

*Учебное пособие
по аналитической химии*

Титриметрический анализ



Губкин 2020г.

Оглавление

<i>Введение.....</i>	<i>3</i>
<i>§ 1 Основные положения метода.....</i>	<i>4</i>
<i>§ 2 Лабораторное оборудование, химическая посуда, используемые в титриметрии.....</i>	<i>5</i>
<i>§ 3 Техника проведения титриметрического анализа</i>	<i>16</i>
<i>§ 4 Виды титриметрического анализа.....</i>	<i>17</i>
<i>§ 5 Растворы в титриметрии</i>	<i>23</i>
<i>§ 6 Способы выражения состава раствора.....</i>	<i>24</i>
<i>§ 7 Приготовление рабочих растворов в титриметрии.</i>	<i>30</i>
<i>§ 8 Методы титрования.....</i>	<i>33</i>
<i>§ 9 Вычисления в титриметрическом методе анализа.</i>	<i>35</i>
<i>Список литературы</i>	<i>38</i>

Введение

Изучение основ аналитической химии обучающимися по специальности обогащение полезных ископаемых, необходимо не только в плане их фундаментальной общехимической подготовки, но и для будущей профессиональной деятельности. Для успешного освоения аналитической химии требуются знания в области других химических дисциплин, в том числе общей и неорганической химии. Предполагается, что обучающиеся уже знакомы с теоретическим материалом из этих курсов, необходимым для аналитических определений и расчетов.

В настоящем учебном пособии преследуются две задачи: во-первых, в краткой форме ознакомить с теоретическим материалом, касающимся основных положений аналитической химии, в том числе одного из ее методов –

титриметрического

анализа, во-вторых,

закрепить эти знания решением задач по соответствующим темам.

Особое внимание уделено

технике выполнения

титриметрических

определений, методикам

анализа. Главная цель

данного пособия –

способствовать активному

изучению учебного материала по аналитической химии, выработке практических навыков и развитию умения самостоятельно мыслить при решении задач химического анализа.



§ 1 Основные положения метода.

Титриметрический метод

анализа был предложен Ж.Н. Гей-Люссаком в прошлом веке и благодаря простоте выполнения, экспрессности, высокой точности и возможности использования реакций самого разного типа получил очень широкое применение для определения веществ как в водных, так и в неводных растворах. В процессе развития этот метод послужил основой для многих современных физико-химических методов анализа. Ранее использовавшееся название метода «объёмный анализ», связанное с тем, что в большинстве случаев количество прибавленного реагента (титранта) находят по объёму его раствора, теперь заменено на более правильное «титриметрический анализ», т.к. иногда при наиболее точных определениях измеряют не объём, а массу раствора реагента.



Титриметрический анализ (титриметрия), являющийся разделом количественного анализа, основан на точном измерении количества реагента, израсходованного на реакцию с определяемым веществом.

Титрованием называют постепенное добавление реактива к анализируемому веществу. Чаще всего количество реагента, израсходованного

на реакцию с определяемым веществом, находят по объему использованного раствора, концентрация которого должна быть известна с высокой точностью. Такой раствор называется **титрованным или стандартным раствором**. Также его называют **титрантом или рабочим раствором**.

Момент титрования, когда количество добавленного титранта химически эквивалентно количеству титруемого вещества называют **точкой эквивалентности (ТЭ)**, или **точкой стехиометричности**.

Таким образом, ТЭ является моментом окончания реакции между взаимодействующими веществами.

Главной целью титрования является как можно более точное установление ТЭ (момента окончания реакции).

Для фиксирования момента окончания титрования применяют либо вспомогательные вещества – индикаторы, либо физико-химические методы, использующие соответствующие измерительные приборы.

Индикаторы (От лат. Indicare – показывать, обнаруживать) – вспомогательные вещества, которые дают возможность с известной степенью достоверности установить КТТ по изменению их окраски или вызывают какой-либо другой наблюдаемый эффект.

Установленный на практике момент окончания реакции называют **конечной точкой титрования (КТТ)**. КТТ в принципе не совпадает с ТЭ вследствие наличия погрешностей в анализе.

В некоторых случаях КТТ устанавливают визуально по изменению окраски раствора одного из реагирующих веществ в момент окончания реакции, по появлению помутнения или по изменению окраски раствора, вызываемой образованием продукта реакции (безиндикаторный метод).

При правильном выборе способа фиксации и условий титрования КТТ может приближаться к ТЭ. Чем больше разница между ТЭ и КТТ, тем больше погрешность титрования.

§ 2 Лабораторное оборудование, химическая посуда, используемые в титриметрии.

В химической лаборатории должны иметься лабораторные столы, вытяжной шкаф, газовые горелки, подводка электричества, воды, набор химических реактивов, полки и ящики для их хранения, и другое специальное оборудование.

При проведении **титриметрического анализа** требуются:

- ☐ **металлические штативы** с держателем и лапкой (рис. 1);
- ☐ **лабораторная химическая посуда**, как правило, выполненная из особых сортов стекла и отличающаяся химической стойкостью или термостойкостью.

К мерной лабораторной посуде, применяемой в количественном анализе, относятся мерные колбы, бюретки, мерные пипетки, мерные цилиндры и мензурки.

Мерные колбы (рис. 2) служат для измерения точных объемов, рассчитанных на вливание, и приготовления растворов **точной концентрации**. Также их используют для точного разбавления (разведения) растворов. Мерные колбы представляют собой круглые плоскодонные сосуды с длинным узким горлышком. На боковой поверхности колбы обозначены ее объем (соответствующий кольцевой метке на горлышке) и температура, при которой измерялась вместимость. Мерные колбы изготавливаются объемом от 25 мл до 2 л.



Рис. 1



Рис. 2

При пользовании мерной колбой необходимо:

- ☐ держать ее только за горлышко и **выше** кольцевой метки;
- ☐ располагать перед собой при измерении так, чтобы кольцевая метка находилась **на уровне глаз** (рис. 3), сливаясь для наблюдателя в одну линию;
- ☐ окончательно уровень жидкости до кольцевой метки доводить с помощью **капельной пипетки** (рис. 4), отсчитывая его по **нижней** части вогнутого **мениска**, то есть до тех пор, пока нижняя часть мениска не станет касаться метки (см. рис. 3).

После доведения уровня жидкости до метки мерную колбу закрывают пробкой и, придерживая ее, многократно перемешивают полученный раствор, переворачивая колбу вверх-вниз.

В мерных колбах нельзя хранить растворы в течение продолжительного времени, а также не разрешается эти колбы нагревать!

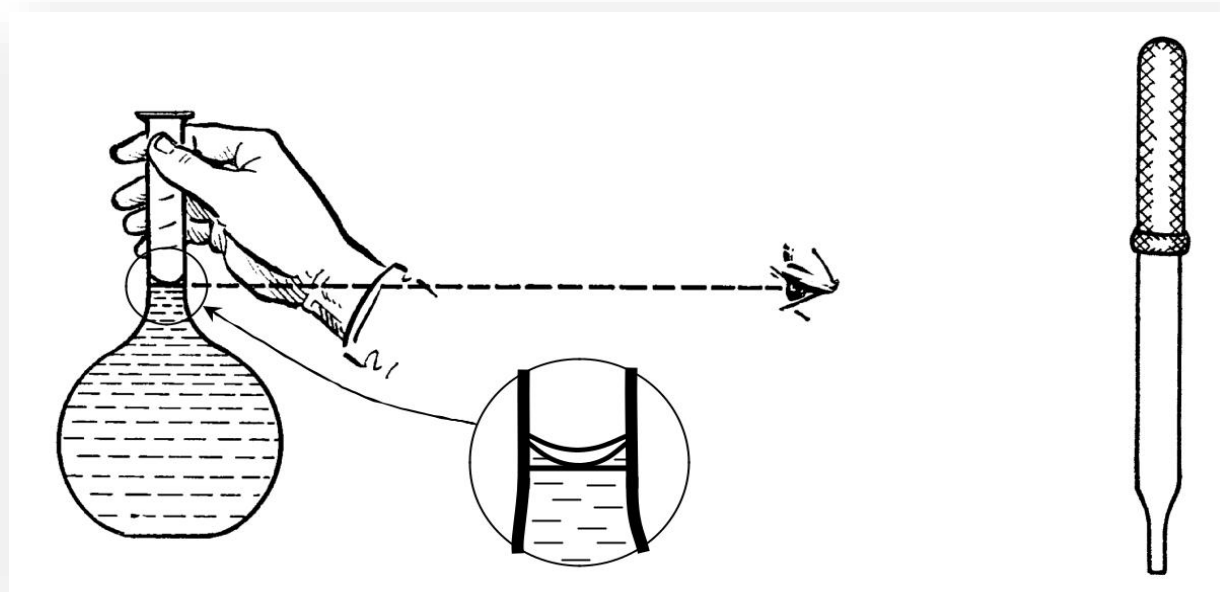


Рис. 3

Рис. 4

Бюретки (рис. 5) предназначены для точного измерения объема раствора (**титранта**), пошедшего на **титрование**. Они представляют

собой узкие стеклянные трубки со шкалой, калиброванной на выливание, объемом 25, 50 или 100 мл, с ценой деления 0,1 мл. Чаще всего используют бюретки объемом 25 мл. Нижняя часть бюретки закачивается суженным концом, на котором имеется либо пришлифованный стеклянный кран, либо резиновая трубка с присоединенной стеклянной трубкой, оттянутой в капилляр ("носик") (рис. 7). Внутри резиновой трубки помещается **стеклянный шарик** или гладкий кусочек стеклянной палочки длиной 7-8 мм. Сжимая слегка резину сбоку в том месте, где находится шарик, дают жидкости вытекать из бюретки через образующийся при этом просвет. Объем капли жидкости, вытекающей из бюретки, зависит от диаметра отверстия капилляра и составляет 0,02 - 0,05 мл. Бюретки со стеклянными кранами используют в том случае, если титрантами являются растворы агрессивных веществ, разрушающих резину (окислителей, концентрированных кислот, щелочей, органических растворителей). Раствор в бюретку заливают через небольшую стеклянную или пластиковую **воронку** (рис. 6)

Стеклянные воронки (см. рис. 6) служат для переливания жидкостей и их фильтрования.

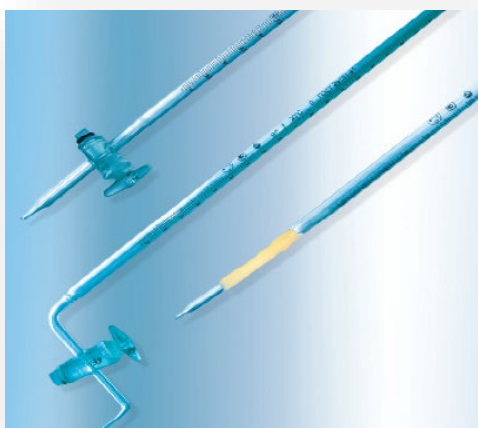


Рис. 5



Рис. 6

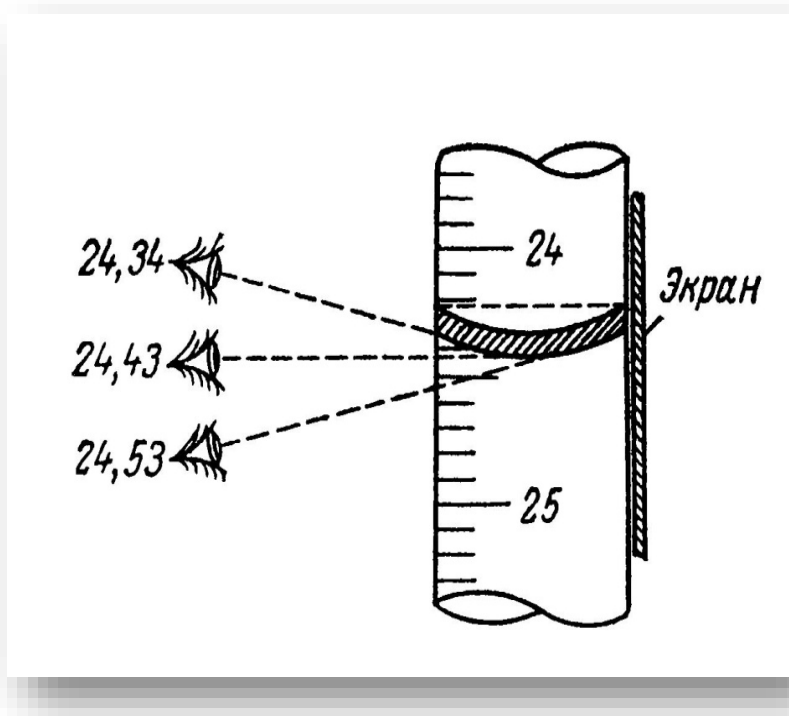


Рис. 7

При пользовании бюреткой необходимо:

- ☐ укрепить бюретку в штативе строго вертикально;
- ☐ наполнить бюретку раствором через воронку, после чего воронку сразу же убрать; **оставлять воронку в бюретке нельзя!**;
- ☐ предварительно ополоснуть (2–3 раза) бюретку рабочим раствором (титрантом);
- ☐ заполнить бюретку раствором выше нулевого деления; ☐
- ☐ удалить воздух из нижнего конца бюретки – “носика” – и полностью заправить его раствором; для этого поднять вверх стеклянный наконечник и, оттянув резиновую трубку в месте шарика, резко опустить наконечник вниз, вытеснив из него воздушные пузырьки выливаемым раствором;
- ☐ установить уровень жидкости в бюретке на **нулевое** деление по нижней части вогнутого мениска (**при вынутой из бюретки воронке, перед каждым титрованием!**);
- ☐ при титровании опустить нижний конец бюретки (капилляр) в титровальную колбу так, чтобы он был направлен в ☐ центр колбы;
- ☐ при титровании, нажимая большим и указательным пальцами одной руки на резиновую трубку **сбоку** от стеклянного шарика, сливать раствор (титрант) в колбу, держа ее ☐ другой рукой и постоянно перемешивая ее содержимое вращательными движениями;
- ☐ титрование прекратить, когда произойдет резкое изменение окраски раствора в титровальной колбе от приливания **одной(последней)** капли титранта;
- ☐ при титровании жидкость из бюретки выливать медленно (по каплям), особенно в конце титрования;
- ☐ при всех отсчетах по бюретке располагать глаза строго на уровне **нижней** части вогнутого мениска (рис. 8)
- ☐ при измерении объемов **бесцветных** и **слабоокрашенных** ☐ растворов отсчет производить по **нижней** части мениска, а интенсивно **окрашенных** или **мутных** – по **верхней**.

- ☐ измеренные с помощью бюретки объемы раствора записывать с точностью **до 0,01 мл** (например, 10,40 мл, а не 10,4), оценивая сотые доли миллилитра на глаз; для повышения точности отсчета можно производить на фоне белого **экрана** из бумаги или картона (см. рис. 8);
- ☐ по окончании работы раствор вылить из бюретки, промыть ее водопроводной водой и ополоснуть дистиллированной;



В нерабочем состоянии бюретка должна быть заполнена дистиллированной водой!

Мерные пипетки используются для **точного** отмеривания порций растворов требуемого объема. Традиционные стеклянные пипетки

бывают двух типов: **на фиксированный объем** и **градуированные**.

Пипетки первого типа (**пипетки Мора**) (рис. 9) представляют собой длинные узкие трубки с расширением в середине и вытянутым в капилляр нижним концом, в верхней узкой части имеют кольцевую метку, до которой их заполняют жидкостью. Пипетки





Мора изготавливают объемом от 1 до 100 мл.

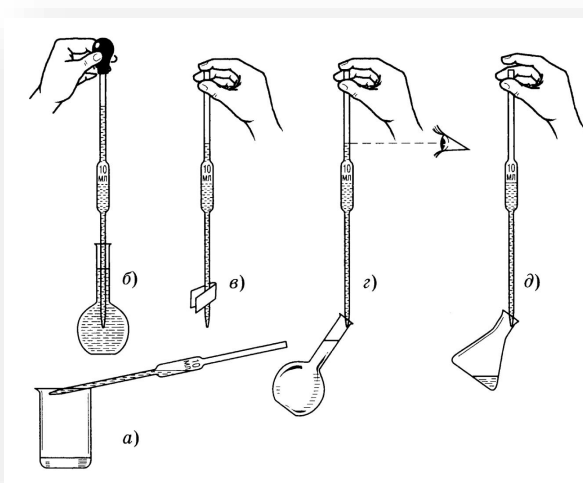
Градуированные пипетки (рис. 10) похожи на бюретки и имеют измерительную шкалу, калиброванную на выливание или наполнение.

При пользовании пипеткой необходимо:

➤ Предварительно **дважды** ополоснуть ее исследуемым раствором для удаления капель воды (рис. 11, а). Для этого поместить нижний конец пипетки в раствор и втянуть его резиновой грушей (рис. 11, б) до расширенной части пипетки.

Концентрированные растворы кислот и щелочей, а также растворы летучих, едких или ядовитых веществ следует набирать в пипетку только с помощью резиновой груши!

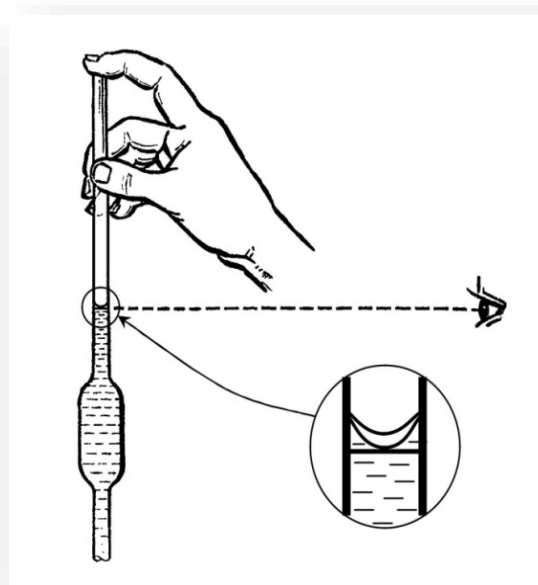
- Затем закрыть верхний конец пипетки **указательным** пальцем и, держа над раковиной (стаканом), придать пипетке горизонтальное положение. Вращая пипетку, смочить ее внутреннюю поверхность, а затем слить жидкость через нижний конец в раковину (стакан).
- Для отбора **аликвоты** – **точно отмеренной порции анализируемого раствора** – глубоко погрузить нижний конец пипетки в жидкость и использовать указанный выше прием, но втянуть жидкость до уровня немного выше кольцевой метки пипетки (примерно на 2–3 см) (рис. 11, б).
- Быстро закрыть верхнее отверстие пипетки **слегка влажным** (не мокрым!)



указательным пальцем, вынуть пипетку из раствора (рис. 11, в).

Немного ослабив нажим пальца, дать жидкости медленно стекать (рис. 11, г), пока **нижняя часть** мениска не коснется метки (**глаза следует располагать строго на уровне метки**) (рис. 12), а затем палец снова прижать. Пипетка должна находиться строго в вертикальном положении.

Жидкость из пипетки выпустить в заранее приготовленный для этой цели сосуд (титровальную колбу). Для этого держа сосуд в наклонном положении, **прислонить нижний конец пипетки к внутренней стенке сосуда** и открыть верхний конец пипетки (рис. 11, д). После вытекания жидкости подождать несколько секунд (10–15 сек.).



Оставшуюся в пипетке часть раствора выдувать или стряхивать в титровальную колбу нельзя!

➤ По окончании работы пипетку промыть и поместить в специальный штатив для хранения (рис. 11, б).

Мерные цилиндры (рис. 13, а) и **мензурки** (рис. 13, б) служат для приблизительного измерения объемов вспомогательных растворов, приготовления растворов **неточной** концентрации.

Мерные цилиндры и мензурки непригодны для точного измерения объемов!

Цилиндры могут быть калиброваны одновременно на вливание (снизу вверх) и на выливание (сверху вниз);

К лабораторной посуде и принадлежностям общего назначения, используемым при анализе, относятся колбы, часовые стекла, бюксы, химические стаканы, воронки, склянки для реактивов, промывалки, кристаллизаторы, стеклянные палочки и шпатели.



Рис. 13 б



Рис. 13 а

Колбы конические (Эрленмейера) (рис. 14, а) и круглые плоскодонные (рис. 14, б) разного объема используются для перенесения в них аликвоты и для других целей. Колбы, выполненные из **термостойкого** стекла, как правило, обозначаются буквами "ТС" в маркировке.



Рис. 14 а



Рис. 14 б

Рис.15



Часовые стекла (рис. 15) разного диаметра применяют для защиты химической посуды от загрязнений, устранения потерь от разбрызгивания при кипячении или выпаривании, а также для **взвешивания веществ**.

Бюксы стеклянные (рис. 16) предназначены для

хранения и взвешивания летучих или гигроскопичных веществ. Представляют собой стаканчики с крышкой, снабженной шлифом.

Химические стаканы (рис.17) разной вместимости используются для приготовления растворов и переливания жидкостей.



Рис.16



Рис.17



Рис.18 **Склянки** (рис. 18) представляют собой толстостенные стеклянные сосуды с горлом и предназначены для хранения жидких и твердых реактивов. Наиболее ценные, легко портящиеся реактивы помещают и хранят в банках и склянках с притертыми пробками. Менее ценные реактивы хранят в банках с крышкой из пластмассы. Для хранения нестойких к свету реактивов применяют посуду из темного стекла.

Промывалки (рис. 19) применяют для ополаскивания посуды и количественного перенесения веществ с часовых стекол или из бюксов. Струю жидкости из промывалки во избежание разбрызгивания следует направлять не на переносимое вещество, а на поверхность посуды. При этом струя жидкости направляется от боковой поверхности посуды к ее центру круговыми движениями. Обычно в промывалку наливают дистиллированную воду. Удобны в работе полиэтиленовые промывалки, но **в них нельзя наливать горячие растворы** (в отличие от стеклянных).



Кристаллизаторы (рис. 20) используют при перекристаллизации веществ, а иногда и для выпаривании растворов на водяной бане. Представляют собой стеклянные плоскодонные сосуды различного диаметра и объема



Стеклянные палочки различной длины предназначены для перемешивания растворов.

§ 3 Техника проведения титриметрического анализа

Принцип метода станет более понятен после изложения техники его проведения. Итак, пусть Вам принесли раствор щелочи неизвестной концентрации, и Ваша задача – установить его точную концентрацию. Для этого Вам понадобится раствор регента, или **титранта** – вещества, которое вступает в химическую реакцию со щелочью, причем концентрация титранта должна быть точно известна. Очевидно, что для установления концентрации щелочи в качестве титранта используем раствор кислоты.

- Отбираем с помощью пипетки точный объем анализируемого раствора – он называется **аликвота**. Как правило, объем аликвоты составляет 10-25 мл.
- Переносим аликвоту в колбу для титрования, разбавляем водой и добавляем индикатор.
- Заполняем бюретку раствором титранта и выполняем **титрование** – медленное, по каплям, добавление титранта к аликвоте исследуемого раствора.
- Заканчиваем титрование в момент, когда индикатор изменит свою окраску. Этот момент называется **конечной точкой титрования – к.т.т.** К.т.т., как правило, совпадает с моментом, когда реакция между определяемым веществом и титрантом закончена, т.е. к аликвоте добавлено точно эквивалентное количество титранта – этот момент называется **точкой эквивалентности, т.э.** Таким образом т.э. и к.т.т. – это две характеристики одного и того же момента, одна – теоретическая, другая – экспериментальная, зависящая от выбранного индикатора. Поэтому надо правильно выбирать индикатор, с тем, чтобы к.т.т. как можно точнее совпадала с т.э.

- Измеряют объем титранта, пошедшего на титрование, и вычисляют концентрацию исследуемого раствора.

§ 4 Виды титриметрического анализа



Классифицировать титриметрические методики можно по нескольким независимым признакам: а именно: 1) по типу реакции между X и R, 2) по способу проведения титрования и расчета результатов, 3) по способу контроля т.экв.

Классификация по типу химической реакции

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 ведет 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. Соответственно в титриметрическом анализе выделяют:

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

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

Таблица 1.

Классификация титриметрических методик по типу используемой химической реакции.

<i>Реакция</i>	<i>Метод</i>	<i>Реагент (титрант)</i>	<i>Вариант метода</i>	<i>Определяемые вещества</i>
<i>Протолиз</i>	<i>Метод нейтрализации</i>	<i>HCl, HClO₄, HNO₃</i>	<i>Ацидиметрия</i>	<i>Основания</i>

		<i>KOH, NaOH</i>	<i>Алкалиметрия</i>	<i>Кислоты</i>
<i>Комплексо- образование</i>	<i>Комплексонометрия</i>	<i>ЭДТА</i>	<i>Комплексонометрия</i>	<i>Металлы и их соединения</i>
<i>Окисление - восстанов- ление</i>	<i>Редоксметрия</i>	<i>KMnO₄ K₂Cr₂O₇</i>	<i>Перманганатометрия Хроматометрия</i>	<i>Восстановители</i>
		<i>KI и Na₂S₂O₃</i>	<i>Иодометрия</i>	<i>Восстановители окислители, кислоты</i>
<i>Осаждени е</i>	<i>Седиметрия</i>	<i>AgNO₃</i>	<i>Аргентометрия</i>	<i>Галогениды</i>
		<i>Hg₂(NO₃)₂</i>	<i>Меркуриметрия</i>	<i>Галогениды</i>
		<i>KSCN</i>	<i>Роданометрия</i>	<i>Некоторые металлы</i>
		<i>Ba(NO₃)₂</i>	<i>Бариеметрия</i>	<i>Сульфаты</i>

Классификация по способу титрования.

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

Прямое титрование предполагает непосредственное прибавление титранта к раствору пробы. Расчет 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. Расчетные формулы, основанные на соотношении , а также примеры расчетов будут даны ниже.

Прямое титрование - удобный и самый распространенный 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. Объем 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 удастся 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 приведет к полному и быстрому завершению окисления органических веществ. Затем оттитровывают оставшийся перманганат каким-либо активным восстановителем, например, раствором $SnCl_2$ или $FeSO_4$.

Расчет результатов обратного титрования проводят, исходя из очевидного соотношения:

$$V_X = V_{R1} - V_{R2}$$

Поскольку объемы в данном случае измеряют два раза (сначала объем раствора реагента R_1 , затем объем 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 $V_{R1} \approx V_{R2}$.

Классификация по способу контроля точки эквивалентности.

Известно несколько таких способов. Самый простой – безиндикаторное титрование, самый распространенный – титрование с

цветными индикаторами, а самые точные и чувствительные – инструментальные варианты титриметрии.

Безиндикаторное титрование основано на применении реакций, которые сопровождаются изменением видимых свойств титруемого раствора. Как правило, один из реагентов (X или R) имеет видимую окраску. Ход такой реакции контролируют без специальных приборов и без добавления реактивов-индикаторов. Так, бесцветные восстановители титруют в кислой среде фиолетовым раствором окислителя – перманганата калия (KMnO_4). Каждая порция добавляемого титранта будет сразу же обесцвечиваться, превращаясь под действием восстановителя в ионы Mn^{2+} . Так будет продолжаться вплоть до т.экв. Однако первая же «лишняя» капля титранта окрасит титруемый раствор в розово-фиолетовый цвет, окраска не исчезнет и при перемешивании раствора. При появлении неисчезающей окраски титрование прекращают и измеряют объем затраченного титранта (V к.т.т.). Конец титрования можно зафиксировать не только по появлению окраски титруемого раствора, как в рассмотренном примере, но и по обесцвечиванию ранее окрашенного раствора пробы, а также по появлению какого-либо осадка, его исчезновению или изменению внешнего вида. Безиндикаторное титрование применяют довольно редко, так как лишь немногие реакции сопровождаются изменением видимых свойств раствора.

Инструментальное титрование. За протеканием реакции между X и R можно следить не просто «на глаз» (визуально), но и с помощью приборов, измеряющих некоторое физическое свойство раствора. Варианты инструментальной титриметрии различают, смотря по тому, какое именно свойство раствора контролируется. Можно использовать любое свойство, зависящее от качественного и количественного состава титруемого раствора. А именно, можно измерять электропроводность раствора (этот вариант называют **кондуктометрическим титрованием**), потенциал индикаторного электрода, опущенного в титруемый раствор (**потенциометрическое титрование**), поглощение света титруемым раствором (**фотометрическое титрование**) и т.п. Прекратить титрование можно тогда, когда будет достигнуто

некоторое заранее выбранное значение измеряемого свойства. Например, титруют раствор кислоты щелочью до тех пор, пока не будет достигнуто значение $pH = 7$. Однако чаще поступают по-другому - выбранное свойство раствора многократно (или даже непрерывно) измеряют по мере ввода титранта, причем не только до, но и после ожидаемой т.экв. По полученным данным строят графическую зависимость измеренного свойства от объема добавленного титранта (**кривую титрования**). Вблизи точки эквивалентности наблюдается резкое изменение состава и свойств титруемого раствора, а на кривой титрования регистрируется скачок или излом. Например, скачок потенциала электрода, опущенного в раствор. Положение т.экв оценивают по положению перегиба на кривой. Такой вариант анализа более трудоемок и длителен, чем обычное титрование, но дает более точные результаты. За одно титрование удастся определить по отдельности концентрации целого ряда компонентов.

Известно более десятка вариантов инструментальной титриметрии. В создании их важную роль сыграл американский аналитик И. Кольтгоф. Соответствующие методики различаются по измеряемому свойству раствора, по используемой аппаратуре и по аналитическим возможностям, но все они чувствительнее и селективнее, чем индикаторные или безиндикаторные визуальные варианты титриметрии. Инструментальный контроль особенно важен, когда нельзя применять индикаторы, например, при анализе мутных или интенсивно окрашенных растворов, а также при определении микропримесей и при анализе смесей. Однако инструментальная титриметрия требует оснащения лаборатории специальными приборами, желательно - самопишущими или полностью автоматизированными, что не всегда экономически целесообразно. Во многих случаях достаточно точные и надежные результаты могут быть получены более простым и дешевым способом, основанным на применении индикаторов.

Использование индикаторов.

К титруемой пробе можно заранее добавить небольшое количество специального реактива - **индикатора**. Титрование надо будет прекратить в тот момент, когда индикатор под действием введенного титранта изменит видимую окраску, это и есть конечная точка титрования. Важно, чтобы изменение окраски происходило не



постепенно, а в результате добавления всего одной «лишней» капли титранта.

В некоторых случаях индикатор меняет не свою окраску, а растворимость или характер свечения. Однако такие индикаторы (адсорбционные, флуоресцентные, хемилюминесцентные и

др.) применяют намного реже, чем цветные индикаторы. Изменение окраски любого индикатора происходит благодаря химическому взаимодействию индикатора с титрантом, приводящему к переходу индикатора в новую форму. Свойства индикаторов необходимо рассмотреть более детально.

§ 5 Растворы в титриметрии

Растворы – это однородные системы переменного состава, образованные из двух или более веществ (компонентов).

Компонент, агрегатное состояние которого совпадает с агрегатным состоянием раствора, называется **растворителем**. Если таких компонентов несколько, то растворителем считается преобладающий компонент. В количественном анализе обычно используют растворы, в которых растворителем является вода (водные растворы).

В титриметрии различают два типа рабочих растворов: стандартные и стандартизированные.

Стандартные (приготовленные, титрованные) растворы имеют точно известную концентрацию сразу после приготовления.

Их получают растворением точно известной массы (навески) реагента с последующим добавлением растворителя до определенного объема, а также из фиксаналов (стандарт-титров).

 Для приготовления стандартных растворов могут быть использованы только те вещества, которые являются химически чистыми.

 Имеют состав, строго соответствующий химической формуле.

 Устойчивы при хранении, как в твердом виде, так и в растворе.

 Достаточно хорошо растворяются;

 Обладают по возможности большой молекулярной массой для уменьшения влияния погрешности взвешивания.

Стандартизированные (установленные) растворы имеют сразу после приготовления приблизительную, неточную концентрацию, которую затем уточняют дополнительно.

Их обычно готовят из навески вещества, взятой на технических весах, или разбавлением более концентрированных растворов. Точную концентрацию стандартизированного раствора устанавливают титрованием с помощью соответствующего стандартного раствора, то есть проводят стандартизацию раствора.

§ 6 Способы выражения состава раствора

Массовая доля (W) – отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора:

$$W, \% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} * 100\%$$

где **m(в-ва)** – масса растворенного вещества; **m(р-ра)** – масса раствора.

Учитывая соотношение между массой и объемом $\rho = m/V$, где ρ – плотность, получим

$$W, \% = \frac{m_{\text{в-ва}}}{\rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}} * 100\%,$$

где $V(\text{р-ра})$ – объем раствора.

Объемная доля (φ) - отношение объема растворенного вещества к объему раствора:

$$W, \% = \frac{V_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}} * 100\%,$$

где $V(\text{в-ва})$ – объем растворенного вещества.

Молярная концентрация (СМ) – отношение количества вещества, содержащегося в растворе, к объему этого раствора.

$$C_M(\text{в-ва}) = \frac{n_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л,}$$

где $n(\text{в-ва})$ – количество растворенного вещества.

Учитывая, что $n(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва}) / M(\text{в-ва})$, получим

$$C_M(\text{в-ва}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}} \cdot M_{\text{в-ва}}}, \text{ моль/л,}$$

где $M(\text{в-ва})$ – молярная масса растворенного вещества.

Для молярной концентрации обычно используют специальную сокращенную форму записи (обозначения), например:

1М H₂SO₄ – одномолярный раствор серной кислоты;

0,1 М H₂SO₄ – децимолярный раствор серной кислоты;

0,01 М H₂SO₄ – сантимольный раствор серной кислоты;

0,001 М H₂SO₄ – миллимолярный раствор серной кислоты.

Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация) (Сн) – отношение количества вещества эквивалента в растворе к объему этого раствора:

$$C_N(\text{в-ва}) = \frac{n_{\text{э в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/л,}$$

где $n_{\text{э}}(\text{в-ва})$ – количество вещества эквивалента. Поскольку

$$n_{\text{Э}}(\text{в-ва}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{Э в-ва}}}$$

где $M_{\text{Э}}(\text{в-ва})$ – молярная масса эквивалента (эквивалентная масса) растворенного вещества, то формулу можно записать следующим образом:

$$C_{\text{Н}}(\text{в-ва}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}} \cdot M_{\text{Э в-ва}}}, \text{ моль/л,}$$

Химическим эквивалентом называют реальную или условную частицу вещества, которая в данной реакции соединяется с одним ионом водорода, замещает или высвобождает его. В окислительно-восстановительных реакциях эквивалент – это условная частица вещества, которая в данной реакции присоединяет или отдает один электрон.

Молярная масса эквивалента ($M_{\text{Э}}$) (г/моль) – масса одного моля химических эквивалентов данного вещества.

Величина $M_{\text{Э}}$ составляет некоторую долю от величины молярной массы M и определяется из соотношения:

$$M_{\text{Э}}(\text{в-ва}) = f_{\text{Э}} \cdot M(\text{в-ва}), \text{ г/моль,}$$

где $f_{\text{Э}}/n$ – фактор эквивалентности, n – целое положительное число.

Фактор эквивалентности – безразмерная величина, показывающая, какая доля реальной частицы вещества эквивалентна одному иону водорода в данной реакции ионного обмена или одному электрону в данной окислительно-восстановительной реакции.

Эквивалент и фактор эквивалентности для одного и того же вещества могут изменяться в зависимости от типа и условий реакции, в которой участвует это вещество.

Титр (T) – отношение массы растворенного вещества к объему раствора.

$$T(\text{в-ва}) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{V_{\text{р-ра}}}, \text{ г/мл}$$

Связь между титром и нормальной концентрацией определяется выражением:

$$T(\text{в-ва}) = \frac{C_{\text{Н}}(\text{в-ва}) \cdot M_{\text{Э}}(\text{в-ва})}{1000}, \text{ г/мл}$$

Титр по определяемому веществу Т (в-ва 1 / в-ву 2)

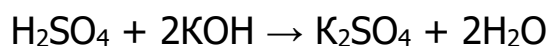
показывает, сколько граммов определяемого вещества 2 реагирует с 1 мл стандартного раствора вещества 1. Использование титра по определяемому веществу является удобным при проведении массовых титрований растворов одинаковых веществ, поскольку сокращаются и упрощаются вычисления результатов анализа.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

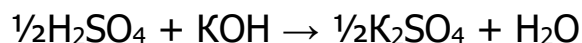
Задача 1. Чему равна молярная масса эквивалента серной кислоты при титровании раствором KOH?

Решение.

При титровании H_2SO_4 раствором KOH протекает реакция



Разделим левую и правую части уравнения на 2



Становится очевидным, что $f_3(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$. Тогда молярная масса эквивалента серной кислоты равна

$$M(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 98,07 = 49,035 \text{ г/моль}$$

Ответ: 49,035 г/моль.

Задача 2. Навеску $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ массой 0,6000 г растворили в мерной колбе вместимостью 100,0 мл. На титрование аликвоты 20,00 мл полученного раствора израсходовано 18,34 мл NaOH. Определить молярную концентрацию раствора NaOH, его титр и условный титр этого раствора по $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

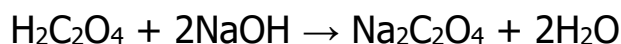
Решение.

В соответствии с принципом эквивалентности число молей эквивалента титранта равно числу молей эквивалента определяемого вещества

$$n(\text{NaOH}) = n(\frac{1}{2}\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}),$$

где n (NaOH) – число молей эквивалента щелочи, затраченное на титрование аликвоты раствора щавелевой кислоты.

Запишем уравнение реакции, протекающей при титровании



Каждая молекула щавелевой кислоты содержит 2 иона водорода, поэтому $f_3(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}) = 1/2$. Из условия задачи следует, что

$$n(1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) = \frac{m(1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})} \cdot \frac{V_a}{V_k},$$

где V_k – объем мерной колбы, в которой растворена навеска щавелевой кислоты; V_a – объем аликвоты полученного раствора, отобранного пипеткой на титрование.

Если обозначить молярную концентрацию раствора гидроксида натрия c (NaOH), то количество вещества эквивалента NaOH можно выразить как

$$n(\text{NaOH}) = \frac{C(\text{NaOH})V(\text{NaOH})}{1000}$$

Объединяя полученные выражения, получаем

$$C(\text{NaOH}) = \frac{m(\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}) \cdot 1000 \cdot V_a}{M(1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})V(\text{NaOH})V_k}$$

$$C(\text{NaOH}) = \frac{0,6000 \cdot 1000 \cdot 20,00}{63,033 \cdot 18,43 \cdot 100} = 0,1038 \text{ моль/л}$$

Титр T (NaOH) и титр по щавелевой кислоте T (NaOH/ $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$) в г/мл можно рассчитать по формулам

$$T(\text{NaOH}) = \frac{C(\text{NaOH})M(\text{NaOH})}{1000};$$

$$T(\text{NaOH}/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{T(\text{NaOH}) \cdot M(1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})}{M(\text{NaOH})},$$

где M (NaOH) и $M(1/2 \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O})$ – молярные массы эквивалента NaOH и щавелевой кислоты соответственно.

$$T(\text{NaOH}) = \frac{0,1038 \cdot 39,997}{1000} = 0,004152 \text{ г/мл};$$

$$T(\text{NaOH}/\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4) = \frac{0,004152 \cdot 45,017}{39,997} = 0,004673 \text{ г/мл}$$

Ответ: 0,1038 моль/л; 0,004152 г/мл; 0,004673 г/мл.

Задача 3. На реакцию смеси, состоящей из карбонатов натрия и калия, массой 0,4000 г израсходовали 22,00 мл 0,3000 М раствора HCl. Вычислить массовую долю (%) карбоната натрия и карбоната калия в смеси.

Решение.

Согласно уравнению $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$

одному молю ионов водорода соответствует условная частица $1/2\text{Na}_2\text{CO}_3$, следовательно $f_3(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 1/2$. В точке эквивалентности

$$N(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3) + n(1/2\text{K}_2\text{CO}_3) = n(\text{HCl}),$$

где $n(\text{HCl}) = \frac{C(\text{HCl})V(\text{HCl})}{1000}$ – число молей HCl в растворе, пошедшем на титрование.

Если через ω обозначить массовую долю (%) Na_2CO_3 в смеси, то число молей эквивалентов K_2CO_3 и Na_2CO_3 , содержащееся в навеске, равно:

$$n(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{m\omega}{M(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 100}$$

$$n(1/2\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{m(100 - \omega)}{M(1/2\text{K}_2\text{CO}_3) \cdot 100}$$

Сочетание этих соотношений дает

$$\frac{m\omega}{M(1/2\text{Na}_2\text{CO}_3) \cdot 100} + \frac{m(100 - \omega)}{M(1/2\text{K}_2\text{CO}_3) \cdot 100} = \frac{C(\text{HCl})V(\text{HCl})}{1000}$$

Подставляя числовые значения, получим

$$\frac{0,4000 \cdot \omega}{52,9942 \cdot 100} + \frac{0,4000 \cdot (100 - \omega)}{69,103 \cdot 100} = \frac{0,3000 \cdot 22,00}{1000},$$

откуда $\omega = 46,12\% \text{ Na}_2\text{CO}_3$; $100 - 46,12 = 53,88\% \text{ K}_2\text{CO}_3$.

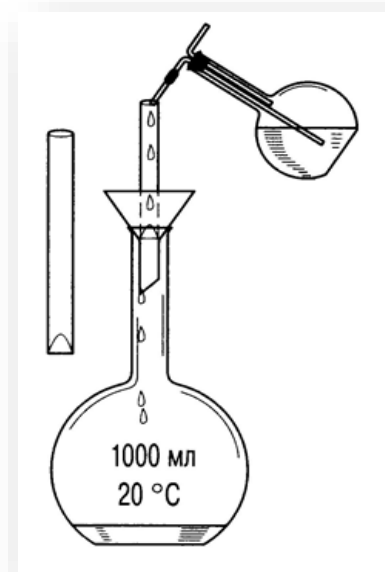
Ответ: 46,12%; 53,88%

§ 7 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 объем 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, твердыми 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 определенное 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, фиксальные растворы соляной кислоты, аммиака или иода).

К фиксалам, упакованным в коробку по 10 штук, прилагаются два стеклянных бойка с острыми концами для перенесения содержимого фиксала в **мерную колбу**. Содержимое ампулы **количественно** переносят в мерную колбу. Для этого предварительно с фиксала удаляют надпись (или этикетку), обмывая его водопроводной, а затем дистиллированной водой, и помещают на фильтровальную бумагу. Вымытые стеклянные бойки также помещают на фильтровальную бумагу. В мерную колбу объемом 1 л вставляют воронку, а в нее стеклянный боек с утолщением коротким концом вверх, о который осторожным ударом и разбивают тонкое дно ампулы. Затем вторым бойком пробивают углубление в верхней части ампулы и дают ее содержимому высыпаться (вытечь) в мерную колбу. Второй боек обмывают дистиллированной водой из **промывалки**, держа его над воронкой.

Через образовавшееся отверстие содержимое ампулы тщательно вымывают струей дистиллированной водой из промывалки в мерную колбу. Для этого рекомендуется употребить не менее, чем шестикратный (относительно объема ампулы) объем дистиллированной воды. Затем тщательно обмывают наружную поверхность ампулы, внутреннюю поверхность воронки с бойком и вынимают ее из мерной колбы.

Вращательными движениями перемешивают содержимое колбы до полного растворения вещества. Затем доводят объем раствора дистиллированной водой до **кольцевой метки**, нанесенной на горлышке колбы снова перемешивают его и переносят в склянку для хранения, как это описано выше (в пункте А).

Вычисление состава приготовленного стандартного раствора проводят по соответствующим формулам .

Стандартные растворы являются **титрованными** и обычно несколько месяцев не изменяют свою концентрацию. Однако

концентрацию растворов неустойчивых веществ (щелочи, перманганат калия, йод и др.) необходимо периодически проверять.

➤ **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 объем (аликвоту) приготовленного раствора и оттитровать его подходящим стандартным раствором. По объему, пошедшему на титрование, рассчитывают точную концентрацию приготовленного раствора. Такие растворы называют стандартизованными. Например, раствор КОН стандартизуют по навеске щавелевой кислоты или с помощью фиксального 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 объем 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 растворенного 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 еще 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.

§ 8 Методы титрования.

Для уменьшения влияния случайных погрешностей титрование обычно повторяют несколько раз, а затем усредняют результаты.



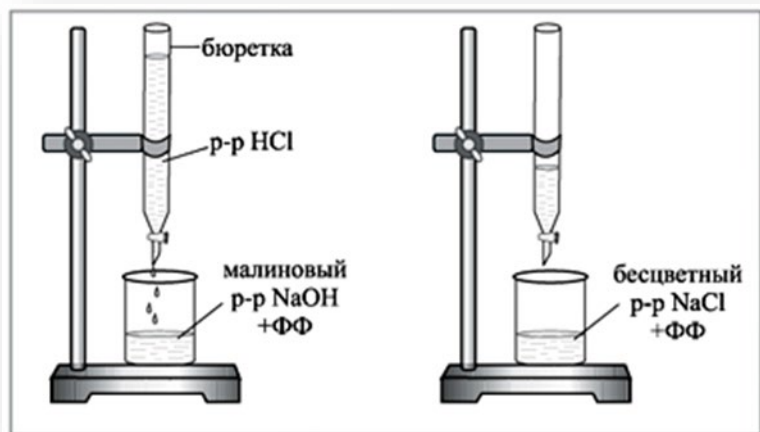
Повторные анализы можно проводить двумя разными способами: по методу отдельных навесок и по методу аликвот. Оба способа используют и при стандартизации рабочих растворов, и непосредственно в анализе реальных объектов.

Метод отдельных навесок, как ясно из его названия, предполагает, что для титрования берут несколько навесок анализируемого материала. Массы их должны быть

приблизительно равны. Размер навески выбирают с учетом желаемого расхода титранта на одно титрования (не более объема бюретки) и с учетом концентрации титранта.

Метод титрования аликвот (или метод пипетирования) основан на титровании нескольких отдельных аликвот – небольших объемов исследуемого раствора, отобранных с помощью пипеток.

Метод отдельных навесок и метод титрования аликвот используют



не только при прямом титровании, как это показано в приведенных примерах, но и при обратном, и при заместительном титровании. Выбирая способ титрования, следует учесть, что метод отдельных

навесок дает более точные результаты, но он более трудоемкий и требует большего объема расчетов. Поэтому метод отдельных навесок лучше использовать для стандартизации рабочих растворов, а для серийно выполняемых анализов применять более экспрессный метод аликвот.



§ 9 Вычисления в титриметрическом методе анализа.



Вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах
($n_1 = n_2$).

Этот закон кратных отношений Дальтона служит основой всех количественных расчетов в титриметрии. Так как $n=CV$, то для любых реагирующих веществ по закону эквивалентов

$$n_1 = n_2, \text{ или } C_1 V_1 = C_2 V_2$$

Следовательно, если известны концентрация, объем титранта (C_T , V_T) и объем раствора определяемого вещества (V_x), можно найти неизвестную концентрацию определяемого вещества:

$$C_x = (C_T V_T) / C_x$$

В титриметрии возможны два варианта проведения титрования: метод пипетирования и метод отдельных навесок.

Метод пипетирования заключается в титровании порций раствора (аликвот V_x), отбираемых пипеткой из мерной колбы, определенного объема (V_0), в которой растворена навеска анализируемого вещества, взятая на аналитических весах. Массу определяемого вещества (m) вычисляют по уравнению

$$m = C_T V_T V_0 M * 10^{-3} / V_x \quad \text{для прямого титрования}$$

где V_T - среднее арифметическое из результатов параллельных титрований. M - молекулярная масса эквивалента определяемого вещества. Коэффициент 10^{-3} вводят потому, что все объемы выражают в см^3 , а концентрация титранта C_T выражена в молях эквивалента в дм^3 .

Для нахождения процентного содержания вещества в навеске необходимо учесть массу навески, m_0

$$W, \% = \frac{m}{m_0} * 100\%$$

Метод отдельных навесок состоит в том, что n навесок вещества (m_{01} , m_{02} и т.д.), взятых на аналитических весах (г), растворяют в небольших объемах растворителя и проводят титрование целиком каждого раствора. В этом случае количество вещества в каждой навеске равно $C_T V_T$ миллимоль и тогда

$$W, \% = \frac{1}{n} * \left(\frac{C_T \cdot V_T}{m_{01}} + \frac{C_T \cdot V_T}{m_{02}} + \dots \right) M * 100 * 10^{-3}$$

Метод пипетирования более экспрессен и менее трудоемок, но и менее точен, чем метод отдельных навесок.

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

1. Каков объем раствора NaOH с концентрацией 0,1 М потребуется для титрования 5 мл 0,1 М раствора HCl?

$$C_{\text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = C_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}}$$

$$V_{\text{NaOH}} = C_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} / C_{\text{NaOH}} = 0,1 * 5 / 0,1 = 5$$

Ответ: 5 мл.

2. Какова нормальность и титр раствора HCl, если на титрование 20,5 мл 0,2 н. раствора Na₂CO₃ затрачено 18,5 мл раствора соляной кислоты?

$$C_{\text{Na}_2\text{CO}_3} V_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = C_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}} ; \quad C_{\text{HCl}} = C_{\text{Na}_2\text{CO}_3} V_{\text{Na}_2\text{CO}_3} / V_{\text{HCl}}$$

$$C_{\text{HCl}} = 0,2 * 20,5 / 18,5 = 0,22 \text{ н.}$$

$$T = N * M_{\text{э}} / 1000; \quad T_{\text{HCl}} = 0,22 * 36,5 / 1000 = 0,00803 \text{ г/мл}$$

Ответ: 0,22 н. и 0,00803 г/мл.

3. Сколько грамм CaO нейтрализуют 12 мл 0,2 М раствора HCl?
 $n_{\text{HCl}} = C_{\text{HCl}} V_{\text{HCl}}, \quad n_{\text{HCl}} = 0,2 * 12 = 2,4 \text{ моль}$

$$n_{\text{HCl}} = n_{\text{CaO}}, \quad n_{\text{CaO}} = 2,4 \text{ моль} \quad m_{\text{CaO}} = n_{\text{CaO}} * M_{\text{CaO}}, \quad m_{\text{CaO}} = 2,4 * 56 = 0,1344 \text{ г}$$

Ответ: 0,1344 г.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАЧИ

1. Каков объем раствора KOH с концентрацией 0,15 М потребуется для титрования 5 мл 0,1 М раствора HCl?
2. Какова нормальность и титр раствора HCl, если на титрование 25 мл 0,2 н. раствора Na₂CO₃ затрачено 22 мл раствора соляной кислоты?
3. Сколько миллилитров 0,15 н. раствора NaOH пойдет на титрование 21 мл HCl с титром 0,0038 г/мл?
4. Сколько грамм CaO нейтрализуют 10 мл 0,25 М HCl?

Список литературы

1. Цитович И. К. Курс аналитической химии. СПб.: Лань, 2004. 496 с.
2. Васильев В. П. Аналитическая химия. Кн.1. Титриметрические и гравиметрические методы анализа. М.: Дрофа, 2003. 368 с.
3. Основы аналитической химии. В 2-х кн. / Под ред. Ю. А. Золотова. М.: Высшая школа, 2004. Кн. 1. Общие вопросы. Методы разделения. 361 с. Кн. 2. Методы химического анализа. 503 с.
4. Харитонов Ю. Я. Аналитическая химия (аналитика). В 2 кн. М.: Высшая школа, 2003. Кн. 1. Общие теоретические основы. Качественный анализ. 615 с. Кн. 2. Количественный анализ. Физико-химические (инструментальные) методы анализа. 559 с.
5. Васильев В. П., Морозова Р. П., Кочергина Л. А. Аналитическая химия. Лабораторный практикум. М.: Дрофа, 2004. 416 с.
6. Систематические и случайные погрешности химического анализа /Под ред. М. С. Черновьянц. М.: ИКЦ «Академкнига», 2004. 157 с.
7. Воскресенский П. И. Техника лабораторных работ. М.: Химия, 1973. 717 с.
8. Жарский И.М., Новиков Г.И. Физические методы исследования в неорганической химии. – М.: Высшая школа, 1988.
9. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. – Л.: Химия, 1981.
10. Васильев В.П., Аналитическая химия, ч.І. Гравиметрический и титриметрический методы анализа. – М., В.Ш. 1989. Ч.2 Физико-химические методы анализа.- М.: Высшая школа, 1989.
11. Физико-химические методы анализа./ Под. ред. В.Б. Алесковского. – Л.: Химия, 1988.
12. Пилипено А.Г., Пятницкий И.В. Аналитическая химия. – М.: Химия, 1990.
13. Дорохова Е.Н., Прохорова Г.В. Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа. – М.: Высшая школа, 1991.
14. Крешков А.П., Основы аналитической химии. В 3 частях. Ч. I Качественный анализ, ч. II Количественный анализ, ч. III Физико-химические методы анализа. – М.: Химия, 1976.