиосульфата натрия 0,05 моль/л? (Ответ: 100 мл).

3.21. До какого объема следует разбавить 100,0 мл раствора тиосульфата натрия с молярной концентрацией 0,1000 моль/л для получения раствора с титриметрическим фактором пересчета тиосульфата натрия по пероксиду водорода, равным $2,000 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: До 85,04 мл).

3.22. Какой объем 0,1000 моль/л раствора иода в иодиде калия потребуется для приготовления 600,0 мл раствора с титриметрическим фактором пересчета иода по тиосульфату натрия, равным $7,905 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: 150 мл).

3.23. До какого объема следует разбавить 150,0 мл раствора иода с молярной концентрацией эквивалента 0,05000 моль/л в иодиде калия для получения раствора иода с титриметрическим фактором пересчета по сульфиту натрия, равным $2,150 \cdot 10$ г/мл? (Ответ: До 219,8 мл).

3.24. Какой объем раствора дихромата калия с молярной концентрацией 0,1 моль/л необходимо взять для приготовления 250 мл раствора с примерной молярной концентрацией эквивалента соли 0,06 моль/л? (Ответ: 25 мл).

3.25. До какого объема следует разбавить 750,0 мл раствора дихромата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,1533 моль/л для получения раствора с титриметрическим фактором пересчета дихромата калия по железу (II), равным $3,839 \cdot 10^{-3}$ г/мл (Ответ: до 1673 мл).

3.26. До какого объема следует разбавить 100,0 мл раствора дихромата калия с молярной концентрацией 0,02500 моль/л для получения раствора с титриметрическим фактором пересчета дихромата калия по оксиду мышьяка (III), равным $2,300 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: До 322,6 мл).

3.27. Какой объем раствора бромата калия с молярной концентрацией 0,2 моль/л необходимо взять для приготовления 1000 мл раствора с примерной молярной концентрацией эквивалента бромата калия 0,05 моль/л? (41,7 мл).

3.28. До какого объема следует разбавить 305,0 мл раствора бромата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,1204 моль/л для получения раствора с титриметрическим фактором пересчета бромата калия по оксиду мышьяка (III), равным $5,000 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: До 363,3 мл).

3.29. До какого объема следует разбавить 835,0 мл 0,1179 моль/л раствора сульфата церия (IV) для получения раствора с титриметрическим фактором пересчета сульфата церия (IV) по железу (II), равным $4,381 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: До 1,255 л).

Стандартизация титранта по результаты титрования

3.30. Навеску оксалата натрия массой 0,1000 г обработали раствором серной кислоты, нагрели полученный раствор до 70 °С и оттитровали 17,00 мл раствора перманганата калия. Вычислить молярную концентрацию раствора титранта. (Ответ: 0,01756 моль/л).

3.31. Навеску дигидрата щавелевой кислоты массой 0,2000 г растворили в разбавленной серной кислоте, полученный раствор нагрели до 70 °С и оттитровали 10,14 мл раствора перманганата калия. Вычислить молярную концентрацию эквивалента раствора титранта. (Ответ: 0,3129 моль/л).

3.32. Навеску моногидрата оксалата аммония массой 0,1200 г обработали разбавленной серной кислотой, а затем нагретый до 70 °С раствор оттитровали 14,35 мл раствора перманганата калия. Вычислить титр раствора титранта. (Ответ: $3,720 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

3.33. На титрование 15,00 мл раствора щавелевой кислоты с молярной концентрацией 0,02500 моль/л было израсходовано в сернокислой среде 18,00 мл раствора перманганата калия. Вычислить молярную концентрацию эквивалента титранта в растворе (Ответ: 0,04167 моль/л).

3.34. На титрование 10,00 мл раствора оксалата натрия с молярной концентрацией 0,02000 моль/л было затрачено 9,50 мл раствора перманганата калия. Вычислить молярную концентрацию эквивалента титранта. (Ответ: 0,04211 моль/л).

3.35. 0,3500 г дигидрата щавелевой кислоты растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. 10,00 мл полученного раствора оттитровали 12,00 мл раствора перманганата калия. Вычислить молярную концентрацию титранта в растворе. (Ответ: $9,254 \cdot 10$ моль/л).

3.36. Навеску оксида мышьяка (III) массой 0,1100 г перевели в раствор и оттитровали 14,00 мл раствора перманганата калия. Вычислить титриметрический фактор пересчета титранта по пероксиду водорода. (Ответ: $2,701 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

3.37. Навеску оксида мышьяка (III) массой 0,1100 г перевели в раствор, добавили натрия гидрокарбонат и затем оттитровали 14,00 мл раствора иода в иодиде калия. Вычислить молярную концентрацию эквивалента титранта в растворе. (Ответ: 0,1589 моль/л).

3.38. Навеску оксида мышьяка (III) массой 0,0950 г перевели в раствор, оттитровали 15,00 мл раствора иода в иодиде калия. Вычислить титр раствора титранта. (Ответ: $1,625 \cdot 10$ г/мл).

3.39. Навеску дихромата аммония массой 0,1004 г обработали избытком иодида калия в кислой среде и на титрование полученного раствора иода было

израсходовано 22,54 мл раствора тиосульфата натрия. Вычислить молярную концентрацию тиосульфата натрия в растворе. (Ответ: 0,1060 моль/л).

3.40. Навеску дихромата калия массой 0,1233 г растворили в разбавленной серной кислоте. К полученному раствору добавили избыток иодида калия. На титрование выделившегося иода было израсходовано 20,33 мл титранта. Вычислить титр раствора тиосульфата натрия. (Ответ: $1,956 \cdot 10^{-2}$ г/мл).

3.41. Навеску дигидрата дихромата натрия массой 0,1752 г растворили в разбавленной серной кислоте, затем добавили избыток иодида калия, и на титрование выделившегося иода было израсходовано 21,42 мл раствора тиосульфата натрия. Вычислить титриметрический фактор пересчета раствора тиосульфата натрия по пероксиду водорода. (Ответ: 2,801 10 г/мл).

3.42. Навеску бромата калия массой 0,2015 г обработали избытком иодида калия в кислой среде, и на титрование полученного раствора иода было израсходовано 24,93 мл раствора тиосульфата натрия. Вычислить молярную концентрацию титранта. (Ответ: 0,2904 моль/л).

3.43. Навеску иодата калия массой 0,2244 г обработали в кислой среде избытком иодида калия. На титрование полученного раствора было израсходовано 25,49 мл раствора тиосульфата натрия. Рассчитать титр раствора тиосульфата натрия. (Ответ: $3,903 \cdot 10$ г/мл).

3.44. Навеску сульфата церия (IV) массой 0,0543 г обработали избытком иодида калия в кислой среде, и на титрование полученной смеси было израсходовано 14,94 мл раствора тиосульфата натрия. Вычислить титриметрический фактор пересчета раствора тиосульфата натрия по иоду. (Ответ: $1,384 \cdot 10$ г/мл).

3.45. На титрование 10,00 мл раствора иода с молярной концентрацией 0,05000 моль/л было затрачено 12,40 мл раствора тиосульфата натрия. Вычислить титр раствора тиосульфата натрия. (Ответ: $1,275 \cdot 10^{-2}$ г/мл).

3.46. К 20,00 мл раствора бромата калия прибавили избыток иодида калия и на титрование выделившегося иода пошло 18,05 мл раствора тиосульфата натрия с молярной концентрацией 0,04825 моль/л. Рассчитать молярную концентрацию бромата калия в растворе и его титриметрический фактор пересчета по оксалату натрия. (Ответ: 0,007258 моль/л; $2,918 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

3.47. Навеску железа массой 0,5167 г растворили в разбавленной серной кислоте и получили 250,0 мл раствора. На титрование аликвотной доли объемом 20,00 мл пошло 11,65 мл сернокислого раствора сульфата церия (IV). Рассчитать молярную концентрацию титранта и его титриметрический фактор пересчета по пероксиду водорода. (Ответ: 0,06353 моль/л; $1,080 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

3.48. Навеску оксалата натрия массой 0,1000 г растворили в хлороводородной кислоте. Нагретый до 50 °С раствор оттитровали 12,00 мл сернокислого раствора сульфата церия (IV). Вычислить молярную концентрацию титранта. (Ответ: 0,1244 моль/л).

Расчеты по результатам титрования

Перманганатометрия

3.49. Навеску металлического железа растворили в серной кислоте и оттитровали 17,15 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,009500 моль/л. Вычислить массу навески железа. (Ответ: 0,04549 г).

3.50. На титрование навески соли Мора было израсходовано 15,00 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,07500 моль/л. Чему равна масса навески соли Мора? (Ответ: 0,4412 г).

3.51. Навеску железной окалины растворили в серной кислоте, и полученный раствор пропустили через редуктор Джонса. На титрование полученного раствора было израсходовано 10,50 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,05000 моль/л. Вычислить массу навески железной окалины. (Ответ: 0,04052 г).

3.52. Вычислить массовую долю пероксида водорода в растворе в %, если на титрование 15,00 мл этого раствора (1,0 г/мл) было затрачено 8,95 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,01010 моль/л. (Ответ: 0,0512 %).

3.53. Технический образец хлорида олова (II) массой 3,1000 г растворили и получили 250,0 мл раствора. На титрование аликвотной доли объемом 10,00 мл было затрачено 17,00 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,01500 моль/л. Вычислить массовую долю хлорида олова (II) в образце в %. (Ответ: 97,49 %).

3.54. 1 мл стандартного раствора перманганата калия соответствует $8,503 \cdot 10^{-4}$ г пероксида водорода. 2,000 г анализируемого раствора пероксида водорода поместили в мерную колбу вместимостью 100,0 мл, добавили дистиллированной воды до метки. На титрование 10,00 мл полученного раствора затратили 12,45 мл 0,05000 моль/л раствора титранта с $F_{0,05} = 1,200$. Вычислить массовую долю пероксида водорода в анализируемом растворе в %. (Ответ: 6,352 %).

3.55. Образец массой 0,4050 г, содержащий нитрит калия с примесью сульфата калия, растворили в воде и получили 250,0 мл раствора. На титрование 10,00 мл 0,01000 моль/л раствора перманганата калия с $F_{0,01} = 0,9875$ в сернокислой среде было затрачено 14,25 мл приготовленного раствора. Определить массовый состав анализируемой смеси. (Ответ: 91,01 %; 8,99 %).

3.56. Образец массой 0,6285 г, содержащий нитрит калия с примесью сульфата натрия, растворили в воде и получили 250,0 мл раствора. 10,00 мл полученного раствора прибавили к 20,00 мл 0,01000 моль/л подкисленного перманганата калия с $F_{0,01} = 0,9875$ (взятого в избытке по отношению к определяемому веществу), а затем избыток иодида калия. На титрование выделившегося иода было израсходовано 8,75 мл раствора тиосульфата натрия с концентрацией 0,05130 моль/л. Определить массовый состав анализируемого образца. (Ответ: 91,17 %; 8,83 %).

3.57. К сернокислому раствору хлората калия прибавили 30,00 мл раствора сульфата железа(II) с молярной концентрацией 0,08425 моль/л, избыток которого оттитровали 10,13 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,09826 моль/л. Вычислить массу хлората калия в растворе. (Ответ: 0,0313 г).

3.58. Образец массой 1,0050 г, содержащий дихромат калия с примесью сульфата калия, растворили в воде и получили 500,0 мл раствора. К 10,00 мл полученного раствора прибавили 17,35 мл 0,05050 моль/л подкисленного раствора сульфата железа (II) и на титрование полученного раствора было затрачено 11,25 мл раствора перманганата калия с титриметрическим фактором пересчета по железу (II), равным $2,784 \cdot 10^{-3}$ г/мл. Определить массовую долю хрома в образце. (Ответ: 27,2 %).

3.59. Образец хлорида бария растворили в воде, добавили избыток раствора оксалата натрия. Осадок отфильтровали и обработали избытком серной кислоты. Полученный осадок отфильтровали, и фильтрат оттитровали 15,47 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,06700 моль/л. Вычислить массу хлорида бария в образце. (Ответ: 0,1079 г).

3.60. Образец нитрата стронция растворили в воде, добавили избыток раствора оксалата натрия. Осадок отфильтровали и обработали избытком серной кислоты. Полученный осадок отфильтровали, и фильтрат оттитровали 10,09 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,0300 моль/л. Вычислить массу стронция в образце. (Ответ: 0,06631 г).

3.61. Образец хлорида кальция массой 0,1490 г растворили в воде, прибавили избыток раствора оксалата натрия. Осадок отфильтровали и обработали избытком серной кислоты. Полученный осадок отфильтровали, и фильтрат оттитровали 26,25 мл раствора перманганата калия с титриметрическим фактором пересчета по дигидрату щавелевой кислоты, равным $6,223 \cdot 10^{-3}$ г/мл. Найти массовую долю хлорида кальция в образце в %. (Ответ: 96,54 %).

Иодометрия

3.62. Вычислить массу мышьяка в пробе, если на ее титрование израсходовано 19,00 мл раствора иода с молярной концентрацией 0,02300 моль/л. (Ответ: 0,03274 г)

3.63. Для определения массы иода в пробе, не содержащей других окислителей, использовали титрование тиосульфатом натрия. Вычислить массу иода в пробе, если на ее титрование израсходовано 16,00 мл раствора тиосульфата натрия с молярной концентрацией 0,08000 моль/л. (Ответ: 0,1624 г).

3.64. К 25,00 мл раствора сероводорода прибавили 25,00 мл раствора иода с молярной концентрацией эквивалента 0,09873 моль/л, избыток которого оттитровали 5,17 мл раствора тиосульфата натрия с молярной концентрацией 0,07543 моль/л. Рассчитать массу сероводорода в 750,0 мл исходного раствора. (Ответ: 1,062 г).

3.65. Образец сульфита натрия массой 0,4315 г растворили в воде и получили 250,0 мл раствора. К 20,00 мл полученного раствора добавили 20,00 мл раствора иода с титриметрическим фактором пересчета по тиосульфату натрия, равным $7,960 \cdot 10^{-3}$ г/мл. На титрование полученного раствора было затрачено 10,25 мл 0,04895 моль/л раствора тиосульфата натрия. Определить массовую долю сульфита натрия в образце. (Ответ: 92,20 %).

3.66. К навеске хлорида железа (III) добавили серную кислоту и иодид калия. Выделившийся иод оттитровали раствором тиосульфата натрия с молярной концентрацией 0,05000 моль/л, $F_{0,05} = 1,094$. Вычислить массу навески, если на титрование было затрачено 12,21 мл раствора титранта. (Ответ: 0,1083 г).

3.67. К смеси нитрита натрия и хлорида натрия массой 0,1000 г добавили серную кислоту и иодид калия. Через 10 мин смесь оттитровали 13,20 мл раствора тиосульфата натрия с молярной концентрацией 0,0656 моль/л. Вычислить массовую долю нитрита натрия в смеси в %. (Ответ: 59,7 %).

3.68.1 мл стандартного раствора тиосульфата натрия соответствует $4,903 \cdot 10^{-3}$ г дихромата калия. К образцу загрязненного примесями дигидрата дихромата натрия массой 0,1500 г добавили избыток иодида калия и серную кислоту, и выделившийся иод оттитровали 21,12 мл стандартного раствора титранта. Вычислить массовую долю дигидрата дихромата натрия в образце. (Ответ: 69,93 %).

Расчет точек на кривых титрования

3.69. К 35,0 мл 0,0700 моль/л раствора церия сульфата прибавили: а) 30,0 мл; б) 35,0 мл; в) 40,0 мл раствора железа (II) сульфата с молярной концентрацией 0,0700 моль/л. Рассчитать реальные окислительно-восстановительные потенциалы полученных растворов. (Ответ: а) 1,72 В; б) 1,27 В; в) 0,821 В).

3.70. К 20,0 мл 0,0500 моль/л раствора хлорида железа (III) прибавили: а) 10,0 мл; б) 12,5 мл; в) 15,0 мл раствора хлорида олова (II) с молярной концентрацией 0,0400 моль/л. Рассчитать реальные окислительно-восстановительные потенциалы полученных растворов. (Ответ: а) 0,735 В; б) 0,36 В; в) 0,17 В).

3.71. К 15,0 мл 0,0400 моль/л раствора сульфата олова (II) прибавили: а) 15,0 мл; б) 20,0 мл; в) 25,0 мл раствора сульфата церия (IV) с молярной концентрацией 0,0600 моль/л. Рассчитать реальные окислительно-восстановительные потенциалы полученных растворов. (Ответ: а) 0,164 В; б) 0,69 В; в) 1,73 В).

3.72. К 25,0 мл 0,0600 моль/л раствора железа (II) сульфата прибавили: а) 5,0 мл; б) 10,0 мл; в) 12,0 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,0300 моль/л. Рассчитать реальные окислительно-восстановительные потенциалы полученных растворов, если концентрация ионов водорода в этих растворах равна 1 моль/л. (Ответ: а) 0,771 В; б) 1,39 В; в) 1,50 В).

3.73. К 10,0 мл 0,0600 моль/л раствора перманганата калия прибавили: а) 29,0 мл; б) 30,0 мл; в) 32,0 мл раствора нитрита калия с молярной концентрацией 0,0500 моль/л. Рассчитать реальные окислительно-восстановительные потенциалы полученных растворов, если концентрация ионов водорода в этих растворах равна 1 моль/л. (Ответ: а) 1,49 В; б) 1,35 В; в) 0,975 В).

3.74. К 15,0 мл 0,0400 моль/л раствора перманганата калия прибавили: а) 24,0 мл; б) 25,0 мл; в) 26,0 мл раствора сульфита калия с молярной концентрацией 0,0600 моль/л. Рассчитать реальные окислительно-восстановительные потенциалы полученных растворов, если концентрация ионов водорода в полученных растворах равна 1 моль/л. (Ответ: а) 1,49 В; б) 1,13 В; в) 0,211 В).

3.75. К 20,0 мл 0,0500 моль/л раствора сульфата олова (II) прибавили: а) 8,0 мл; б) 10,0 мл; в) 12,0 мл раствора перманганата калия с молярной концентрацией 0,0400 моль/л. Рассчитать реальные окислительно-восстановительные потенциалы полученных растворов, если концентрация ионов водорода в этих растворах равна 1 моль/л. (Ответ: а) 0,168 В; б) 1,12 В; в) 1,50 В).

3.76. Рассчитать реальный окислительно-восстановительный потенциал в точке эквивалентности при титровании раствора сульфата железа (II) раствором перманганата калия при концентрациях ионов водорода в растворе: а) 0,750 моль/л; б) 0,250 моль/л; в) 0,050 моль/л. (Ответ: а) 1,38 В; б) 1,34 В; в) 1,28 В).

3.77. Рассчитать реальный окислительно-восстановительный потенциал в точке эквивалентности при титровании раствора сульфата олова (II) раствором перманганата калия при концентрациях ионов водорода в растворе: а) 1,500 моль/л; б) 0,0200 моль/л; в) 0,00500 моль/л. (Ответ: а) 1,13 В; б) 1,01 В; в) 0,96 В).

3.78. Рассчитать реальный окислительно-восстановительный потенциал в точке эквивалентности при титровании 10,0 мл 0,0600 моль/л раствора сульфата железа (II) 0,0500 моль/л раствором дихромата калия при концентрациях ионов водорода в растворе: а) 0,500 моль/л; б) 0,100 моль/л; в) 0,0500 моль/л. (Ответ: а) 1,23 В; б) 1,15 В; в) 1,11 В).

3.79. Рассчитать индикаторные ошибки титрования раствора сульфата железа (II) раствором сульфата церия (IV) с ферроином и нитроферроином. (Ответ: -0,0013 %; $-7,6 \cdot 10^{-7}$ %).

3.80. Рассчитать индикаторные ошибки титрования раствора сульфата олова (II) раствором сульфата церия (IV) с индиго-5- моносульфокислотой и 2,2-дипиридиллом. (Ответ: -0,016%; $+3,5 \cdot 10^{-6}$ %).

3.81. Рассчитать индикаторные ошибки титрования раствора сульфата железа (II) раствором бромата калия с дифениламином и ферроином при $pH = 1$. (Ответ: -61 %; -0,0013 %).

4. Осадительное титрование

Приготовление раствора заданной концентрации по навеске с точно известной массой

4.1. Вычислить массу навески тиоцианата аммония, необходимую для приготовления 250,0 мл раствора с молярной концентрацией соли 0,05000 моль/л. (Ответ: 0,9515 г).

4.2. Вычислить массу навески хлорида калия, необходимую для приготовления 150,0 мл раствора с концентрацией соли 0,0200 моль/л. (Ответ: 0,2237 г).

4.3. Рассчитать молярную концентрацию раствора хлорида натрия и его титр, если в 300,0 мл раствора содержится 1,8233 г соли. (Ответ: 0,1040 моль/л; $6,078 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

4.4. Рассчитать молярную концентрацию раствора нитрата серебра и его титриметрический фактор пересчета по хлориду калия, если в 400,0 мл раствора содержится 3,2560 г соли. (Ответ: 0,04792 моль/л; $3,572 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

Приготовление раствора заданной концентрации методом разбавления

4.5. Какой объем раствора нитрата серебра с молярной концентрацией 0,05 моль/л необходимо взять для приготовления 100 мл раствора с примерной молярной концентрацией соли 0,03 моль/л (Ответ: 60 мл).

4.6. Какой объем раствора тиоцианата аммония с молярной концентрацией 0,12 моль/л необходимо взять для приготовления 250 мл раствора с примерной молярной концентрацией соли 0,05 моль/л? (Ответ: 104 мл).

4.7. Какой объем раствора нитрата ртути (I) с молярной концентрацией 0,25 моль/л необходимо взять для приготовления 200 мл раствора с примерной молярной концентрацией соли 0,1 моль/л? (Ответ: 80 мл).

4.8. Какой объем раствора нитрата серебра с молярной концентрацией 0,1080 моль/л нужно взять для получения 100,0 мл раствора с титриметрическим фактором пересчета нитрата серебра по хлориду натрия, равным $1,810 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: 28,68 мл).

4.9. Какой объем раствора тиоцианата аммония с молярной концентрацией 0,2010 моль/л нужно взять для получения 200,0 мл раствора с титриметрическим фактором пересчета тиоцианата аммония по нитрату серебра, равным $3,500 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: 20,50 мл).

Стандартизация титранта по результатам титрования

4.10. Навеску хлорида натрия массой 0,0500 г оттитровали 18,15 мл раствора нитрата серебра. Вычислить молярную концентрацию раствора титранта. (Ответ: 0,04714 моль/л).

4.11. Навеску хлорида калия массой 0,0600 г оттитровали 13,12 мл раствора нитрата серебра. Вычислить титр раствора титранта. (Ответ: $1,042 \cdot 10^{-2}$ г/мл).

4.12. Навеску нитрата серебра массой 0,1200 г оттитровали 10,00 мл раствора тиоцианата калия. Вычислить молярную концентрацию раствора титранта. (Ответ: 0,07064 моль/л).

4.13. 0,5000 г хлорида натрия растворили в воде и получили 200,0 мл раствора. 20,00 мл полученного раствора оттитровали 15,84 мл раствора нитрата серебра. Вычислить молярную концентрацию раствора титранта и его титриметрический фактор пересчета по иодиду калия. (Ответ: 0,05401 моль/л; $8,966 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

4.14. 0,7500 г хлорида натрия растворили в воде и получили 250,0 мл раствора. 10,00 мл полученного раствора оттитровали 13,00 мл раствора нитрата ртути (I). Вычислить молярную концентрацию раствора титранта. (Ответ: 0,01974 моль/л).

Расчеты по результатам титрования

4.15. Навеску иодида калия растворили в воде и на титрование полученного раствора в присутствии индикатора эозина было израсходовано 17,00 мл раствора нитрата серебра с молярной концентрацией 0,05000 моль/л. Рассчитать массу навески иодида калия. (Ответ: 0,1411 г).

4.16. Навеску бромида калия растворили в воде, и полученный раствор оттитровали 21,00 мл раствора нитрата серебра с титриметрическим фактором пересчета по хлориду калия, равным $4,760 \cdot 10^{-3}$ г/мл. Рассчитать массу навески бромида калия. (Ответ: 0,1600 г).

4.17. Водный раствор иода в иодиде калия оттитровали 8,00 мл раствора тиосульфата натрия с концентрацией 0,04500 моль/л. Затем в полученную смесь добавили индикатор эозин и оттитровали 25,00 мл раствора нитрата серебра с молярной концентрацией 0,09000 моль/л. Сколько граммов иода и иодида калия содержалось в исходном растворе? (Ответ: 0,04568 г; 0,3137 г).

4.18. 10,00 мл исследуемого раствора хлорида калия поместили в мерную колбу вместимостью 500,0 мл и довели до метки дистиллированной водой. На титрование 25,00 мл полученного раствора израсходовано 24,42 мл раствора нитрата серебра с молярной концентрацией 0,1000 моль/л, $F_{0,1} = 0,9245$. Сколько граммов хлорида калия содержалось в 1 л исследуемого раствора? (Ответ: 336,6 г).

4.19. Смесь хлорида калия и хлорида натрия растворили в воде и получили 500,0 мл раствора. К 10,00 мл полученного раствора добавили 15,00 мл раствора нитрата серебра с молярной концентрацией 0,05050 моль/л. После отделения осадка фильтрат был оттитрован 7,50 мл раствора тиоцианата калия с молярной концентрацией 0,04505 моль/л. Вычислить массу хлорид-ионов в смеси. (Ответ: 0,7438 г).

4.20. Смесь бромида калия и нитрата калия массой 0,3000 г растворили в воде и получили 100,0 мл раствора. К 20,00 мл полученного раствора добавили 10,00 мл раствора нитрата серебра с титром $8,000 \cdot 10^{-3}$ г/мл. Не вступившие в

реакцию ионы серебра были оттитрованы 4,85 мл раствора тиоцианата калия с молярной концентрацией 0,03800 моль/л. Вычислить массовую долю бромида калия в смеси в %. (Ответ: 56,85 %).

4.21. Образец нитрата серебра массой 2,5050 г растворили в воде и получили 500,0 мл раствора. На титрование 10,00 мл полученного раствора пошло 11,25 мл раствора тиоцианата аммония с титриметрическим фактором пересчета по нитрату серебра, равным $4,172 \cdot 10^{-3}$ г/мл. Вычислить массовую долю соли в образце в %. (Ответ: 93,7 %).

4.22. Образец сульфата цинка массой 1,5050 г растворили в воде и получили 250,0 мл раствора. На титрование 20,00 мл полученного раствора пошло 14,15 мл раствора гексацианоферрата (II) калия с молярной концентрацией 0,05000 моль/л, $F_{0,05} = 1,043$. Вычислить массовую долю цинка в образце в %. (Ответ: 60,12 %).

Расчет точек на кривых титрования и индикаторных ошибок титрования

4.23. Раствор хлорида калия с концентрацией 0,05000 моль/л титруют 0,05000 моль/л раствором нитрата серебра. Рассчитать pC_1 , если к 20,00 мл раствора хлорида калия прибавлено 18,00; 20,00 и 20,02 мл раствора титранта. (Ответ: 2,58; 4,88; 5,15).

4.24. Вычислить pAg при титровании 10,00 мл 0,1000 моль/л раствора хлорида натрия раствором нитрата серебра с такой же молярной концентрацией, если раствора титранта добавлено 9,90; 10,00; 10,10 мл. (Ответ: 6,45; 4,88; 3,30).

4.25. Вычислить pBr при добавлении 10,00; 19,80 и 20,00 мл 0,02000 моль/л раствора нитрата серебра к 20,00 мл раствора бромида калия с такой же молярной концентрацией. (Ответ: 2,18; 4,00; 6,14).

4.26. Вычислить pAg при титровании 10,00 мл 0,1000 моль/л раствора бромида натрия раствором нитрата серебра с такой же молярной концентрацией, если раствора титранта добавлено 9,90; 10,00; 10,10 мл. (Ответ: 8,98; 6,14; 3,30).

4.27. Вычислить pI при титровании 100,0 мл 0,05000 моль/л раствора иодида калия раствором нитрата серебра с такой же молярной концентрацией, если раствора титранта добавлено 99,0; 100,0; 100,1 мл. (Ответ: 3,60; 8,04; 11,48).

4.28. Вычислить pAg при титровании 20,00 мл 0,01000 моль/л раствора иодида калия раствором нитрата серебра с такой же концентрацией, если раствора титранта добавлено 19,98; 20,00; 20,20 мл. (Ответ: 10,78; 8,04; 4,30).

4.29. Раствор нитрата серебра с молярной концентрацией 0,1000 моль/л титруют раствором тиоцианата калия с такой же концентрацией. Вычислить pAg , если к 10,00 мл раствора нитрата серебра прибавлено 9,90; 10,00; 11,00 мл раствора титранта. (Ответ: 3,30; 5,99; 9,65).

4.30. 50,0 мл 0,1000 моль/л раствора нитрата серебра титруют 0,1000 моль/л раствором тиоцианата аммония. Рассчитать pAg при добавлении 25,0; 49,5; 50,0; 50,1 мл титранта. (Ответ: 1,48; 3,30; 5,99; 7,97).

4.31. К 20,00 мл 0,05000 моль/л раствора бромида калия прилили 18,00 мл 0,05500 моль/л раствора нитрата серебра. Рассчитать p_{Br} и p_{Ag} полученного раствора. (Ответ: 3,58; 8,70).

4.32. К 15,00 мл 0,1000 моль/л раствора иодида калия прибавили 35,00 мл 0,04000 моль/л раствора нитрата серебра. Вычислить pI и p_{Ag} полученного раствора. (Ответ: 2,70; 13,38).

4.33. К 10,00 мл 0,05000 моль/л раствора нитрата серебра прибавили 12,58 мл 0,04000 моль/л раствора хлорида натрия. Рассчитать p_{Ag} полученного раствора. (Ответ: 5,90).

4.34. К 40,00 мл 0,1250 раствора нитрата серебра прибавили 50,00 мл 0,1000 моль/л раствора тиоцианата калия. Рассчитать p_{Ag} полученного раствора. (Ответ: 5,99).

5. Комплексометрическое титрование

*Приготовление раствора заданной концентрации по навеске
с точно известной массой*

5.1. Какую навеску металлического цинка следует растворить в соляной кислоте для получения 500,0 мл раствора с молярной концентрацией соли 0,1000 моль/л? (Ответ: 3,270 г).

5.2. Какую навеску ЭДТА следует взять для получения 200,0 мл раствора с молярной концентрацией соли 0,02500 моль/л? (Ответ: 1,681 г)

5.3. Рассчитать молярную концентрацию раствора сульфата магния и его титр, если в 200,0 мл раствора содержится 1,2156 г соли. (Ответ: 0,05050 моль/л; $6,078 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

5.4. В каком объеме раствора содержится 8,0720 г сульфата цинка, если молярная концентрация соли в нем равна 0,05000 моль/л? (Ответ: 1000 мл).

5.5. В каком объеме раствора содержится 4,6530 г ЭДТА, если молярная концентрация соли в этом растворе равна 0,05000 моль/л? (Ответ: 250,0 мл).

Приготовление раствора заданной концентрации методом разбавления

5.6. Какой объем раствора сульфата магния с молярной концентрацией 0,105 моль/л необходимо взять для приготовления 50 мл раствора с примерной молярной концентрацией соли 0,025 моль/л? (Ответ: 11,9 мл).

5.7. Какой объем раствора цинка сульфата с титриметрическим фактором пересчета по ЭДТА $1,510 \cdot 10^{-2}$ г/мл необходимо взять для приготовления 250,0 мл раствора с молярной концентрацией соли 0,02500 моль/л? (Ответ: 139,2 мл).

5.8. Какой объем раствора нитрата бария с молярной концентрацией 0,2520 моль/л необходимо взять для приготовления 200,0 мл раствора с молярной концентрацией соли 0,1000 моль/л? (Ответ: 79,4 мл).

5.9. Какой объем раствора сульфата магния с молярной концентрацией 0,1050 моль/л следует взять для приготовления 180,0 мл раствора магния

сульфата с титриметрическим фактором пересчета по ЭДТА, равным $1,860 \cdot 10^{-2}$ г/мл? (Ответ: 85,66 мл).

5.10. Какой объем раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,0550 моль/л следует взять для приготовления 250,0 мл раствора ЭДТА с титриметрическим фактором пересчета по сульфату цинка, равным $2,850 \cdot 10^{-3}$ г/мл? (Ответ: 80,24 мл).

Стандартизация титранта по результатам титрования

5.11. 0,1000 г металлического цинка растворили в серной кислоте, а затем в присутствии аммиачного буфера оттитровали 12,00 мл раствора ЭДТА. Вычислить молярную концентрацию раствора ЭДТА. (Ответ: 0,1274 моль/л).

5.12. Навеску металлического магния массой 0,0800 г растворили в серной кислоте, а затем в присутствии аммиачного буфера оттитровали 10,15 мл раствора ЭДТА. Вычислить титр раствора ЭДТА и титриметрический фактор пересчета ЭДТА по хлориду алюминия. (Ответ: 0,1090 г/мл; $4,323 \cdot 10$ г/мл).

5.13. Навеску гептагидрата сульфата магния массой 0,1300 г растворили в дистиллированной воде и оттитровали 15,00 мл раствора ЭДТА. Вычислить молярную концентрацию раствора ЭДТА и его титриметрический фактор пересчета по цинку. (Ответ: $3,516 \cdot 10^{-2}$ моль/л; $2,299 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

5.14. Навеску безводного сульфата магния массой 0,1030 г растворили в дистиллированной воде и затем оттитровали 9,55 мл раствора ЭДТА. Вычислить титриметрический фактор пересчета раствора ЭДТА по кальцию. (Ответ: $3,591 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

Расчеты по результатам титрования

5.15. Навеску металлического магния растворили в хлороводородной кислоте, и полученный раствор оттитровали 15,00 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,1500 моль/л. Рассчитать массу навески магния. (Ответ: 0,05468 г).

5.16. Навеску гептагидрата сульфата магния массой 17,500 г растворили в воде и получили 1,000 л раствора. 50,00 мл полученного раствора поместили в мерную колбу вместимостью 100,0 мл и довели содержимое колбы дистиллированной водой до метки. 20,00 мл приготовленного раствора оттитровали 19,50 мл раствора ЭДТА. Рассчитать титриметрический фактор пересчета раствора ЭДТА по кальцию. (Ответ: $1,459 \cdot 10^{-3}$ г/мл).

5.17. 0,3326 г частично выветрившегося гептагидрата сульфата магния растворили в дистиллированной воде и затем оттитровали 17,29 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,1000 моль/л. Рассчитать, сколько молекул воды приходится на 1 молекулу сульфата магния в анализируемом кристаллогидрате и массовую долю магния в образце в %. (Ответ: 4 молекулы; 12,63 %).

5.18. Образец гидрокарбоната магния массой 3,500 г растворили в воде и оттитровали 12,05 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,05000

моль/л. Вычислить массовую долю гидрокарбоната магния в образце в %. (Ответ: 2,518 %).

5.19. Образец гексагидрата нитрата марганца (II) массой 4,500 г растворили в воде и получили 200,0 мл раствора. На титрование 10,00 мл полученного раствора израсходовали 13,50 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,05000 моль/л. Рассчитать массовую долю марганца в образце в %. (Ответ: 16,48 %).

5.20. Образец моногидрата нитрата ртути (II) массой 2,900 г растворили в воде и получили 50,00 мл раствора. Аликвотную долю объемом 5,00 мл оттитровали 11,05 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,07500 моль/л. Вычислить массовую долю нитрата ртути (II) в образце в %. (Ответ: 93,33 %).

5.21. К анализируемому раствору соединения свинца добавили избыток комплекса ЭДТА с магнием, и полученный раствор оттитровали 17,00 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,1000 моль/л, $F_{0,1} = 1,105$. Вычислить массу свинца в анализируемом растворе. (Ответ: 0,3892 г).

5.22. К 20 мл раствора соли кальция прибавили избыток раствора комплекса ЭДТА с магнием, и полученный раствор оттитровали 15,85 мл раствора ЭДТА с титриметрическим фактором пересчета по хлориду кальция, равным $5,037 \cdot 10^{-3}$ г/мл. Рассчитать массу кальция в 250,0 мл анализируемого раствора. (Ответ: 0,3604 г).

5.23. Образец хлорида алюминия массой 0,9250 г растворили в воде и получили 250,0 мл раствора. К 15,00 мл полученного раствора прибавили 25,00 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,02340 моль/л и на титрование полученного раствора пошло 4,50 мл 0,05000 моль/л раствора сульфата магния, $F_{0,05} = 0,9115$. Рассчитать массовую долю алюминия хлорида в образце в %. (Ответ: 91,28 %).

5.24. Для определения массы свинца в пробе методикой предусмотрено использование титрантов с молярной концентрацией 0,05000 моль/л. К пробе, содержащей соли свинца, добавили 25,00 мл раствора ЭДТА, $F_{0,05} = 1,020$. Избыток не вступившего в реакцию ЭДТА оттитровали 10,05 мл раствора сульфата магния, $F_{0,05} = 0,8900$. Вычислить массу свинца в растворе. (Ответ: 0,1715 г).

5.25. Образец натрия сульфата массой 3,0550 г растворили в воде и получили 500,0 мл раствора. К 10,00 мл полученного раствора прибавили 20,00 мл раствора хлорида бария с молярной концентрацией 0,05025 моль/л. На титрование полученного раствора пошло 11,25 мл 0,05000 моль/л раствора ЭДТА, $F_{0,05} = 1,025$. Рассчитать массовую долю сульфата натрия в образце в %. (Ответ: 99,6 %).

5.26. Образец, содержащий соли кальция и магния, массой 2,500 г растворили в воде и получили 500,0 мл раствора. На титрование аликвотной доли полученного раствора объемом 20,00 мл в присутствии буферной системы при $pH = 10$ пошло 15,25 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,05230 моль/л. К другой аликвотной доле анализируемого раствора объемом 10,00 мл прибавили щелочь до $pH = 12$, и полученный раствор оттитровали 5,34 мл

раствора ЭДТА. Рассчитать массовые доли кальция и магния в образце в %. (Ответ: 22,39 %; 5,81 %).

5.27. На титрование аликвотной доли 20,00 мл раствора, содержащего хлориды кальция и магния, в присутствии буферной системы при $\text{pH} = 10$ пошло 12,25 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,01025 моль/л. Из второй порции анализируемого раствора объемом 20,00 мл выделили кальций в виде оксалата кальция, и полученный раствор оттитровали 8,50 мл раствора ЭДТА. Рассчитать содержание солей в анализируемом растворе в мг/л. (Ответ: 213,3 мг/л хлорида кальция и 414,8 мг/л хлорида магния).

Расчет точек на кривой титрования и индикаторных ошибок титрования

5.28. К 20,0 мл 0,0500 моль/л раствора алюминия хлорида прибавили в процессе титрования: а) 20,0 мл; б) 25,0 мл; в) 30,0 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,0400 моль/л. Рассчитать pAl полученных растворов. (Ответ: а) 2,30; б) 8,90; в) 15,4).

5.29. К 15,0 мл 0,0600 моль/л раствора меди сульфата прибавили в процессе титрования: а) 14,0 мл; б) 18,0 мл; в) 20,0 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,0500 моль/л. Рассчитать pCu полученных растворов. (Ответ: а) 2,16; б) 10,0; в) 17,48).

5.30. К 25,0 мл 0,0400 моль/л раствора сульфата цинка прибавили в процессе титрования: а) 18,0 мл; б) 20,0 мл; в) 22,0 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0,0500 моль/л. Рассчитать pZn полученных растворов. (Ответ: а) 2,63; б) 8,83; в) 15,0).

5.31. Рассчитать индикаторную ошибку при титровании 10 мл 0,10 моль/л раствора хлорида магния раствором ЭДТА с такой же молярной концентрацией с эриохромом черным Т при $\text{pH} = 10$. (Ответ: - 0,008 %).

5.32. Рассчитать индикаторную ошибку при титровании 10 мл 0,050 моль/л раствора сульфата никеля (II) раствором ЭДТА с такой же молярной концентрацией с мурексидом при $\text{pH} = 9$. (Ответ: - $2,5 \cdot 10^{-4}$ %).

5.33. Рассчитать индикаторную ошибку при титровании 10 мл 0,1 моль/л раствора хлорида кадмия раствором ЭДТА с такой же молярной концентрацией с индикатором ксиленоловым оранжевым при $\text{pH} = 7$. (Ответ: - $3,2 \cdot 10^{-4}$ %).

5.34. Рассчитать индикаторную ошибку при титровании 20 мл 0,050 моль/л раствора хлорида цинка раствором ЭДТА с концентрацией 0,040 моль/л с: а) эриохромом черным Т при $\text{pH} = 10$; б) ксиленоловым оранжевым при $\text{pH} = 6$. (Ответ: а) - $5,7 \cdot 10^{-9}$ %; б) -0,0014%).

5.35. Рассчитать индикаторную ошибку при титровании 30 мл 0,060 моль/л раствора нитрата свинца (II) раствором ЭДТА с молярной концентрацией 0,050 моль/л с ксиленоловым оранжевым при $\text{pH} = 6$. (Ответ: - $2,3 \cdot 10^{-9}$ %).

РАЗДЕЛ II

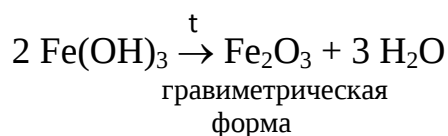
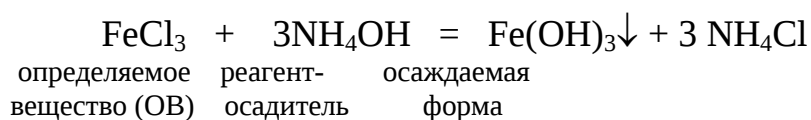
ГРАВИМЕТРИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

Гравиметрический анализ (от лат. *gravitas* – вес) основан на точном измерении массы определяемого компонента, выделенного в химически чистом состоянии или в виде какого-либо соединения точно известного состава.

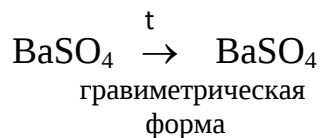
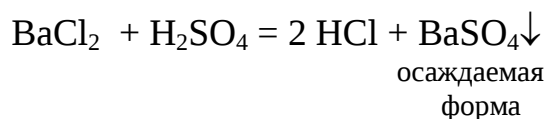
Анализ проводят по массе осадка, образующегося при реакции вещества с каким-либо реагентом. Осадок отделяют, промывают, высушивают или прокаливают, точно взвешивают. По массе остатка и его формуле вычисляют содержание вещества (или элемента) во взятой навеске. При прокаливании осадка состав его может изменяться. Вследствие этого, в гравиметрическом анализе различают осаждаемую и весовую (гравиметрическую) формы вещества.

Осаждаемая форма – это соединение, в виде которого осаждается из раствора анализируемый компонент.

Гравиметрическая форма – соединение, которое образуется после прокаливания и взвешивается для получения окончательного результата анализа. Например,



В некоторых случаях состав осаждаемой формы и весовой не изменяется, удаляется лишь несвязанная влага из вещества:



В гравиметрическом методе анализа выполняются расчеты навески пробы, количества осадителя, потерь при промывке осадка и содержания компонента в анализируемом объекте.

Массу определяемого компонента (ОК) в анализируемом образце можно рассчитать по уравнению реакции, если известна масса гравиметрической формы (ГФ). Часто в таких расчетах используют аналитический (стехиометрический) фактор (F), представляющий собой отношение молярной массы опреде-

ляемого компонента к молярной массе гравиметрической формы с учетом стехиометрических коэффициентов a и b :

$$F = \frac{a \cdot M_{\text{ОК}}}{b \cdot M_{\text{ГФ}}}$$

Для определения гравиметрического фактора следует составить стехиометрическую схему (определяемый компонент $\rightarrow$ гравиметрическая форма) и расставить коэффициенты. Например, при определении Fe^{3+} в качестве гравиметрической формы получают Fe_2O_3 , тогда, в соответствии со стехиометрией,

$$2 \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \quad (a=2, b=1)$$

$$F = \frac{2 \cdot 55,847}{159,69} = 0,6994$$

Величина навески анализируемой пробы зависит от массы гравиметрической формы, массовой доли определяемого компонента, содержания его в гравиметрической форме и точности взвешивания.

Расчет величины навески проводят по формуле

$$m_{\text{нав.}} = \frac{m_{\text{ГФ}} \cdot F \cdot 100}{\omega_{\text{ОК}}} = m_{\text{ГФ}} \cdot \frac{a \cdot M_{\text{ОВ}}}{b \cdot M_{\text{ГФ}}} \cdot \frac{100}{\omega_{\text{ОК}}}$$

В результате обобщения многочисленных исследований было рекомендовано задавать оптимальную массу гравиметрической формы следующей:

для объемных аморфных осадков - около 0,1 г,

для кристаллических осадков от 0,1 до 0,5 г (для легких осадков от - 0,1 до 0,2 г, для тяжелых осадков – от 0,4 до 0,5 г)

В общем виде при расчете навесок анализируемых веществ пользуются следующими формулами:

а) при осаждении кристаллических осадков

$$m_{\text{нав.}} = 0,5 \frac{F \cdot 100}{\omega_{\text{ОК}}}$$

б) при осаждении аморфных осадков

$$m_{\text{нав.}} = 0,1 \frac{F \cdot 100}{\omega_{\text{ОК}}}$$

Искомую массу определяемого компонента ($m_{\text{ОК}}$) можно рассчитать по формуле:

$$m_{\text{ОК}} = m_{\text{ГФ}} \cdot F$$

Осаждение считают количественным, если концентрация определяемого компонента в растворе не превышает 10^{-6} М и остаточное количество осаждаемого вещества не выходит за пределы точности взвешивания на аналитических весах (0,0001 г). Для более полного выделения осаждаемого компонента вводят

избыток осадителя по сравнению с величиной, рассчитанной согласно стехиометрии реакции.

Количество осадителя определяется растворимостью осаждаемой формы и летучестью осадителя: если он летучий, рекомендуется использовать двухкратный избыток осадителя, для нелетучего осадителя рекомендуется 30%-ный избыток.

Для удаления адсорбированных примесей осадки промывают.

Крупнокристаллические, легко фильтрующиеся осадки с низкой растворимостью, промывают водой, кристаллические осадки с высокой растворимостью - раствором такого электролита, который имеет одноименный ион. Аморфные и скрытокристаллические, легко пептизирующиеся осадки, промывают раствором электролита, например, нитрата или хлорида аммония, которые при прокаливании осадка улетучиваются.

При этом во всех случаях более эффективно многократное промывание небольшими порциями, чем при меньшем числе раз большими порциями при одном и том же объеме промывной жидкости.

Концентрацию C_n отмываемого вещества в объеме V_0 промывной жидкости, остающейся в осадке и не стекающей через фильтр, после n -го промывания рассчитывают по формуле:

$$C_n = C_0 \left(\frac{V_0}{V_0 + V} \right)^n,$$

где C_0 - начальная концентрация отмываемого вещества, г/мл; V_0 - объем жидкости, удерживаемой осадком; V - объем каждой очередной порции промывной жидкости, мл.

Приведенная формула позволяет также оценить общий объем промывной жидкости.

Зная состав промывной жидкости и произведение растворимости осадка, можно оценить потери при промывании осадка за счет растворимости.

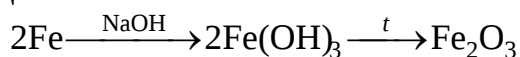
ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

1. Расчет навески для анализа

Пример 1. Какую навеску сплава, содержащего около 85 % железа, следует взять для анализа, если после его растворения в кислоте, железо осаждают в виде $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и определяют в виде оксида Fe_2O_3 ?

Решение

Согласно условию задачи:



Fe_2O_3 – аморфный осадок, поэтому масса гравиметрической формы равна 0,1 г.

Определение массы железа, необходимой для получения весовой формы:

$$m_{\text{Fe}} = \frac{m_{\text{Fe}_2\text{O}_3} \cdot 2M_{\text{Fe}}}{M_{\text{Fe}_2\text{O}_3}},$$

где 2 – стехиометрический коэффициент. $M_{\text{Fe}} = 55,85$ г/моль; $M_{\text{Fe}_2\text{O}_3} = 159,70$ г/моль.

$$m_{\text{Fe}} = \frac{0,1 \cdot 2 \cdot 55,85}{159,70} = 0,0699 \text{ г}$$

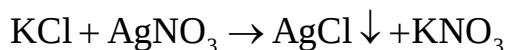
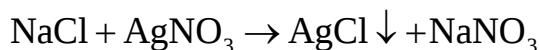
Эта масса железа в сплаве составляет 85 % (по условию задачи), а навеска сплава для анализа $m_{\text{нав}}$ будет составлять 100 %.

$$m_{\text{нав.}} = \frac{m_{\text{Fe}} \cdot 100}{85} = \frac{0,0699 \cdot 100}{85} = 0,0823 \text{ г}$$

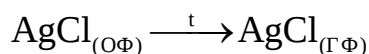
Пример 2. Какую массу вещества, содержащего около 20 % хлорида натрия и 30 % хлорида калия, следует растворить в мерной колбе вместимостью 100 мл, чтобы из аликвоты полученного раствора объёмом 10 мл получить 0,50 г гравиметрической формы AgCl?

Решение

1. Уравнения химических реакций, протекающих при образовании осаждаемой формы AgCl:



AgCl при прокаливании переходит в гравиметрическую форму:



2. Для первых химических уравнений реакций справедливо равенство:

$$n_{\text{NaCl}} + n_{\text{KCl}} = n_{\text{AgCl}} \quad (1)$$

тогда

$$\frac{m_{\text{NaCl}}}{M_{\text{NaCl}}} + \frac{m_{\text{KCl}}}{M_{\text{KCl}}} = \frac{m_{\text{AgCl}}}{M_{\text{AgCl}}}$$

3. Массовое содержание NaCl и KCl можно рассчитать по формуле:

$$\omega_{\text{NaCl}} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{нав.}}} \cdot 100, \quad \omega_{\text{KCl}} = \frac{m_{\text{KCl}}}{m_{\text{нав.}}} \cdot 100$$

4. Представим последние выражения, используя количество вещества:

$$n_{\text{NaCl}} = \frac{\omega_{\text{NaCl}} \cdot m_{\text{нав.}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot 100}, \quad n_{\text{KCl}} = \frac{\omega_{\text{KCl}} \cdot m_{\text{нав.}}}{M_{\text{KCl}} \cdot 100}$$

Данные выражения подставим в уравнение (1) и определим массу навески вещества

$$\begin{aligned} \frac{\omega_{\text{NaCl}} \cdot m_{\text{нав.}}}{M_{\text{NaCl}} \cdot 100} + \frac{\omega_{\text{KCl}} \cdot m_{\text{нав.}}}{M_{\text{KCl}} \cdot 100} &= \frac{m_{\text{AgCl}}}{M_{\text{AgCl}}} \\ \frac{20 \cdot m_{\text{нав.}}}{58,443 \cdot 100} + \frac{30 \cdot m_{\text{нав.}}}{74,555 \cdot 100} &= \frac{0,5}{143,32} \\ m_{\text{нав.}} \left(\frac{20}{58,443 \cdot 100} + \frac{30}{74,555 \cdot 100} \right) &= \frac{0,5}{143,32} \end{aligned}$$

$$m_{\text{нав.}} \cdot 0,0075 = 0,0035$$

$$m_{\text{нав.}} = 0,4686 \text{ г}$$

Такая масса навески вещества содержалась в аликвоте (10 мл раствора), определим массу навески в мерной колбе объемом 100 мл:

$$m_{\text{нав.}} = 0,4686 \cdot 10 = 4,686 \text{ г.}$$

2. Расчет объема осадителя

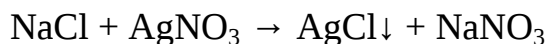
Пример 1. Какой объем раствора AgNO_3 с молярной концентрацией 0,1000 моль/л следует взять для полного осаждения хлорида натрия из 10 мл раствора с $C\%_{\text{NaCl}}=2\%$ и $\rho_{\text{р-ра NaCl}} = 1,22 \text{ г/мл}$.

Решение

1. Определение массы хлорида натрия в 10 мл раствора

$$\begin{aligned} C\%_{\text{NaCl}} &= \frac{m_{\text{NaCl}} \cdot 100}{V_{\text{р-ра, NaCl}} \cdot \rho_{\text{р-ра, NaCl}}} \\ m_{\text{NaCl}} &= \frac{C\%_{\text{NaCl}} \cdot V_{\text{р-ра, NaCl}} \cdot \rho_{\text{р-ра, NaCl}}}{100} \\ m_{\text{NaCl}} &= \frac{2 \cdot 10 \cdot 1,22}{100} = 0,24 \text{ г} \end{aligned}$$

2. Уравнение реакции осаждаемого вещества с осадителем



3. Согласно уравнению реакции рассчитаем массу осадителя AgNO_3 , которая прореагирует с 0,24 г NaCl :

58,44г NaCl взаимодействует с 169,87 г AgNO_3
0,24 г NaCl взаимодействует с x г AgNO_3

$$m_{\text{AgNO}_3} = \frac{0,24 \cdot 169,87}{58,44} = 0,71\text{г}$$

$$M_{\text{AgNO}_3} = 169,87 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{NaCl}} = 58,44 \text{ г/моль}.$$

4. Зная концентрацию раствора AgNO_3 , можно рассчитать необходимый его объем по формуле:

$$C_{\text{AgNO}_3} = \frac{m_{\text{AgNO}_3} \cdot 1000}{V_{\text{AgNO}_3} \cdot M_{\text{AgNO}_3}}$$

или

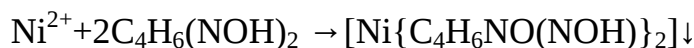
$$V_{\text{AgNO}_3} = \frac{m_{\text{AgNO}_3} \cdot 1000}{C_{\text{AgNO}_3} \cdot M_{\text{AgNO}_3}} = \frac{0,71 \cdot 1000}{0,1 \cdot 169,87} = 41,8 \text{ мл}$$

$$\text{С учетом 1,5-го избытка } V_{\text{практ.}, \text{AgNO}_3} = 1,5 \cdot 41,8 = 63 \text{ мл}$$

Пример 2. Навеску анализируемого образца массой 5,0 г, содержащего около 3 % никеля, растворили в мерной колбе вместимостью 200,0 мл. Какой объем спиртового раствора диметилглиоксима $\text{C}_4\text{H}_6(\text{NOH})_2$ ($M = 116,1$ г/моль) с массовой долей 1,0 % ($\rho = 0,93$ г/мл) потребуется для осаждения диметилглиоксимата никеля из 20,00 мл раствора при 50 % избытке осадителя?

Решение

Уравнение реакции осаждения:



По уравнению реакции $n_{\text{C}_4\text{H}_6(\text{NOH})_2} = 2n_{\text{Ni}}$, тогда:

$$n_{\text{C}_4\text{H}_6(\text{NOH})_2} = \frac{C_{\text{C}_4\text{H}_6(\text{NOH})_2} \cdot V_{\text{C}_4\text{H}_6(\text{NOH})_2}}{1000} ; \quad 2n_{\text{Ni}} = 2 \frac{m_{\text{Ni}}}{M_{\text{Ni}}}$$

$$\frac{C_{\text{C}_4\text{H}_6(\text{NOH})_2} \cdot V_{\text{C}_4\text{H}_6(\text{NOH})_2}}{1000} = 2 \frac{m_{\text{Ni}}}{M_{\text{Ni}}}$$

$$V_{C_4H_6(NO_2)_2} = \frac{2m_{Ni} \cdot 1000}{C_{C_4H_6(NO_2)_2} \cdot M_{Ni}} \cdot \frac{V_{ал.}}{V_{к.}} =$$

$$= \frac{2m_{нав.} \cdot \omega_{Ni} \cdot 1000 \cdot M_{C_4H_6(NO_2)_2}}{100 \cdot M_{Ni} \cdot 10 \cdot \rho \cdot \omega_{C_4H_6(NO_2)_2}} \cdot \frac{V_{ал.}}{V_{к.}}$$

$$V_{C_4H_6(NO_2)_2} = \frac{2 \cdot 5,0 \cdot 3 \cdot 1000 \cdot 116 \cdot 20,00}{100 \cdot 59 \cdot 10 \cdot 0,93 \cdot 1,0 \cdot 200} = 6,4 \text{ мл}$$

В задаче задан 50 % избыток осадителя, т.е. полуторократный, поэтому:

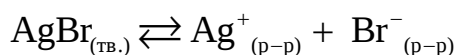
$$V'_{\text{р-ра } C_4H_6(NO_2)_2} = 1,5 \cdot V_{\text{р-ра } C_4H_6(NO_2)_2} = 1,5 \cdot 6,4 = 9,6 \text{ мл}$$

3. Расчет потери массы осадка за счет растворимости

Пример 1. Рассчитайте массу бромид - ионов, оставшихся в растворе объемом 100 мл после их осаждения в виде бромида серебра AgBr эквивалентным количеством катионов серебра. Произведение растворимости бромида серебра равно $5,3 \cdot 10^{-13}$.

Решение

Уравнение межфазового равновесия:



$$PP_{AgBr} = [Ag^+][Br^-]$$

Примем $[Ag^+] = S$ и $[Br^-] = S$, тогда $PP_{AgBr} = [Ag^+][Br^-] = S \cdot S = S^2$

$$S_{AgBr} = \sqrt{PP_{AgBr}} = \sqrt{5,3 \cdot 10^{-13}} = 7,3 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$S_{Ag^+} = S_{Br^-} = S_{AgBr} = 7,3 \cdot 10^{-7}$$

Масса Br^- будет равна:

$$m_{Br^-} = \frac{S_{Br^-} \cdot 100 \cdot M_{Br^-}}{1000} = \frac{7,3 \cdot 10^{-7} \cdot 100 \cdot 80}{1000} = 5,84 \cdot 10^{-6}$$

4. Расчет результатов анализа

Пример 1. Для определения содержания сульфата алюминия взяли 100 мл раствора и осадили сульфат-ион SO_4^{2-} в виде BaSO_4 , масса которого оказалась равной 0,2640 г. Рассчитать массу сульфата алюминия в 1 л раствора.

Решение

1. По условию задачи: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 3\text{BaSO}_4 \downarrow$

$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 342,15 \text{ г/моль}; \quad M_{\text{BaSO}_4} = 233,40 \text{ г/моль}$$

1 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ содержит 3 моль SO_4^{2-} , которые и могут образовать 3 моль BaSO_4 , Стехиометрический коэффициент для BaSO_4 равен трем ($b=3$), а для $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ равен единице ($a=1$)

2. Определение массы сульфата алюминия в 100 мл раствора:

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m_{\text{BaSO}_4} \cdot F \cdot M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{3M_{\text{BaSO}_4}}$$

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = m_{\text{BaSO}_4} \cdot F, \text{ где } F = \frac{a \cdot M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{b \cdot M_{\text{BaSO}_4}} = \frac{M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{3M_{\text{BaSO}_4}}$$

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{m_{\text{BaSO}_4} \cdot M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3}}{3M_{\text{BaSO}_4}} = \frac{0,2640 \cdot 342,15}{3 \cdot 233,40} = 0,1290 \text{ г}$$

3. Определение массы сульфата алюминия в 1000 мл раствора:

$$m_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = \frac{0,1290 \cdot 1000}{100} = 1,2900 \text{ г}$$

5. Расчет объема промывной жидкости

Пример 1. Сравните количество примесей, оставшихся в осадке, при промывании сульфата бария 100 мл воды порциями по 10 мл и по 20 мл, если объем удерживаемой воды равен 1 мл, а концентрация примесей в исходном растворе составляет $1 \cdot 10^{-2}$ М.

Решение

Находим концентрацию примесей, оставшихся в осадке после
- десятикратного промывания:

$$c_{10} = \left(\frac{1}{1+10}\right) \cdot 1 \cdot 10^{-2} - 1 \cdot 10^{-12} \text{ М}$$

- пятикратного промывания:

$$c_5 = \left(\frac{1}{1+20}\right) \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 2 \cdot 10^{-9} \text{ М}$$

Промывание десятью порциями, меньшими по объему, эффективнее, чем промывание пятью порциями большего объема.

Пример 2. Какое максимальное количество воды можно использовать для промывания осадка сульфата бария массой 1 г?

Решение

Погрешность гравиметрического определения не должна превышать 0,1 %; таким образом, потеря осадка должна быть не более $1 \cdot 10^{-3}$ г или $4 \cdot 10^{-6}$ М. Рассчитываем растворимость сульфата бария в воде (принимая коэффициенты активности равными единице)

$$S = \sqrt{IP_{BaSO_4}} = \sqrt{1,05 \cdot 10^{-10}} \cong 1,02 \cdot 10^{-5} \text{ М}$$

Следовательно, объем воды для промывания не может быть больше, чем

$$V_{H_2O} = \frac{4 \cdot 10^{-6}}{1,02 \cdot 10^{-5}} = 0,4 \text{ л.}$$

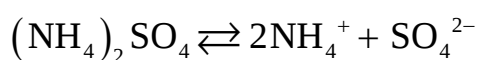
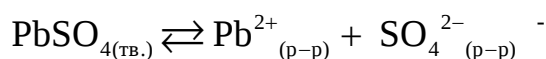
6. Расчет потери массы при промывании осадков

При промывании осадка водой и другими промывными жидкостями часть осадка переходит из твердой фазы в раствор. Потери при промывании можно рассчитать исходя из произведения растворимости осадка, объема раствора и состава промывной жидкости.

Так как переход осадка в раствор при промывании происходит постепенно и равновесие этого процесса устанавливается во времени, то вводится понятие «насыщаемости». Например, насыщенность раствора при промывании осадка $BaSO_4$ составляет 80 %. Для того чтобы определить потери осадка при этом условии, необходимо принять количество растворенного $BaSO_4$, рассчитанное на основании IP , за 100 %.

Пример 1. Какова будет потеря массы осадка $PbSO_4$ при промывании его 200 мл 0,01 М раствора сульфата аммония?

Решение



Добавление сульфата аммония приводит к увеличению образования осадка (эффект одноименного иона)

$$[\text{Pb}^{2+}] = S, \text{ а } [\text{SO}_4^{2-}] = S + C_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}$$

$S_{\text{SO}_4^{2-}} \ll C_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4}$, то растворимостью сульфат - ионов можно пренебречь,

тогда $\text{ПР}_{\text{PbSO}_4} = [\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = S \cdot C_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = S \cdot 0,01$ или

$$S_{\text{PbSO}_4} = \frac{\text{ПР}_{\text{PbSO}_4}}{0,01} = \frac{1,6 \cdot 10^{-8}}{0,01} = 1,6 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$$

Расчет потери массы

$$m_{\text{PbSO}_4} = \frac{S_{\text{PbSO}_4} \cdot V_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} \cdot M_{\text{PbSO}_4}}{1000}$$

$$m_{\text{потери}} \text{PbSO}_4 = \frac{1,6 \cdot 10^{-6} \cdot 200 \cdot 303}{1000} = 9,7 \cdot 10^{-5} \text{ г}$$

Пример 2. Сколько граммов кальция будет потеряно при промывании моногидрата оксалата кальция 0,2 л воды и таким же объемом 0,1 %-ного раствора оксалата аммония?

Решение

Осадок частично растворяется в промывной жидкости, поэтому задача сводится к расчету растворимости осадка в воде в присутствии одноименного иона. Пренебрегаем влиянием ионной силы и протеканием конкурирующих химических реакций. Если осадок промывают водой то,

$$S = \sqrt{\text{ПР}_{\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}}} = \sqrt{2,99 \cdot 10^{-9}} = 5,46 \cdot 10^{-5} \text{ М}$$

Если промывают раствором оксалата аммония, то

$$S = \frac{\text{ПР}_{\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}}}{[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]} = \frac{2,99 \cdot 10^{-9}}{7 \cdot 10^{-3}} = 4,2 \cdot 10^{-7} \text{ М}$$

С учетом объема промывной жидкости потери из-за растворимости при промывании водой составляют:

$$m_{\text{потери}} \text{CaC}_2\text{O}_4 = 5,46 \cdot 10^{-5} \cdot 2 \cdot 10^{-1} \cdot 40,08 = 4 \cdot 10^{-4} \text{ г}$$

Пример 3. Рассчитать относительную погрешность определения, вызванную промыванием 225,3 мг осадка BaSO_4 250 мл воды (при условии полного насыщения воды солью).

Решение

Уравнение межфазового равновесия: $\text{BaSO}_{4(\text{тв.})} \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+}_{(\text{р-р})} + \text{SO}_4^{2-}_{(\text{р-р})}$

$$\text{ПР}_{\text{BaSO}_4} = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = S \cdot S = S^2 \text{ или}$$

$$S_{\text{BaSO}_4} = \sqrt{\text{ПР}_{\text{BaSO}_4}} = \sqrt{1,1 \cdot 10^{-10}} = 1,05 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

тогда
$$m_{\text{BaSO}_4} = \frac{S_{\text{BaSO}_4} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}} \cdot M_{\text{BaSO}_4}}{1000}$$

$$m_{\text{потери BaSO}_4} = \frac{1,05 \cdot 10^{-5} \cdot 250 \cdot 233}{1000} = 6,1 \cdot 10^{-4} \text{ г}$$

$$\varepsilon = \frac{m_{\text{пот. BaSO}_4}}{m_{\text{ос. BaSO}_4}} \cdot 100 = \frac{6,1 \cdot 10^{-4} \cdot 100}{0,2553} = 0,3\% .$$

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

Расчет навески для анализа

1.1. Анализируемый образец содержит примерно 20 % марганца, который определяют гравиметрически в виде пирофосфата марганца $\text{Mn}_2\text{P}_2\text{O}_7$. Рассчитайте массу навески образца, если масса гравиметрической формы $\text{Mn}_2\text{P}_2\text{O}_7$ равна 0,25 г. (Ответ: 0,48 г).

1.2. Какой должна быть масса навески хлорида кальция гексагидрата $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, чтобы масса гравиметрической формы кальция сульфата была равна 0,2 г? (Ответ: 0,32 г).

1.3. Массовая доля серебра в образце составляет примерно 20 %. Какую навеску образца следует взять для анализа, если оптимальная масса гравиметрической формы иодида серебра AgI составляет 0,25 г? (Ответ: 0,57 г).

1.4. Рассчитать какую навеску известняка надо взять для получения 0,1120 г оксида кальция (Ответ: ~0,2 г).

1.5. Какую навеску $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ следует взять для определения в нем железа в виде оксида железа (III), считая массу осадка гидроксида железа (III) равной 0,2 г (Ответ: ~0,7 г).

1.6. Какую навеску шестиводного кристаллогидрата нитрата кальция нужно взять, чтобы при осаждении щавелевой кислотой получить 0,5800 г оксалата кальция? (Ответ: ~1,232 г).

1.7. Какую навеску технического семиводного кристаллогидрата сульфата магния, содержащего около 5 % примесей, следует взять для определения степени чистоты образца? (Ответ: ~0,2 г).

Расчет объема осадителя

1.8. Рассчитайте объем в мл 0,1 моль/л серной кислоты H_2SO_4 , необходимый для анализа кислоты гравиметрическим методом, если оптимальная масса гравиметрической формы сульфата бария BaSO_4 равна 0,3 г. (Ответ: 12,85 мл).

1.9. Сколько миллилитров 4%-ной серной кислоты H_2SO_4 (плотность равна 1,025 г/см³) необходимо взять для анализа гравиметрическим методом, если оптимальная масса гравиметрической формы BaSO_4 равна 0,3 г? (Ответ: 3,08 мл).

1.10. Для определения бария в образце, содержащем примерно 45 % бария, взяли навеску массой 0,4200 г. Какой объем (в мл) раствора серной кислоты с плотностью 1,010 г/см³, взятый в полуторакратном избытке, потребуется для осаждения иона бария? (Ответ: 11,6 мл).

1.11. Для определения бария в образце, содержащем 65 % бария, взяли навеску массой 0,2900 г. Какой объем раствора серной кислоты с плотностью 1,015 г/см³, взятый в полуторакратном избытке, требуется для осаждения катионов бария? (Ответ: 8,0 мл).

1.12. Сколько миллилитров 0,2 моль/л раствора хлорида бария BaCl_2 необходимо взять для осаждения сульфат-ионов из образца соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ массой 0,25 г, если осадитель брать в полуторакратном избытке? (Ответ: 5,82 мл).

1.13. Какой объем (мл) 0,2 моль/л раствора хлорида бария BaCl_2 необходим для осаждения сульфат-ионов из образца серной кислоты с плотностью 1,835 г/см³ массой 0,3 г, если осадитель брать в полуторакратном избытке? (Ответ: 22 мл).

1.14. Сколько миллилитров 2,0 моль/л раствора аммиака требуется для осаждения железа (III) из 0,8500 г хлорида железа (III) гексагидрата $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, если осадитель брать в полуторакратном избытке? (Ответ: 7,1 мл).

1.15. Сколько миллилитров 2,0 моль/л водного раствора аммиака требуется для осаждения железа (III) из 0,7233 г железоммонийных квасцов $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, если осадитель брать в 1,2-кратном избытке? (Ответ: 2,7 мл).

1.16. Рассчитайте стехиометрический объем водного раствора аммиака с плотностью 0,970 г/см³, необходимый для осаждения иона алюминия из образца, содержащего 20% алюминия. (Ответ: 3,0 мл).

1.17. Рассчитайте стехиометрический и оптимальный (трехкратный избыток) объем раствора осадителя - 5,65 моль/л раствора аммиака,

необходимого для осаждения $\text{Fe}(\text{OH})_3$ из раствора, содержащего 0,14 г железа (III). (Ответ: 1,33 мл; 3,99 мл).

1.18. Сколько миллилитров 2,0 моль/л раствора аммиака требуется для осаждения алюминия из 0,9488 г алюмокалиевых квасцов $\text{KA1}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, если осадитель брать в 1,2-кратном избытке? (Ответ: 3,6 мл).

1.19. Какой объем раствора соляной кислоты с плотностью 1,17 г/см³ в мл потребуется для осаждения серебра в виде хлорида серебра AgCl из 2 г сплава, массовая доля серебра в котором примерно равна 22 %? (Ответ: 0,37 мл)

1.20. Сколько миллилитров 2,364%-ного раствора соляной кислоты, взятой в 1,2-кратном избытке, потребуется для осаждения ионов серебра из навески сплава серебра массой 0,3200 г, содержащей примерно 95% серебра? (Ответ: 5,2 мл).

1.21. Какой объем (в мл) 1,360%-ного раствора соляной кислоты, взятой в 1,2-кратном избытке, потребуется для осаждения серебра из навески образца серебра массой 0,4000 г, содержащей примерно 15% примесей? (Ответ: 10,1 мл)

1.22. Рассчитайте стехиометрический и оптимальный (двукратный избыток) объем раствора осадителя - 1,2%-ного раствора HCl , необходимый для осаждения хлорида серебра AgCl из раствора, содержащего около 0,15 г серебра(I). Плотность раствора осадителя принять равной 1 г/см³ (Ответ: 4,23 мл; 8,46 мл).

1.23. Для анализа взята навеска технического образца нитрата серебра массой 0,3000 г, содержащая 95 % основного вещества. Какой объем 1,2%-ного раствора HCl с плотностью 1,00 г/см³, взятый в 1,2-кратном избытке, следует использовать для осаждения серебра? (Ответ: 6,1 мл).

1.24. Какой объем 0,2 моль/л раствора нитрата серебра требуется для осаждения бромид-ионов из 10,0 мл 3%-ного раствора HBr с плотностью 1,03 г/см³, если осадитель следует взять в 1,3-кратном избытке? (Ответ: 24,8 мл).

1.25. Рассчитайте оптимальный объем осадителя - 1%-ного раствора диметилглиоксима $\text{C}_4\text{H}_8\text{N}_2\text{O}_2$ для гравиметрического определения никеля (II) в виде бисдиметилглиоксимата никеля (II) $\text{NiC}_8\text{H}_{14}\text{N}_4\text{O}_4$ (осаждаемая и гравиметрическая форма). Анализируемый раствор содержит массу никеля (II), равную приблизительно 0,025 г. Плотность раствора осадителя принять равной 1 г/см³. Оптимальный объем раствора осадителя берется в полуторакратном избытке по сравнению со стехиометрическим. (Ответ: 14,84 мл).

1.26. Найдите оптимальный объем раствора осадителя — 5%-ного раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, необходимый для осаждения оксалата кальция $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из раствора, содержащего 0,1 г кальция. Плотность раствора оксалата аммония принять равной 1 г/см³. Оптимальный объем раствора осадителя берется в двукратном избытке по сравнению со стехиометрическим. (Ответ: 14,2 мл).

1.27. Какой объем 0,3 моль/л раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ необходим для осаждения кальция в виде оксалата кальция $\text{CaC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ из 0,6000 г кальция хлорида, если осадитель взять в полуторакратном избытке по сравнению со стехиометрическим? (Ответ: 27 мл).

1.28. Технический образец карбоната кальция содержит 18 % примесей. Какой объем 2%-ного водного раствора оксалата аммония требуется для осаждения кальция из навески образца массой 0,4000 г? Для достижения полноты осаждения кальция необходим полуторакратный избыток осадителя, плотность раствора которого принять равной 1 г/см^3 (Ответ: 45,4 мл).

Расчет потери массы осадка за счет растворимости

1.29. Рассчитайте массу бромид - ионов, оставшихся в растворе объемом 100 мл после их осаждения в виде бромида серебра AgBr эквивалентным количеством катионов серебра. Произведение растворимости бромида серебра равно $5,3 \cdot 10^{-13}$. (Ответ: $6 \cdot 10^{-6}$ г).

1.30. Катионы бария осаждены эквивалентным количеством серной кислоты. Сколько граммов бария останется в 350 мл раствора? Ответ: $5 \cdot 10^{-4}$ г.

1.31. При осаждении катионов кальция к 150 мл 0,05 моль/л раствора хлорида кальция CaCl_2 прибавили 25 мл 0,3 моль/л раствора оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Сколько граммов кальция останется в растворе? (Ответ: $3,4 \cdot 10^{-4}$ г).

1.32. При осаждении серной кислоты после получения осаждаемой формы (сульфата бария BaSO_4) концентрация хлорида бария BaCl_2 в растворе составила 0,002 моль/л. Сколько граммов серной кислоты осталось в 300 мл раствора? (Ответ: $1,6 \cdot 10^{-6}$ г).

1.33. При осаждении хлорида серебра AgCl к 40 мл 0,03 моль/л раствора нитрата серебра прибавили 10 мл 0,7%-ного раствора HCl с плотностью $1,002\text{ г/см}^3$. Сколько граммов серебра осталось в растворе? (Ответ: $6,6 \cdot 10^{-7}$ г).

1.34. Ионы магния осаждают эквивалентным количеством осадителя в виде MgNH_4PO_4 . Сколько граммов магния останется в 350 мл раствора? (Ответ: 0,0005 г).

1.35. Сульфат-ион осаждают эквивалентным количеством 0,1 моль/л раствора хлорида бария BaCl_2 . Сколько граммов сульфат - ионов останется в 400 мл раствора? (Ответ: 0,0004 г).

1.36. Бромид-ион осаждают эквивалентным количеством 2,0 моль/л раствора нитрата серебра AgNO_3 . Сколько граммов бромид - ионов останется в 300 мл раствора? (Ответ: $1,75 \cdot 10^{-5}$ г).

1.37. Ионы серебра осаждают эквивалентным количеством раствора бромоводородной кислоты HBr . Сколько граммов серебра останется в 200 мл раствора? (Ответ: $2 \cdot 10^{-5}$ г).

1.38. Карбонат-ионы осаждают эквивалентным количеством раствора хлорида бария BaCl_2 . Сколько граммов карбонат-ионов останется 300 мл раствора? (Ответ: 0,0004 г).

1.39. Иодид-ионы осаждают эквивалентным количеством раствора нитрата серебра. Сколько граммов иодид - ионов останется 350 мл раствора? (Ответ: $4 \cdot 10^{-7}$ г).

1.40. Ионы кальция осаждают эквивалентным количеством оксалат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$. Сколько граммов кальция останется в 400 мл раствора? (Ответ: $7,7 \cdot 10^{-4}$ г).

1.41. Ионы кальция осаждают эквивалентным количеством серной кислоты. Сколько граммов кальция останется в 350 мл раствора (Ответ: 0,0701 г).

1.42. Ионы серебра осаждают эквивалентным количеством иодоводородной кислоты HI. Сколько граммов серебра останется в 350 мл раствора при комнатной температуре? (Ответ: $3,4 \cdot 10^{-7}$ г).

1.43. При осаждении ионов серебра к 100 мл 0,01 моль/л раствора нитрата серебра прибавили 50 мл 0,1 моль/л раствора бромида аммония NH_4Br . Сколько граммов серебра останется в растворе? (Ответ: $3,2 \cdot 10^{-10}$ г).

1.44. При осаждении ионов серебра к 40 мл 0,05 моль/л раствора нитрата серебра AgNO_3 прибавили 60 мл 0,06 моль/л раствора иодида натрия NaI . Сколько граммов серебра останется в растворе? (Ответ: $5,6 \cdot 10^{-14}$ г).

Расчет потери массы при промывании осадков

1.45. Осадок хлорида серебра AgCl массой 0,32 г промывает 250 мл воды. Считая, что между осадком и промывной жидкостью успевает установиться равновесие, рассчитайте, сколько процентов составят потери в результате растворения осадка при его промывании. (Ответ: 0,15 %).

1.46. Осадок фосфата аммониймагния NH_4MgPO_4 массой 0,40 г промывает 200 мл воды. Сколько граммов и процентов осадка потеряно вследствие его растворения? Считать, что между осадком и промывной жидкостью устанавливается равновесие. (Ответ: $1,7 \cdot 10^{-13}$ г; 0,43 %).

1.47. Катионы магния Mg^{2+} осадили из раствора в виде осадка магнийаммоний-фосфата $\text{MgNH}_4\text{PO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Осадок промыли 100 мл разбавленного раствора аммиака. Определите массу катионов магния, перешедших в раствор при промывании осадка. Изменением растворимости магнийаммонийфосфата в воде за счет присутствия аммиака - пренебречь. Произведение растворимости $\text{PP}(\text{MgNH}_4\text{PO}_4) = 2,5 \cdot 10^{-13}$. (Ответ: 0,00015 г).

1.48. При гравиметрическом определении висмута (III) в виде ортофосфата висмута (III) BiPO_4 из объема раствора 250 мл получили осадок BiPO_4 (осаждаемая форма), который отделили от маточного раствора и промыли 100 мл воды. Определите массу висмута(III), потерянную вследствие растворения ортофосфата висмута(III) в маточном растворе и в промывной жидкости. Изменением растворимости ортофосфата висмута (III) за счет влияния присутствующих в растворе ионов - пренебречь. Произведение растворимости ортофосфата висмута (III) $\text{PP}(\text{BiPO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-23}$. (Ответ: $2,6 \cdot 10^{-10}$ г).

1.49. Катионы свинца Pb^{2+} осадили из раствора в виде осадка малорастворимого сульфида свинца (II) PbS . Осадок отделили от маточного раствора и промыли 200 мл воды. Объем маточного раствора равен 300 мл. Определите массу осадка сульфида свинца PbS , потерянную за счет его растворения в маточном растворе и в промывной жидкости. Произведение растворимости сульфида свинца (II) равно $\text{PP}(\text{PbS}) = 2,5 \cdot 10^{-27}$. Влиянием ионов, присутствующих в растворе, на растворимость сульфида свинца — пренебречь. Ответ: $6 \cdot 10^{-12}$ г.

1.50. Осадок кальция фторида CaF_2 промыли 155 мл 0,02 моль/л раствора фторида аммония NH_4F . Считая, что между осадком и промывной жидкостью успевает установиться равновесие, рассчитайте потери осадка в граммах и в процентах вследствие его растворения. (Ответ: $1,2 \cdot 10^{-6}$ г; $4,0 \cdot 10^{-4}$ %).

1.51. Осадок хромата свинца PbCrO_4 массой 0,50 г промыт 200 мл 0,05%-ного раствора хромата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CrO}_4$; плотность раствора можно принять равной $1,00 \text{ г/см}^3$. Считая, что между осадком и промывной жидкостью устанавливается равновесие, рассчитайте, сколько граммов хромата свинца растворятся при его промывании. Сколько процентов составят потери осадка в результате его растворения при промывании? (Ответ: $2,27 \cdot 10^{-10}$ г; $4,54 \cdot 10^{-8}$ %)

1.52. Рассчитайте потерю осадка карбоната кальция CaCO_3 в граммах при промывании его 50 мл 0,01 моль/л раствора карбоната аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ (Ответ: $7,6 \cdot 10^{-7}$ г).

1.53. Ионы серебра осаждают эквивалентным количеством соляной кислоты HCl . Сколько граммов серебра останется в 400 мл раствора? (Ответ: 0,0006 г).

Расчет результатов анализа

1.54. Рассчитайте массу ионов железа в растворе, если полученная масса гравиметрической формы оксида железа (III) Fe_2O_3 составила 0,1763 г. (Ответ: 0,1233 г).

1.55. Рассчитайте массу $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ в анализируемом образце, если масса гравиметрической формы оксида железа (III) Fe_2O_3 составила 0,1545 г. (Ответ: 0,9331 г).

1.56. Вычислите массу ионов марганца в растворе, если масса гравиметрической формы пирофосфата марганца $\text{Mn}_2\text{P}_2\text{O}_7$ составила 0,2845 г. (Ответ: 0,1101 г).

1.57. Вычислите массу сульфат-ионов в анализируемом образце, если масса гравиметрической формы сульфата бария BaSO_4 составила 0,4592 г. Ответ: 0,1890 г.

1.58. Вычислите массу фосфорной кислоты в растворе, если масса гравиметрической формы пирофосфата магния $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ составила 0,4053 г. (Ответ: 0,3569 г).

1.59. Вычислите массу дихромат - ионов в растворе, если масса гравиметрической формы хромата бария BaCrO_4 составила 0,2538 г. (Ответ: 0,1082 г).

1.60. Вычислите массовую долю (в процентах) магния в образце массой 0,5463 г, если масса гравиметрической формы пирофосфата магния $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ равна 0,2463 г. (Ответ: 9,85 %).

1.61. Вычислите массовую долю (в процентах) бария в образце массой 0,8453 г, если масса гравиметрической формы сульфата бария BaSO_4 равна 0,4964 г. (Ответ: 34,55 %).

1.62. Вычислите массовую долю (в процентах) хлорид - ионов в образце массой 1,6453 г, если масса гравиметрической формы хлорида серебра AgCl равна 0,2576 г. (Ответ: 3,87 %).

1.63. Вычислите массовую долю (в процентах) алюминия в образце массой 0,6594 г, если масса гравиметрической формы оксида алюминия Al_2O_3 равна 0,1895 г. (Ответ: 15,21 %).

1.64. Вычислите массовую долю (в процентах) железа в образце массой 0,4873 г, если масса гравиметрической формы Fe_2O_3 равна 0,3048 г. (Ответ: 43,75 %).

1.65. Вычислите массовую долю (в процентах) марганца в образце массой 0,2863 г, если масса гравиметрической формы пирофосфата марганца $\text{Mn}_2\text{P}_2\text{O}_7$ равна 0,3548 г. (Ответ: 44,97 %).

1.66. Вычислите массовую долю (в процентах) сульфат-ионов в образце массой 4,1160 г, если масса гравиметрической формы сульфата бария BaSO_4 составила 0,4232 г. (Ответ: 4,23 %).

1.67. Вычислите массовую долю (в процентах) фосфорной кислоты в образце массой 8,8060 г, если масса гравиметрической формы пирофосфата магния $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ составили 0,4402 г. (Ответ: 4,40 %).

1.68. Вычислите массовую долю (в процентах) дихромат-ионов в образце массой 4,2630 г, если масса гравиметрической формы хромата бария BaCrO_4 составила 0,3005 г. (Ответ: 3,01 %).

1.69. Вычислите массовую долю стронция (в процентах) в образце массой 0,4524 г, если масса гравиметрической формы оксалата стронция моногидрата $\text{SrC}_2\text{O}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ равна 0,2015 г. (Ответ: 20,15 %).

Кисотно-основные индикаторы

Индикатор	Интервал перехода окраски, $\Delta pH_{\text{инд}}$	pT	Цвет формы	
			Кислотной	Основной
Тимоловый синий (1-й переход)	1,2–2,8	2,0	Красный	Желтый
Метиловый желтый	2,4–4,0	3,0	Красный	Желтый
Метиловый оранжевый	3,2–4,4	4,0	Красный	Желтый
Бромкрезоловый зеленый	3,9–5,4	4,9	Желтый	Синий
Лакмид	4,0–6,4	5,2	Красный	Синий
Метиловый красный	4,2–6,2	5,0	Красный	Желтый
Бромкрезоловый пурпурный	5,2–6,8	6,4	Желтый	Фиолетвый
Лакмус	5,2–8	7,0	Красный	Синий
Бромтимоловый синий	6,0–7,6	7,0	Желтый	Синий
Феноловый красный	6,8–8,2	7,5	Желтый	Красный
Крезоловый красный	7,2–8,8	8,0	Желтый	Красный
Тимоловый синий (2-й переход)	8,0–9,6	8,8	Желтый	Синий
Фенолфталеин	8,0–9,8	9,0	Бесцветный	Красный
Орто-крезолфталеин	8,2–9,8	9,0	Бесцветный	Красный
Тимолфталеин	9,0–10,5	10,0	Бесцветный	Синий
Ализариновый желтый	10,1–12,0	11,0	Желтый	Оранжевый

Адсорбционные индикаторы

Индикатор	Ион титрующего реактива	Определяемый ион	Изменение окраски
Дифенилкарбазид	Hg_2^{2+}	Cl^- , Br^-	Бесцветная – фиолетовая
Дифенилкарбазон	Ag^+	Br^- , I^- SCN^-	Желтая – зеленая Розовая – синяя
3,6 – дихлорфлуоресцеин	Ag^+	SCN^- Cl^- , Br^- I^-	Розовая – красно-фиолетовая Красно-фиолетовая – сине-фиолетовая Желто-зеленая – оранжевая
Родамин 6 Ж	Ag^+	Cl^- , Br^-	Красно-фиолетовая – оранжевая
Эритрозин	Pb^{2+}	MoO_4^{2-}	Оранжевая – темно-красная

Приложение 3

Окислительно-восстановительные индикаторы

Индикатор	$E^0 \text{Ind, В}$	рН	Окраска	
			окисл. ф.	восст. ф.
2,2'-Дипиридил	1,14	< 7	голубая	красная
Фенилантраниловая кислота	1,08	1М H_2SO_4	красно-фиолетовая	бесцветная
Дифениламин	0,76	< 7	сине-фиолетовая	бесцветная
Тионин	0,56	0	фиолетовая	бесцветная
Индиго-тетрасульфоная кислота	0,33	0	синяя	бесцветная
Индиго-5,5'-дисульфат натрия	0,29	0	синяя	желтая
Метиленовый голубой	0,01	7	синяя	бесцветная
Сафранин Т	-0,29	7	коричневая	бесцветная

Приложение 4

Металлохромные индикаторы

Определяемый ион	Индикатор	рН	Изменение окраски
Ca^{2+}	Мурексид	12–13	Красная – сине-фиолетовая
Mg^{2+} , Ca^{2+} , Co^{3+}	Эриохромовый черный Т	8–10	Винно-красная – синяя
Cu^{2+}	Пирокатехиновый фиолетовый	5,5–6,5	Синяя – желтая
Fe^{3+}	Ксиленоловый оранжевый	1–2	Сине-фиолетовая – желтая
Bi^{3+}	Гематоксилин	1–2	Розовая – бледно-желтая
Pb^{2+}	Бромпирогалловый красный, BPR	5–6	Сине-фиолетовая – красная

Приложение 5

Логарифмы констант устойчивости комплексонов с ЭДТА в водном растворе при 20 °С и ионной силе 0,1

Ионы	$\lg K(MY^{n-4})$	Ионы	$\lg K(MY^{n-4})$
Ba ²⁺	7,8	Ni ²⁺	18,6
Mg ²⁺	8,7	Cu ²⁺	18,8
Ca ²⁺	10,7	Hg ²⁺	21,8
Fe ²⁺	14,3	Cr ³⁺	23,0
Al ³⁺	16,1	Th ⁴⁺	23,0
Co ²⁺	16,3	Ce ⁴⁺	24,2
Ce ³⁺	16,4	Fe ³⁺	25,1
Cd ²⁺	16,5	U ⁴⁺	25,2
Zn ²⁺	16,5	Bi ³⁺	27,9
Pb ²⁺	18,0	Zr ⁴⁺	29,5

Приложение 6

Значения $\alpha_{Y^{4-}}$ для ЭДТА в водных растворах при различных pH

pH	(αY^{4-})	pH	$\alpha(Y^{4-})$
1,0	$2,1 \cdot 10^{-18}$	8,0	$5,4 \cdot 10^{-3}$
2,0	$3,7 \cdot 10^{-14}$	9,0	$5,2 \cdot 10^{-2}$
3,0	$2,5 \cdot 10^{-11}$	10,0	$3,5 \cdot 10^{-1}$
4,0	$3,6 \cdot 10^{-9}$	11,0	$8,5 \cdot 10^{-1}$
5,0	$3,5 \cdot 10^{-7}$	12,0	$9,8 \cdot 10^{-1}$
6,0	$2,2 \cdot 10^{-5}$	13,0	1,0
7,0	$4,8 \cdot 10^{-4}$	14,0	1,0

Классификация методов окислительно-восстановительного титрования

Название метода (титрант)	Стандартные, установочные вещества	Уравнение химической реакции	Эквивалентная масса	Способы фиксирования точки эквивалентности
Перманганатометрия (KMnO ₄)	H ₂ C ₂ O ₄ · 2H ₂ O Na ₂ C ₂ O ₄ K ₄ [Fe(CN) ₆] Fe(NH ₄) ₂ (SO ₄) ₂ · 6H ₂ O As ₂ O ₃	MnO ₄ ⁻ + 8H ⁺ + 5e → Mn ²⁺ + 4H ₂ O C ₂ O ₄ ²⁻ - 2e → 2CO ₂ ↑ [Fe(CN) ₆] ⁴⁻ - e → [Fe(CN) ₆] ³⁻ Fe ²⁺ - e → Fe ³⁺ As ₂ O ₃ + 2NaOH → 2NaAsO ₂ + H ₂ O NaAsO ₂ + 2H ₂ O - 2e → NaH ₂ AsO ₄ + 2H ⁺	M/5 KMnO ₄ M/2 Na ₂ C ₂ O ₄ M (K ₄ [Fe(CN) ₆]) M(Fe(NH ₄) ₂ (SO ₄) ₂ · 6H ₂ O) M/4 As ₂ O ₃	Безындикаторный (KMnO ₄)
Иодометрия (Na ₂ S ₂ O ₃)	J ₂ K ₂ Cr ₂ O ₇ KBrO ₃ K ₃ [Fe(CN) ₆]	2S ₂ O ₃ ²⁻ - 2e = S ₄ O ₆ ²⁻ J ₂ + 2e = 2J ⁻ C ₂ O ₇ ²⁻ + 14H ⁺ + 6e = 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O BrO ₃ ⁻ + 6H ⁺ + 6e = Br ⁻ + 3H ₂ O [Fe(CN) ₆] ³⁻ + e = [Fe(CN) ₆] ⁴⁻	M(Na ₂ S ₂ O ₃) M/2 J ₂ M/6 K ₂ Cr ₂ O ₇ M/6 KBrO ₃ M(K ₃ [Fe(CN) ₆])	Специфический индикатор-крахмал
Иодиметрия (J ₂)	As ₂ O ₃	As ₂ O ₃ + 2NaOH → 2NaAsO ₂ + H ₂ O NaAsO ₂ + 2H ₂ O - 2e → NaH ₂ AsO ₄ + 2H ⁺	M/6 As ₂ O ₃	крахмал
Дихроматометрия (K ₂ Cr ₂ O ₇)	—	Cr ₂ O ₇ ⁻ + 14H ⁺ + 6e = 2Cr ³⁺ + 7H ₂ O	M/6 K ₂ Cr ₂ O ₇	Редокс-индикатор: дифениламин, дифенилантраниловая кислота
Броматометрия (KBrO ₃)	—	BrO ₃ ⁻ + 6H ⁺ + 6e = Br ⁻ + 3H ₂ O	M/6 KBrO ₃	метиловый оранжевый, метиловый красный

Классификация методов осадительного титрования

Название метода (Т- титрант)	Стандартные, установочные вещества	Определяемые ионы	Уравнение химической реакции	Способы фиксирования точки эквивалентности
Аргентометрическое титрование. Метод Мора (Т-AgNO ₃)	KCl, NaCl	Cl ⁻ , Br ⁻	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} \rightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3 \quad \text{— до ТЭ}$ белый $2\text{AgNO}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow \text{Ag}_2\text{CrO}_4 \downarrow + 2 \text{KNO}_3 \quad \text{— в КТТ}$ кирпично-красный	5% раствор K ₂ CrO ₄
Аргентометрическое титрование. Метод Фаянса (Т-AgNO ₃)	KCl, NaCl	Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻ , SCN ⁻	$\text{NaCl}_{\text{ОВ}} + \text{AgNO}_3_{\text{РВ}} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$ $\text{AgCl} + \text{KCl}^- = [\text{AgCl}] \cdot \text{KCl}^- \quad \text{— до ТЭ}$ $[\text{AgCl}]^0 \quad \text{в ТЭ}$ $\text{AgCl} + n\text{Ag}^+ = [\text{AgCl}] \cdot n\text{Ag}^+$ $[\text{AgCl}] \cdot n\text{Ag}^+ + m\text{Ind}^- = [\text{AgCl}] \cdot n\text{Ag}^+ \cdot m\text{Ind}^- \quad \text{в КТТ}$	Адсорбционные индикаторы, например эозин, флуоресцеин
Тиоцианатометрия (роданометрия) (Т-NH ₄ SCN, KSCN)	AgNO ₃ , Hg ₂ (NO ₃) ₂ .	прямое титрование: Ag ⁺	$\text{Ag}^+ + \text{SCN}^- = \text{AgSCN} \downarrow \quad \text{— до ТЭ}$ белый $\text{Fe}^{3+} + n \text{SCN}^- = [\text{Fe}(\text{SCN})_n]^{(3-n)} \quad \text{— в КТТ}$ красный	Железоаммонийные квасцы, NH ₄ Fe(SO ₄) ₂ · 12H ₂ O
		обратное титрование: Cl ⁻ , Br ⁻	$\text{KCl} + \text{AgNO}_3 = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3 + n \text{AgNO}_3$ ОВ изб.Т1 белый $\text{AgNO}_3 + \text{KSCN} = \text{KNO}_3 + \text{AgSCN} \downarrow$ изб.Т2 белый $\text{Fe}^{3+} + n \text{SCN}^- = [\text{Fe}(\text{SCN})_n]^{(3-n)} \quad \text{— в КТТ}$ красный	

**Константы электролитической диссоциации
неорганических и некоторых органических кислот**

Кислота	Формула	t, °C	K _д
Азотистая (0,5 н.)	HNO ₂	18	4 · 10 ⁻⁴
Азотная	HNO ₃	25	4,36 · 10
Алюминиевая, мета-	AlO ₂	18	4 · 10 ⁻¹³
		25	6 · 10 ⁻¹³
Бензойная	C ₆ H ₅ COOH	25	6,6 · 10 ⁻⁵
Борная, мета-	HBO ₂	18	7,5 · 10 ⁻¹⁰
Борная, орто-	H ₃ BO ₃	25	(I) 5,8 · 10 ⁻¹⁰
		20	(II) 1,8 · 10 ⁻¹³
		20	(III) 1,6 · 10 ⁻¹⁴
Борная, тетра-	H ₂ B ₄ O ₇	25	(I) ~ 10 ⁻⁴
		25	(II) ~ 10 ⁻⁹
Бромноватая	HBrO ₃	18	2 · 10 ⁻¹
Бромноватистая	HBrO	25	2,06 · 10 ⁻⁹
Бромоводородная	HBr	25	1 · 10 ⁹
Водорода пероксид	H ₂ O ₂	30	(I) 2,63 · 10 ⁻¹²
Вольфрамовая	H ₂ WO ₄	25	(I) 6,3 · 10 ⁻³
			(II) 2,0 · 10 ⁻⁴
Галлия гидроксид	H ₃ GaO ₃	18	(II) 5 · 10 ⁻¹¹
		18	(III) 2 · 10 ⁻¹²
Германиевая	H ₂ GeO ₃	25	(I) 1,7 · 10 ⁻⁹
		25	(II) 1,9 · 10 ⁻¹³
Иодная, мета-	HIO ₄	25	2,3 · 10 ⁻²
Иодная, орто-	H ₅ IO ₆	25	(I) 3,09 · 10 ⁻²
		25	(II) 7,08 · 10 ⁻⁹
		16	(III) 2,5 · 10 ⁻¹³
Иодноватая	HIO ₃	25	1,7 · 10 ⁻¹
Иодноватистая	HIO	25	2,3 · 10 ⁻¹¹
Иодоводородная	HI	25	1 · 10 ¹¹
Кремниевая, мета-	H ₂ SiO ₃	18	(I) 2,2 · 10 ⁻¹⁰
		18	(II) 1,6 · 10 ⁻¹²
Кремниевая, орто-	H ₄ SiO ₄	25	(I) 2 · 10 ⁻¹⁰
		30	(II) 2 · 10 ⁻¹²
		30	(III) 1 · 10 ⁻¹²
		30	(IV) 1 · 10 ⁻¹²
Марганцовая	HMnO ₄	25	2 · 10 ²
Молибденовая	H ₂ MoO ₄	18	(II) 1 · 10 ⁻⁶
Мышьяковая, орто-	H ₃ AsO ₄	25	(I) 5,98 · 10 ⁻³
		25	(II) 1,05 · 10 ⁻⁷
		18	(III) 3,89 · 10 ⁻¹²
Мышьяковистая, мета-	HAsO ₂	25	6 · 10 ⁻¹⁰
Мышьяковистая, орто-	H ₃ AsO ₃	25	(I) 6 · 10 ⁻¹⁰
		16	(II) 1,7 · 10 ⁻¹⁴
Муравьиная	HCOOH	25	1,77 · 10 ⁻⁴
Оловянная	H ₂ SnO ₃	25	4 · 10 ⁻¹⁰

Окончание прил. 9			
Кислота	Формула	t, °C	K _д
Свинцовистая	H ₂ PbO ₂	18	2 · 10 ⁻¹⁶
Селенистая	H ₂ SeO ₃	25	(I) 3,5 · 10 ⁻³
		25	(II) 5 · 10 ⁻⁸
Селеновая	H ₂ SeO ₄	25	(I) 1 · 10 ³
		25	(II) 1,2 · 10 ⁻²
Селеноводородная	H ₂ Se	18	(I) 1,7 · 10 ⁻⁴
		18	(II) 1 · 10 ⁻¹¹
Серная	H ₂ SO ₄	25	(I) 1 · 10 ³
		25	(II) 1,2 · 10 ⁻²
Сернистая	H ₂ SO ₃	25	(I) 1,58 · 10 ⁻²
		25	(II) 6,31 · 10 ⁻⁸
Сероводородная	H ₂ S	25	(I) 6 · 10 ⁻⁸
		25	(II) 1 · 10 ⁻¹⁴
Сурьмяная, орто-	H ₃ SbO ₄	18	4 · 10 ⁻⁵
Сурьмянистая, мета-	HSbO ₂	18	1 · 10 ⁻¹¹
Теллуристая	H ₂ TeO ₃	25	(I) 3 · 10 ⁻³
		25	(II) 2 · 10 ⁻⁸
Теллуровая	H ₂ TeO ₄	25	(I) 2,29 · 10 ⁻⁸
		18	(II) 6,46 · 10 ⁻¹²
Теллуrowодородная	H ₂ Te	25	1,0 · 10 ⁻³
Тиосерная	H ₂ S ₂ O ₃	25	(I) 2,2 · 10 ⁻¹
		25	(II) 2,8 · 10 ⁻²
Тиоциановодородная	HNCS	18	1,4 · 10 ⁻¹
Угольная:	H ₂ CO ₃		
«истинная» константа		25	(I) 1,32 · 10 ⁻⁴
«кажущиеся» константы		25	(I) 4,45 · 10 ⁻⁷
		25	(II) 4,69 · 10 ⁻¹¹
Фосфористая, орто-	H ₃ PO ₃	25	(I) 1,6 · 10 ⁻³
		25	(II) 6,3 · 10 ⁻⁷
Фосфорная, орто-	H ₃ PO ₄	25	(I) 7,52 · 10 ⁻³
		25	(II) 6,31 · 10 ⁻⁸
		25	(III) 1,26 · 10 ⁻¹²
Фосфорная, ди- (пирофосфорная)	H ₄ P ₂ O ₇	18	(I) 1,4 · 10 ⁻¹
		25	(II) 1,1 · 10 ⁻²
		25	(III) 2,1 · 10 ⁻⁷
		25	(IV) 4,1 · 10 ⁻¹⁰
Фосфорноватистая	H ₃ PO ₂	25	7,9 · 10 ⁻²
Фтороводородная (плавиковая)	HF	25	6,61 · 10 ⁻⁴
Хлористая	HClO ₂	25	1,1 · 10 ⁻²
Хлорноватистая	HClO	25	5,01 · 10 ⁻⁸
Хлороводородная (соляная)	HCl	25	1 · 10 ⁷
Хромовая	H ₂ CrO ₄	25	(I) 1 · 10
		25	(II) 3,16 · 10 ⁻⁷
Циановодородная (синильная)	HCN	25	7,9 · 10 ⁻¹⁰
Уксусная	CH ₃ COOH	25	1,754 · 10 ⁻⁵
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	25	(I) 5,4 · 10 ⁻²
		25	(II) 5,4 · 10 ⁻⁵

**Константы электролитической диссоциации
неорганических оснований**

Основание	Формула	t, °C	K _д
Гидроксид:			
алюминия	Al(OH) ₃	25	(III) 1,38 · 10 ⁻⁹
аммония	NH ₄ OH		1,79 · 10 ⁻⁵
бериллия	Be(OH) ₂	25	(II) 3 · 10 ⁻⁸
ванадия (III)	V(OH) ₃	25	(III) 8,3 · 10 ⁻¹²
оксовисмута (III)	BiO(OH)	25	2,0 · 10 ⁻⁵
галлия	Ga(OH) ₃	18	(II) 1,6 · 10 ⁻¹¹
		18	(III) 4 · 10 ⁻¹²
железа (II)	Fe(OH) ₂	25	(II) 1,3 · 10 ⁻⁴
железа (III)	Fe(OH) ₃	25	(II) 1,82 · 10 ⁻¹¹
		25	(III) 1,35 · 10 ⁻¹²
золота (III)	Au(OH) ₃	25	(III) 2,5 · 10 ⁻¹²
индия (III)	In(OH) ₃	25	(III) 2,07 · 10 ⁻⁹
иттрия (III)	Y(OH) ₃	25	(III) 3,3 · 10 ⁻⁷
кадмия	Cd(OH) ₂	30	(II) 5,0 · 10 ⁻³
кальция	Ca(OH) ₂	25	(II) 4,3 · 10 ⁻²
кобальта (II)	Co(OH) ₂	25	(II) 4 · 10 ⁻⁵
лантана	La(OH) ₃	25	(III) 5,2 · 10 ⁻⁴
магния	Mg(OH) ₂	25	(II) 2,5 · 10 ⁻³
марганца (II)	Mn(OH) ₂	30	(II) 5,0 · 10 ⁻⁴
меди (II)	Cu(OH) ₂	25	(II) 3,4 · 10 ⁻⁷
никеля	Ni(OH) ₂	30	(II) 2,5 · 10 ⁻⁵
олова (II)	Sn(OH) ₂	25	(II) 1 · 10 ⁻¹²
палладия (II)	Pd(OH) ₂	25	(II) 2,92 · 10 ⁻¹¹
палладия (IV)	Pd(OH) ₄	25	(IV) 3,03 · 10 ⁻²⁵
платины (II)	Pt(OH) ₂	25	(II) 1,36 · 10 ⁻¹²
платины (IV)	Pt(OH) ₄	25	(IV) 4,37 · 10 ⁻²⁵
ртути (II)	Hg(OH) ₂	25	(II) 5 · 10 ⁻¹¹
свинца (II)	Pb(OH) ₂	25	(I) 9,6 · 10 ⁻⁴
		25	(II) 1,0 · 10 ⁻⁸
серебра (I)	AgOH	25	1,23 · 10 ⁻⁴
скандия	Sc(OH) ₃	25	(II) 7,6 · 10 ⁻¹⁰
стронция	Sr(OH) ₂	25	(II) 1,5 · 10 ⁻¹
сурьмы (III)	Sb(OH) ₃	25	(III) 1,96 · 10 ⁻¹¹
таллия (III)	Tl(OH) ₃	25	(III) 4,0 · 10 ⁻¹²
титана (IV)	Ti(OH) ₄	25	(IV) 7,92 · 10 ⁻¹²
тория	Th(OH) ₄	25	(IV) 2,0 · 10 ⁻¹⁰
урана (III)	U(OH) ₃	25	(III) 7,8 · 10 ⁻⁶
урана (IV)	U(OH) ₄	25	(IV) 3,3 · 10 ⁻¹⁰
хрома (III)	Cr(OH) ₃	25	(III) 1,02 · 10 ⁻¹⁰
церия	Ce(OH) ₃	25	(III) 1,3 · 10 ⁻⁶
цинка	Zn(OH) ₂	25	(II) 4 · 10 ⁻⁵
циркония (IV)	Zr(OH) ₄	25	(IV) 1,31 · 10 ⁻¹¹

Плотности и концентрации растворов

H₂SO₄			HNO₃ (прод.)		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	$\omega(B),\%$	$C_m(B)$		$\omega(B),\%$	$C_m(B)$
1,000	0,260 9	0,026 60	1,015	3,073	0,495 0
1,005	0,985 6	0,101 0	1,020	3,982	0,644 5
1,010	1,731	0,178 3	1,025	4,883	0,794 3
1,015	2,485	0,257 5	1,030	5,784	0,945 4
1,020	3,242	0,337 2	1,035	6,661	1,094
1,025	4,000	0,418 0	1,050	9,259	1,543
1,030	4,746	0,498 3	1,055	10,12	1,694
1,035	5,493	0,579 6	1,060	10,97	1,845
1,040	6,237	0,661 3	1,065	11,81	1,997
1,045	6,956	0,741 1	1,070	12,65	2,148
1,050	7,704	0,825 0	1,090	15,95	2,759
1,055	8,415	0,905 4	1,095	16,76	2,913
1,060	9,129	0,986 5	1,125	21,59	3,854
1,065	9,843	1,066	1,130	22,38	4,012
1,070	10,56	1,152	1,180	30,00	5,618
1,090	13,36	1,484	1,300	48,42	9,990
1,095	14,04	1,567	1,305	49,21	10,19
1,100	14,73	1,652	HCl		
1,110	16,08	1,820	ρ	Концентрация	
1,115	16,76	1,905		$\omega(B),\%$	$C_m(B)$
1,145	20,73	2,420	1,000	0,360 0	0,098 72
1,150	21,38	2,507	1,005	1,360	0,374 8
1,230	31,40	3,938	1,010	2,364	0,654 7
1,235	32,01	4,031	1,015	3,374	0,939 1
1,285	37,95	4,972	1,020	4,388	1,227
1,290	38,54	5,068	1,025	5,408	1,520
1,300	39,68	5,259	1,030	6,433	1,817
1,350	45,26	6,229	1,035	7,464	2,118
1,700	77,63	13,46	1,040	8,490	2,421
1,720	79,37	13,92	1,045	9,510	2,725
1,725	79,81	14,04	1,050	10,52	3,029
HNO₃			1,055	11,52	3,333
ρ	Концентрация		1,060	12,51	3,638
	$\omega(B),\%$	$C_m(B)$	1,065	13,50	3,944
1,000	0,329 6	0,052 3	1,070	14,49	4,253
1,005	1,255	0,200 1	1,075	15,48	4,565
1,010	2,164	0,346 8	1,100	20,39	6,150

HCl (прод.)			HClO₄ (прод.)		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	ω(B),%	C _м (B)		ω(B),%	C _м (B)
1,155	31,14	9,863	1,150	23,00	2,632
1,160	32,14	10,22	1,225	32,18	3,924
1,195	39,37	12,96	1,230	32,74	4,008
H₃PO₄			HBr		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	ω(B),%	C _м (B)		ω(B),%	C _м (B)
1,000	0,296	0,030	1,005	1,0	0,124 2
1,005	1,222	0,125 3	1,012	2,0	0,250 3
1,010	2,148	0,221 4	1,237	28,0	4,280
1,015	3,074	0,318 4	1,380	41,0	6,809
1,020	4,000	0,416 4	H₂SeO₄		
1,025	4,926	0,515 2	ρ	Концентрация	
1,030	5,836	0,613 4		ω(B),%	C _м (B)
1,035	6,745	0,712 4	1,006	1	0,069 4
1,040	7,643	0,811 0	1,014	2	0,139 8
1,045	8,536	0,911	1,029	4	0,283 9
1,050	9,429	1,010	1,045	6	0,432 9
1,055	10,32	1,111	1,064	8	0,585 2
1,080	14,60	1,609	1,077	10	0,742 6
1,115	20,25	2,304	HF		
1,150	25,57	3,000	ρ	Концентрация	
1,200	32,75	4,010		ω(B),%	C _м (B)
1,250	39,50	5,036	1,005	2	1,004 6
1,300	45,88	6,087	1,012	4	2,023
HClO₄			1,021	6	3,061
ρ	Концентрация		1,028	8	4,110
	ω(B),%	C _м (B)	1,036	10	5,177
1,005	1,00	0,100 4	1,043	12	6,255
1,010	1,90	0,191 0	1,050	14	7,347
1,015	2,77	0,279 9	1,057	16	8,452
1,020	3,61	0,366 5	1,084	24	13,00
1,030	5,25	0,538 3	1,118	36	20,11
1,035	6,07	0,625 3	1,123	40	22,40
1,045	7,68	0,798 9	HIO₃		
1,050	8,48	0,886 3	ρ	Концентрация	
1,070	11,58	1,233		ω(B),%	C _м (B)
1,075	12,33	1,319	1,007	1	0,057 3
1,100	16,00	1,752	1,016	2	0,115 5

ННО ₃ (прод.)			NH ₃ (прод.)		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	ω(В),%	С _м (В)		ω(В),%	С _м (В)
1,033	4	0,235 0	0,986	2,82	1,63
1,052	6	0,358 7	0,980	4,27	2,46
1,071	8	0,486 9	0,978	4,76	2,73
1,090	10	0,619 6	0,976	5,25	3,01
CrO ₃			KOH		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	ω(В),%	С _м (В)		ω(В),%	С _м (В)
1,006	1	0,100 6	1,000	1,97	0,035 1
1,014	2	0,202 8	1,005	0,743	0,133
1,030	4	0,412 0	1,010	1,29	0,233
1,045	6	0,627 0	1,020	2,38	0,433
1,060	8	0,848	1,025	2,93	0,536
1,076	10	1,076	1,045	5,12	0,954
1,163	20	2,326	1,050	5,66	1,06
1,260	30	3,780	1,055	6,20	1,17
CH ₃ COOH			1,060	6,74	1,27
ρ	Концентрация		1,065	7,28	1,38
	ω(В),%	С _м (В)	1,070	7,82	1,49
1,000	1,20	0,200	1,090	9,96	1,94
1,005	4,64	0,777	1,095	10,49	2,05
1,010	8,14	1,37	1,100	11,00	2,16
1,015	11,7	1,98	1,120	13,14	2,62
1,020	15,4	2,61	1,125	13,66	2,74
1,025	19,2	3,27	1,150	16,26	3,33
1,030	23,1	3,96	1,200	21,38	4,57
1,035	27,2	4,68	1,270	28,29	6,40
1,040	31,6	5,46	1,320	33,00	7,77
1,045	36,2	6,30	NaOH		
1,050	40,2	7,03	ρ	Концентрация	
NH ₃				ω(В),%	С _м (В)
ρ	Концентрация		1,000	0,159	0,039 8
	ω(В),%	С _м (В)	1,005	0,602	0,151
0,998	0,046 5	0,027 3	1,010	1,04	0,264
0,996	0,512	0,299	1,015	1,49	0,378
0,994	0,977	0,570	1,020	1,94	0,494
0,992	1,43	0,834	1,025	2,39	0,611
0,990	1,89	1,10	1,030	2,84	0,731
0,988	2,35	1,36	1,035	3,29	0,851

NaOH (прод.)			CaCl ₂		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	ω(B),%	C _м (B)		ω(B),%	C _м (B)
1,045	4,20	1,097	1,015	2,0	0,182 9
1,050	4,65	1,222	1,032	4,0	0,371 8
1,055	5,11	1,347	1,049	6,0	0,566 8
1,075	6,98	1,862	1,066	8,0	0,768 3
1,080	7,38	1,992	1,101	12,0	1,190
1,085	7,83	2,123	1,120	14,0	1,412
1,090	8,28	2,257	1,139	16,0	1,641
1,100	9,19	2,527	K ₂ CO ₃		
1,105	9,64	2,664	ρ	Концентрация	
1,110	10,10	2,802		ω(B),%	C _м (B)
1,120	11,00	3,082	1,016	2,0	0,147 1
1,200	18,25	5,476	1,034	4,0	0,299 4
1,220	20,07	6,122	1,053	6,0	0,457 1
LiOH			1,071	8,0	0,620 3
ρ	Концентрация		1,090	10,0	0,789 0
	ω(B),%	C _м (B)	1,129	14,0	1,143 8
1,010	1	0,421 8	1,149	16,0	1,330 2
1,022	2	0,853 3	KCl		
1,044	4	1,743	ρ	Концентрация	
1,065	6	2,668		ω(B),%	C _м (B)
1,086	8	3,629	1,011	2,0	0,271 2
1,107	10	4,624	1,024	4,0	0,549 4
Ca(OH) ₂			1,037	6,0	0,834 5
ρ	Концентрация		1,050	8,0	1,127
	ω(B),%	C _м (B)	1,063	10,0	1,426
1,009	1,31	0,180	1,118	18,0	2,70
1,017	2,59	0,356	KNO ₃		
1,025	3,87	0,536	ρ	Концентрация	
1,032	5,13	0,715		ω(B),%	C _м (B)
1,039	6,36	0,893	1,004	1,0	0,099 4
1,046	7,58	1,071	1,011	2,0	0,199 9
1,054	8,79	1,252	1,036	6,0	0,615 0
1,061	9,96	1,427	1,049	8,0	0,830 1
AgNO ₃			1,063	10,0	1,051
ρ	Концентрация		1,076	12,0	1,277
	ω(B),%	C _м (B)	1,090	14,0	1,509
1,033	4	0,243 1	1,118	18,0	1,990
1,069	8	0,503 4	1,133	20,0	2,240

KBr			NH₄Cl		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	$\omega(B),\%$	$C_m(B)$		$\omega(B),\%$	$C_m(B)$
1,074	10,0	0,902 3	1,001	1,0	0,187 2
1,090	12,0	1,099	1,004	2,0	0,375 5
1,315	35,0	3,860	1,011	4,0	0,755 6
KI			1,017	6,0	1,140
ρ	Концентрация		1,023	8,0	1,529
	$\omega(B),\%$	$C_m(B)$	1,029	10,0	1,923
1,060	8,0	0,510 6	1,034	12,0	2,320
1,093	12,0	0,790	1,040	14,0	2,722
K₂Cr₂O₇			Na₂CO₃		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	$\omega(B),\%$	$C_m(B)$		$\omega(B),\%$	$C_m(B)$
1,005	1,0	0,034 2	1,000	0,19	0,018
1,034	5,0	0,175 7	1,005	0,68	0,064
1,055	8,0	0,287 0	1,015	1,66	0,159
1,063	9,0	0,325 1	1,020	2,15	0,207
1,070	10,0	0,363 8	1,040	4,07	0,399
(NH₄)₂SO₄			1,045	4,55	0,449
ρ	Концентрация		1,050	5,03	0,498
	$\omega(B),\%$	$C_m(B)$	1,055	5,51	0,548
1,022	4,0	0,309 4	1,070	6,90	0,700
1,034	6,0	0,469 4	1,080	7,88	0,800
1,046	8,0	0,633 0	1,090	8,82	0,905
1,057	10,0	0,800 2	1,095	9,29	0,960
1,069	12,0	0,970 9	1,120	11,60	1,230
1,092	16,0	1,322	1,160	15,15	1,658
1,104	18,0	1,504	1,165	15,59	1,714
NH₄NO₃			NaNO₃		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	$\omega(B),\%$	$C_m(B)$		$\omega(B),\%$	$C_m(B)$
1,000	2,0	0,251 4	1,012	2,0	0,238 0
1,015	4,0	0,507 1	1,025	4,0	0,482 5
1,031	8,0	1,030	1,039	6,0	0,733 5
1,039	10,0	1,298	1,067	10,0	1,255 6
1,048	12,0	1,571	1,112	16,0	2,092
1,057	14,0	1,848	1,127	18,0	2,386
			1,175	24,0	3,318
			1,270	35,0	5,230
			1,317	40,0	6,200

NaCl			Na ₂ SO ₄		
ρ	Концентрация		ρ	Концентрация	
	ω(B),%	C _м (B)		ω(B),%	C _м (B)
1,012	2,0	0,346 4	1,008	1,0	0,070 9
1,027	4,0	0,702 6	1,016	2,0	0,142 5
1,056	8,0	1,445	1,035	4,0	0,291 4
1,086	12,0	2,228	1,053	6,0	0,445 0
1,101	14,0	2,636	1,072	8,0	0,604 0
1,116	16,0	3,055	1,091	10,0	0,764 8
1,148	20,0	3,927	1,110	12,0	0,938 5
1,164	22,0	4,380			
1,180	24,0	4,846			

Приложение 12

**Произведения растворимости важнейших
малорастворимых веществ**

Формула вещества	ПР	Формула вещества	ПР
1	2	3	4
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Ca ₃ (AsO ₄) ₂	$6,8 \cdot 10^{-19}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	CaC ₄ H ₄ O ₆ (тарtrate)	$7,7 \cdot 10^{-7}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$
AgCN	$1,4 \cdot 10^{-16}$	CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	CaCrO ₄	$7,1 \cdot 10^{-4}$
Ag ₂ C ₂ O ₄	$3,5 \cdot 10^{-11}$	CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Ca(IO ₃) ₂	$7,0 \cdot 10^{-7}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1 \cdot 10^{-10}$	Ca(OH) ₂	$6,5 \cdot 10^{-6}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	CaSO ₃	$3,2 \cdot 10^{-7}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	CaSeO ₃	$4,7 \cdot 10^{-6}$
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	CaSiF ₆	$8,1 \cdot 10^{-4}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Ce(OH) ₃	$1,5 \cdot 10^{-20}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	CoCO ₃	$1,05 \cdot 10^{-10}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	CoC ₂ O ₄	$6,3 \cdot 10^{-8}$
BaF ₂	$1,1 \cdot 10^{-6}$	Co(IO ₃) ₂	$1,0 \cdot 10^{-4}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6 \cdot 10^{-39}$	Co(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-16}$

1	2	3	4
BaSO ₃	$8 \cdot 10^{-7}$	Co(OH) ₃	$4 \cdot 10^{-45}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	CoSeO ₃	$1,6 \cdot 10^{-7}$
BaS ₂ O ₃	$1,6 \cdot 10^{-5}$	CrAsO ₄	$7,8 \cdot 10^{-21}$
BaSeO ₄	$5 \cdot 10^{-8}$	Cr(OH) ₂	$1,0 \cdot 10^{-17}$
Be(OH) ₂	$4,9 \cdot 10^{-22}$	Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$
CrPO ₄	$2,4 \cdot 10^{-23}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
CsClO ₄	$4 \cdot 10^{-3}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
CuBr	$5,25 \cdot 10^{-9}$	In(OH) ₃	$1,2 \cdot 10^{-37}$
CuCN	$3,2 \cdot 10^{-20}$	In ₂ S ₃	$5,75 \cdot 10^{-74}$
CuCO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$	K ₃ AlF ₆	$1,6 \cdot 10^{-9}$
CuC ₂ O ₄	$3 \cdot 10^{-9}$	K(C ₆ H ₅) ₄ B	$2,25 \cdot 10^{-8}$
CuCl	$1,2 \cdot 10^{-6}$	K ₃ Co(NO ₂) ₆	$4,3 \cdot 10^{-10}$
CuCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-6}$	K ₂ PdCl ₆	$6,0 \cdot 10^{-6}$
Cu ₂ Fe(CN) ₆	$1,3 \cdot 10^{-16}$	K ₂ PtCl ₆	$1,1 \cdot 10^{-5}$
CuI	$1,1 \cdot 10^{-12}$	La ₂ S ₃	$2,0 \cdot 10^{-13}$
Cu(IO ₃) ₂	$7,4 \cdot 10^{-8}$	Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$
Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$	Mg ₃ (AsO ₄) ₂	$2,1 \cdot 10^{-20}$
Cu ₂ (OH) ₂ CO ₃	$1,7 \cdot 10^{-34}$	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
Cu ₂ P ₂ O ₇	$8,3 \cdot 10^{-16}$	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$	MgF ₂	$6,5 \cdot 10^{-9}$
Cu ₂ S	$2,5 \cdot 10^{-48}$	Mg(IO ₃) ₂	$3 \cdot 10^{-3}$
CuSCN	$4,8 \cdot 10^{-15}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
CuSe	$1 \cdot 10^{-49}$	FeS	$5 \cdot 10^{-18}$
CuSeO ₃	$1,7 \cdot 10^{-8}$	HgS	$1,6 \cdot 10^{-52}$
FeAsO ₄	$5,8 \cdot 10^{-21}$	In(OH) ₃	$1,2 \cdot 10^{-37}$
FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$	In ₂ S ₃	$5,75 \cdot 10^{-74}$
FeC ₂ O ₄	$2 \cdot 10^{-7}$	K ₃ AlF ₆	$1,6 \cdot 10^{-9}$
Fe ₄ [Fe(CN) ₆] ₃	$3,0 \cdot 10^{-41}$	K ₃ Co(NO ₂) ₆	$4,3 \cdot 10^{-10}$
Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$	Mg(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-12}$
Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1 \cdot 10^{-13}$
K ₂ PdCl ₆	$6,0 \cdot 10^{-6}$	MgSO ₃	$3 \cdot 10^{-3}$
K ₂ PtCl ₆	$1,1 \cdot 10^{-5}$	MgSeO ₃	$4,4 \cdot 10^{-6}$

1	2	3	4
La_2S_3	$2,0 \cdot 10^{-13}$	$\text{Mn}_3(\text{AsO}_4)_2$	$1,9 \cdot 10^{-29}$
Li_3PO_4	$3,2 \cdot 10^{-9}$	MnCO_3	$1,8 \cdot 10^{-11}$
$\text{Mg}_3(\text{AsO}_4)_2$	$2,1 \cdot 10^{-20}$	MnC_2O_4	$5 \cdot 10^{-6}$
MgCO_3	$2,1 \cdot 10^{-5}$	$\text{Ni}(\text{IO}_3)_2$	$1,4 \cdot 10^{-8}$
MgC_2O_4	$8,6 \cdot 10^{-5}$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$2,0 \cdot 10^{-15}$
MgF_2	$6,5 \cdot 10^{-9}$	$\text{Ni}_2\text{P}_2\text{O}_7$	$1,7 \cdot 10^{-13}$
$\text{Mg}(\text{IO}_3)_2$	$3 \cdot 10^{-3}$	NiS	$3,2 \cdot 10^{-19}$

ЛИТЕРАТУРА

1. Основы аналитической химии. Задачи и вопросы: учеб. пособие для студ. ун-тов, хим.-технол., пед., с/х, мед. и фармацевтических вузов / В.И. Фадеева, Ю.А. Барбалат, А.В. Гармаш и др.; Под ред. Ю.А. Золотова. - М.: Высш. шк., 2004. - 412 с.
2. Основы аналитической химии: В 2 т. Т.1: учебн. для студ. учр. / [Т.А. Большова и др.]; под ред. Ю.А. Золотова. М.: Академия, 2012. - 384с.
3. Васильев В.П. Аналитическая химия. В 2 кн. Кн. 1: Титриметрические и гравиметрические методы анализа: учебник для студентов вузов, обучающихся по химико-технологическим специальностям / В.П. Васильев. – М.: Дрофа, 2005. – 366 с.
4. Джабаров Д.Н. Сборник упражнений и задач по аналитической химии: учебное пособие для фармацевтических институтов. - М.: Русский врач, 2002. - 227 с.
5. Соколовский А.Е., Супиченко Г.Н. Химические методы анализа Учебно-методическое пособие по решению задач раздела дисциплины «Аналитическая химия и физико-химические методы анализа» для студентов-заочников хим.-технолог. специальностей. - Мн.: БГТУ, 2004. – 39 с.
6. Лурье Ю.Ю. Справочник по аналитической химии. - 6-е изд., перераб. и доп. - М.: Химия, 1989. - 446 с.

Учебное издание

Ткаченко Элла Владимировна

ЛАБОРАТОРНЫЙ ХИМИЧЕСКИЙ АНАЛИЗ

Часть 1

ТИТРИМЕТРИЯ И ГРАВИМЕТРИЯ

Учебно-методическое пособие

В авторской редакции

Изд. № 158/2021. Объем 7 п.л.
РИИЦМ ФГАОУ ВО «Севастопольский государственный университет»