

Лабораторная 4.

2 часа

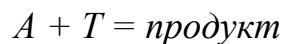
Титриметрический метод анализа.

1. Основные положения о титриметрическом методе анализа.

Основные понятия титриметрии.

Титриметрический анализ – метод количественного химического анализа, который базируется на измерении точного объёма раствора с точно известной концентрацией (титранта), истраченного на взаимодействие с определяемым веществом.

Метод титриметрии заключается в том, что к раствору определяемого вещества *A* (*аналит*) постепенно добавляют раствор реактива *T* (*титрант*) точно известной концентрации:



Растворы реагента *T* точно известной концентрации, который применяется для титрования в методах титриметрического анализа, называют *стандартным или титрованным раствором или титрантом*.

Точка эквивалентности (т.е.) – момент титрования, когда количества определяемого вещества и прибавленного титранту эквивалентные.

Конечная точка титрования (к.т.т.) – момент титрования, когда наблюдается изменение расцветки раствора, который титруется, и в этот момент прекращают добавление титранта.

Выбор способа фиксации т.е.:

1) *визуально* – за изменением расцветки раствора, если определяемое вещество *A* или титрант *T* окрашены, так как в *т.е.* концентрация определяемого вещества уменьшается до минимума, а концентрация титранта начинает расти;

2) *визуально* – за появлением мути (зависи) или за изменением расцветки раствора, которое вызывается образованием продуктов реакции или индикатора, если *A* та *B* бесцветные;

3) *физико-химическими* (инструментальными) методами.

Требования к реакции в титриметрии:

1) Вещества, которые вступают в реакцию, должны реагировать в строго определённых количественных соотношениях (количественно).

2) Реакция между определяемым веществом и стандартным раствором титранта должна проходить быстро и практически до конца.

3) Посторонние вещества, которые присутствуют в исследуемой пробе и перешли вместе с определяемым веществом в раствор, не должны мешать титрованию определяемого вещества (специфичность).

4) *Т.е.* должна фиксироваться тем или иным способом чётко и точно.

5) Реакции должны проходить по мере возможности при комнатной *t*.

б) Титрование не должно сопровождаться побочными реакциями, которые искажают результаты анализа.

Классификация титриметрических методов.

Классифицировать титриметрические методики можно по нескольким независимым признакам: а именно:

- 1) по типу реакции между X и R,
- 2) по способу проведения титрования и расчёта результатов,
- 3) по способу контроля *m.экв.*

Классификация по типу химической реакции – наиболее важная. Напомним, что далеко не все химические реакции можно использовать для проведения титрований.

Во-первых, как и в других химических методах, определяемый компонент (аналит) должен количественно реагировать с титрантом.

Во-вторых, надо, чтобы равновесие реакции устанавливалось как можно быстрее. Реакции, в которых после добавления очередной порции титранта установление равновесия требует хотя бы нескольких минут, в титриметрии применять затруднительно или вообще невозможно.

В-третьих, реакция должна отвечать единственному и заранее известному стехиометрическому уравнению. Если реакция ведёт к смеси продуктов, состав этой смеси будет меняться в ходе титрования и зависеть от условий проведения реакции. Зафиксировать точку эквивалентности будет очень трудно, а результат анализа окажется неточным. Совокупности указанных требований отвечают реакции протолита (нейтрализации), многие реакции комплексообразования и окисления-восстановления, а также некоторые реакции осаждения не отвечают этому условию. Соответственно в титриметрическом анализе выделяют:

- метод нейтрализации,
- комплексометрию,
- редоксметрические методы,
- методы осаждения.

Редоксиметрия – группа титриметрических методов анализа, в основе которых находятся реакции, протекающие с изменением степеней окисления реагирующих веществ.

Внутри каждого метода выделяют отдельные его варианты (табл.1). Их названия происходят от наименований реагентов, используемых в каждом из вариантов в качестве титранта (перманганатометрия, йодометрия, хроматометрия и т.п.).

Классификация титриметрических методик
по типу используемой химической реакции

Реакция	Метод	Реагент (титрант)	Вариант метода	Определяемые вещества
Протолиз	Метод нейтрализации	HCl, HClO ₄ , HNO ₃	Ацидиметрия	Основания
		KOH, NaOH и др.	Алкалиметрия	Кислоты
Комплексо- образование	Комплексометрия	ЭДТА	Комплексонометрия	Металлы и их соединения
		NaF KCN	Фторидометрия, цианидометрия	Некоторые металлы, органические вещества
Окисление- восстанов- ление	Редоксметрия	KMnO ₄ K ₂ Cr ₂ O ₇	Перманганатометрия хроматометрия	Восстановители
		KJ и Na ₂ S ₂ O ₃	Иодометрия	Восстановители, окислители, кислоты
		Аскорбиновая кислота	Аскорбинометрия	Окислители
Осаждение	Седиметрия	AgNO ₃	Аргентометрия	Галогениды
		Hg ₂ (NO ₃) ₂	Меркуриметрия	
		KSCN	Роданометрия	Некоторые металлы
		Ba(NO ₃) ₂	Бариеметрия	Сульфаты

ЭДТА – этилендиаминтетрауксусная кислота.

Классификация по способу титрования.

Обычно выделяют три способа: прямое, обратное и заместительное титрование.

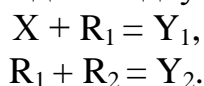
Прямое титрование предполагает непосредственное прибавление титранта к раствору пробы. Иногда применяют другой порядок смешивания реагентов – к известному количеству R постепенно добавляют раствор пробы, в котором хотят определить концентрацию X; но это тоже прямое титрование. В обоих случаях расчёт результатов анализа ведут по одним и тем же формулам, основанным на законе эквивалентов:

$$V_X = V_R$$

где V_X и V_R – количества молей эквивалентов X и R. Расчётные формулы, основанные на соотношении, а также примеры расчетов будут даны ниже.

Прямое титрование – удобный и самый распространённый вариант титриметрии. Он более точен, чем другие. Ведь случайные погрешности в основном возникают при измерении объема растворов, а в данном способе титрования объем измеряют только один раз. Однако прямое титрование возможно далеко не всегда. Многие реакции между X и R идут недостаточно быстро, и после добавления очередной порции титранта в растворе не успевает установиться равновесие. Иногда прямое титрование невозможно из-за побочных реакций или ввиду отсутствия подходящего индикатора. В подобных случаях применяют более сложные схемы обратного или заместительного титрования. Они включают не менее двух химических реакций.

Обратное титрование проводят по двухстадийной схеме:



Вспомогательный реагент R_1 вводят в точно известном количестве. Объём и концентрацию раствора R_1 выбирают так, чтобы R_1 после завершения реакции с X остался в избытке. Затем непрореагировавшую часть R_1 оттитровывают титрантом R_2 . Примером может быть перманганатометрическое титрование органических веществ. Титровать многие вещества перманганатом «напрямую» не удаётся из-за замедленности их окисления и по другим причинам. Но можно сначала добавить к анализируемой пробе известное (избыточное) количество $KMnO_4$, подкислить и нагреть полученный раствор. Это приведёт к полному и быстрому завершению окисления органических веществ. Затем оттитровывают оставшийся перманганат каким-либо активным восстановителем, например, раствором $SnCl_2$ (двухлористое олово; Sn – лат. Stannum) или $FeSO_4$.

Расчёт результатов обратного титрования проводят, исходя из очевидного соотношения:

Поскольку объёмы в данном случае измеряют два раза (сначала объём раствора реагента R_1 , затем объём титранта R_2), случайная погрешность результата анализа несколько выше, чем при прямом титровании. Особенно сильно возрастает относительная погрешность анализа при малом избытке вспомогательного реагента, когда $V_{R1} \approx V_{R2}$.

Индикаторы.

В аналитических лабораториях применяют несколько сот цветных индикаторов разного типа (кислотно-основные, металлохромные, адсорбционные и т.п.). Когда-то в качестве индикаторов использовались настойки, полученные из растений – из цветов фиалки или из особого вида лишайников (лакмус). Впервые такие индикаторы стал применять ещё Р. Бойль. В настоящее время природные индикаторы не используют, поскольку они всегда являются смесью разных веществ, поэтому переход их окраски выражен недостаточно чётко. Современные индикаторы – это специально синтезированные индивидуальные органические соединения. Как правило, индикаторами являются соединения ароматического ряда, молекулы которых содержат несколько функциональных групп (заместителей). Известно множество подобных соединений, но только некоторые из них можно применять в качестве цветных индикаторов. Предполагаемый индикатор должен отвечать целому ряду требований:

→ индикатор должен хорошо растворяться, давая растворы, устойчивые при хранении;

→ в растворе индикатор должен существовать в нескольких формах, различных по структуре молекулы. Между формами должно устанавливаться подвижное химическое равновесие. Например, кислотная форма индикатора переходит в основную (и обратно), окисленная – в восстановленную (и обратно); металлохромный индикатор обратимо связывается в комплекс с ионами металла, и т.п.;

→ цветной индикатор должен интенсивно поглощать свет в видимой области спектра. Окраска его раствора должна быть различима даже при очень низкой концентрации (10^{-6} – 10^{-7} моль/л). В этом случае можно будет вводить в

титруемый раствор очень малые количества индикатора, что способствует получению более точных результатов анализа;

→ разные формы индикатора должны быть различны по своей окраске, то есть по спектру поглощения в видимой области. В таком случае в ходе титрования будет наблюдаться контрастный цветовой переход. Например, переход окраски индикатора из розовой в изумрудно-зелёную хорошо заметен на глаз. Зафиксировать же конечную точку титрования (к.т.т.) по переходу розовой окраски в оранжевую или фиолетовую гораздо труднее. Очень важно, насколько различны спектры поглощения двух форм индикатора. Если одна из форм индикатора максимально поглощает свет с длиной волны λ_1 , а другая – с длиной волны λ_2 , то разность $\Delta\lambda = \lambda_1 - \lambda_2$ характеризует контрастность цветового переход. Чем больше $\Delta\lambda$, тем лучше воспринимается на глаз переход окраски индикатора. Для повышения визуальной контрастности цветового перехода иногда используют смеси разных индикаторов или к индикатору добавляют посторонний инертный краситель;

→ переход индикатора из одной формы в другую при изменении состава раствора должен проходить очень быстро, за доли секунды;

→ переход должен вызываться единственным фактором, одним и тем же у всех индикаторов данного типа. Так, изменение окраски кислотно-основного индикатора не должно происходить за счёт реакций другого типа, например при взаимодействии с окислителями, или ионами металлов, или белками! Напротив, редокс-индикаторы должны менять свою окраску только вследствие взаимодействия с окислителями и восстановителями, и происходить это должно при определенном потенциале, специфическом для каждого редокс-индикатора. Окраска этих индикаторов и потенциал перехода не должны зависеть от pH раствора. К сожалению, на практике потенциал перехода многих редокс-индикаторов зависит и от pH.

Редокс-индикаторы – вещества, которые применяются для определения точки эквивалентности в окислительно-восстановительных реакциях.

Чтобы ослабить влияние побочных процессов, иногда индикатор не вводят в титруемый раствор, а, наоборот, в ходе титрования периодически отбирают каплю титруемого раствора, смешивают её на часовом стекле с каплей раствора индикатора и наблюдают, какая окраска получается. Такой приём позволяет использовать необратимо реагирующие индикаторы. С «внешним индикатором» удобнее работать, если заранее пропитать им бумагу.

Конечная точка титрования, фиксируемая по переходу окраски индикатора, может не совпадать с точкой эквивалентности. Несовпадение $V_{\text{к.т.т.}}$ и $V_{\text{т.экв}}$ приводит к систематической погрешности результата анализа. Величина погрешности определяется природой данного индикатора, его концентрацией и составом титруемого раствора.

Приготовление рабочих растворов в титриметрии.

Применяемые в титриметрическом анализе рабочие растворы точно известной концентрации готовят несколькими способами:

- *по точной навеске химического реактива*, взятой на аналитических весах. Эту навеску растворяют в небольшом количестве растворителя, а затем в мерной колбе доводят объём полученного раствора до метки. Полученные растворы называют стандартными, а соответствующие реактивы – первичными стандартами. Лишь немногие вещества могут быть первичными стандартами – они должны быть чистыми химическими веществами постоянного и точно известного состава, твёрдыми при комнатной температуре, устойчивыми на воздухе, не гигроскопичными и не летучими. Примерами могут быть дихромат калия, комплексон III, щавелевая кислота. Напротив, по навеске нельзя приготовить стандартный раствор соляной кислоты (реактив «соляная кислота» – жидкость с неточно известным составом), хлорида двухвалентного железа (быстро окисляется на воздухе), едкого натра (гигроскопичен) и многих других веществ;

- *из фиксаналов*. Этим термином называют запаянную стеклянную ампулу, в которой содержится определённое количество реагента, обычно 0,1000 моль эквивалента. Фиксаналы готовят в заводских условиях. Если в лаборатории количественно перенести содержимое фиксанала в мерную колбу на 1000 мл и довести растворителем до метки, получится литр точно 0,1000 н раствора. Приготовление фиксанальных растворов не только экономит время аналитика, но и позволяет готовить растворы с точно известной концентрацией из таких веществ, которые не обладают комплексом свойств, необходимых для первичных стандартов (например, фиксанальные растворы соляной кислоты, аммиака или иода);

- *по приблизительно известной навеске химического реактива*, взятой на технических весах. Эту навеску растворяют в приблизительно известном количестве растворителя. Затем проводят дополнительную операцию – стандартизацию полученного раствора. Например, титруют полученным раствором точную навеску другого вещества (первичного стандарта). Можно поступить и по-другому: взять известный объём (аликвоту) приготовленного раствора и оттитровать его подходящим стандартным раствором. По объёму, пошедшему на титрование, рассчитывают точную концентрацию приготовленного раствора. Такие растворы называют стандартизованными. Например, раствор КОН стандартизуют по навеске щавелевой кислоты или с помощью фиксанального раствора соляной кислоты. Если вещество в лаборатории имеется в виде концентрированного раствора приблизительно известной концентрации (например, соляная кислота), то вместо его взвешивания отмеривают некоторый, заранее рассчитанный объём концентрированного раствора. Это требует знания плотности исходного раствора. Затем, как и в предыдущем случае, стандартизуют полученный раствор.

Концентрация растворов не должна самопроизвольно изменяться при хранении. В этом случае заранее приготовленные (стандартные или стандартизованные) растворы можно будет использовать для проведения титрований без каких-либо дополнительных операций. Следует учесть, что чем более разбавлен раствор, тем, как правило, он менее устойчив при хранении (гидролиз растворённого вещества, его окисление кислородом воздуха, адсорбция на внутренней поверхности стеклянной посуды и др.). Поэтому рабочие растворы с

низкой концентрацией, как правило, не готовят заранее. Их готовят лишь по мере надобности, в день употребления. Для этого разбавляют исходные (стандартные, фиксальные или стандартизованные) растворы чистым растворителем в точно известное число раз (обычно за одну операцию раствор разбавляют в 5 или 10 раз). Если требуются ещё более разбавленные растворы, то эту операцию повторяют. Например, из 0,1 М раствора готовят 0,01 М, из того – 0,001 М и т.д.

Приготовление растворов с точно известной концентрацией требует использования целого набора специальной мерной посуды, позволяющей измерять объёмы с требуемой точностью. Это мерные колбы, пипетки и бюретки. В руководствах к лабораторным работам приводятся описания мерной посуды и правила работы с ней.

2. Основные способы проведения титриметрического анализа и их содержание.

2.1. Кисотно-основное титрование (метод нейтрализации).

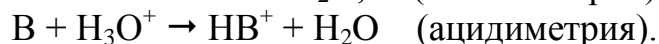
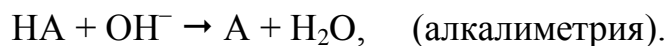
Принцип метода.

Метод нейтрализации основан на проведении кислотно-основных (протолитических) реакций. В ходе такого титрования меняется значение рН раствора. Кислотно-основные реакции подходят для титриметрического анализа в наибольшей степени: они протекают по строго определенным уравнениям, без побочных процессов и с очень высокой скоростью. Взаимодействие сильных кислот с сильными основаниями приводит к высоким константам равновесия. Для обнаружения к.т.т. (конечной точки титрования) существует удобный и хорошо изученный способ – применение кислотно-основных индикаторов. Можно использовать и инструментальные методы, они особенно важны при титровании неводных, мутных или окрашенных растворов.

Метод нейтрализации включает два варианта – *ацидиметрию* (титрант – раствор сильной кислоты) и *алкалиметрию* (титрант – раствор сильного основания). Эти методы соответственно применяют для определения оснований и кислот, в том числе ионных и многопротонных. Возможность титрования сильных протолитов определяется их концентрацией; титрование возможно, если $C_x > 10^{-4}$ М. В ходе такого титрования в водном растворе идёт реакция:



Титрование слабых кислот и слабых оснований в водных растворах соответствует схемам:



Примеры практического применения кислотно-основного титрования:

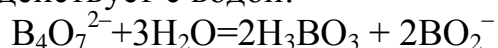
- определение кислотности пищевых продуктов, почв и природных вод (алкалиметрическое титрование водных растворов с индикатором фенолфталеином);
- определение кислотности нефтепродуктов (алкалиметрическое титрование неводных растворов с инструментальным контролем к.т.т.);

- определение карбонатов и гидрокарбонатов в минералах и строительных материалах (ацидиметрическое титрование водных растворов с двумя индикаторами);

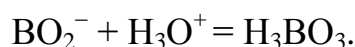
- определение азота в солях аммония и в органических веществах (метод Кьельдаля). В этом случае органические азотсодержащие вещества разлагают кипячением с концентрированной серной кислотой в присутствии солей ртути, аммонийный азот отгоняют действием щёлочи при нагревании, аммиак поглощают стандартным раствором HCl, взятым в избытке. Затем титруют щёлочью непрореагировавшую часть HCl в присутствии индикатора метилового оранжевого. В данной методике используют и принцип замещения, и способ обратного титрования.

Рабочие растворы.

При ацидиметрическом титровании водных растворов в качестве титрантов используют растворы сильных кислот (HCl, реже HNO₃ или H₂SO₄). В алкалиметрии титранты – растворы NaOH или KOH. Однако перечисленные реагенты не обладают свойствами, которые позволяли бы готовить из них стандартные растворы просто по точной навеске. Так, твёрдые щелочи гигроскопичны и всегда содержат примеси карбонатов. В случае HCl и других сильных кислот исходный реактив представляет собой не чистое вещество, а раствор с неточно известной концентрацией. Поэтому в методе нейтрализации вначале готовят раствор с приблизительно известной концентрацией, а потом стандартизуют его. Растворы кислот стандартизуют по безводному карбонату натрия Na₂CO₃ (соде) или по тетраборату натрия Na₂B₄O₇·10H₂O (буре). Буря при растворении взаимодействует с водой:



Образовавшийся метаборат – довольно сильное основание. Его титруют кислотой:



Кислотно-основные индикаторы и их выбор.

Индикаторы метода протолитометрии – вещества, расцветка которых изменяется в зависимости от изменения величины pH раствора.

Требования к индикаторам:

- 1) расцветка индикатора при близких значениях pH должна хорошо отличаться;
- 2) изменение расцветки индикатора должно происходить резко в небольшом интервале значений pH;
- 3) расцветка индикатора должна быть как можно более интенсивна;
- 4) количество щёлочи или кислоты, необходимое для изменения расцветки индикатора, должно быть очень малым;
- 5) изменение расцветки индикатора должно быть обратным.

Теории индикаторов.

На основе теории электролитической диссоциации Оствальд в 1894 г. создал ионную теорию индикаторов. По этой теории кислотно-основные индикаторы рассматривают как слабые органические кислоты, основания и амфотерные соединения, у которых цвет недиссоциированных молекул и ионов имеет различную окраску.

Цвета различных индикаторов в растворах кислот и щелочей приведены в табл. 1. С их помощью определяют кислотность или щёлочность раствора. Для проявления окраски достаточно добавить в исследуемый раствор всего лишь 1 – 2 капли 0,1 % раствора индикатора.

Таблица 1

Окраска индикаторов в растворах щелочей и кислот

Цвет индикатора в растворах:			
Название индикатора:	в кислых	в нейтральных	в щелочных
Лакмус	красный	фиолетовый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бледно-розовый	малиновый
Метилоранж	красный	оранжевый	желтый

Титрование проводится с помощью бюретки – трубки с краником, на которую нанесены деления с точностью до 1/10 мл. В бюретку наливают раствор кислоты или щёлочи точно известной концентрации.

Например, имеется раствор NaOH неизвестной концентрации. Строго отмеренный объём этого раствора наливают в колбу или стакан и по каплям добавляют к нему из бюретки раствор кислоты, концентрация которого известна. С помощью бюретки точно измеряется объём кислоты, необходимый для полной нейтрализации раствора щёлочи неизвестной концентрации. Поскольку точно известна концентрация кислоты, взятой для титрования, то не составляет труда рассчитать концентрацию щёлочи.

2.2. Методы осаждения.

Методы осаждения – это методы титриметрического анализа, в которых применяются титранты, что образуют осадки с определяемыми веществами.

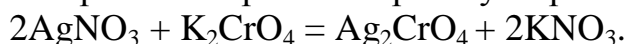
Требования к реакциям и определяемым веществам:

1. Определяемое вещество должно быть хорошо растворимое в воде и должно образовывать ион, который бы был активным в реакции осаждения.
2. Получаемый в реакции осадок должен быть практически нерастворимым.
3. Результаты титрования не должны искажаться явлениями адсорбции.
4. Выпадение осадка должно происходить достаточно быстро (то есть не должны образовываться пересыщенные растворы).
5. Должна быть возможность фиксации точки эквивалентности.

Метод Мора – это метод аргентометрии, в котором титрантом есть стандартный раствор аргентум нитрата, а индикатором раствор калий хромата.

Титрант: AgNO_3 – второй стандартный раствор (NaCl является первым).

Индикатором при стандартизации является 5 % калий хромат K_2CrO_4 (титруют к появлению коричнево-красного аргентум хромата):



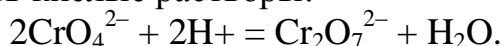
Определяемые вещества: хлориды Cl^- , бромид Br^- .

Среда: pH ~ 6,5 ÷ 10,3.

Применение: количественное определение натрия хлорида, калий хлорида, натрий бромида, калий бромида и др.

Ограничение применения:

1. Нельзя титровать кислые растворы:



2. Нельзя титровать в присутствии аммиака и других ионов, молекул, которые могут выступать лигандами по отношению к ионам аргентума в реакциях комплексообразования.

3. Нельзя титровать в присутствии многих катионов (Ba^{2+} , Pb^{2+} , и др.), которые образуют окрашенные осадки с хромат – ионами CrO_4^{2-} .

4. Нельзя титровать в присутствии восстановителей, которые превращают хромат-ионы CrO_4^{2-} в ионы Cr^{3+} .

5. Нельзя титровать в присутствии многих анионов (PO_4^{3-} , AsO_4^{3-} , AsO_3^{3-} , S^{2-} и др.), которые с ионами аргентума образуют окрашенные осадки аргентума.

2.3. Методы редоксиметрии.

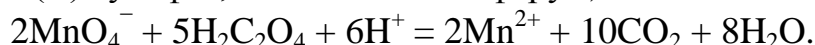
Редоксиметрия – метод титриметрического анализа, в котором применяются окислительно-восстановительные реакции между титрантом и определяемым веществом.

Редоксиметрия:

- *оксидиметрия* – титрование стандартными растворами окислителей;
- *редуциметрия* – титрование стандартными растворами восстановителей.

Перманганатометрия – метод оксидиметрии, в котором титрантом выступает калий перманганат $KMnO_4$.

Титрант: вторичный стандартный раствор $KMnO_4$, который стандартизировали (устанавливают концентрацию) за стандартным раствором натрия оксалата или оксалатной кислоты или за другими восстановителями (калий йодид, аммоний ферум (II) сульфат, металлический ферум):



Среда: сернокислая H_2SO_4 .

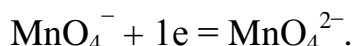
В *кислой среде* при реакции происходит восстановление перманганат-ионов за реакцией:



В *нейтральной среде* перманганат-ион восстанавливается за уравнением:



В *щелочной среде* перманганат-ион восстанавливается за уравнением:



Индикатор: нет, поскольку собственная расцветка $KMnO_4$ – розово-фиолетовое, а Mn^{2+} – бесцветный ион.

Определяемые вещества: восстановители.

Условия титрования:

- ↪ среда сернокислая (должны отсутствовать хлорид-ионы);
- ↪ нагревание (для повышения скорости реакции);
- ↪ прямое титрование (титрант добавляют к определяемому веществу).

Применение: определение восстановителей, например, гидроген пероксида:



2.4. Комплексонометрия.

Комплексонометрия, хелатометрия, трилонометрия, метод титриметрического анализа, основанный на образовании хорошо растворимых в воде и слабо диссоциированных комплексных соединений при реакции большинства катионов с аминополикарбонowymi кислотами (комплексонами). Конечную точку титрования устанавливают с помощью комплексонометрических и др. индикаторов. В некоторых случаях, особенно при титровании мутных или сильно окрашенных растворов, используют безиндикаторные (инструментальные) методы – потенциометрию, кулонометрию, кондуктометрию, фотометрический анализ и др. Комплексонометрию применяют для определения содержания металлов в минеральном сырье, продуктах металлургического производства, фармацевтических препаратах, определения жёсткости воды и др.

В методе комплексиметрического титрования выделяют такие методы:

- меркуриметрия;
- фторидометрия;
- цианидометрия;
- комплексонометрия.

Эта классификация базируется на использовании разных титрантов, за названием которых и называется метод.