

**КАЗАНСКИЙ ФЕДЕРАЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ХИМИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ ИМ. А.М. БУТЛЕРОВА**

Кафедра аналитической химии

**Л.Г. ШАЙДАРОВА, И.А. ЧЕЛНОКОВА,
Ю.А. ЛЕКСИНА, М.А. ИЛЬИНА, А.В. ГЕДМИНА**

КОМПЛЕКСОНОМЕТРИЧЕСКОЕ ТИТРОВАНИЕ

**Учебно-методическое пособие
по аналитической химии**

Казань – 2022

УДК 543

ББК 24.4

*Принято на заседании учебно-методической комиссии ХИимБ
Протокол № 7 от 31 марта 2022 года*

Рецензент

доктор химических наук,
профессор кафедры аналитической химии КФУ Э.П. Медянцева

**Шайдарова Л.Г., Челнокова И.А., Лексина Ю.А., Ильина М.А.,
Гедмина А.В.**

**Комплексонометрическое титрование. Учебно-методическое
пособие по аналитической химии / Л.Г. Шайдарова, И.А. Челнокова,
Ю.А. Лексина, А.В. Гедмина – Казань: Казан. ун-т, 2022. – 20 с.**

В предлагаемом учебно-методическом пособии кратко изложены теоретические представления о методе комплексонометрии, даны примеры решения типовых задач и вопросы для самоконтроля, приведены методические указания к выполнению лабораторных работ по комплексонометрическому титрованию. Учебно-методическое пособие предназначено для студентов Института фундаментальной медицины и биологии, Института экологии и природопользования и Института геологии и нефтегазовых технологий КФУ по курсу «Аналитическая химия».

© Шайдарова Л.Г., 2022

© Челнокова И.А., 2022

© Лексина Ю.А., 2022

© Ильина М.А., 2022

© Гедмина А.В., 2022

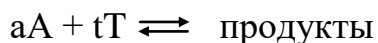
© Казанский университет, 2022

Титриметрические методы анализа

В настоящее время в аналитической химии используют различные методы анализа. Среди химических методов анализа важное практическое значение имеют титриметрические методы.

Титриметрический метод – это метод, основанный на измерении объема, реагента с точно известной концентрацией – титранта (Т), затраченного на реакцию с определяемым веществом.

Титрование – это прибавление (постепенное, небольшими порциями) титрованного раствора к анализируемому для определения точно эквивалентного количества. Титрующий раствор часто называют **рабочим раствором** или **титрантом**. После добавления каждой порции титранта в растворе устанавливается равновесие реакции:



Момент титрования, когда количество добавленного титранта химически эквивалентно количеству титруемого вещества, называется **точкой эквивалентности**.

Индикаторы – это вещества, которые изменяют свое строение и физические свойства при изменении среды. В области точки эквивалентности индикатор изменяет свой цвет, образует осадок или вызывает какой-то другой наблюдаемый эффект. Индикаторы позволяют с известной степенью достоверности установить конечную точку титрования.

К реакциям, применяемым в титриметрическом методе анализа, предъявляют следующие требования:

- реакция должна быть строго стехиометричной, не должна осложняться протеканием побочных реакций,
- реакция должна протекать быстро,
- протекать количественно, константа равновесия должна быть высокой,
- должен существовать способ фиксирования точки эквивалентности.

Экспериментально конец титрования устанавливают по изменению цвета индикатора или какого-либо физико-химического свойства раствора. Эта точка, называется **конечной точкой титрования**, которая в общем случае не совпадает с теоретически рассчитанной точкой эквивалентности.

При проведении титриметрического анализа применяют растворы реактивов с точной концентрацией – титрованные или **стандартные растворы**. По способу приготовления различают первичные и вторичные стандартные растворы.

Первичный стандартный раствор готовят растворением точного количества чистого химического вещества в определенном объеме растворителя. Первичные стандарты должны отвечать ряду требований:

- состав соединения должен строго соответствовать химической формуле;
- содержание примесей не должно превышать 0.05 %;
- вещество должно быть устойчивым;
- вещество должно обладать большой молекулярной массой, чтобы уменьшить влияние неизбежной ошибки взвешивания.

Вторичный стандарт получают следующим образом: готовят раствор с приблизительной концентрацией и определяют его точную концентрацию по подходящему первичному стандарту.

Для приготовления стандартных растворов применяют также фиксаналы – раствор или сухое вещество, запаянное в ампулу, с точно известной **концентрацией**. Как правило, количество вещества эквивалента в ампуле равно 0.1 моль/л. Растворение содержимого фиксанала в мерной колбе позволяет сразу получить стандартный раствор, это значительно сокращает время на приготовление этого раствора.

Процедура титрования предполагает наличие трех этапов:

- 1) приготовление стандартных растворов;
- 2) проведение титрования;
- 3) расчеты.

По способу проведения титрования различают: прямое, обратное и заместительное титрование.

При **прямом титровании** к раствору определяемого вещества добавляют небольшими порциями титрант. Определяемое вещество непосредственно реагирует с титрантом. Такой способ применим только при выполнении всех требований к реакциям, перечисленных выше.

В методе **обратного титрования** используют два титранта. Сначала к анализируемому раствору добавляют избыток одного титрованного раствора. Затем непрореагировавший титрант оттитровывают другим титрованным раствором. Прием обратного титрования используют, если скорость реакции мала, или не удастся подобрать индикатор, или наблюдаются побочные эффекты, например, потери определяемого вещества вследствие летучести.

Заместительное титрование применяют в тех случаях, когда прямое или обратное титрование вещества невозможно или вызывает затруднение, т.е. непосредственная реакция исследуемого вещества и реагента не удовлетворяет требованиям, предъявляемым к реакциям в титриметрии. К определяемому веществу добавляют какой-либо реагент, при взаимодействии с которым количественно выделяется продукт реакции. А затем продукт реакции титруют подходящим титрантом.

В зависимости от типа химической реакции, используемой в титриметрии, различают следующие титриметрические методы анализа:

- метод кислотно-основного титрования,
- метод окислительно-восстановительного титрования,
- метод комплексиметрического титрования,
- метод осадительного титрования

Остановимся более подробно на комплексонометрическом титровании.

Комплексонометрическое титрование

Комплексометрия основана на реакциях образования комплексов. Из множества реакций с участием неорганических лигандов в титриметрии применяют реакции образования комплексов металлов с галогенидами, цианидами.

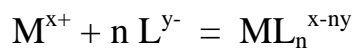
С введением в практику титриметрии полидентатных лигандов комплексометрия стала самым распространенным химическим методом анализа.

Комплекс – это химическое соединение, состоящее из центральной частицы (комплексобразователь), которая связана с одним или несколькими ионами (молекулами), называемыми лигандами. Все частицы, входящие в состав комплекса, способны к самостоятельному существованию. Для комплексов характерны координация, неполная диссоциация по гетеролитическому типу в растворе, а также сложность состава.

В большинстве случаев комплексобразователь – ион металла. Металл, центральный атом комплекса, координирует вокруг себя молекулы лигандов. Поэтому комплексы металлов часто называют также координированными соединениями. Максимально возможное число присоединенных лигандов, образующих с ионом металла только одну связь, называют координационным числом. Лиганды могут занимать разное число мест в координационной сфере и обозначаются как монодентатные, например NH_3 , Cl^- , бидентатные, например $\text{H}_2\text{N}(\text{CH}_2)_2\text{NH}_2$ и т.д.

При комплексообразовании с полидентатными лигандами в структуре комплексов образуются металлсодержащие циклы, такие соединения называют хелатами. Хелаты обычно более устойчивы по сравнению с комплексами, образованными монодентатными лигандами с такими же донорными атомами.

Уравнение реакции образования комплексного соединения в водном растворе можно представить в упрощенном виде:



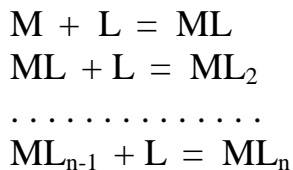
Опуская для простоты заряды ионов, получаем простую схему реакции комплексообразования в растворе:



Константа равновесия реакции комплексообразования называется константой устойчивости комплексного соединения:

$$\beta = \frac{a_{ML_n}}{a_M a_L^n}$$

Процесс образования комплексного соединения протекает ступенчато:



Соответствующие для каждой ступени константы равновесия называют ступенчатыми константами устойчивости:

$$K = \frac{a_{ML_n}}{a_{ML_{n-1}} a_L}$$

Ступенчатые константы устойчивости связаны с общей простым соотношением:

$$\beta_n = K_1 K_2 \dots K_{n-1} K_n$$

В разбавленных растворах коэффициент активности близок к единице, поэтому можно пользоваться другой формой уравнения для константы устойчивости:

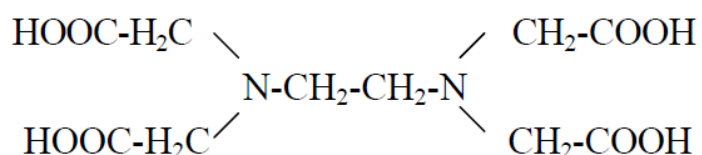
$$\beta = \frac{[ML_n]}{[M][L]^n}$$

Нередко бывает необходимо рассчитать концентрацию координационного соединения только с одним интересующим лигандом. Такие расчеты легко

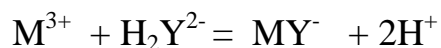
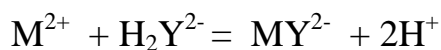
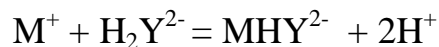
выполняются с помощью так называемых кажущихся или условных констант устойчивости:

$$\beta' = \frac{[ML_n]}{[M]C_L^n}$$

Титрование с использованием полидентатных лигандов называют комплексометрией. Наиболее часто применяют этилендиаминтетрауксусную кислоту H_4Y (комплексон II). На практике используют ее динатриевую соль Na_2H_2Y (комплексон III), обозначаемую ЭДТА:



Образование комплексонатов с ЭДТА можно описать следующими реакциями:



Как видно, независимо от заряда катиона металла в реакции комплексообразования принимает участие один анион и происходит выделение двух катионов водорода.

Полидентатные лиганды реагируют с ионами металлов в простом стехиометрическом соотношении 1:1. Поэтому массы эквивалента титранта и определяемого катиона равны их молярным массам.

Реакция комплексообразования зависит от pH раствора. Константу устойчивости и молярную долю каждой формы ЭДТА рассчитывают по формулам:

$$\beta = \frac{[MY^{2-}]}{[M^{2+}][Y^{4-}]}, \quad [Y^{4-}] = C_{H_4Y}\alpha_4,$$

$$\beta = \frac{[MY^{2-}]}{[M^{2+}]C_{H_4Y}\alpha_4}, \quad \beta' = \frac{[MY^{2-}]}{[M^{2+}]C_{H_4Y}}, \quad \beta' = \beta \cdot \alpha_4$$

Кривые титрования

Кривые титрования строят в координатах рМ – f. Равновесные концентрации ионов металла в любой точке титрования можно рассчитать, используя условную константу устойчивости комплекса:

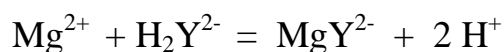
до точки эквивалентности $pM = -\lg c_0 (1-f),$

в точке эквивалентности $pM = -1/2 \lg c_0 + 1/2 \lg \beta'$

после точки эквивалентности $pM = -\lg c_0 + \lg \beta' + \lg c_{Y_4}(f-1)$

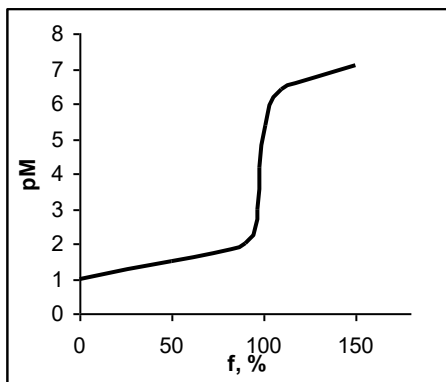
Пример: Пусть 100 мл 0.1000 н раствора Mg^{2+} (c_0) титруют 0.1000 н (c_T) раствором ЭДТА. Построить кривую титрования, если $\lg \beta = 8.69$, $pH=9.0$, $-\lg \alpha=1.29$,
 $\lg \beta' = \lg \beta - \lg \alpha = 8.69 - 1.29 = 7.4$.

Запишем уравнение реакции:



Составим таблицу значений рМ и построим кривую титрования:

f, %	Формула расчета рМ	Расчета рМ	рМ
0	$pM = -\lg c_0$	$= -\lg 0.1 =$	1.0
50	$pM = -\lg c_0 (1-f)/100$	$= -\lg 0.1 (100-50)/100 =$	1.5
90		$= -\lg 0.1 (100-90)/100 =$	2.0
99		$= -\lg 0.1 (100-99)/100 =$	3.0
100	$pM = -1/2 \lg c_0 + 1/2 \lg \beta'$	$= 1/2(1+7.4) =$	4.2
101	$pM = -\lg c_0 + \lg \beta' + \lg c_{Y_4}(f-100)/100$	$= -\lg 0.1 + 7.4 + \lg 0.1(101-100)/100 =$	5.4
110		$= -\lg 0.1 + 7.4 + \lg 0.1(110-100)/100 =$	6.4
150		$= -\lg 0.1 + 7.4 + \lg 0.1(150-100)/100 =$	7.1



1. Кривые титрования характеризуются значительным скачком титрования:
 $\Delta pM = pM_{101} - pM_{99} = 5.4 - 3.0 = 2.4$.
2. Скачок титрования зависит от β , c_0 , pH раствора.
3. Кривая титрования для комплексов симметрична относительно точки эквивалентности и точка перегиба совпадает с точкой эквивалентности.

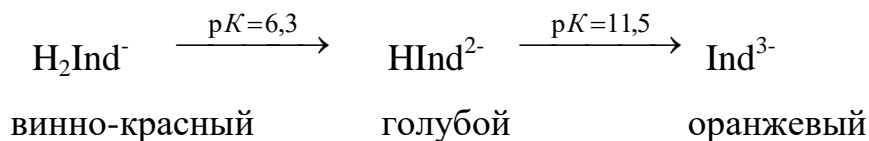
Способы обнаружения конца титрования

В комплексонометрическом титровании конечную точку титрования устанавливают как визуально, так и с использованием инструментальных методов анализа. При визуальном способе установления конечной точки применяют металлоиндикаторы. Металлоиндикаторами называют индикаторы, изменение окраски которых зависит от концентрации иона металла, например, металлохромные индикаторы.

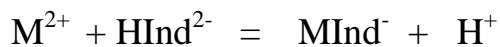
Металлохромные индикаторы – это органические соединения, содержащие в своих молекулах хромофорные группы, следовательно, окрашенные, и образующие с ионами металла внутрикомплексные соединения, по цвету отличающиеся от самих индикаторов. Металлоиндикаторы должны в выбранной области pH образовывать с ионами металлов устойчивые комплексы с соотношением 1:1, при этом условные константы устойчивости комплексов $MInd$ должны быть меньше условных констант устойчивости комплексов металлов с ЭДТА.

Например, эриохром черный Т, мурексид и другие.

Окраска эриохром черного Т зависит от pH раствора:

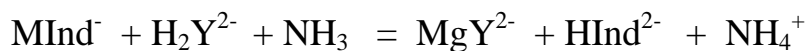


Например, в аммиачном растворе анион индикатора эриохром черного Т (HInd^{2-}) взаимодействует с ионами металла, образуя окрашенное в фиолетовый цвет соединение:



голубой фиолетовый

При титровании иона металла ЭДТА в точке эквивалентности окраска раствора изменяется от красно-фиолетовой до голубой:

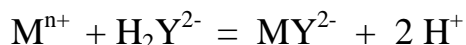


фиолетовый голубой

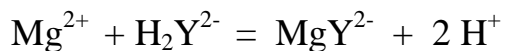
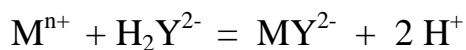
Практическое применение комплексометрического титрования

Определение ионов металлов

Прямым титрованием раствором ЭДТА в присутствии металлоиндикатора можно определять большинство ионов металлов (около 30), например Mg^{2+} , Ca^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} , Pb^{2+} , Co^{2+} , Ni^{2+} , Cu^{2+} , Fe^{2+} , и другие. Реакцию в общем виде можно представить следующим образом:



Когда реакции образования комплекса с ЭДТА протекают медленно или нет подходящего металлоиндикатора, для определения ионов металлов используют обратное титрование, основанное на добавлении избыточного количества ЭДТА и последующем определении избытка по схеме реакций:

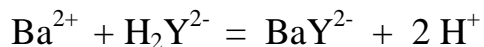
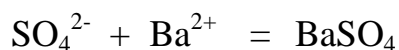


Методом обратного титрования определяют, например Hg^{2+} , Al^{3+} , Cr^{3+} и др.

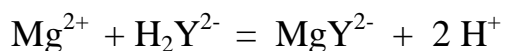
Определение анионов

Косвенное титрование применяют для определения элементов, не образующих устойчивых комплексов с ЭДТА.

При определении анионов, например, сульфид-, сульфат-, фосфат-ионов их осаждают избытком стандартного раствора какого-либо металла, осадок отделяют и в фильтрате титруют избыток ионов металлов раствором ЭДТА. Сульфат по этой методике определяют после его осаждения хлоридом бария в виде BaSO_4 и последующим комплексонометрическим титрованием избытка ионов Ba^{2+} :



Фосфат осаждают в виде MgNH_4PO_4 и оставшееся в растворе количество ионов Mg^{2+} определяют комплексонометрически по схеме реакций:

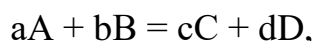


Определение жесткости воды

Определение жесткости воды было первым практически важным применением ЭДТА в аналитической химии. Содержание этих элементов определяют прямым титрованием пробы воды в аммонийном буфере раствором ЭДТА в присутствии эриохром черного Т как индикатора.

Расчеты в титриметрическом методе анализа

Расчет результатов титриметрического метода анализа основан на принципе эквивалентности, в соответствии с которым вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах. Если определяемое вещество А реагирует с раствором титранта В по уравнению



то между реагирующими частицами устанавливаются стехиометрические отношения, где a условных частиц вещества А реагируют с b условными частицами вещества В. Следовательно, одна частица А эквивалентна b/a частицами вещества В. Отношение b/a называют **фактором эквивалентности вещества В** - $f_{\text{эKB}}(B)$. Фактор эквивалентности является безразмерной величиной, равной единице или меньшей единицы.

Вещества реагируют между собой эквивалентами – этот закон кратных отношений Дальтона в аналитической химии служит основой всех количественных расчетов, особенно в титриметрических методах анализа.

Эквивалентом называется условная или реальная частица, которая может присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим образом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных реакция, или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Фактор эквивалентности – это число, обозначающее, какая доля реальной частицы вещества А эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основной реакции или одному электрону в реакции окисления-восстановления.

Молярная масса - масса одного моля.

Молярная масса эквивалента вещества А – это масса одного моля эквивалента этого вещества, равное произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества А:

$$M_{\text{эKB}}(A) = M(A) \times f_{\text{эKB}}(A)$$

Молярная масса вещества – это величина постоянная, а молярная масса эквивалента зависит от конкретной реакции, в которой участвует данное вещество.

При титровании в точке эквивалентности количество эквивалентов, определяемого вещества численно равно количеству эквивалентов титранта, то есть $v_A = v_B$ или $C_A \times V_A = C_B \times V_B$

Правило эквивалентов;

Затрачиваемые при титровании объемы растворов обратно пропорциональны их молярным концентрациям эквивалентов:

$$C_A / V_B = C_B / V_A$$

Следовательно, можно найти неизвестную концентрацию одного из веществ, если известны объем его раствора и объем и концентрация прореагировавшего с ним вещества.

С помощью расчетов в титриметрических методах анализа можно определить:

- 1) концентрацию,
- 2) объем реактива,
- 3) содержание вещества в граммах в каком-либо объеме,
- 4) процентное содержание вещества в образце.

В каждом конкретном случае следует использовать соответствующие математические выражения.

Формулы для определения концентрации и объема вещества

Формула для определения концентрации вещества	$C_A = \frac{C_B \cdot V_B}{V_A}$
Формула для определения объема вещества	$V_A = \frac{C_B \cdot V_B}{C_A}$

Формулы для определения содержание вещества

Прямое титрование	метод отдельных навесок	метод пипетирования
	$m_A = \frac{C_B V_B M_{\text{экв}}(A)}{1000}$	$m_A = \frac{C_B V_B M_{\text{экв}}(A)}{1000} \cdot \frac{V_0}{V_X}$
Обратное титрование	$m_A = \frac{(C_B V_B - C_C V_C) M_{\text{экв}}(A)}{1000}$	$m_A = \frac{(C_B V_B - C_C V_C) M_{\text{экв}}(A)}{1000} \cdot \frac{V_0}{V_X}$

Формулы для определения содержание вещества в процентах

Прямое титрование	метод отдельных навесок	метод пипетирования
	$\omega = \frac{C_B V_B M_{\text{экв}}(A)}{1000 \cdot a} 100$	$\omega = \frac{C_B V_B M_{\text{экв}}(A)}{1000 \cdot a} \cdot \frac{V_0}{V_X} 100$
Обратное титрование	$\omega = \frac{(C_B V_B - C_C V_C) M_{\text{экв}}(A)}{1000 \cdot a} 100$	$\omega = \frac{(C_B V_B - C_C V_C) M_{\text{экв}}(A)}{1000 \cdot a} \cdot \frac{V_0}{V_X} 100$

C_B – концентрация раствора В (моль/л), V_B – объем раствора В, израсходованного на титрование (мл),
 C_C – концентрация раствора С (моль/л), V_C – объем раствора С, израсходованного на титрование (мл),
 $M_{\text{экв}}(A)$ – молярная масса эквивалента вещества А (г/моль-экв), а – навеска стандартного образца (г),
 V_0 – объем колбы (мл), V_X – объем аликвоты (мл)

Примеры:

Задача 1. Определите жесткость воды, если на титрование 100 мл воды израсходовано 8.5 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией эквивалента 0.05 моль/л.а –м

При взаимодействии ЭДТА с солями кальция и магния выполняется закон эквивалентов, следовательно, общая жесткость воды будет равна:

$$Ж = \frac{C(\text{ЭДТА}) \cdot V(\text{ЭДТА}) \cdot 1000}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0.05 \cdot 8.5 \cdot 1000}{100} = 4.25 \text{ мг} - \text{ экв} / \text{ л}$$

Задача 2. Рассчитайте молярную концентрацию раствора ЭДТА по CaO, если на титрование навески карбоната кальция массой 0.1045 г пошло 21.06 мл раствора ЭДТА.

Поскольку ионы металлов и ЭДТА реагируют в соотношении 1 : 1, то фактор эквивалентности для этих веществ равен единице. Поэтому по закону эквивалентов можно записать:

$$v(\text{CaCO}_3) = v(\text{ЭДТА})$$

$$\frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3)} = C(\text{ЭДТА}) \cdot V(\text{ЭДТА})$$

$$C(\text{ЭДТА}) = \frac{m(\text{CaCO}_3)}{M(\text{CaCO}_3) \cdot V(\text{ЭДТА})} = \frac{0.1045 \cdot 1000}{100 \cdot 21.06} = 0.0496 \text{ моль/л}$$

Задача 3. Определите молярные концентрации эквивалента ионов кальция и магния, обуславливающие жесткость воды. При нахождении суммарного количества Ca^{2+} и Mg^{2+} проводили титрование порции воды раствором ЭДТА в присутствии эриохром черного Т и аммиачного буферного раствора. На титрование 20 мл воды затрачено 19.2 мл ЭДТА с молярной концентрацией 0.0500 моль/л. К другой порции воды объемом 20.00 мл добавили гидроксид натрия для осаждения гидроксида магния и 20.00 мл раствора ЭДТА с молярной концентрацией 0.0500 моль/л. На титрование избытка ЭДТА пошло 12.15 мл раствора хлорида кальция с молярной концентрацией 0.0485 моль/л.

Для определения общего количества кальция и магния расчет ведут по методу прямого титрования:

$$v(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = v(\text{ЭДТА})$$

$$C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) \cdot V(\text{H}_2\text{O}) = C(\text{ЭДТА}) \cdot V(\text{ЭДТА})$$

$$C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) = \frac{C(\text{ЭДТА}) \cdot V(\text{ЭДТА})}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0.0500 \cdot 19.20}{20.00} = 0.0480 \text{ моль/л}$$

Содержание кальция в воде определяют по методу обратного титрования:

$$v(\text{Ca}^{2+}) = v(\text{ЭДТА}) - v(\text{CaCl}_2)$$

$$C(\text{Ca}^{2+}) = \frac{C(\text{ЭДТА}) \cdot V(\text{ЭДТА}) - C(\text{CaCl}_2) \cdot V(\text{CaCl}_2)}{V(\text{H}_2\text{O})} = \frac{0.0500 \cdot 20.00 - 0.0485 \cdot 12.15}{20.00} = 0.0205 \text{ моль/л}$$

Содержание магния определяют по разности концентраций:

$$C(\text{Mg}^{2+}) = C(\text{Ca}^{2+} + \text{Mg}^{2+}) - C(\text{Ca}^{2+}) = 0.0480 - 0.0205 = 0.0275 \text{ моль/л}$$

$$C(\text{Mg}^{2+}) = \frac{C(\text{Mg}^{2+})}{f_{\text{экв}}} = 2 \cdot 0.0275 = 0.0550 \text{ моль/л}$$

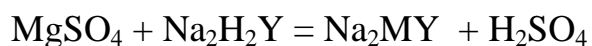
$$C(\text{Ca}^{2+}) = \frac{C(\text{Ca}^{2+})}{f_{\text{экв}}} = 2 \cdot 0.0205 = 0.0410 \text{ моль/л}$$

Практические работы

Лабораторная работа № 1

Определение концентрации раствора комплексона III

При приготовлении раствора комплексона III его титр изменяется вследствие гигроскопичности препарата, а также химического взаимодействия с ионами металлов, находящихся в дистиллированной воде и стекле. Поэтому раствор комплексона III готовят как вторичный стандарт. Для стандартизации используют раствор соли магния, который готовится по точной навеске или из фиксанала. Ионы магния взаимодействуют с комплексоном III по следующей реакции:



Титрование проводят в аммиачном буферном растворе с pH 9.5–10. В качестве индикатора используют эриохром черный Т.

Методика выполнения работы. Для определения концентрации раствора комплексона III в колбу для титрования пипеткой отбирают 7.0 мл стандартного 0.2 М раствора MgSO_4 , приготовленного из фиксанала, добавляют 15 мл аммиачного буферного раствора и небольшое количество сухого индикатора эриохром черного Т. Полученный раствор тщательно перемешивают. Раствор должен окраситься в винно-красный цвет. Содержимое колбы титруют комплексоном III до перехода окраски в чисто синий цвет – до исчезновения фиолетового оттенка. Вблизи точки эквивалентности титруют медленно, прибавляя титрант по одной капле. Определение повторяют три раза. По результатам титрования рассчитывают концентрацию раствора комплексона III.

Расчет концентрации раствора $\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}$ проводится по формуле:

$$C_{\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}} = \frac{C_{\text{MgSO}_4} \cdot V_{\text{MgSO}_4}}{V_{\text{Na}_2\text{H}_2\text{Y}}}$$

Результаты титрования оформляют в виде таблицы:

№	V_{MgSO_4} , мл	$V_{Na_2H_2Y}$, мл	$C_{Na_2H_2Y}$, моль/л	$\bar{C} = \frac{C_1 + C_2 + C_3}{3}$, моль/л
1	7.0	V_1	C_1	
2	7.0	V_2	C_2	
3	7.0	V_3	C_3	

Лабораторная работа № 2

Комплексометрическое определение жесткости воды

Жесткость воды – характеристика качества воды любого происхождения, показывающая общее содержание солей Ca^{2+} и Mg^{2+} . Временная (карбонатная) жесткость воды, обусловленная присутствием гидрокарбонатов кальция и магния, почти полностью устраняется при кипячении. Постоянную (некарбонатную) жесткость вызывают хлориды, сульфаты и нитраты кальция и магния, при кипячении она не устраняется. Общая жесткость определяется как суммарная величина наличия солей магния и кальция в воде, то есть суммой карбонатной и некарбонатной жесткости.

По значению жесткости (Ж, мг-экв/л) устанавливают качество воды: мягкая (3.0 мг-экв/л и менее), средней жесткости (3.0 – 6.0 мг-экв/л), жесткая (свыше 6.0 мг-экв/л).

Комплексометрическое определение жесткости воды основано на образовании устойчивых комплексов при взаимодействии ионов металлов (Ca^{2+} и Mg^{2+}) с комплексоном III.

Методика выполнения работы. В три колбы для титрования отмеряют по 50 мл исследуемой воды, добавляют 15 мл аммиачного буферного раствора, небольшое количество сухого индикатора эриохром черного Т и тщательно перемешивают. Раствор должен окраситься в винно-красный цвет. Содержимое колбы титруют комплексоном III до перехода окраски в чисто синий цвет. Вблизи точки эквивалентности титруют медленно, прибавляя титрант по одной капле. По

результатам титрования рассчитывают жесткость воды по следующей формуле:

$$Ж = \frac{C_{Na_2H_2Y} \cdot V_{Na_2H_2Y} \cdot 1000}{V_{H_2O}}$$

Результаты титрования оформляют в виде таблицы:

№	V_{H_2O} , мл	$V_{Na_2H_2Y}$, мл	$Ж$, мг-экв/л	$\overline{Ж} = \frac{Ж_1 + Ж_2 + Ж_3}{3}$, мг-экв/л
1	50.0	V_1	$Ж_1$	
2	50.0	V_2	$Ж_2$	
3	50.0	V_3	$Ж_3$	

Вопросы для самоконтроля

1. Дайте определение титриметрического метода анализа.
2. Перечислите требования, предъявляемые к реакциям в титриметрии.
3. Что такое точка эквивалентности и конечная точка титрования?
4. Какой закон используется в титриметрических определениях?
5. Сформулируйте закон эквивалентности.
6. Что такое фактор эквивалентности?
7. Что такое комплексные соединения? Приведите примеры.
8. Что такое хелаты?
9. Что такое дентатность лиганда?
10. Что такое координационное число?
11. Охарактеризуйте метод комплексонометрии.
12. Что такое металлоиндикаторы? Приведите примеры.
13. Приведите структурную формулу этилендиаминтетрауксусной кислоты.
14. Приведите примеры использования комплексонометрического титрования.
15. Почему комплексонометрическое титрование проводится в присутствии буферной смеси?
16. Дайте определение жесткости воды.
17. Опишите комплексонометрический способ определения жесткости воды.
18. Объясните, с чем связано изменение окраски раствора при комплексонометрическом определении общей жесткости воды.

Список используемых источников

Основная литература

1. Золотов, Ю. А. Введение в аналитическую химию : учебное пособие / Ю. А. Золотов. – 2-е изд. – Москва: Лаборатория знаний, 2020. – 266 с. Текст : электронный: <https://e.lanbook.com/book/151516> .
2. Жебентяев, А. И. Аналитическая химия. Химические методы анализа : учебное пособие / А.И. Жебентяев, А.К. Жерносек, И.Е. Талуть. — 2-е изд. — Минск : Новое знание; Москва : ИНФРА-М, 2020. — 542 с. Текст : электронный: <https://znanium.com/catalog/product/1087946> .
3. Сборник задач по аналитической химии. / Под ред. В.Ф.Тороповой. – Казань: Изд-во КГУ, 1987. – 254 с.

Дополнительная литература

1. Отто М. Современные методы аналитической химии. В 2 т.– М.: Техносфера, 2003. Кн.1. – 416 с., Кн.2. – 288 с.
2. Аналитическая химия. Проблемы и подходы. В 2 т. / Под ред. Р. Кельнера, Ж.-М. Мерме, М. Отто, М. Видмера. – М.: Мир: ООО «Изд-во АСТ», 2003. Т.1. – 608 с., 2004. Т.2. – 728 с.
3. Скуг Д. Основы аналитической химии /Д. Скуг, Д. Уэст. В 2 т. – М.: Мир, 1979. Т. 1. – 480с., Т. 2. – 438 с.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Титриметрические методы анализа	3
Комплексонометрическое титрование	6
Практическое применение комплексонометрического титрования	11
Расчеты в титриметрическом методе анализа	13
Практические работы	17
Вопросы для самоконтроля	19
Список используемых источников	20