

Министерство сельского хозяйства Российской Федерации

Трубчевский филиал ФГБОУ ВО Брянский ГАУ

Химический анализ

Учебное пособие

Трубчевск 2015

УДК 543(07)
ББК 24.4
М 19

Учебное пособие Химический анализ/Данченко Л.Н. - Брянск: Издательство Брянский ГАУ, 2015.- 60 с.

Составитель:

Данченко Л.Н. - заместитель директора по учебной работе Трубчевского филиала, Заслуженный учитель Российской Федерации

Учебное пособие Химический анализ содержит информационный материал для использования на учебных теоретических и лабораторных занятиях, вопросы для контроля, тесты, задания специальности 36.02.01 Ветеринария.

Рекомендации одобрены методическим советом филиала, протокол № 3 от 09.02.2015.

Рецензент:

Долбоносов А.А. - председатель ЦК, преподаватель Профессионального учебного цикла Трубчевского филиала, высшая категория

© Брянский ГАУ, 2015
© Л.Н. Данченко, 2015

Цели и задачи дисциплины – требования к результатам освоения дисциплины:

В результате освоения дисциплины обучающийся **должен уметь:**

- обоснованно выбирать методы анализа;
- пользоваться аппаратурой и приборами;
- проводить необходимые расчеты;
- выполнять качественные реакции на катионы и анионы различных аналитических групп;
- пользоваться химической лабораторной посудой;
- проводить качественный анализ веществ неизвестного состава;
- проводить количественный анализ веществ;

В результате освоения дисциплины обучающийся **должен знать:**

- теоретические основы химического анализа;
- о функциональной зависимости между свойствами и составом веществ и их систем;
- о возможностях ее использования в химическом анализе;
- специфические особенности, возможности и ограничения, взаимосвязь различных методов анализа;
- практическое применение наиболее распространенных методов анализа;
- правила проведения химического анализа;
- методы обнаружения и разделения элементов, условия их применения;
- гравиметрические, титриметрические, оптические, электрохимические методы анализа

СОДЕРЖАНИЕ

Правила работы в лаборатории	5
Введение.....	8
Раздел 1. Весовой анализ	10
Определение гигроскопической воды в медном купоросе	17
Определение меди в медном купоросе	18
Раздел 2. Объемный анализ	19
Измерительная лабораторная посуда.....	19
Формулы объемного анализа.....	22
Решение упражнений.....	31
Методы объемного анализа.....	34
Индикаторы. Реакция среды.....	37
Приготовление раствора щелочи заданной концентрации.....	42
Приготовление раствора кислоты заданной концентрации.....	42
Установка нормальности раствора щелочи по титрованному раствору кислоты методом титрования.....	43
Определение жесткости воды титрованием.....	45
Приготовление растворов заданной процентной концентрации.....	46

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

1. Студенты, занимающиеся в лаборатории химии, обязаны являться на лабораторные занятия подготовленными к работе, быть одеты в чистые, халаты, соблюдать тишину во время работы, чистоту и порядок, тщательно мыть руки перед началом работы и после окончания ее.

2. Перед началом работы студент обязан проверить наличие и исправность оборудования и чистоту рабочего места. После окончания работы рабочее место должно быть оставлено в полном порядке.

3. Предметы и приборы, нуждающиеся в очистке, по окончании работы следует тщательно очистить и привести в полную готовность для повторного, использования.

Оборудование, необходимое для занятия, работающий получает у лаборанта или дежурного студента и обязательно проверяет в его присутствии, по окончании работы все полученные предметы сдают лаборанту.

4. Предметы и приборы, нуждающиеся в очистке, по окончании работы следует тщательно очистить и привести в полную готовность для повторного, использования.

5. Оборудование, необходимое для занятия, работающий получает у лаборанта или дежурного учащегося и обязательно проверяет в его присутствии, по окончании работы все полученные предметы сдают лаборанту.

6. Книжки, приборы, предметы инвентаря и химические реактивы, находящиеся в пользовании после использования необходимо убирать на отведенное для них место.

Химические реактивы должны открываться только на время взвешивания или отмеривания веществ и тот же час вновь закупориваться.

7. Пробки помещают на стол опрокинутыми, чтобы конец пробки обращенный внутрь сосуда, не соприкасался с поверхностью стола и не мог быть чем-нибудь загрязнен. Пробки, опрокидывающиеся на бок, помещают на листок чистой бумаги. Студент должен следить, чтобы открытые сосуды не закрывались не принадлежащими им пробками.

8. Сухие реактивы требуется брать чистым шпателем или чистой ложечкой.

9. При выливании растворов из склянок следует держать последние таким образом, чтобы этикетка была повернута вверх во избежание загрязнения.

10. Все работы с вредными и пахучими веществами проводиться должны в вытяжном шкафу.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ЛАБОРАТОРИИ

1. Химические реактивы ни в коем случае не брать руками, а только шпателем, ложечкой, капсуляторкой.

2. При всех работах соблюдать максимальную осторожность, помня, что неаккуратность, невнимательность, недостаточное знание приборов и свойств веществ, с которыми ведется работа, могут повлечь за собой несчастный слу-

чай. Химические опыты, выполнять с такими количествами веществ и концентрациями, которые указаны в руководствах.

3. Не мыть посуду с песком, так как она после этого легко растрескивается, особенно при нагревании.

4. Не оставлять никаких веществ в посуде без этикеток и надписей.

5. Никаких веществ в лаборатории не пробовать на вкус.

6. Нюхать какие-то ни было лекарственные вещества нужно очень осторожно не наклонять над сосудом и, не делая глубокого вдоха, а направлять к себе пары или газы рукой или прикрыть склянкой неплотно ватным тампоном.

7. Никаких веществ из лаборатории никому не давать и не брать домой.

8. Не наклоняться над сосудом, в котором что-то кипит или в который наливают какую-либо жидкость.

9. **БЕРЕЧЬ ГЛАЗА!** При всех опытах где, может произойти разбрызгивание веществ — надевать очки.

10. Остатки опасных веществ не выбрасывать в мусорные ящики или раковины, а тщательно собрать в предназначенные. Для этого сосуды чтобы потом можно было их использовать или уничтожить.

11. Не вливать горячих жидкостей в толстостенную посуду и приборы (они могут треснуть).

12. Опыт с легко воспламеняющимися веществами необходимо производить вдали от огня.

13. При нагревании растворов в пробирке всегда следует держать ее таким образом, чтобы отверстие было направлено в сторону от работающего или от соседей по рабочему столу.

14. Не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью или оплаиваемыми веществами, чтобы брызги не попадали на лицо.

15. Иметь в лаборатории для оказания помощи пострадавшему следующие препараты: спиртовой раствор перекиси водорода, 3% раствор перманганата калия, очки защитные.

16. При работе с сушильным шкафом и муфельной печью студент должен внимательно изучить соответствующие инструкции.

РАБОТА С КИСЛОТАМИ, ЩЕЛОЧАМИ И АММИАКОМ

1. Работу с концентрированными кислотами проводить в очках и при тщательном наблюдении за действиями студентов

2. Большие бутылки кислот держать в корзинах. Разливать жидкости через воронку.

3. Не наклонять большую бутылку с жидкостью, стоящую на полу, а поворачивать ее, приподняв с пола лучше вдвоем (при наклонении бутылка может треснуть под действием тяжести содержимого).

4. При разбавлении концентрированной серной кислоты вливать кислоту в воду, а не наоборот, во избежание «опасного» разбрызгивания.

5. При растворении концентрированной серной кислоты в воде, пользоваться тонкостенной посудой опасно, так как она от нагревания может треснуть.

6. При попадании на кожу кислот следует немедленно промыть сильной струей воды обожженное место в течении 3—45 минут, после чего наложить повязку из ваты, смоченной спиртовым раствором или 3% р-ром перманганата калия. При сильных ожогах обратиться немедленно к врачу.

7. При ожоге растворами щелочей промыть водой обожженный участок кожи до тех пор, пока он не перестанет быть скользким на ощупь, после чего положить повязку из спиртового раствора танина или 3% раствор перманганата калия.

8. При работе с твердыми щелочами обязательно надевать очки. Брать щелочь разрешается только капсулаторками, щипцами, но не рунами.

ПРАВИЛА РАБОТЫ С ГОРЮЧИМИ ЖИДКОСТЯМИ

1. Соблюдать крайнюю осторожность при работе с горючими и особенно легко воспламеняющимися жидкостями (эфир, бензин, ацетон и др.).

2. Не выливать горючие жидкости в раковину.

3. Не выливать горючие жидкости перед глазами, не греть их на открытом огне и в открытых сосудах, а только «на водяной бане».

4. Перед переливанием больших емкостей открытый огонь в помещении погасить.

5. Не держать горючие жидкости вблизи отопительной системы, печей, плиток, батарей

6. Взбалтывать горючие жидкости нужно только в плотно закрытых склянках или других сосудах и обернутых полотенцем.

ПРАВИЛА ОБРАЩЕНИЯ СО СТЕКЛОМ

1. Разламывая надрезанную стеклянную трубку стараться, в то время как бы разорвать ее чтобы не порезать руки краями стекла

2. Вставляя стеклянную трубку в пробирку или в каучук, девать трубку можно ближе вставляемому концу (смочив водой или смазав глицерином).

3. Вещества в тонкостенной химической посуде нагревать с осторожностью.

4. Большие колбы и стаканы с жидкостью не ставить непосредственно на столе, а подкладывать бумагу или асбест.

5. Большие химические стаканы с жидкостью поднимать только двумя руками, держа так, чтобы отогнутые края стекла опирались на большие указательные пальцы. Иначе можно легко стакан раздавить

ВВЕДЕНИЕ

Сущность химического анализа, предмет и методы химического анализа. Химическая система (вещество) может представлять собой индивидуальное химическое соединение, смесь соединений, какой-либо материал (пластмасса, древесина и т.д.). Состав веществ и материалов имеет качественную и количественную характеристики.

Качественный и количественный анализ. Принципы и методы качественного химического анализа.

Качественный состав указывает на наличие в веществе определенных химических элементов (элементный состав), функциональных групп (функциональный состав), а также индивидуальных химических соединений в смеси (молекулярный состав).

Количественный состав описывает количественное содержание отдельных составляющих в веществе.

Структурой химической системы называют пространственный порядок расположения атомов и их химических связей в молекуле вещества (внутримолекулярная структура), а также расположение и взаимосвязь молекул в химической системе (межмолекулярная структура).

Суммируя вышесказанное можно схематично изобразить основные характеристики химической системы, выбрав в качестве примера обычную воду.

Определение качественного и количественного состава веществ и их структуры проводят с помощью химического анализа.

Аналитическая химия является наукой, разрабатывающей и создающей методы химического анализа, то есть предметом аналитической химии, как науки, является теория химического анализа. Аналитическая химия разрабатывает теоретические основы методов анализа, определяет границы их применимости и метрологические характеристики, предлагает способы анализа различных объектов. Химический анализ является практическим применением аналитической химии.

В зависимости от того, какой аспект химической системы интересует химика-аналитика, различают качественный, количественный и структурный анализ:

- качественный анализ служит для определения качественного химического состава и идентификации (установление идентичности с эталоном) веществ;

- количественный анализ служит для определения количественных соотношений между компонентами химической системы;

- структурный анализ служит для исследования внутри- и межмолекулярной структуры веществ (например, молекула ДНК представляет собой две спирали, состоящие из пуриновых и пиримидиновых оснований, расположенных в определенной последовательности, и связанные между собой водородными связями).

Качественный анализ обычно предшествует количественному, а определение структуры проводят, как правило, имея информацию о качественном и количественном составе вещества.

По сложности проведения различают элементный, функциональный, молекулярный и фазовый анализ:

- элементный анализ – это установление наличия и количественного содержа-

ния химических элементов в веществе, то есть нахождение его элементного состава;

- функциональный анализ – это установление наличия и количественного содержания функциональных групп в молекулах органических соединений;

- молекулярный анализ – это установление наличия и количественного содержания молекул индивидуальных химических соединений в веществе, смесях и материалах;

- фазовый анализ – это анализ вещества на наличие в нем отдельных фаз, различающихся по своим химическим и физическим свойствам и отделенных друг от друга поверхностями раздела.

В основе качественного химического анализа лежат аналитические реакции, которые осуществляют с помощью аналитических реактивов (реагентов). Химические реакции, при проведении которых наблюдается аналитический эффект (сигнал) называются аналитическими химическими реакциями. Аналитическая реакция должна протекать достаточно быстро и быть практически необратимой. Аналитические реакции делятся на реакции разделения (отделения) и обнаружения (открытия).

Реакции разделения служат для практически полного отделения одних веществ (ионов) от других. Под практически полным отделением понимают такое состояние химической системы, когда концентрация оставшегося в растворе отделяемого иона не превышает 10^{-6} моль/л.

Реакции обнаружения, которые сопровождаются внешним эффектом (образование осадка, изменение окраски, выделение газообразных продуктов), служат для доказательства наличия в растворе молекул веществ, ионов, функциональных групп в составе органических соединений и т. д.

С помощью количественного анализа выявляют массовые соотношения компонентов в анализируемом образце, концентрацию вещества в растворе или в газе. При количественном анализе измеряют те или иные химические, физико-химические и физические параметры анализируемого образца, которые зависят от его состава или содержания того иного компонента. В большинстве методов полученные при анализе результаты сравнивают со свойствами известных веществ. Результаты анализа обычно выражают в массовых долях, в %.

Количественный анализ проводят в определенной последовательности, в которую входит отбор и подготовка проб, проведения анализа, обработка и расчет результатов анализа. Как и в качественном анализе, различают макрометоды, полукмикрометоды, микро- и ультрамикрометоды.

Количественный анализ широко используется для изучения состава руд, металлов, неорганических и органических соединений. В последние годы особое внимание обращается на определение содержания токсичных веществ в воздухе, водоемах, почвах, в продуктах питания, различных товарах.

Классификация методов количественного анализа. Все методы количественного анализа можно разделить на две группы химические и инструментальные. Это разделение условно, так как многие инструментальные методы основаны на использовании химических законов и свойств веществ. Обычно количественные методы анализа классифицируют по измеряемым физическим или химическим свойствам.

РАЗДЕЛ 1. ВЕСОВОЙ АНАЛИЗ

Тема 1.1. Техника операций в весовом анализе

При любом методе количественного анализа вещества или отдельных элементов в сложных неоднородных смесях (кормах, почвах, удобрениях, минеральной подкормке, продукции и тканях животного организма) проводят следующие операции: 1) отбор средней пробы; 2) подготовку ее к анализу; 3) взятие навески вещества; 4) прокаливание (озоление); 5) растворение; 6) осаждение с проверкой на его полноту; 7) фильтрование; 8) промывание осадка; 9) высушивание или прокаливание осадка; 10) взвешивание осадка; 11) вычисление результатов анализа.

При исследовании кристаллических химических соединений их предварительно освобождают от нежелательных примесей перекристаллизацией, основанной на способности веществ выпадать из раствора в виде кристаллов.

Отбор средней пробы и подготовка ее к анализу. Вещества, подлежащие количественному анализу, не всегда представляют собой однородную массу. Поэтому необходимо знать, как правильно отобрать среднюю пробу и подготовить ее для анализа.

Если нужно определить содержание какого-либо элемента в химически чистом веществе, то подготовка к анализу состоит в очистке от примесей, осуществляемой обычно перекристаллизацией.

Взятие навески вещества. Взвешенное на аналитических весах количество вещества, необходимое для анализа, называется навеской. Чем она больше, тем точнее результат анализа, но с большими навесками осложняется работа и затрачивается много времени.

Если в пробе мало искомого элемента или соединения, то навеска должна быть больше, чем при насыщенном содержании определяемого вещества.

Рекомендуется брать такие количества, чтобы вес прокалённого осадка, образующегося в аморфном виде, был около 0,2—0,3 г, а прокаленного кристаллического осадка — около 0,5 г.

Навеску можно взять двумя способами: 1) сначала взвешивают пустой бюкс, а затем бюкс с веществом; 2) взвешивают бюкс с веществом, потом отсыпают осторожно в стакан или колбу достаточное для анализа количество и снова взвешивают бюкс. В обоих случаях по разности взвешиваний определяют навеску.

Прокаливание (озоление) вещества. Его применяют при определении зольности, сплавлении осадков, обезвоживании солей и т. д. Вещество помещают в фарфоровые тигли или чашечки, иногда в платиновые или кварцевые и прокаливают в муфельных и тигельных печах или на газовых горелках, установленных в вытяжном шкафу. Вещество лучше ставить в холодную муфельную печь, так как по мере ее нагревания оно будет озоляться постепенно

В горячую печь тигли ставят у дверцы и лишь по мере озоления переставляют вглубь.

Влажный материал перед прокаливанием предварительно подсушивают в сушильном шкафу.

Тигли вынимают из печи тигельными щипцами на асбестовый картон для

охлаждения. Через 1—2 минуты их помещают в эксикатор, прикрывают его крышкой, оставляют щель для выхода горячего воздуха. Через 2—3 минуты эксикатор закрывают и выдерживают тигли до полного охлаждения.

Растворение навески. Взятую для анализа навеску исследуемого вещества переносят в химический стакан емкостью 200—300 мл. Если вещество в воде растворяется (что устанавливается предварительными опытами), то в стакан приливают 100—150 мл дистиллированной воды, чтобы получить 0,5—1%-ный раствор. При необходимости стакан нагревают на асбестовой сетке над горелкой или на водяной бане. Стакан накрывают часовым стеклом и не допускают кипения раствора. Если вещество в воде не растворяется, то пользуются слабыми кислотами (иногда концентрированными).

Труднорастворимые даже в крепких кислотах вещества, например $BaSO_4$, $CaSO_4$, Al_2O_3 сплавляют с едкими щелочами, промывают несколько раз водой до полного выщелачивания, и полученный раствор анализируют.

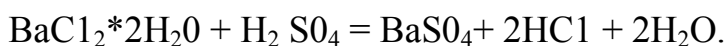
Осаждение. Чтобы определить количество исследуемого вещества или элемента после растворения навески, надо выделить его из раствора осаждением соответствующим осадителем. Получающийся осадок (осаждаемая форма) должен быть малорастворимым в воде, легко отфильтровываться и хорошо отмываться от примесей. Этими свойствами обладают крупнокристаллические осадки.

Осаждаемая форма должна при прокаливании полностью превращаться в весовую форму. Так, осадок $Fe(OH)_3$ после прокаливании переходит в Fe_2O_3 (весовая форма); ее и взвешивают в конце анализа.

Весовая форма не должна изменять массы на воздухе вследствие поглощения паров или углекислого газа. Чем меньше определяемого элемента в весовой форме, тем точнее будет анализ.

Осаждение наиболее часто проводят в горячих растворах, так как выпадающие при этом осадки легко отделяются от жидкости и получаются более чистыми. Реактив следует прибавлять к раствору очень медленно, по каплям, при непрерывном помешивании раствора стеклянной палочкой. Осадитель должен быть летучим, чтобы он легко отделялся при отмывании и прокаливании осадка. Например, для осаждения Ba^{2+} в виде $BaSO_4$ пользуются серной кислотой, а не Na_2SO_4 и K_2SO_4 , так как серная кислота более летуча.

Количество осадителя, необходимое для полного осаждения, зависит от величины навески вещества и точно определяется следующими расчетами. Допустим, что для анализа была взята навеска 0,3456 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$. Для осаждения берут серную кислоту, которая реагирует с хлоридом бария по уравнению:



Из уравнения следует, что на каждую грамм-молекулу (на 244,31 г) хлорида бария требуется 98,08 г H_2SO_4 , а для навески 0,3456 г:

$$\frac{98,08 \cdot 0,3456}{244,31} = 0,1386 \text{ г.}$$

Если лабораторная серная кислота, которую берут для осаждения, 10%-ная, т. е. в 100 г раствора содержится 10 г H_2SO_4 , то ее потребуется:

$$\frac{0,1386 * 100}{10} = 0.1386 \text{ г.}$$

Для полноты осаждения вместо вычисленного количества серной кислоты (1,386 г) берут в 1,5 раза больше, т. е. около 2 г.

Удельный вес 10%-ной серной кислоты равен 1,07. Следовательно, 2 г H_2SO_4 , будут содержаться приблизительно в 2 мл раствора.

Некоторый избыток осадителя нужен для большей полноты осаждения, так как совершенно нерастворимых веществ нет, а поэтому в растворе над осадком может оставаться то или иное количество осаждаемого вещества.

Раствор после осаждения осадка необходимо проверить на полноту осаждения. С этой целью в раствор после полного осаждения осадка осторожно по стенке стакана приливают 1—2 капли осадителя и наблюдают за раствором. При образовании в нем хотя бы слабого помутнения в стакан добавляют несколько миллилитров осадителя, раствор перемешивают стеклянной палочкой, нагревают и оставляют на несколько часов. На полноту осаждения раствор испытывают несколько раз.

При осаждении кристаллических осадков следует добиваться образования более крупных кристаллов, так как мелкие могут пройти через фильтр, что вызывает некоторую потерю осадка. Для укрупнения частиц осадка по окончании осаждения раствору с осадком дают несколько часов постоять.

При осаждении аморфных осадков надо избегать образования коллоидных растворов, так как при фильтровании они частично проходят через фильтр, что также ведет к потерям. Для этого исследуемый раствор и осадитель должны быть более концентрированными, а осаждение необходимо проводить в подогретом растворе и подогретым осадителем. Аморфные осадки не оставляют для отстаивания, потому что сильное уплотнение их затрудняет отмывание примесей. Фильтровать эти осадки следует сразу после осаждения.

Фильтрование. После осаждения осадок должен быть тщательно отделен от раствора, так как в нем содержатся избыток осаждающего реактива и соединения, образовавшиеся в результате реакции. Отделяют осадок фильтрованием раствора, используя фильтровальную бумагу или беззольные фильтры. Такие фильтры содержат очень мало зольных веществ и при прокаливании осадка, когда фильтр сгорает, от него остается незначительное количество золы, которое при анализах можно не учитывать. Только в случаях, где требуется особенно большая точность анализа, при расчетах учитывают вес золы фильтра (он указан на обложке заводских пачек с фильтрами). Беззольные фильтры бывают неодинакового диаметра и различной плотности.

Чтобы фильтр плотно прилегал к стенкам воронки, его смачивают водой или фильтруемой жидкостью. В случае фильтрования отдельных точных объемов раствора пользуются сухим фильтром. Часто для ускорения фильтрования применяют складчатые фильтры.

Осадок должен занимать не более половины объема фильтра, и наливаемый раствор на 5 мм не доводят до его краев. Жидкость из стакана в воронку при фильтровании сливают по стеклянной палочке. В начале фильтрования осадок не взмучивают, а сливают раствор с его поверхности на фильтр. Когда почти весь раствор из стакана слит и осадок начинает взмучиваться, в стакан доливают 30—50 мл промывной жидкости, перемешивают палочкой осадок, дают ему осесть и снова сливают раствор на фильтр. Операцию повторяют 3—4 раза, а затем весь осадок смывают на фильтр. Такой прием отделения осадка от раствора с одновременным промыванием называется *декантацией*.

Для фильтрования иногда используют вату, асбест, стеклянные или фарфоровые фильтрующие тигли с пористым дном. Применяют также специальные воронки Бюхнера, через которые раствор фильтруют при помощи насосов.

Промывание осадка. Основное требование, предъявляемое к промыванию,— это полное удаление примесей из осадка. Промывают осадок дистиллированной водой, если он в ней не растворяется и не образует коллоидных растворов. Чтобы избежать потерь осадка при длительном промывании водой, вначале пользуются для промывания слабым раствором осадителя. Промывают осадок горячей жидкостью, при этом фильтрование проходит быстрее и уменьшается поглощение поверхностью осадка других веществ из раствора (адсорбция).

Первоначально осадок промывают в том стакане или колбе, в которой проводилось осаждение. Повторив декантацию несколько раз, осадок переносят на фильтр. Затем многократно из промывалки ополаскивают стакан небольшими порциями промывной жидкости и сливают ее на фильтр. Частицы, приставшие к стенкам стакана, оттирают палочкой с резиновым наконечником, снимают кусочком беззольного фильтра, который присоединяют к осадку. Когда в стакане и на стеклянной палочке частиц осадка не останется, его промывают на фильтре многократно маленькими порциями жидкости, и каждый раз ей дают полностью стечь.

Затем делают пробу на полноту промывания осадка. Для этого собирают из воронки на часовое стекло или в пробирку, немного фильтрата и приливают реактив, дающий реакцию с удаляемым из осадка ионом. Промывают осадок до тех пор, пока реакция не покажет отрицательный результат. Фильтрование и промывание следует проводить в одно занятие.

Высушивание и прокаливание осадка. Промытый осадок сушат в сушильном шкафу (рис.). Воронку с осадком покрывают фильтровальной бумагой и помещают в отверстие выдвижной полки шкафа на 20—30 минут. Температуру в шкафу поддерживают около 90—105 °С.

Если осадок не собираются сжигать в тот же день, его в сушильный шкаф не ставят, так как он успеет высохнуть и при комнатной температуре.

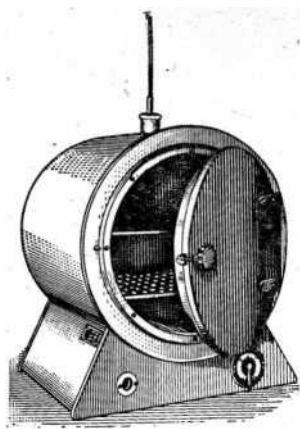


Рис. 1. Сушильный шкаф

Осадок прокаливают в предварительно прокаленном и взвешенном фарфоровом или платиновом тигле. Чаще для прокаливания тиглей используют электрическую муфельную печь (рис. 2). На газовой горелке прокаливают осадок так, чтобы дно тигля находилось на несколько миллиметров выше синего конуса пламени.

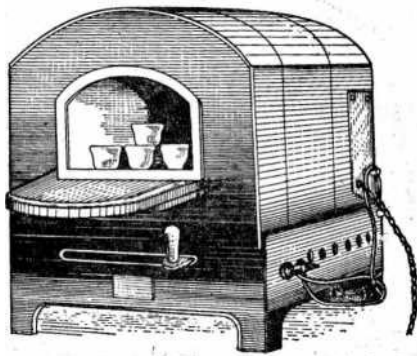


Рис. 2. Муфельная печь



Рис. 3. Эксикатор

После прокаливания тигель переносят тигельными щипцами в эксикатор (рис. 3), охлаждают в нем до комнатной температуры и взвешивают. Прокаливают и взвешивают тигель до постоянного веса.

Для прокаливания фильтр с осадком свертывают пакетиком и тщательно укладывают вершиной конуса вверх во взвешенный тигель. Прокаливают в пламени газовой горелки или в электрической муфельной печи.

Нагревание ведут очень осторожно, чтобы фильтр медленно обуглился. При сильном его горении возможно распыление тонких частиц осадка. Если случайно фильтр воспламенится, то нужно отставить горелку и выждать, пока пламя не погаснет.

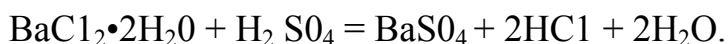
Когда весь фильтр обуглится и прекратится выделение газов из тигля, уголь сжигают, усиливая нагревание. Для окончательного прокаливания тигель ставят в муфельную печь, нагретую до ярко-красного каления, на 15—20 минут. Затем тигель с осадком охлаждают в эксикаторе, взвешивают и снова помещают на 15—20 минут в муфельную печь, охлаждают в эксикаторе и взвешивают. Прокаливают и охлаждают тигель с навеской до постоянного веса, т. е. до тех пор, пока разница между двумя последующими взвешиваниями не будет превышать 0,0002 г.

Вычисления в весовом анализе. Весовой анализ позволяет установить точным взвешиванием количество анализируемого вещества. Этот метод применяют как для определения количества веществ или соединений, так и для приготовления растворов различной концентрации.

В весовом анализе различают три основные формы. Первая форма анализа заключается в том, что определяемую составную часть количественно выделяют из анализируемого вещества и взвешивают. Примером этой формы весового анализа может служить определение количества золы в кормах. При второй форме определяемую составную часть полностью удаляют, а взвешивают оста-

ток. Примером такой формы является определение влаги и жира в кормах. Третью форму весового анализа применяют, когда составную часть превращают химическим способом в такое соединение, в виде которого его легче выделить из анализируемого вещества и взвесить. Примером использования этой формы весового анализа может служить определение бария в хлористом барии, осажденного серной кислотой в виде сернокислого бария.

Пример. Определить содержание бария в хлористом барии. Барий осаждается серной кислотой по реакции:



Для получения чистого осадка BaSO_4 растворяют, осаждают, фильтруют, промывают, испытывают на полноту осаждения и чистоту промывания, высушивают и прокаливают до постоянного веса. По количеству образовавшегося осадка BaSO_4 определяют содержание бария во взятой навеске.

В тетради делают следующие записи:

вес стаканчика с навеской $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	8,1347	г
вес чистого стаканчика	7,7002	
вес навески (8,1347—7,7002)	0,4345	
вес тигля с осадком BaSO_4 после прокаливания:		
I..... взвешивание	14,8234	
II..... взвешивание	14,8233	
вес пустого тигля		14,3890
вес осадка BaSO_4 (14,8233—14,3890) .		0,4343

вес Ba в осадке вычисляют по пропорции:

$$\begin{aligned} 233,4 \text{ г BaSO}_4 \text{ содержат } 137,4 \text{ г Ba} \\ 0,4343 \text{ г BaSO}_4 \text{ » содержат } x \text{ г Ba} \\ X=0,2438 \end{aligned}$$

Это количество бария содержится в 0,4343 г BaSO_4 (осадка), полученного из 0,4345 г $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, следовательно, в 1 г его

$$\begin{aligned} 0,4345 &— 0,2438 \text{ г} \\ 1 \text{ г} &— x \\ X &= 0,5611 \text{ г}, \end{aligned}$$

а в 100 г находится 56,11 г, или 56,11%.

Проверка точности весовых определений. В весовом анализе ошибки бывают всегда даже при самом тщательном выполнении всех операций (отбор средней пробы, взятие навески, осаждение, фильтрование, промывание, взвешивание).

Систематические ошибки можно предусмотреть и внести в результат определения поправку.

Ошибки, обусловленные несоблюдением методики анализа, называются

методическими. Ошибки, зависящие от тщательности выполнения операций, называют оперативными. Методические и оперативные ошибки могут быть настолько велики, что данные анализа оказываются совершенно неправильными.

Случайные ошибки предвидеть и учесть трудно. Они вызываются резким повышением температуры в тигельной печи, изменением относительной влажности воздуха лаборатории, попаданием в раствор посторонних веществ и т. п. Чтобы избежать этих ошибок, проводят два параллельных определения. Если получаются близкие результаты, то берут из них среднее арифметическое.

Ошибки весовых определений подразделяются на абсолютные и относительные.

Абсолютная ошибка — это разность между полученным результатом и действительным содержанием определяемого элемента в исследуемом веществе.

В нашем примере содержание бария в $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ составило 56,11%, а фактическое, вычисленное по формуле, равно 56,24%.

в 244,3 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ содержится 137,4 г Ва
в 100 г $BaCl_2 \cdot 2H_2O$ содержится x г Ва
 $X=56,24\%$

Следовательно, ошибка составляет 0,13%.

При проверке точности анализа следует рассчитывать не абсолютную ошибку, а ее отношение к измеряемой величине, выраженной в процентах.

Относительная ошибка в нашем примере определяется так:

$56,24 — 100\%$
 $0,13 — x$ $X=0,23\%$

Такая ошибка при анализе допустима.

Контрольные вопросы и упражнения

1. Чем определяется величина навески и какими способами можно взять ее на аналитических весах?

2. Прокаливание (озоление).

3. Выбор осадителя.

4. Как достигается полнота осаждения?

5. Фильтрование. Какие бывают фильтры?

6. Промывание осадка.

7. Что следует понимать под декантацией?

8. В каких приборах высушивают осадок?

9. Ошибки при выполнении операций весового анализа.

10. Сколько миллилитров 0,5 н. раствора щавелевокислого аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ надо взять для осаждения щавелевокислого кальция из раствора, полученного при растворении 0,7 г $CaCO_3$?

Ответ: около 28 мл (с полуторным избытком 42 мл).

ТЕМА 1.2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ГИГРОСКОПИЧЕСКОЙ ВОДЫ В МЕДНОМ КУПОРОСЕ (ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА)

Цель работы: Научиться определять количество кристаллизационной воды в кристаллогидрате

Реактивы и оборудование: медный купорос. Сухая пробирка, весы с разновесами, сушильный шкаф

Теоретическая часть

Кристаллизационной называется вода, входящая в структуру кристаллов некоторых веществ, называемых кристаллогидратами. Кристаллизационную воду можно определить по убыли ее в весе кристаллогидрата после нагревания в сушильном шкафу.

II. ХОД ОПРЕДЕЛЕНИЯ

Взвесить тщательно высушенную пробирку, записав ее вес. Затем в нее насыпать $\frac{1}{4}$ часть медного купороса, опять взвесить, записав вес пробирки с медным купоросом; из веса пробирки с медным купоросом вычислить вес пустой пробирки, получим вес навески.

Пробирку поместить в сушильный шкаф на 1 час. После высушивания пробирку с солью взвешивают. Высушивание повторяют еще два раза

ВЫЧИСЛЕНИЕ РЕЗУЛЬТАТОВ АНАЛИЗА:

- вес пробирки — _
- вес пробирки с солью —
- вес навески —
- вес пробирки после 1 высушивания —
- вес пробирки после 2 высушивания —
- вес пробирки после 3 высушивания —
- вес воды в навеске

Содержание воды в кристаллогидрате = весу воды в навеске, деленному на вес навески медного купороса и умноженному на 100%

Количество кристаллизационной воды, найденной из формулы равняется

_____ •

Разница между практически найденной и теоретически высчитанной величиной составляет процент ошибки. _____;

ТЕМА 1.3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МЕДИ В МЕДНОМ КУПОРОСЕ (ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА)

Цель: Определять качественный анализ вещества, научиться определять процентное содержание элемента в сложном веществе.

Реактивы и оборудование: медный купорос, 10% раствор едкого натра, дистиллированная вода, весы с разновесами, фильтровальная бумага, воронки, мерные колбы, цилиндры.

Теоретическая часть

Сущность этой работы сводится к связыванию иона меди с ионом гидроксильной группы с образованием труднорастворимого в воде осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Осаждают и промывают осадок— $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — нерастворимое в воде соединение высушивают и прокаливают. По разности веса фильтра с осадком и пустого фильтра узнают вес осадка — гидроокиси меди.

Ход определения

Взвесить навеску — 0,5 г медного купороса. Навеску перенести в мерную колбу и растворить в 50 мл дистиллированной воды, отмерить 20 мл. раствора 10% щелочи и прилить в мерную колбу к раствору медного купороса. (Водорастворитель, едкий натр - осадитель)

$\text{Cu}(\text{OH})_2$ — нерастворимое в воде соединение.

Взять сухой фильтр и взвесить его—вес записать.

Взять цилиндр, воронку с взвешенным фильтром и начинать фильтрование полученного осадка. Осадок с фильтром осторожно взять с воронки и вложить в другой фильтр (сухой). Затем фильтр с осадком перенести в сушильный шкаф на высушивание. Высушивание проводить при температуре 100° Цельсия.

Вес навески –

Вес фильтра-

Вес фильтра с осадком-

Вес меди в осадке вычисляют по пропорции

В 98 г гидроксида меди содержится 63,54 г меди

В осадке-----х г меди

Такое количество меди находилось в навеске медного купороса (в 0,5 г)

Следовательно содержание меди в медном купоросе составит:

$X \cdot 100\%$

Вес навески

РАЗДЕЛ 2. ОБЪЕМНЫЙ АНАЛИЗ

Объемный анализ основан на точном измерении объема раствора определяемого элемента и объема раствора реактива известной концентрации, израсходованного на реакцию с определяемым веществом, содержащимся в анализируемом растворе.

Измерительная лабораторная посуда. В объемном анализе наиболее широко используются мерные колбы, бюретки, пипетки, мерные цилиндры и мензурки.

Объемный анализ основан на точном измерении объема раствора определяемого элемента и объема раствора реактива известной концентрации, израсходованного на реакцию с определяемым веществом, содержащимся в анализируемом растворе. Для этой цели служит специальная мерная посуда. Измерение объемов ведется в дм^3 (литрах), а в лабораторных условиях часто применяют мл^3 (миллилитры). Так как в большинстве учебных пособий, а также в фабричных штампах на лабораторной посуде сохраняют привычные единицы измерения объемов – литры и миллилитры, ими и будем пользоваться.

ИЗМЕРИТЕЛЬНАЯ ЛАБОРАТОРНАЯ ПОСУДА.

В объемном анализе наиболее широко используются мерные колбы, бюретки, пипетки, мерные цилиндры и мензурки

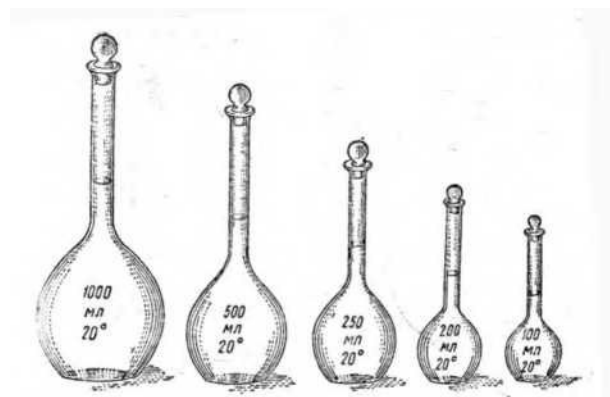


Рис.4. Мерные колбы

Мерные колбы представляют собой плоскодонные сосуды шарообразной или грушеобразной формы с узким длинным горлом. На горле имеется кольцевая метка, до которой нужно заполнить колбу, чтобы объем раствора был равен обозначенному на фабричном клейме.

Изготавливают мерные колбы емкостью 50, 100, 200, 250, 500, 1000 и 2000 мл. Их употребляют для приготовления растворов, в том числе титрованных.

Наиболее часто применяют мерные колбы емкостью: 1000, 500, 250, 200, 100 и 50 мл. Объем на колбе обозначают в мл при температуре $+20^\circ\text{C}$.

Мерные колбы применяют для приготовления известных объемов растворов точной или примерно заданной концентрации, реже – для отмеривания за-

данных объемов растворов или воды. Мерная колба тарируется на заполнение.

В мерных колбах не разрешается нагревать, длительное время хранить растворы или осуществлять в них химические реакции, так как при этом стекло стенок колбы выщелачивается и объем изменяется.

1.2.2 Правила обращения с мерными колбами

1.2.2.1 Работать с совершенно чистой колбой

1.2.2.2 Колбу брать только за горло и обязательно выше метки, чтобы не изменить температуру раствора и колбы.

1.2.2.3 Раствор или воду наливать до метки, чтобы вогнутый мениск жидкости касался кольцевой метки своей нижней частью.

1.2.2.4 Для правильного наполнения колбу держать так, чтобы метка находилась точно на уровне глаз (в этом положении кольцевая метка видится отрезком прямой).

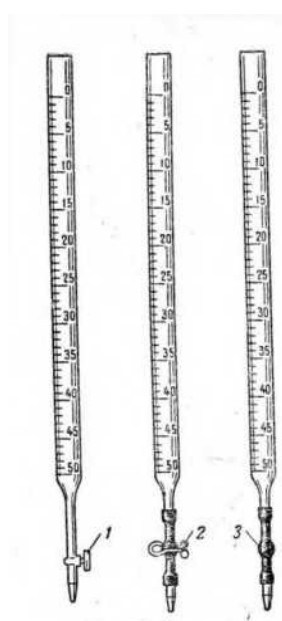


Рис. 5.

Бюретки (рис. 5. 1- с краником, 2- с зажимом, 3- с шариком внутри бюретки) служат для отсчета объемов рабочего раствора при титровании. Они бывают с краном, металлическим зажимом и со стеклянным шариком внутри резиновой трубки. При титровании на шарик нажимают пальцами, оттягивая резиновую трубку, и через образующийся просвет раствор вытекает вниз.

Хорошо промытые бюретки перед титрованием ополаскивают 2—3 раза раствором, которым предстоит титровать. Заполняют бюретку раствором выше нулевого деления. Лишний раствор сливают через зажим или краник, устанавливают нижний мениск его на нулевое деление.

Объем раствора, затраченный на титрование, определяют по изменению положения мениска с точностью до десятых долей миллиметра. Для отсчета показателей на шкале бюретки глаз исследователя должен быть точно на уровне жидкости. При плохой видимости мениска позади бюретки помещают лист белой бумаги.

1.2.6 Правила пользования бюретками

1.2.6.1 Работать с совершенно чистой бюреткой.

1.2.6.2 Бюретку укреплять в штативе строго вертикально при помощи металлических лапок или специальных зажимов.

1.2.6.3 Перед каждым титрованием обязательно заполнять бюретку раствором до нулевого деления. При этом носик бюретки должен быть заполнен, а воронка убрана.

1.2.6.4 При всех отсчетах по бюретке глаза наблюдателя располагать строго на уровне мениска жидкости.

1.2.6.5 Раствор из бюретки при титровании приливать по каплям, не допуская вытекания струей. Титруемый раствор в колбе постоянно перемешивать.

При титровании раствор пускают из бюретки не очень быстро (2—3 капли) в секунду. Каждое титрование начинается с нулевого деления. Темноокрашенные растворы устанавливают на нуль и отсчитывают на шкале не по нижнему мениску, а по верхнему краю столбика раствора.

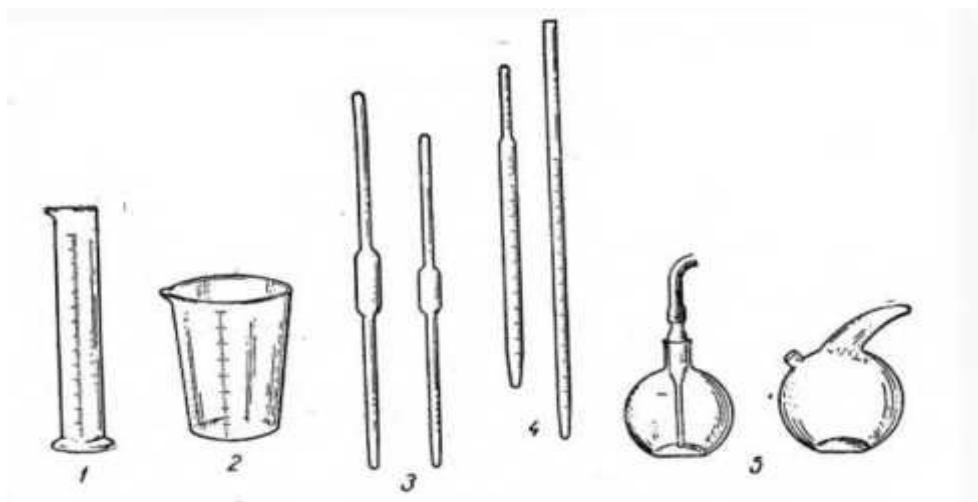


Рис .6. Мерная посуда.1-цилиндр,2-мензурка,3-простые пипетки, 4-градуированные пипетки, 5-капельницы

Пипетки представляют собой длинные стеклянные трубки малых диаметров, имеющие оттянутый носик и, возможно, расширение в средней части трубки.

Применяются для точного отмеривания и перенесения из одного сосуда в другой небольших объемов растворов. При этом пипетки с расширением (пипетки Мора) имеют одну кольцевую метку для перенесения только одного объема раствора. Цилиндрические пипетки градуированы на мл и их доли и предназначены для перенесения разных объемов растворов (в пределах градуировки). Градуированные пипетки малого объема (1-2 мл), изготовленные из стеклянной трубки очень малого диаметра с ценой деления 0,01-0,05 мл, называются микропипетками и применяются при работе с очень малыми объемами растворов. Пипетки при изготовлении градуируются на слив, поэтому объем раствора, вылитого из пипетки, соответствует градуировке.

Перед употреблением пипетку моют, промывают дистиллированной водой и ополаскивают тем раствором, который будут отмеривать. Наполненную пипетку переносят в колбу для титрования и прислоняют к стенке. Открыв верхнее отверстие, дают раствору стечь, ждут примерно 15 секунд и вынимают пипетку. Не рекомендуется выдувать или вытряхивать капли из пипетки.

Мерные цилиндры и мензурки употребляют для отмеривания неточных объемов жидкостей. Они удобны также для смешивания жидкостей или разбавления известного объема одной жидкости другой. На одной стороне цилиндра нанесены деления в миллилитрах и их долях. При отсчете глаз всегда должен находиться на одном уровне с мениском.

ФОРМУЛЫ ОБЪЕМНОГО АНАЛИЗА

Сущность объемного анализа

Объемным (титриметрическим) методом анализа называют метод количественного анализа, основанный на измерении количества реагента, требующегося для завершения реакции с данным количеством определяемого вещества.

Метод заключается в том, что к раствору определяемого вещества А постепенно прибавляют раствор реактива В известной концентрации. Добавление реактива В продолжают до тех пор, пока его количество не станет эквивалентным количеству реагирующего с ним определяемого вещества А.



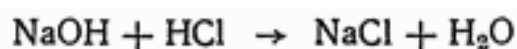
Ж. Л. Гей-Люссак
(1778—1850).

Количественные определения с помощью объемного метода выполняются очень быстро. Время, требуемое для завершения определения объемным методом, измеряется минутами. Это позволяет без особой затраты труда проводить несколько последовательных и параллельных определений.

Основоположником объемного анализа является французский ученый Ж. Л. Гей-Люссак.

Пример. Предположим, требуется определить в данном растворе едкого натра неизвестной концентрации содержание (определяемое вещество А). Для решения этой задачи объемным методом анализа к исследуемому реактиву постепенно приливают по каплям хлористоводородную кислоту точно известной концентрации (реактив В).

При этом происходит реакция нейтрализации:



По мере прибавления раствора кислоты к раствору щелочи постепенно нейтрализуется щелочь, количество ее непрерывно уменьшается, и щелочность раствора падает. Наконец, введенное количество становится равноценным эквивалентным количеству, содержащемуся в растворе неизвестной концентрации. Зная концентрацию и объем раствора реагента, израсходованного на реакцию с определяемым веществом, можно вычислить содержание определяемого вещества в титруемом растворе.

Определяемое вещество. Химический элемент, простое или сложное вещество, содержание которого определяют в данном образце анализируемого продукта, называют определяемым веществом и обозначают буквой А. К определяемым веществам относят также атомы, ионы, связанные и свободные радикалы и функциональные группы.

Например, атомы водорода, непосредственно связанные с атомами кремния, атомы галогенов, входящие в состав ядра или боковой цепи ароматических углеводородов, и т. п.; ионы, входящие в состав растворов кадмиевых, медных, никелевых и цинковых электролитов, ионы алюминия в ваннах для анодирования, ионы магния в растворах для оксидирования магниевых сплавов и т. д.

Реагент (реактив). Твердое, жидкое или газообразное вещество, вступающее в реакцию с определяемым веществом А, называют реагентом и обозначают буквой В.

Следует различать понятия «реагент» и «реактив». Реагентом называют вещество, непосредственно вступающее в реакцию, а реактивом — химический препарат, который может представлять собой сложную смесь различных веществ, содержащую наряду с собственно реагентом вспомогательные вещества и растворитель. Например, «реактив Чугаева» (для определения) представляет собой смесь диметилглиоксима со спиртом и водным раствором аммиака (собственно реагентом в этом реактиве является диметилглиоксим); «реактив Несслера» (для определения) — смесь, реагентом в этом реактиве служит «реактив Швейцера» — смесь: Си, соответствующий реагент. Поэтому термины «реактив» и «реагент» не всегда можно считать синонимами.

Титрование. Количественное определение вещества А объемным (титриметрическим) методом, при котором к раствору исследуемого продукта медленно приливают раствор реагента точно известной концентрации в количестве, соответствующем содержанию определяемого вещества А, называют титрованием. Слово «титрование» происходит от слова «титр». Иногда к титруемому веществу прибавляют реагент в твердом, жидком или газообразном состоянии. Титрованные растворы. Растворы, точная концентрация которых известна, называются титрованными

Концентрацию растворов выражают числом грамм-эквивалентов или титром.

Поэтому в широком смысле титрованием называют процесс непрерывно контролируемого постепенного смешивания измеренного количества твердого, жидкого или газообразного вещества, или чаще, точно измеренного объема стандартного раствора реагента В с исследуемым веществом. При этом количество реагента соответствует содержанию определяемого компонента А, реагирующего с реагентом в строго эквивалентных количествах.

В так называемых методах безбюреточного титрования не измеряют объем израсходованного на реакцию реактива, поэтому нет необходимости знать точную концентрацию реагента. В этом случае при помощи счетчика подсчитывают число капель израсходованного раствора реагента или измеряют время, прошедшее на титрование данного определяемого вещества.

Стандартный, или титрованный, раствор (титрант). Раствор реагента В точно известной концентрации, применяемый для титрования в методах объемного (титриметрического) анализа, называют стандартным, или титрованным, раствором, или титрантом.

Нормальность раствора (или N). Нормальность раствора выражают числом грамм-эквивалентов вещества, содержащегося в растворе (см. стр. 66):

$$C_H = N = \frac{n}{V} = \frac{a}{ЭV}$$

Титр. Точную концентрацию стандартного раствора реагента В (титранта) называют титром и выражают числом граммов растворенного вещества, содержащегося в растворе (см. стр. 67).

Правило (закон) эквивалентности. Химические элементы или их соединения вступают в химические реакции друг с другом в строго определенных весовых количествах, соответствующих их химическим эквивалентам (грамм-эквивалентам). Другими словами, грамм-эквивалент одного вещества реагирует с одним грамм-эквивалентом другого вещества. Это правило имеет большое значение в объемном анализе; им руководствуются при расчете результатов анализа.

Согласно правилу эквивалентности:

$$n_A = n_B$$

$$n = \frac{NV}{1000} = \frac{a}{Э} = \frac{TV}{Э}$$

где n — число грамм-эквивалентов растворенного вещества А и В; N — нормальность раствора; V — объем раствора; a — количество растворенного вещества, г; $Э$ — эквивалент растворенного вещества; T — титр, .

Точка эквивалентности и конечная точка титрования. Согласно правилу эквивалентности, титрование необходимо продолжать до тех пор, пока количество прибавленного реагента В не станет эквивалентным содержанию определяемого вещества А. Наступающий в процессе титрования момент, в котором количество стандартного раствора реагента В (титранта) становится теоретически строго эквивалентным количеству определяемого вещества А, реагирующего с прибавляемым реагентом В, согласно определенному уравнению химической реакции, называют точкой эквивалентности.

Точку эквивалентности устанавливают различными способами, например по изменению окраски индикатора, прибавляемого в титруемый раствор. Момент, при котором происходит наблюдаемое изменение цвета индикатора, называют конечной точкой титрования. Очень часто конечная точка титрования не совсем точно совпадает с точкой эквивалентности, соответствующей теоретической точке конца титрования.

Точка эквивалентности наступает в тот момент, когда в титруемый раствор прибавлено теоретически требующееся количество реагента В, нацело реагирующего с определяемым веществом А. Следовательно, теоретически в точке эквивалентности не должно быть ни вещества А, ни реагента В, если реакция их взаимодействия протекает количественно. Реакции, применяемые в объемном анализе, обратимы и в точке эквивалентности практически не доходят до конца. Эта одна из причин того, почему точка эквивалентности не всегда совпадает с конечной точкой титрования.

В тех случаях, когда точка эквивалентности полностью или почти полностью совпадает с конечной точкой титрования, по количеству реагента, израсходованного на реакцию с определяемым веществом, согласно правилу (закону) эквивалентности можно рассчитать количество определяемого вещества в граммах или содержание его в процентах. Когда эти точки не совпадают, вводят поправочный коэффициент, который вычисляют на основании данных, полученных при титровании в аналогичных условиях растворов с известным (эталонным) содержанием определяемого вещества или производят расчеты по методу, разработанному румынским ученым Литеану.

Навеска анализируемого вещества. Небольшое количество средней пробы вещества, которое берется для анализа, называют навеской. Для получения наиболее точных результатов необходимо брать рассчитанную навеску анализируемого вещества на аналитических весах.

От точности взвешивания навески зависит точность результатов анализа. Величину навески выбирают в зависимости от относительного содержания определяемых компонентов в исследуемом продукте и от избираемого метода анализа. Зная приблизительное содержание в анализируемом образце того или иного компонента, можно рассчитать оптимальную величину навески.

В анализируемом объекте различают основные компоненты, составляющие от 1 до 99,99999%, и примеси, содержание которых составляет 0,01 — 1%. Эти составные части анализируемого образца называют макрокомпонентами. Компоненты, содержащиеся в количествах меньше 0,01%, называют микропримесями (микрокомпонентами).

Выбор навески, требуемой для проведения анализа и определения макро- и микрокомпонентов, и выбор метода количественного анализа зависят от содержания основных определяемых веществ и микропримесей.

Реакции, используемые в объемном анализе. Титриметрические методы анализа основаны на использовании самых разнообразных реакций: нейтрализации, окисления—восстановления, осаждения, комплексообразования, ионного обмена, замещения, присоединения, конденсации и т. п.

Условия титрования. В процессе титрования должны строго соблюдаться условия, обеспечивающие достаточную быстроту выполнения анализа и достижение требуемой точности количественного определения (т. е. получение надежных результатов анализа).

Ниже указаны наиболее существенные условия титрования.

1. Место титрования должно быть тщательно подготовлено и хорошо освещено дневным или электрическим светом.

2. Применяемые посуда и измерительные приборы должны быть тщательно вымыты и точно откалиброваны перед началом титрования.

3. Используемые реактивы, побочные продукты, вводимые в титруемую смесь, дистиллированная или деионизированная вода должны удовлетворять предъявляемым к ним требованиям и не содержать посторонних примесей, искажающих результаты анализа.

4. В тех случаях, когда на процесс титрования оказывают влияние кислород или двуокись углерода для предотвращения побочных, нежела-

тельных реакций, титрование проводят в атмосфере достаточно инертного газа (обычно в атмосфере газообразного азота).

5. Процесс титрования должен сопровождаться тщательным и непрерывным перемешиванием реагирующих веществ (вручную или при помощи механической или магнитной мешалки).

6. Титрование должно завершаться по возможности в течение 5—10 мин и протекать в строго контролируемых условиях температуры, раствора, в присутствии или отсутствии индикатора и т. п. Если необходимо, титрование проводят при нагревании или охлаждении.

7. При титровании следует, согласно методике определения, поддерживать требуемую кислую или щелочную реакцию среды, добавлять в титруемую смесь необходимые электролиты (фон), органические растворители или экстрагенты, буферные смеси, комплексообразователи, катализаторы, индукторы, индикаторы и т. п.

8. Выбранный индикатор или какой-либо инструментальный метод определения конечной точки должны обеспечивать наиболее четкую и резкую фиксацию этой точки титрования, по возможности, совпадающей с точкой эквивалентности.

9. Титры применяемых стандартных растворов перед титрованием должны быть тщательно установлены или проверены по химически чистым установочным веществам.

10. Все параллельные титриметрические определения необходимо закончить в один рабочий день. Перенесение параллельных титрований на следующий день возможно лишь в случае полной уверенности в устойчивости титра стандартного раствора, применяемого для титрования. Если такой уверенности нет, следует на другой день снова проверить титр титранта.

Значение титриметрических методов анализа. Титрование представляет собой очень важный метод количественного анализа, широко применяемый в практике заводских, учебных и научно-исследовательских лабораторий для определения состава разнообразных неорганических, органических и элементоорганических соединений.

Кроме того, количественные данные, получаемые методом титрования, используются для установления строения исследуемых веществ, изучения кинетики химических процессов, определения констант диссоциации кислот и оснований, относительной силы электролитов, протяженности и положения шкалы констант автопротолиза различных растворителей, определения молекулярных весов, исследования механизма разнообразных химических превращений, для разработки, модернизации и интенсификации методов синтеза, получения особо чистых элементов и их соединений, обеспечения оптимальности химико-технологических процессов и т. д.

1.3 Растворы в объемном анализе, их классификация, способы выражения и расчёта концентрации

1.3.1 По роли в объемном анализе различают рабочий и анализируемый растворы.

Рабочий раствор – это раствор того вещества, по концентрации которого устанавливают концентрацию анализируемого раствора.

Растворы с известной концентрацией в весовом анализе называют титрованными, т.е. с известным титром.

Титр – один из способов выражения концентрации растворов, показывает, сколько г (или мг) растворенного вещества содержится в 1 мл раствора. Обозначается Т, измеряется в г/мл или мг/мл. Является одним из видов массовой концентрации.

1.3.2 По способу нахождения точной концентрации титрованные растворы делят на два типа:

- а) приготовленные;
- б) установленные.

Приготовленным раствором называется титрованный раствор, точная концентрация которого становится известной в процессе его приготовления по точной навеске, взятой на аналитических весах, и точному объему раствора:

$$T(A) = m(A)/V(A), \text{ г/мл}$$

Навеску вещества рассчитывают заранее. Масса вещества, необходимая для приготовления заданного объема раствора, заданной концентрации (или масса вещества, содержащаяся в любом объеме раствора известной концентрации) прямо пропорциональна концентрации, молярной массе или молярной массе эквивалента растворенного вещества и объему раствора.

Кроме титра рабочего раствора часто применяют в расчетах титр рабочего раствора вещества (А) по определяемому иону или веществу (Х).

Титр рабочего раствора по определяемому иону или веществу показывает, сколько г (мг) определяемого иона или вещества (Х) взаимодействует с 1 мл рабочего титрованного раствора вещества (А). Обозначается Т(А/Х). Например, Т(КМnО₄/Fe²⁺) показывает, сколько г взаимодействует Fe²⁺ взаимодействует с 1 мл рабочего титрованного раствора КМnО₄;

Т(АgNO₃/Сl⁻) – титр рабочего раствора нитрата серебра по иону Сl⁻, показывает, сколько г Сl⁻ взаимодействует с 1 мл рабочего титрованного раствора.

Вещества, пригодные для получения приготовленных растворов, называются исходным и должны удовлетворять следующим требованиям:

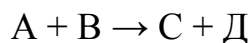
- а) быть химически чистым,
- б) иметь определенный химический состав, выражающийся одной формулой и не изменяющийся как при хранении веществ, так и при приготовлении раствора.

Круг таких веществ ограничен (поваренная соль; кристаллогидрат щавелевой кислоты, некоторые квасцы, бура и др.).

Большинство же веществ в той или иной мере изменяются со временем, поэтому для получения из них растворов с точной концентрацией вначале готовят раствор примерной концентрации, а затем устанавливают его точную концентрацию путем титрования.

Установленным раствором называется титрованный раствор, точная концентрация которого стала известной из расчетов по результатам титрования.

Расчет ведут на основании закона эквивалентов, который в применении к веществам, взаимодействующим в растворенном состоянии, можно сформулировать так: "Объемы растворов реагирующих веществ в точке эквивалентности обратно пропорциональны нормальным концентрациям этих веществ (или молярным концентрациям эквивалентов этих веществ)". Для реакции



где $V(A)$, $V(B)$ – объемы рабочего и анализируемого раствора в точке эквивалентности;

$C(1/zA)$, $C(1/zB)$ – нормальные концентрации рабочего и анализируемого раствора (или молярные концентрации эквивалентов этих веществ).

Нормальная или молярная концентрация эквивалентов показывает, какое количество вещества эквивалента содержится в единице объема раствора. Измеряется в моль/л, ммоль/мл.

Рекомендуется применять целые единицы измерения (моль/л), т.к. пропорциональные дробные величины численно с ними совпадают. Например, если имеется раствор с молярной концентрацией эквивалентов 0,1 моль/л, то его концентрация в ммоль/л также равна 0,1.

Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента) находится отношением количества вещества эквивалента (n моль), содержащегося в растворе, к объему, этого раствора (V л).

1.4 Вычисления в объёмном анализе

Вычисления в объёмном анализе основаны на законе эквивалентов, законе сохранения массы вещества при химических реакциях, законе постоянства состава веществ. В расчетах используются числовые данные периодической системы химических эквивалентов Д.И. Менделеева или справочные таблицы относительных молекулярных масс элементов и различных формульных единиц.

Понятие о грамм-эквиваленте. В объёмном анализе на раствор исследуемого вещества действуют раствором другого вещества точно известной концентрации. Так как различные вещества реагируют между собой в весовых количествах, пропорциональных их химическим эквивалентам, то при аналитических определениях наиболее удобно выражать концентрацию титрованных растворов числом грамм-эквивалентов соответствующих веществ в литре раствора.

Грамм-эквивалентом называется количество вещества, выраженное в граммах, которое при химических реакциях равноценно (эквивалентно) одному грамм- иону или грамм-атому водорода (1,008 г). Сокращенно грамм-эквивалент обозначают г-эkv.

При приготовлении рабочих титрованных растворов кислот, оснований и солей следует иметь в виду, что г-эkv. кислоты в реакции полной нейтрализации равен ее грамм-молекулярному весу (M), деленному на основность:

$$\text{г-эkv. HCl} = 36,46 \text{ г};$$

$$\text{г-экв. H}_2\text{SO}_4 = \frac{\text{MH}_2\text{SO}_4}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г.}$$

Грамм-эквивалент основания в реакции полной нейтрализации равен частному от деления грамм-молекулярного веса основания на число ионов OH^- его молекулы. Известно, что грамм-ион OH^- реагирует с одним грамм-ионом H^+ и, следовательно, эквивалентен последнему:

$$\text{г-экв. NaOH} = \frac{\text{M NaOH}}{1} = 40,01 \text{ г;}$$

$$\text{г-экв. Ca(OH)}_2 = \frac{\text{Ca(OH)}_2}{2} = 37 \text{ г;}$$

Грамм-эквивалент соли в реакции полного обмена равен ее грамм-молекулярному весу, деленному на сумму валентностей ионов металла, которые эта соль содержит:

$$\text{г-экв. Al}_2(\text{SO}_4)_3 = 57,02 \text{ г;}$$

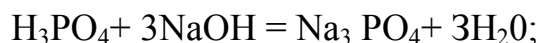
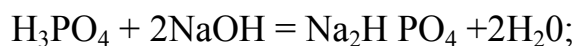
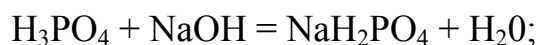
$$\text{г-экв. BaCl}_2 = 208,27 \text{ .}$$

$$\text{г-экв. BaCl} = \frac{\text{BaCl}}{2} = 104,14 \text{ г.}$$

Чтобы определить грамм-эквивалент какого-либо вещества, нужно разобрать уравнение протекающей реакции, так как грамм-эквивалент не является постоянным числом, а зависит от реакции, в которой это вещество участвует.

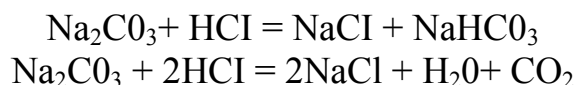
Поясним сказанное примерами.

1. Фосфорная кислота может титроваться как одноосновная, двухосновная и трехосновная:



В первой реакции грамм-эквивалент H_3PO_4 равен ее грамм-молекуле (98 г), во второй — $1/2$ грамм-молекулы (49 г) и в третьей — $1/3$ (32,67 г).

2. Na_2CO_3 с соляной кислотой реагирует по уравнениям:



В первой реакции грамм-эквивалент Na_2CO_3 равен одной грамм-молекуле (106 г), во второй — $1/2$ г ее (53 г).

Нормальные растворы.

Раствор, в 1 л которого содержится 1 грамм-эквивалент растворенного вещества, называется нормальным. Концентрацию его обычно обозначают 1 н. Если раствор содержит 2, 1/2, 1/100 грамм-эквивалента, то обозначают: 2н. (двунормальный раствор), 0,5н. (полунормальный); 0,1 н. (децинормальный); 0,01 н. (сантинормальный). Растворы можно готовить любой промежуточной концентрации: 0,2 н., 0,25 н. и т. д. (для обозначения нормальности при счетах используют букву «н» или латинское *M*). Нормальность раствора показывает количество грамм-эквивалентов или долей грамм-эквивалента вещества, содержащееся в 1 л раствора. Например, если в мерной колбе на 1 л растворили 49 г H_2SO_4 (1 г-экв.), то такой раствор называется нормальным, если 4,9 г, то это будет децинормальный раствор (при взятии кислот и щелочей учитывают их удельный вес; так, 1 мл концентрированной серной кислоты равен 1,84 г, соляной — 1,19 г).

Нормальные растворы наиболее широко применяют в объемном анализе. Преимущество их заключается в том, что, отмеривая равные объемы раствора одинаковой нормальности, мы берем как раз требуемые для реакции количества вещества, которые взаимодействуют между собой без остатка.

Понятие о титре и титровании.

Количество граммов растворенного вещества, находящегося в 1 мл титрованного раствора, называется титром. Его обозначают буквой *T* со значком справа внизу, указывающим наименование растворенного вещества. Например, титр соляной кислоты изображается так:

$T_{HCl} = 0,003645$ г/мл. Это обозначает, что в 1 мл данного раствора содержится 0,003645 г соляной кислоты.

Титр раствора определяют делением навески вещества *g* на объем полученного раствора *V* или по формуле:

$$T = \frac{\text{г-экв. } N}{1000}, \text{ где } N - \text{нормальность раствора}$$

Процесс приливания одного раствора с известной концентрацией к другому раствору для определения его титра называется титрованием

Во время титрования прибавляют количество реактива, эквивалентное определяемому веществу, поэтому раствор из бюретки добавляют осторожно по каплям до достижения точки эквивалентности, которую находят по изменению окраски титруемого раствора.

Вопросы для закрепления

1. Какой раствор называют титрованным?
2. Что такое титрование?
3. Дать определение титра.
4. По какой формуле рассчитывается титр?
5. По какой формуле рассчитывается нормальность?
6. Какие нормальные концентрации можно назвать?
7. Какие растворы называются исходными?
8. Какие растворы называются приготовленными?

РЕШЕНИЕ УПРАЖНЕНИЙ

1. Найти грамм-эквивалент H_2SO_4 ; H_3PO_4 ; $CuSO_4$
2. Найти грамм-эквивалент $NaCl$; $NaOH$; $Ba(NO_3)_2$
3. Определить N раствора HNO_3 , если на титрование 15 мл. ее ушло 15 мл. щелочи децинормальной.
4. Найти титр вещества, если 400 мл. его содержит 5 грамм.
5. Определить грамм-эквивалент: $Fe(NO_3)_3$; $Mg(OH)_2$; Na_2CO_3
6. Найти грамм-эквивалент H_2S ; CaS ; K_3PO_4
7. Определить нормальность раствора серной кислоты, если титр равен 0,00356 г/мл.

Определить:

1. Определить грамм-эквивалент $Al(NO_3)_3$; $Mg_3(PO_4)_2$; H_2S
2. Определить нормальность и титр соляной кислоты, если на титрование 20 мл. ее ушло 10 мл. н раствора щелочи.
3. Определить T раствора HNO_3 , если на титрование 15 мл. ее ушло 15 мл. щелочи децинормальной.
4. Определить нормальность и титр серной кислоты, если для нейтрализации 2,5 мл. серной кислоты израсходовано 15 мл. 0,1 раствора KOH .
6. Определить N раствора, если $T(H_2SO_4) = 0,00356$ г/мл.
7. Определить титр 0,3 н. раствора $CaCl_2$

ПРИМЕРЫ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ И РАСЧЕТОВ В ОБЪЕМНОМ АНАЛИЗЕ

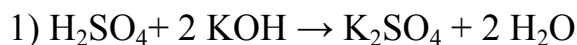
Какова масса двухводного кристаллогидрата щавелевой кислоты, необходимая для приготовления 200 мл раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,1500 моль/л? Каков титр этого раствора?

Решение:

- 1) $M(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) = 126,07$ г/моль (из справочной таблицы)
 - 2) $Z = 2$, $1/z = 1/2 = 0,5$
 - 3) $m(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) = C(1/2H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) \cdot M(1/2H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) \cdot V(H_2C_2O_4)$
 $m(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) = 0,1500$ моль/л $\cdot 1/2 \cdot 126$ г/моль $\cdot 0,2$ л = 1,8900 г.
 - 4) $T(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) = m(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) / V(H_2C_2O_4)$
 $T(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) = 1,8900$ г/200 мл = 0,009450 г/мл
- Ответ: $m(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) = 1,8900$ г.
 $T(H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O) = 0,009450$ г/мл.

Каковы титр и нормальная концентрация раствора серной кислоты, если на титрование 15,0 мл его затрачено 13,7 мл титрованного раствора гидроксида калия с молярной концентрацией 0,1304 моль/л?

Решение:



$$Z (\text{H}_2\text{SO}_4) = 2, 1/z = 1/2 = 0,5$$

$$Z (\text{KOH}) = 1$$

По закону эквивалентов:

$$V (\text{H}_2\text{SO}_4) / V (\text{KOH}) = C (\text{KOH}) / C (1/2\text{H}_2\text{SO}_4)$$

$$C (1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1304 \text{ моль/л} \cdot 13,7 \text{ мл} / 15,0 \text{ мл} = 0,1191 \text{ моль/л}$$

$$2) T (\text{H}_2\text{SO}_4) = C (1/2\text{H}_2\text{SO}_4) \cdot M (1/2\text{H}_2\text{SO}_4) / 1000,$$

$$M (1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2 \cdot 98,078 = 49,039 \text{ г/моль}$$

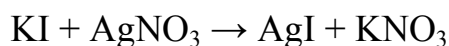
$$T (\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1191 \text{ моль/л} \cdot 49,03 \text{ г/моль} / 1000 \text{ мл} = 0,005836 \text{ г/мл}$$

$$\text{Ответ: } C (1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,1191 \text{ моль/л}$$

$$T (\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,005836 \text{ г/мл}$$

Из навески 0,6172 г иодида калия приготовили 100 мл раствора. На титрование 15,0 мл этого раствора затрачено 25,0 мл раствора нитрата серебра, молярная концентрация которого равна 0,0204 моль/л. Вычислите массовую долю иода в иоиде калия по результатам титрования и теоретическую (для сравнения).

Решение:



$$1) T (\text{AgNO}_3/\text{I}) = C (\text{AgNO}_3) \cdot M (\text{I}) / 1000$$

$$T (\text{AgNO}_3/\text{I}) = 0,0204 \text{ моль/л} \cdot 127 \text{ г/моль} / 1000 \text{ мл} = 0,002591 \text{ г/мл}$$

$$2) m (\text{I}) = T (\text{AgNO}_3/\text{I}) \cdot V (\text{AgNO}_3) \cdot V_1 (\text{KI}) / V_2 (\text{KI})$$

$$m (\text{I}) = 0,002591 \text{ г/мл} \cdot 25 \text{ мл} \cdot 100 \text{ мл} / 15 \text{ мл} = 0,4318 \text{ г.}$$

$$3) W (\text{I}) = m (\text{I}) / m (\text{KI})$$

по результатам титрования:

$$W (\text{I})_{\text{прак.}} = 0,4318 \text{ г} / 0,6172 \text{ г} = 0,6996 \text{ или } 69,96 \%$$

$$W (\text{I})_{\text{теор.}} = M (\text{I}) / M (\text{KI})$$

$$W (\text{I})_{\text{теор.}} = 127 \text{ г/моль} / 166 \text{ г/моль} = 0,7651 \text{ или } 76,51 \%$$

$$\text{Ответ: } W (\text{I})_{\text{прак.}} = 0,6996 \text{ или } 69,96 \%$$

$$W (\text{I})_{\text{теор.}} = 0,7651 \text{ или } 76,51 \%$$

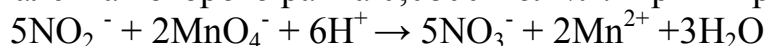
Решить самостоятельно задачи

Какова молярная концентрация раствора хлорида натрия, если для приготовления 500 мл раствора была взята на аналитических весах навеска 0,5850 NaCl х.ч.? Каков титр этого раствора? Какова нормальная концентрация этого раствора?

Какова масса сульфата меди в 2,5 л раствора с молярной концентрацией эквивалента 0,25 моль/л? Вычислите для безводной соли и пятиводного кристаллогидрата.

Каковы титр и молярная концентрация эквивалента раствора нитрита натрия, если при титровании его в кислой среде на 10,0 мл раствора нитрита

натрия затрачено 12,5 мл раствора перманганата калия, молярная концентрация эквивалента которого равна 0,0800 моль/л? При титровании протекает реакция:



Вариант 1

1. Формы объемного анализа.
2. Как приготовить 300 мл. 0,01 н раствор HNO_3
3. Определить нормальность и титр соляной кислоты, если на титрование 20 мл. ее ушло 10 мл. н раствора щелочи.

Вариант 2

1. Осаждение.
2. Найти грамм-эквивалент NaCl ; NaOH ; $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
3. Определить титр раствора азотной кислоты, если на титрование 15 мл. ее ушло 25 мл. децинормальной щелочи NaOH

Вариант 3

1. Взятие навески.
2. Определить N раствора HNO_3 , если на титрование 15 мл. ее ушло 15 мл. щелочи децинормальной.
3. Определить T раствора HNO_3 , если на титрование 15 мл. ее ушло 15 мл. щелочи децинормальной.

Вариант 4

1. Растворение навески.
2. Найти титр вещества, если 400 мл. его содержит 5 грамм.
3. Определить нормальность и титр серной кислоты, если для нейтрализации 2,5 мл. серной кислоты израсходовано 15 мл. 0,1 раствора KOH .

Вариант 5

1. Индикаторы.
2. Определить грамм-эквивалент: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$; $\text{Mg}(\text{OH})_2$; Na_2CO_3
3. Определить N раствора, если $T(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,00356$ г/мл.

Вариант 6

1. Определение средней пробы силоса.
2. Найти грамм-эквивалент H_2S ; CaS ; K_3PO_4
3. Определить титр 0,3 н. Раствора CaCl_2

Вариант 7

1. Найти грамм-эквивалент H_2SO_4 ; H_3PO_4 ; $CuSO_4$
2. Определить нормальность раствора серной кислоты, если титр равен 0,00356 г/мл.
3. Объемная посуда.

Вариант 8

1. Индикаторы, реакция среды.
2. Как приготовить 300 мл. 0,1 н раствора Na_2SO_3
3. Определить титр 2 н раствора $Al(NO_3)_3$

Вариант 9

1. Определение средней пробы грубых кормов.
2. Определить грамм-эквивалент $Al(NO_3)_3$; $Mg_3(PO_4)_2$; HS
3. Определить N и T KOH, если для нейтрализации 2, 5 мл. KOH израсходовано 15 мл. 0,1 раствора H_2SO_4

Вариант 10

1. Формулы объемного анализа.
2. Определить грамм-эквивалент: карбоната кальция, азотной кислоты, гидроксида бария.
3. Определить N и T раствора Na_2SO_4 , если в 230 мл. ее содержится 2,3 г.

МЕТОДЫ ОБЪЕМНОГО АНАЛИЗА

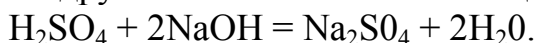
ОСНОВНЫЕ МЕТОДЫ ОБЪЕМНОГО АНАЛИЗА

В объемном анализе различают три основных метода: нейтрализации (или насыщения); окисления-восстановления (оксидиметрия) и осаждения.

Метод нейтрализации (или насыщения) основан на взаимодействии кислот и щелочей. В этих реакциях ионы H^+ , входящие в состав кислот, реагируют с ионами OH^- щелочей с образованием слабодиссоциированных молекул воды:



Из других элементов кислот и щелочен образуются соли;



Этот метод позволяет устанавливать в растворах концентрацию кислот, щелочей и гидролизующихся солей.

Для определения количества щелочей необходимо иметь титрованный раствор какой-либо кислоты, а для определения кислот — титрованный раствор щелочи. Чаще всего используют титрованные растворы щелочей NaOH и KOH и кислот H_2SO_4 и HCl.

Точку эквивалентности при нейтрализации устанавливают по изменению окраски индикаторов (лакмуса, метилового оранжевого, метилового красного или фенолфталеина).

Количество солей, показывающих резко щелочную реакцию при гидролизе, устанавливают также методом нейтрализации (определение азота и аммонийных солей в кормах, жесткости воды и т. д.).

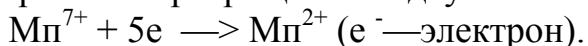
Методы окисления-восстановления (оксидиметрия). Объемно-аналитические определения, основанные на окислительно - восстановительных реакциях, характеризующихся изменением валентности участвующих в них элементов, называются о к с и д и м е т р и е й.

Когда атомы (или ионы) теряют электроны, происходит окисление, когда же приобретают — восстановление. Потеря электронов одними атомами сопровождается присоединением этих электронов к другим атомам, и поэтому окисление и восстановление веществ представляют единый процесс. Для количественного определения восстановителей (Fe^{2+} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, NO_2^- и др.) необходимо иметь титрованный раствор того или другого окислителя (Cr_2O_7^- , MnO_4^- , ClO_3^- , Fe^{3+} и др.).

В зависимости от того, какой окислитель или восстановитель используют при реакции, эти методы подразделяют на перманганатометрию, йодометрию и др.

Перманганатометрия. В основе ее лежат реакции окисления, производимые раствором KMnO_4 . Его используют для определения количества легко окисляемых веществ, например щавелевой кислоты при установлении содержания кальция в кормах и крови животных.

При действии на окисляющиеся вещества (восстановители) в кислой среде семивалентный ион марганца, образующий анион MnO_4^- , приобретает пять электронов и превращается в двухвалентный катион:



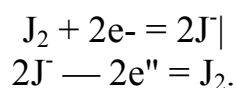
В нейтральной или щелочной среде семивалентный марганец восстанавливается до четырехвалентного и образуется осадок бурого цвета: $\text{Mn}^{7+} + 3e^- \longrightarrow \text{Mn}^{4+}$. При полном окислении перманганатом одна лишняя его капля окрашивает весь раствор в бледно-розовый цвет. Это окрашивание показывает конец титрования.

В перманганатометрии наиболее часто пользуются реакцией в кислой среде. В этих условиях всегда имеют прозрачную жидкость, в которой легко заметить перемену цвета раствора и, следовательно, точнее определить конец реакции. Кроме того, в кислой среде окислительные свойства KMnO_4 значительно сильнее выражены, чем в щелочной. Из кислот для этой цели пригодна серная кислота.

В обычных лабораторных условиях реакция окисления перманганатом протекает очень медленно, поэтому перед титрованием необходимо нагреть реагирующие жидкости.

Й о д о м е т р и я. Метод объемного анализа, в котором в качестве окислителя применяют йод, называется йодометрическим.

В основе йодометрии лежат следующие реакции:



В первой реакции, свободный йод служит окислителем, во второй ион I^- — восстановителем, йодометрия позволяет определить количество окислителей и восстановителей. Точности определения помогает применение специфического для йода индикатора — крахмала, который не окрашивается никакими другими окислителями.

В качестве рабочих растворов в йодометрии применяют растворы йода и тиосульфата натрия (гипосульфит) $Na_2S_2O_3$. Метод применяют для определения сахара в крови и фермента оксидазы, а также при анализе воды и хлорной извести.

Метод осаждения основан на способности некоторых веществ при взаимодействии с рабочими титрованными растворами давать труднорастворимые осадки. Осадок, изменяя свойства среды, позволяет находить точку эквивалентности. Например, при объемном определении иона Cl^- исследуемую жидкость титруют раствором $AgNO_3$ в присутствии индикатора K_2CrO_4 . Когда все ионы Cl^- будут связаны, малейший избыток азотнокислого серебра вызывает появление кирпично-красного осадка Ag_2CrO_4 . В этот момент титрование прекращают.

В методе осаждения наиболее часто используют те реакции, которые дают труднорастворимые соединения серебра: $AgCl$, $AgBr$, AgI и т. д. Основным реактивом, применяемым в этом случае, является титрованный раствор $AgNO_3$; отсюда и метод называется аргентометрическим. Метод осаждения используют для определения хлоридов в желудочном соке, крови и моче животных, а также при анализе питьевой воды.

Точность объемно-аналитических определений. В объемном анализе, как и в весовом, всегда неизбежны ошибки. Допустимая ошибка при объемных определениях не должна превышать 0,1 %.

Различают ошибки систематические и случайные. Систематические ошибки невелики. Например, при титровании вблизи эквивалентной точки оставалось недотитрованным количество вещества, на которое надо израсходовать 0,02 мл рабочего раствора. Но объем прибавляемой из бюретки капли равен 0,06 мл. Добавление части капли практически невозможно, а целая капля дает избыток в $0,06 - 0,02 = 0,04$ мл.

Объем капли раствора зависит от многих факторов, но всегда следует стремиться, чтобы капли были мельче.

Систематические ошибки могут взаимно компенсировать друг друга. Поэтому устанавливают титр рабочего раствора и титруют исследуемую жидкость в одинаковых условиях, пользуясь одним и тем же индикатором, той же измерительной посудой и т. п.

Случайные ошибки могут отклоняться от средней, или истинной, величины на 0,3% и более. Чтобы устранить эти ошибки, отбрасывают отклонения, превышающие 0,3%. Например, если при определении нормальности раствора $NaOH$ были получены величины 0,1017; 0,1015; 0,1023 и 0,1016, то величину 0,1023 отбрасывают, потому что она больше наименьшего числа 0,1015 на 0,7%. Из остальных величин берут среднее арифметическое. Не следует добиваться также и недостижимого совпадения результатов титрования. При небольших расхождениях результатов можно ограничиться данными двух параллельных титрований.

Задания.

Сколько граммов HCl содержится в 500 мл раствора, если титр его равен 0,0036?

(Ответ: 1,8 г).

Титр раствора HNO₃ составляет 0,00610 г в 1 мл. Вычислите его нормальность.

(Ответ: 0,09682 н.)

Какой объем 0,1500 н. раствора NaOH пойдет на титрование:

а) 21,0 мл 1,1133 н. раствора HCl; б) 21,0 мл раствора HCl с титром 0,003810?

(Ответ: а) 15,85 мл, б) 14,63 мл).

Какая нормальность раствора H₂C₂O₄·2H₂O, полученного растворением 1,7337 г ее в мерной колбе емкостью 250 мл?

(Ответ: 0,1100 н.)

ИНДИКАТОРЫ. РЕАКЦИЯ СРЕДЫ

ИНДИКАТОРЫ (позднелатинское indicator - указатель), химические вещества, изменяющие окраску, люминесценцию или образующие осадок при изменении концентрации компонента в растворе. Различают индикаторы обратимые и необратимые. Изменение окраски первых при изменении состояния системы (например, фенолфталеина при изменении pH среды) может быть повторено многократно. Необратимые индикаторы подвергаются необратимым химическим превращениям, например, азосоединения при окислении ионами BrO₃⁻ разрушаются. Индикаторы, которые вводят в исследуемый раствор, называют внутренними, в отличие от внешних, реакцию с которыми проводят вне анализируемой смеси. В последнем случае одну или несколько капель анализируемого раствора помещают на бумажку, пропитанную индикатором, или смешивают их на белой фарфоровой пластинке с каплей индикатора. Индикаторы применяют чаще всего для установления конца химической реакции, главным образом конечной точки титрования. В соответствии с титриметрическими методами различают кислотно-основные, адсорбционные, окислительно-восстановительные и комплексонометрические индикаторы. Кислотно-основные индикаторы представляют собой растворимые органические соединения, которые меняют свой цвет или люминесценцию в зависимости от концентрации ионов H⁺ (pH среды). Применение для установления конца реакции между кислотами и основаниями (в т. ч. при кислотно-основном титровании) или других реакций, если в них участвуют ионы H⁺, а также для колориметрического определения pH водных растворов. Наиболее важные кислотно-основные индикаторы приведены в табл. 1. Причина изменения цвета индикаторов в том, что присоединение или отдача протонов его молекулами связаны с заменой одних хромофорных групп другими или с появлением новых хромофорных групп. Если индикатор слабая кислота HIn, то в водном p-ре имеет место равновесие: $\text{HIn} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{In}^- + \text{H}_3\text{O}^+$. Если индикатор - слабое основание In, то: $\text{In} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HIn}^+ + \text{OH}^-$. В общем ви-

де можно записать: $In_a + H_2O \rightleftharpoons In_b + H_3O^+$, где In_a и In_b - соотв. кислая и основная формы индикатора, которые окрашены различно. Константа равновесия этого процесса $K_{in} = [In_b][H_3O^+]/[In_a]$ называется константой индикатора. Цвет раствора зависит от соотношения $[In_a]/[In_b]$, которое определяется рН раствора.

Реакция раствора веществ в растворителе может быть трех видов: нейтральная, кислая и щелочная. Реакция зависит от концентрации водородных ионов H^+ в растворе.

РЕАКЦИЯ СРЕДЫ, термин, употребляемый в химии и характеризующийся соотношением водородных и гидроксильных ионов. Реакция среды является кислой, если в растворе преобладают водородные ионы; раствор обнаруживает в этом случае свойства кислоты. В случае преобладания гидроксильных ионов реакция среды является щелочной. Она нейтральна, если водородные и гидроксильные ионы отсутствуют совершенно или же содержатся в равном количестве. Реакция среды характеризовалась прежде по титрационной кислотности или щелочности, т. е. по тому количеству водородных или гидроксильных ионов, которые дает раствор при его нейтрализации. В отличие от этого в настоящее время реакция среды определяется концентрацией фактически содержащихся в данный момент в растворе, активно действующих H^- и OH^- -ионов и соответственно обозначается как «активная реакция». Учение о реакции среды разработано гл. обр. для водных растворов, представляющих наибольший интерес, т. к. вода является основным растворителем, в котором происходят химические реакции, и единственной средой, в которой возможны жизненные процессы. Благодаря частичной диссоциации самой воды во всех водных растворах содержатся как H^+ -ионы (катионы), так и OH^- -ионы (анионы) и при различных реакциях изменяется лишь их соотношение. Произведение концентраций обоих этих ионов представляет в водных растворах при каждой температуре постоянную величину. Поэтому, зная концентрацию одного из этих ионов, легко вычислить концентрацию другого. Для характеристики реакции среды указывают обычно концентрацию одних лишь водородных ионов или их десятичный логарифм.

Чистая вода диссоциирует в очень незначительной степени на ионы H^+ и ионы гидроксила OH^- .

Водородный показатель рН

Водородный показатель является удобным и общепринятым способом выражения концентрации водородных ионов. Для чистой воды концентрация H^+ равна концентрации OH^- , а произведение концентраций H^+ и OH^- , выраженных в грамм-ионах на литр, величина постоянная, равная $1 \cdot 10^{-14}$

Из этого произведения можно вычислить концентрацию водородных ионов: $[H^+] = 1 \cdot 10^{-14} = 10^{-7}$ /г-ион/л/.

Это равновесное "нейтральное" состояние принято обозначать рН 7 - отрицательный логарифм концентрации H^+ - водородных ионов, 7 - показатель степени с обратным знаком.

Раствор с рН больше 7 является щелочным, в нем ионов H^+ меньше, чем OH^- ; раствор с рН меньше 7 - кислый, в нем ионов H^+ больше, чем OH^- .

Жидкости, применяемые на практике, имеют концентрацию водородных

ионов, изменяющуюся обычно в пределах рН от 0 до 14

Индикатор	Реакция среды		
	Кислая	Нейтральная	Щелочная
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Красный	Оранжевый	Желтый
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий

Значения рН в растворах различной кислотности [\[править\]](#) | [править вики-текст](#)

- Вопреки распространённому мнению, рН может изменяться не только в интервале от 0 до 14, а может и выходить за эти пределы. Например, при концентрации ионов водорода $[H^+] = 10^{-15}$ моль /л, рН = 15, при концентрации ионов гидроксида 10 моль /л рОН = -1.

Так как при 25 °С (стандартных условиях) $[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}$, то понятно, что при этой температуре рН + рОН = 14.

Так как в кислых растворах $[H^+] > 10^{-7}$, то у кислых растворов рН < 7, аналогично, у щелочных растворов рН > 7, рН нейтральных растворов равен 7. При более высоких температурах константа электролитической диссоциации воды повышается, соответственно увеличивается ионное произведение воды, поэтому нейтральной оказывается рН = 7 (что соответствует одновременно возросшим концентрациям как H^+ , так и OH^-); при понижении температуры, напротив, нейтральная рН возрастает.

Методы определения значения рН

Для определения значения рН растворов широко используют несколько методик. Водородный показатель можно приблизительно оценивать с помощью индикаторов, точно измерять рН-метром или определять аналитически путём, проведением кислотно-основного титрования.

Для грубой оценки концентрации

Некоторые значения рН	
Вещество	рН
Электролит в свинцовых аккумуляторах	<1,0
Желудочный сок	1,0—2,0
Лимонный сок (5% р-р лимонной кислоты)	2,0±0,3
Пищевой уксус	2,4
Кока-кола	3,0±0,3
Яблочный сок	3,0
Пиво	4,5
Кофе	5,0
Шампунь	5,5
Чай	5,5
Кожа здорового человека	5,5
Кислотный дождь	< 5,6
Питьевая вода	6,5-8,5
Слюна	6,8—7,4 ^[1]
Молоко	6,6-6,93
Чистая вода при 25 °С	7,0
Кровь	7,36—7,44
Морская вода	8,0
Мыло (жировое) для рук	9,0—10,0
Нашатырный спирт	11,5
Отбеливатель (хлорная известь)	12,5
Концентрированные растворы щелочей	>13

водородных ионов широко используются кислотно-основные индикаторы — органические вещества-красители, цвет которых зависит от рН среды. К наиболее известным индикаторам принадлежат лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый (метиловый оранжевый) и другие. Индикаторы способны существовать в двух поразному окрашенных формах — либо в кислотной, либо в основной. Изменение цвета каждого индикатора происходит в своём интервале кислотности, обычно составляющем 1–2 единицы.

Для расширения рабочего интервала измерения рН используют так называемый универсальный индикатор, представляющий собой смесь из нескольких индикаторов. Универсальный индикатор последовательно меняет цвет с красного через жёлтый, зелёный, синий до фиолетового при переходе из кислой области в щелочную. Определения рН индикаторным методом затруднено для мутных или окрашенных растворов.

Использование специального прибора — рН-метра — позволяет измерять рН в более широком диапазоне и более точно (до 0,01 единицы рН), чем с помощью индикаторов. Ионметрический метод определения рН основывается на измерении милливольтметром-ионометром ЭДС гальванической цепи, включающей специальный стеклянный электрод, потенциал которого зависит от концентрации ионов H^+ в окружающем растворе. Способ отличается удобством и высокой точностью, особенно после калибровки индикаторного электрода в избранном диапазоне рН, позволяет измерять рН непрозрачных и цветных растворов и потому широко используется.

Аналитический объёмный метод — кислотно-основное титрование — также даёт точные результаты определения кислотности растворов. Раствор известной концентрации (титрант) по каплям добавляется к исследуемому раствору. При их смешивании протекает химическая реакция. Точка эквивалентности — момент, когда титранта точно хватает, чтобы полностью завершить реакцию, — фиксируется с помощью индикатора. Далее, зная концентрацию и объём добавленного раствора титранта, вычисляется кислотность раствора.

Влияние температуры на значения рН

0,001 моль/л [HCl](#) при 20 °С имеет рН=3, при 30 °С рН=3

0,001 моль/л [NaOH](#) при 20 °С имеет рН=11,73, при 30 °С рН=10,83

Влияние температуры на значения рН объясняется различной диссоциацией ионов водорода (H^+) и не является ошибкой эксперимента. Температурный эффект невозможно компенсировать за счет электроники рН-метра.

Роль рН в химии и биологии

Кислотность среды имеет важное значение для множества химических процессов, и возможность протекания или результат той или иной реакции часто зависит от рН среды. Для поддержания определённого значения рН в реакционной системе при проведении лабораторных исследований или на производстве применяют буферные растворы, которые позволяют сохранять практически постоянное значение рН при разбавлении или при добавлении в раствор небольших количеств кислоты или щёлочи.

Водородный показатель pH широко используется для характеристики кислотно-основных свойств различных биологических сред.

Кислотность реакционной среды особое значение имеет для биохимических реакций, протекающих в живых системах. Концентрация в растворе ионов водорода часто оказывает влияние на физико-химические свойства и биологическую активность белков и нуклеиновых кислот, поэтому для нормального функционирования организма поддержание кислотно-основного гомеостаза является задачей исключительной важности. Динамическое поддержание оптимального pH биологических жидкостей достигается благодаря действию буферных систем организма.

В человеческом организме в различных органах водородный показатель различен.

Природные индикаторы из растений

Антоцианы и другие растительные пигменты способны менять цвет в зависимости от pH среды (клеточного сока). Антоцианы имеют преимущественно красный цвет в кислой среде и синий в щелочной. Сок из красной капусты или столовой свёклы нередко используют в качестве индикатора при начальном обучении химии.

- [Свёкла](#) красная, сок
- [Чёрная смородина](#) сок
- [Голубика](#), ягоды
- [Морковь](#), сок
- [Вишня](#), сок ягод
- [Карри](#) порошок ([Куркума](#))
- [Дельфиниум](#) лепестки
- [Герань](#) розовая, лепестки
- [Виноград](#) красный
- [Конский каштан](#), листья
- [Гортензия](#)
- [Morning Glories](#)
- [Луковая](#) шелуха
- [Маргаритки](#), лепестки
- [Петуния](#), лепестки
- [Примула](#)
- [Мак](#), лепестки
- [Пион](#) красный, лепестки
- [Rayhan leaves](#)
- Капуста красная, сок
- [Редис](#) красный
- [Ревень](#)
- [Роза](#), лепестки
- [Земляника](#), ягоды
- [Чай](#)
- [Тимьян](#) или [Орегано](#) — цветки
- [Тюльпан](#), лепестки
- [Фиалка](#), лепестки

Вопросы для закрепления

1. Перечислите реакцию среды солей
2. Приведите примеры разных сред в живом организме
3. Дать определение индикаторов
4. Какие соединения используются в качестве индикаторов
5. Чем выражается кислотность или щелочность среды?
6. Одинакова ли окраска недиссоциированных молекул и ионов?
7. От чего зависит изменение окраски индикатора?
8. Что надо сделать перед выбором индикатора?

9. Приведите примеры индикаторов.

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ЩЕЛОЧИ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ (ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА)

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Научиться готовить рабочий титрованный раствор, заданной концентрации.

РЕАКТИВЫ И ОБОРУДОВАНИЕ: NaOH, вода дистиллированная, мерный цилиндр.

ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Для приготовления нормального раствора NaOH берут несколько большую навеску, чем расчетная, т. к. щелочи при хранении энергично поглощают CO₂ и H₂O, образуя карбонаты.

ФОРМА ОТЧЕТА

Задание: Приготовить 50 мл 0,1 н раствора щелочи натрия

1. Рассчитать сколько г NaOH надо взять для приготовления 50 мл 0,1 н р-ра.

Для приготовления 1000 мл 1 н р-ра NaOH надо взять 1 г- экв т. е. 40 г.

Для приготовления 1000 мл 0,1 н р-ра NaOH надо взять 0,1 г-экв, т. е. 4 г,

Для приготовления 50 мл 0.1н р-ра надо взять X г.

$$X = \frac{50 \cdot 4}{1000} = 0,2 \text{ г}$$

2. Перенести навеску в стакан (взять с избытком), 3 раза ополоснуть водой для удаления карбоната.

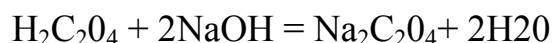
3. Растворить навеску в дистиллированной воде (20—30мл)

4. Каплями приливать BaCl₂. каждый раз давая мути отстояться.

5. Слить прозрачный раствор в другой цилиндр и долить дистиллированной водой до метки 50 мл.

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА КИСЛОТЫ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ (ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА)

Щавелевая кислота с едким натром взаимодействует по уравнению:



Следовательно, грамм-эквивалент этой кислоты равен половине грамм-молекулы, т. е. $126,07 : 2 = 63,04$ г. Для проверки титра щелочи достаточно приготовить 100 мл. 0,1 н. раствора щавелевой кислоты. Для этого ее навеска должна составить $63,04 \cdot 0,1 \cdot 0,1 = 0,6304$ г. Щавелевая кислота должна быть свежеперекристаллизованной. Навеску переносят с помощью воронки в мерную колбу на 100 мл, растворяют холодной водой (прокипяченной) и доводят

объем в колбе до метки.

Если навеска имела отклонения от рассчитанного выше веса, то необходимо вычислить титр и нормальность раствора щавелевой кислоты. Допустим, что навеска была 0,6454 г. Тогда титр раствора

$$T = \frac{Q}{V} \quad T = \frac{0,6454}{1000} = 0,006454 \text{ г в 1 мл.},$$

$$N = \frac{T \cdot 1000}{\text{г-экв}} = \frac{0,006454 \cdot 1000}{63,54} = 0,1024$$

*УСТАНОВКА НОРМАЛЬНОСТИ РАСТВОРА ЩЕЛОЧИ
ПО ТИТРОВАННОМУ РАСТВОРУ КИСЛОТЫ МЕТОДОМ ТИТРОВАНИЯ
(ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА)*

Чистую бюретку ополаскивают приготовленным раствором NaOH, заполняют им бюретку, убирают воронку, устанавливают мениск жадности на нулевом давлении,

Пипеткой набирают 10 мл исходного раствора щавелевой кислоты (предварительно ополоснув ее тем же раствором), переносят в коническую колбу, прибавляют каплю фенолфталеина и титруют раствором щелочи до бледно-малиновой окраски, не исчезающей при взбалтывании в течение минуты (при стоянии окраска индикатора из-за поглощения раствором CO₂). Титрование проверяют 2—3 раза, высчитывают средний результат, который и берут при вычислении.

Например, на титровании 10 мл 0,1024 н, раствора щавелевой кислоты пошло в среднем 10,65 мл щелочи (известно, что объемы растворов обратно пропорциональны их нормальностям). Тогда:

$$V_{\text{NaOH}} \cdot 10,85 = 0,1024 \cdot 10,0;$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{0,1024 \cdot 10,0}{10,85} = 0,9133$$

Нормальность раствора щелочи можно также установить и по рабочему титрованному раствору HCl (с метиловым оранжевым).

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ПРИГОТОВЛЕНИЕ ТИТРОВАННОГО РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ HCl

Приготовление 200 мл приблизительно 0,1 н раствора HCl. Грамм-эквивалент HCl составляет 36,46 г. Следовательно, в 200 мл 0,1 н раствора ее должно содержаться $36,46 \cdot 0,1 \cdot 0,2 = 0,7292$ г. Плотность концентрированной кислоты измеряют ареометром. Допустим, она оказалась равна $1,169 \text{ г/см}^3$. Из приложения 1 видно, что в кислоте с такой плотностью находится 34% HCl. Вычисляют, в каком количестве концентрированной кислоты содержится нужное число граммов чистой HCl

34 г HCl содержится в 100 г кислоты
 0,729 г HCl содержится в x кислоты

$$X = \frac{0,729 \cdot 100}{34} = 2,14$$

Так как кислоту обычно отмеривают по объему то, от весовых единиц нужно перейти к объемным

$$X = \frac{\text{Масса (g)} \quad 2,14}{\text{Плотность(d)} \quad 1,169} = 1,8 \text{ мл}$$

Найденное количество концентрированной кислоты разбавляют водой до 200 мл в мерной колбе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА УСТАНОВКА НОРМАЛЬНОСТИ РАСТВОРА СОЛЯНОЙ КИСЛОТЫ ПО ТИТРОВАННОМУ РАСТВОРУ ЕДКОГО НАТРА

Нормальность раствора HCl можно установить по титрованному раствору NaOH, а также по раствору соды.

В коническую колбу помещают 10 мл раствора щелочи и одну каплю метилового оранжевого. Щелочь титруют из бюретки раствором HCl. Средняя величина израсходованного раствора соляной кислоты на титрование составляет 9,40 мл; нормальность едкого натра 0,1

$$N \text{ HCl} \cdot 9,4 = 0,1 \cdot 10$$

$$N \text{ HCl} = \frac{0,1 \cdot 10}{9,4}$$

9,4

Количество щелочи —

Количество соляной кислоты пошедшей на титрование —

$$N \text{ HCl} = - \text{-----} =$$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА ОПРЕДЕЛЕНИЕ КАРБОНАТНОЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ ТИТРОВАНИЕМ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: Научиться определять жесткость воды.

РЕАКТИВЫ И ОБОРУДОВАНИЕ: вода, мерные колбы, метил оранжевый, соляная кислота, 0,1 N.

I. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ

Природная вода, содержащая много кислых углекислых солей кальция и магния, а также сернокислого магния считается жесткой. Различают временную (карбонатную) жесткость воды, обусловленную присутствием кислых углекислых солей, легко разлагающихся при нагревании, и постоянную (некарбонатную).

Постоянная жесткость воды вызывается сернокислым кальцием CaSO_4 и магнием MgSO_4 . Она кипячением не устраняется. Жесткость воды выражают числом миллиграмм — эквивалентов растворимых солей кальция и магния в 1 мл воды. Мягкая вода содержит менее 4, средняя 4—8, жесткая 8—12, и очень жесткая 12 мг-экв/л.

II. ХОД РАБОТЫ

1. В коническую колбу налить 100 мл воды.
2. Добавить 2—3 капли метилоранжа.
3. В бюретку налить 0,1 N раствор HCl
4. Заметив на каком делении находится жидкость, начинаем титровать по каплям до тех пор, пока не появится бледно-розовое окрашивание.

КАРБОНАТНУЮ ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ ВЫЧИСЛЯЮТ ПО ФОРМУЛЕ

$$Ж = \frac{V \text{ HCl} \cdot N \text{ HCl}}{V \text{ H}_2\text{O}} \cdot 1000$$

$V \text{ HCl}$ — объем соляной кислоты, пошедшей на титрование,

$N \text{ HCl}$ — нормальность соляной кислоты

$V \text{ H}_2\text{O}$ — объем воды (100 мл) -

Объем соляной кислоты пошедшей на титрование

Ж = ----

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ ПРОЦЕНТНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

ЦЕЛЬ РАБОТЫ: приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации из сухой соли или более концентрированного раствора.

РЕАКТИВЫ И ОБОРУДОВАНИЕ: вода, химическая лабораторная посуда, метил оранжевый, химические реактивы

I. ТЕОРЕТИЧЕСКАЯ ЧАСТЬ:

Растворы процентной концентрации относятся к приближенным растворам. Это значит, что при приготовлении такого раствора вещество отвешивают на технохимических весах, а жидкости отмеривают цилиндром. Для расчета растворов процентной концентрации молекулярный вес округляют до целых единиц.

Растворы играют важную роль в живой и неживой природе, а также в науке и технике.

Большинство физиологических процессов в организмах человека, животных и в растениях, различных промышленных процессов, биохимических процессов в почвах и т.п. протекают в растворах.

Раствор – это гомогенная многокомпонентная система, в которой одно вещество распределено в среде другого или других веществ.

Растворы могут быть в газообразном (воздух), жидком и твердом (сплавы, цветные стекла) агрегатных состояниях. Чаще всего приходится работать с жидкими растворами.

Содержание данного вещества в единице массы или объема раствора называется концентрацией раствора. На практике наиболее часто пользуются следующими способами выражения концентрации:

1. *Массовая доля* – отношение массы данного компонента в растворе к общей массе этого раствора. Массовая доля может быть выражена в долях единицы, процентах (%), промилле (тысячная часть ‰) и в миллионных долях (млн⁻¹). Массовая доля данного компонента, выраженная в процентах, показывает, сколько граммов данного компонента содержится в 100 г раствора.

2. *Массовая концентрация* – отношение массы компонента, содержащегося в растворе, к объему этого раствора. Единицы измерения массовой концентрации - кг/м³, г/л.

3. *Титр T* – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единицы измерения титра – г/мл, кг/см³.

4. *Молярная концентрация c* – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Единицы измерения - моль/м³, (моль /л). Раствор, имеющий концентрацию 1 моль/л, обозначают 1 М; 0,5 моль/л, обозначают 0,5 М.

5. *Молярная концентрация эквивалентов c_{эк} (нормальная концентрация)* – это отношение количества вещества эквивалентов (моль) к объему рас-

твора (л). Единица измерения нормальной концентрации моль/л. Например, $c_{\text{эк}}(\text{KOH}) = 1$ моль/л, $c_{\text{эк}}(1/2\text{H}_2\text{SO}_4) = 1$ моль/л, $c_{\text{эк}}(1/3 \text{AlCl}_3) = 1$ моль/л. Раствор в 1 л которого содержится 1 моль вещества эквивалентов, называют нормальным и обозначают 1 н.

6. *Моляльность* b - это отношение количества растворенного вещества (в молях) к массе m растворителя. Единица измерения моляльности - моль/кг. Например, $b(\text{HCl}/\text{H}_2\text{O}) = 2$ моль/кг.

7. *Молярная доля* - отношение числа молей растворенного вещества к общему числу молей вещества и растворителя. Молярная доля может быть выражена в долях единицы, процентах (%), промилле (тысячная часть %) и в миллионных долях (млн⁻¹).

Для приготовления раствора объемно-весовой процентной концентрации навеску вещества растворяют в воде и доводят объем до 100 мл. При этом вследствие неодинаковой плотности (удельного веса) растворяемого вещества и воды, получается некоторое расхождение с концентрацией в весовых процентах, которое при высокой концентрации оказывается довольно большим. Если, например, готовят 40 % - ный раствор нитрита натрия NaNO_2 , то 40 г его всыпают в мерную колбу. Воды же до метки необходимо добавить $100 - 40 = 60$ мл воды.

Для приготовления раствора заданной процентной концентрации сначала рассчитывают количество вещества, необходимое для растворения в определенной массе растворителя. Способ приготовления раствора в этом случае зависит от агрегатного состояния растворяемого вещества и плотности растворителя. Если растворяемое вещество твердое, то прежде чем готовить раствор, надо убедиться, что оно не содержит, адсорбированной влаги. Для этого вещество нагреванием доводят до постоянной массы. Если растворяемое вещество кристаллогидрат, то при расчетах следует учитывать кристаллизационную воду. При приготовлении растворов из кристаллогидратов нужно точно знать содержание воды в веществе, так как ошибка в определении его массы повлечет за собой ошибку в концентрации приготовляемого раствора. Когда в качестве растворителя используется вода, то количество ее, необходимое для приготовления раствора, можно отмерить, используя мерную посуду - цилиндр, стакан, мензурку. Если раствор процентной концентрации готовят из водного раствора другого вещества, то при расчете количества воды для приготовления раствора нужно учесть количество растворителя, содержащегося в растворяемом веществе.

Легко решать задачи на приготовление раствора заданной процентной концентрации из более концентрированного раствора и воды или из двух растворов с известным процентным содержанием, пользуясь правилом смешения. Особенно просто решение, если нужно найти только соотношение, в котором смешиваются раствор и вода или два раствора.

Правилом смешивания особенно удобно пользоваться в том случае, когда заданный раствор требуется приготовить из двух растворов разной процентной концентрации.

Задание: как приготовить 250 мл раствора 10% концентрации? Сначала рассчитывают, сколько граммов NaCl и какой объем воды нужно взять для при-

готовления 250 мл *раствора заданной процентной концентрации*.

Процентная концентрация показывает, сколько граммов растворенного вещества находится в 100 граммах раствора.

Составляем пропорцию:

В 100 граммах раствора 10% концентрации находится 10 граммов NaCl

В 250 граммах раствора 10% концентрации находится X граммов NaCl

$$X = \frac{250 \cdot 10}{100}$$

Взвешиваем рассчитанное количество вещества, переносим в мерную колбу и добавляем воды до метки 250.

Для приготовления растворов определенной концентрации, для точного измерения объемов применяют мерную посуду: *мерные колбы, пипетки и бюретки*.

Мерные колбы – тонкостенные плоскодонные сосуды с длинным узким горлом, на котором нанесена метка в виде кольцевой черты. На каждой колбе обозначены ее емкость и температура, при которой эта емкость измерена. Колба должна плотно закрываться пробкой (рис.1).

Пипетки используют для отбора определенного объема пробы жидкости.

Пипетки Мора представляют собой стеклянные трубки с расширением посередине. Нижний конец оттянут в капилляр, на верхнем конце нанесена метка, до которой следует набирать измеряемую жидкость. На пипетке указана объемность. Широко применяют также градуированные пипетки различной емкости, на наружной стенке которых нанесены деления. Для наполнения пипетки нижний конец ее опускают в жидкость и втягивают последнюю при помощи груши или специального приспособления. Жидкость набирают так, чтобы она поднялась на 2-3 см выше метки, затем быстро закрывают верхнее отверстие указательным пальцем правой руки, придерживая в то же время пипетку большим и средним пальцами. Затем ослабляют нажим указательного пальца, в результате чего жидкость будет медленно вытекать из пипетки. В тот момент, когда нижний мениск (уровень) жидкости окажется на одном уровне с меткой, палец снова прижимают. Введя пипетку в сосуд, отнимают указательный палец и дают жидкости стечь по стенке сосуда. После того, как жидкость вытечет, пипетку держат еще 5 секунд прислоненной к стенке сосуда, слегка поворачивая вокруг оси.

Бюретки применяют при титровании, для измерения точных объемов и т.д.

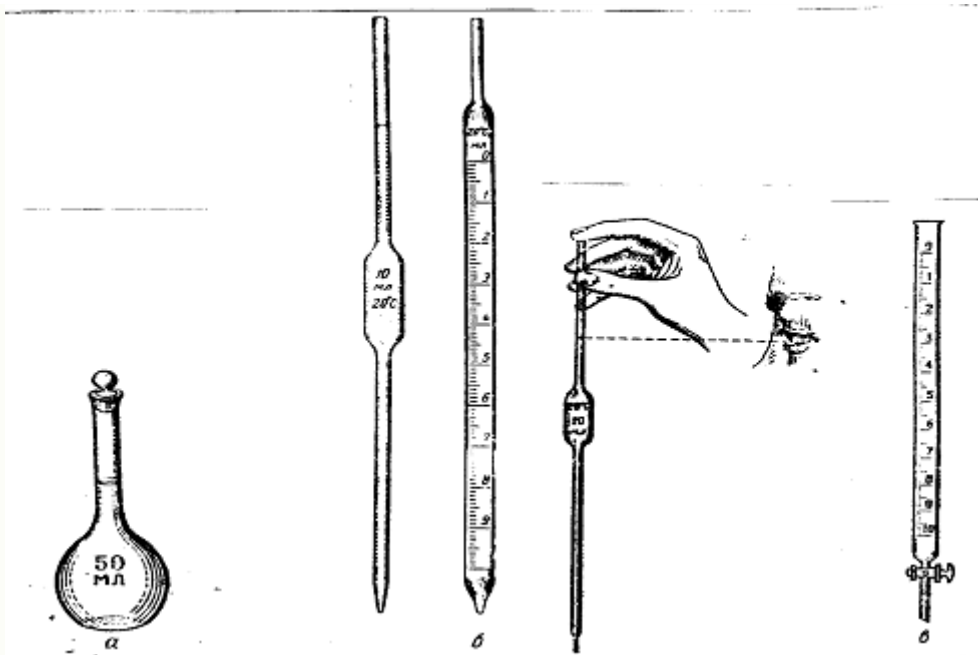


Рис. 7 Мерная посуда
 а - мерная колба; б – пипетки; в – бюретка.

Объемные бюретки – это стеклянные трубки с несколько оттянутым нижним концом или снабженным краном. На наружной стенке по всей длине бюретки нанесены деления в 0,1 мл. К оттянутому концу бескрановой пипетки с помощью резиновой трубки закладывают стеклянную бусинку. Бюретку заполняют жидкостью через воронку. Затем открывают кран и зажим, чтобы заполнить раствором часть бюретки, расположенной ниже крана или зажима до нижнего конца капилляра. Бюретку заполняют так, чтобы вначале уровень жидкости был несколько выше нулевого деления шкалы. Затем, осторожно приоткрывая кран, устанавливают уровень жидкости на нулевое деление. Каждое титрование следует начинать только после заполнения бюретки до нуля.

Для менее точного измерения объемов жидкости используют мерные цилиндры и мензурки (рис.2)

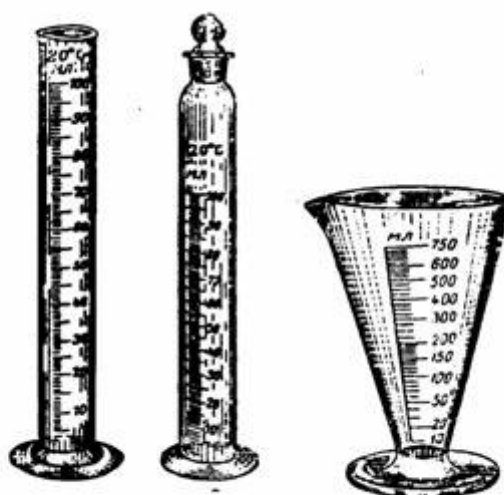


Рис. 8 Мерные цилиндры и мензурка

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНАЯ ЧАСТЬ

ОПЫТ 1. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ХЛОРИДА НАТРИЯ С ЗАДАННОЙ МАССОВОЙ ДОЛЕЙ СОЛИ (%) РАЗБАВЛЕНИЕМ КОНЦЕНТРИРОВАННОГО РАСТВОРА

Как известно, плотность - это масса вещества в единице объема, $\rho = m/v$. Зная плотность, можно по таблице определить массовую долю (%) раствора.

Определить плотность раствора можно многими способами. Из них наиболее простой и быстрый – с помощью ареометра (рис.3).

Его применение основано на том, что плавающее тело погружается в жидкость до тех пор, пока масса вытесненной им жидкости не станет, равна массе самого тела (закон Архимеда). В расширенной нижней части ареометра помещен груз, на узкой верхней части – шейке - нанесены деления, указывающие плотность жидкости, в которой плавает ареометр. Концентрацию исследуемого раствора находят, пользуясь табличными данными о плотности в зависимости от концентрации раствора. Плотность водных растворов хлорида натрия приведена в табл.

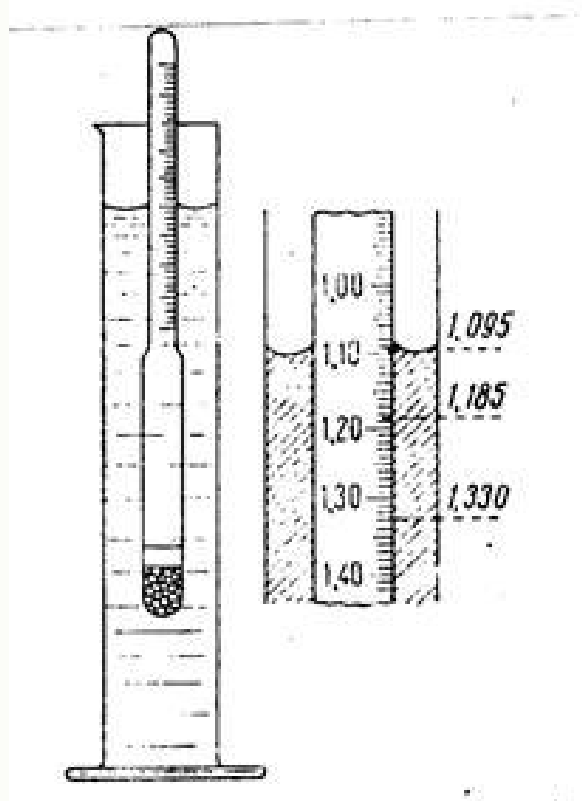


Рис. 9 Ареометр и отсчет по его шкале

Выполнение опыта. В мерный цилиндр наливают раствор хлорида натрия и ареометром определяют его плотность. По таблице 1 находят концентрацию исходного раствора [в % (масс)].

Плотность и процентное содержание растворов хлорида натрия

Концентрация, %	Плотность*10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре		Концентра- ция, %	Плотность*10 ⁻³ , кг/м ³ , при температуре	
	10 ⁰ С	20 ⁰ С		10 ⁰ С	20 ⁰ С
1	1,0071	1,0053	14	1,1049	1,1008
2	1,0144	1,0125	15	1,1127	1,1065
3	1,0218	1,0196	16	1,1206	1,1162
4	1,0292	1,0268	17	1,1285	1,1241
5	1,0366	1,0340	18	1,1364	1,1319
6	1,0441	1,0413	19	1,1445	1,1398
7	1,0516	1,0486	20	1,1525	1,1478
8	1,0591	1,0559	21	1,1607	1,1559
9	1,0666	1,0633	22	1,1689	1,1639
10	1,0742	1,0707	23	1,1772	1,1722
11	1,0819	1,0782	24	1,1856	1,1804
12	1,0895	1,0857	25	1,1940	1,1888
13	1,0972	1,0933	26	1,2025	1,1972

Рассчитывают, сколько миллилитров исходного раствора и воды следует взять для приготовления 250 мл 5% раствора. Воду отмерить цилиндром и вылить в мерную колбу объемом 250мл. Исходный раствор поваренной соли отмеряют цилиндром на 100 мл и вливают в колбу с водой. Раствор в колбе перемешивают. Цилиндр ополаскивают небольшим объемом раствора из колбы, который затем присоединяют к общей массе раствора в колбе. Проверить плотность и концентрацию полученного раствора. Рассчитать относительную ошибку $\delta_{\text{отн}}$

$$\delta_{\text{отн}} = \frac{C - C_1}{C} \cdot 100 \quad \%,$$

где C – заданная концентрация,

C_1 – полученная концентрация.

Сделайте расчет молярной концентрации молярной концентрации эквивалентов и титра, приготовленного раствора. Результаты запишите в таблицу 2.

Опытные данные

Заданная массовая доля, (%)	Плот- ность, ρ , кг /м ³	Рассчитанные массы компо- нентов, г		Плот- ность экс- перимен- тальная, ρ , кг/м ³	Экспериментальные концентрации				$\delta_{отн}$
		NaCl	H ₂ O		с, %	с, М	с _{экн}	Т, г/мл	

ПРИМЕР 1. Приготовить 0,5 л 20% раствора H₂SO₄, исходя из концентрированного раствора, плотность которого 1,84 г/см³.

По таблице находим, что плотности 1,84 г/см³ соответствует кислота с содержанием 96% H₂SO₄, а 20% раствору соответствует кислота с плотностью 1,14 г/см³.

Вычислим количества исходной кислоты и воды, требующиеся для получения заданного объема раствора.

Масса его составляет $500 \cdot 1,14 = 570$ г, а содержание в нем H₂SO₄ равно

$$\frac{570 \cdot 20}{100} = 114 \text{ г.}$$

Вычислим, в каком объеме исходной 96% кислоты содержится 114 г H₂SO₄:

1 мл исходной кислоты содержит $1 \cdot 1,84 \cdot 0,96$ г H₂SO₄

х мл исходной кислоты содержит 114 г H₂SO₄

$$x = \frac{114}{1 \cdot 1,84 \cdot 0,96} = 64,6 \approx 65 \text{ мл}$$

Таким образом, для приготовления 500мл 20% раствора H₂SO₄ необходимо взять 64,6 мл 96% раствора.

Количество воды определяется как разность весов полученного исходного раствора, а именно $500 \cdot 1,14 - 64,6 \cdot 1,84 = 450,42 \approx 450$ мл

ОПЫТ 2. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ СМЕШИВАНИЕМ РАСТВОРОВ БОЛЕЕ ВЫСОКОЙ И БОЛЕЕ НИЗКОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Раствор можно готовить, непосредственно вводя рассчитанное количество вещества в растворитель, или путем разбавления более концентрированных растворов до требуемого значения концентрации.

ПРИМЕР 2. Приготовить 100 г 36% раствора H_3PO_4 , смешав 44% и 24% растворы этой кислоты.

I СПОСОБ РАСЧЕТА:

Обозначим через x количество граммов 44% раствора, которое следует добавить к $(100-x)$ граммам 24% раствора для получения 100г 36% раствора H_3PO_4 . Составим уравнение:

$$0,44 * x + (100 - x) * 0,24 = 100 * 0,36$$

$$x = \frac{36 - 24}{0,44 - 0,24} = 60$$

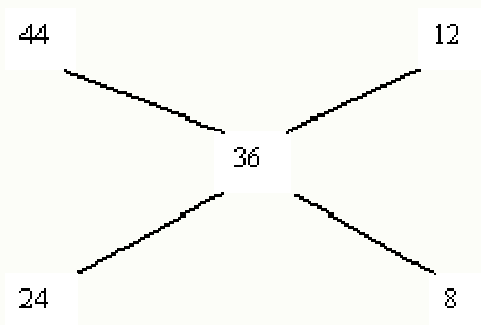
откуда

Следовательно, необходимо взять 60г 44% раствора H_3PO_4 и $100 - x = 40$ г 24% раствора.

II СПОСОБ РАСЧЕТА:

Он называется "правилом креста". Если в левый угол воображаемого прямоугольника поместить более высокую концентрацию – 44, а в нижний левый – меньшую концентрацию – 24, а в центре - концентрацию получаемого смешанного раствора – 36 и затем вычесть по диагонали из большего числа меньшее, то отношение разностей $12 : 8 = 3 : 2$ покажет в каком весовом соотношении следует смешать исходные растворы для получения раствора заданной концентрации.

Так, для получения 100г 36% раствора достаточно смешать 60г 44% раствора и 40 г 24% раствора.

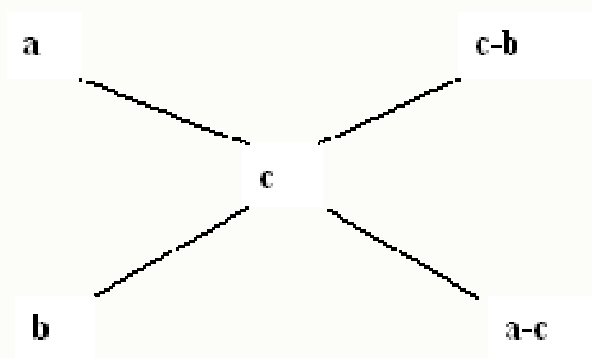


Определив по таблице плотности исходных растворов – 1,285 г/см³ (для 24% раствора) находим, что объемы их соответственно составляют:

$$\frac{60}{1,285} = 46,7 \approx 47 \text{ мл 44\% раствора } \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$\frac{40}{1,14} = 35,1 \approx 35 \text{ мл 24\% раствора } \text{H}_3\text{PO}_4$$

В общей форме "правило креста" имеет вид:



где a и b соответственно большая и меньшая исходные концентрации;
c - концентрация смешанного раствора;

$$\frac{c-b}{a-c}$$

- показывает, в каком массовом соотношении следует смешать исходные растворы.

Выполнение опыта. Приготовить 250 мл 10 % раствора хлорида натрия, имея в своем распоряжении 15 % и 5 % раствор NaCl.

Учитывая плотности приготавливаемого и исходных растворов рассчитать объемы 15 % и 5 % раствора (см. пример 2). Отмерить вычисленные объемы исходных растворов, слить в колбу на 250 мл, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать раствор, перевернув колбу несколько раз вверх дном. Отлить часть раствора в цилиндр, измерить ареометром плотность приготовленного раствора и по табл.1 найти его концентрацию (в %). Установить расхождение практически полученной концентрации с заданной. Рассчитать относительную ошибку $\delta_{\text{отн}}$.

ОПЫТ 3. ПРИГОТОВЛЕНИЕ ВОДНОГО РАСТВОРА ХЛОРИДА НАТРИЯ. ОПРЕДЕЛЕНИЕ МАССОВОЙ ДОЛИ И РАСЧЕТ НАВЕСКИ

Получить навеску соли хлорида натрия у преподавателя. При помощи воронки перенести данную навеску в мерную колбу емкостью 250 мл. Промывалкой обмыть внутреннюю часть воронки небольшим количеством воды. Растворить соль в воде. Затем, добавляя воду небольшими порциями, довести уровень воды в колбе до метки, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать, переворачивая вверх дном. Замерить плотность полученного раствора ареометром. Для этого раствор перелить в мерный цилиндр. Уровень жидкости должен быть ниже края цилиндра на 3-4 см. Осторожно опустите ареометр в раствор. Ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Отсчет плотности по уровню жидкости производите сверху вниз. По таблице 1 найдите и запишите массовую долю (в %) раствора, отвечающую этой плотности. Рассчитать количество хлорида натрия взятого для приготовления 250 мл раствора.

ПРИМЕР. Пусть плотность приготовленного раствора хлорида натрия $\rho = 1,0053 \text{ г/см}^3$. Это соответствует 1% концентрации раствора. Следовательно, в 100г раствора содержится 1г NaCl. Определим массу 250 мл раствора

$$m = v \cdot \rho = 250 \cdot 1,0053 = 201,315$$

Исходя из того, что в 100г раствора содержится 1г NaCl, узнаем, сколько грамм NaCl содержится в 201,315г раствора:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ г раствора} & - & 1 \text{ г NaCl} \\ 201,315 \text{ г раствора} & - & x \text{ г NaCl} \end{array}$$

$$x = \frac{201,315}{100} = 2,0131 \text{ г NaCl}$$

Таким образом, была взята навеска NaCl массой 2,0131 г.

1. Вопросы для обобщения и подготовке к контрольной работе:

1. Формы объемного анализа.
2. Осаждение.
3. Взятие навески.
4. Растворение навески.
5. Индикаторы.
6. Определение средней пробы силоса.
7. Найти грамм-эквивалент H_2SO_4 ; H_3PO_4 ; $CuSO_4$
8. Индикаторы, реакция среды.
9. Определение средней пробы грубых кормов.
10. Формулы объемного анализа.
11. Как приготовить 300 мл. 0,01 н раствор HNO_3
12. Найти грамм-эквивалент $NaCl$; $NaOH$; $Ba(NO_3)_2$
13. Определить N раствора HNO_3 , если на титрование 15 мл. ее ушло 15 мл. щелочи децинормальной.
14. Найти титр вещества, если 400 мл его содержит 5 грамм.
15. Определить грамм - эквивалент: $Fe(NO_3)_3$; $Mg(OH)_2$; Na_2CO_3
16. Найти грамм-эквивалент H_2S ; CaS ; K_3PO_4
17. Определить нормальность раствора серной кислоты, если титр равен 0,00356 г/мл.
18. Как приготовить 300 мл. 0,1 н раствора Na_2SO_3
19. Определить грамм-эквивалент $Al(NO_3)_3$; $Mg_3(PO_4)_2$; HS
20. Определить грамм-эквивалент: карбоната кальция, азотной кислоты, гидроксида бария.
21. Как приготовить 300 мл. 0,01 н раствор HNO_3
22. Определить нормальность и титр соляной кислоты, если на титрование 20 мл. ее ушло 10 мл. н раствора щелочи.
23. Определить T раствора HNO_3 , если на титрование 15 мл. ее ушло 15 мл. щелочи децинормальной.
24. Определить нормальность и титр серной кислоты, если для нейтрализации 2, 5 мл. серной кислоты израсходовано 15 мл. 0,1 раствора KOH .
25. Определить N раствора, если T (H_2SO_4) = 0,00356 г/мл.
26. Определить титр 0,3 н. Раствора $CaCl_2$
27. Объемная посуда.
28. Определить титр 2 н раствора $Al(NO_3)_3$
29. Определить N и T KOH , если для нейтрализации 2, 5 мл. KOH израсходовано 15 мл. 0,1 раствора H_2SO_4
30. Определить N и T раствора Na_2SO_4 , если в 230 мл. ее содержится 2,3 г.

РЕШИТЕ ЗАДАЧИ!

31. Задачи по теме: Массовая доля растворенного вещества.

Гуровень

32. Вычислите массовую долю растворенного вещества, если в 150 г. воды

растворили 7 г. соли.

(Ответ: 4,46 %)

33. В 80 мл. воды растворили 6 г. глюкозы. Рассчитайте массовую долю глюкозы в полученном растворе.

(Ответ: 6,98 %)

34. Какую массу сахара нужно взять и какой объем воды, чтобы приготовить раствор массой 240 г. с массовой долей сахара 6%.

(Ответ: 14,4 г. сахара; 225,6 мл. воды)

35. Вычислите массы соли и воды, необходимые для приготовления 300 г. раствора с массовой долей соли 15 %.

(Ответ: 45 г. соли; 255 г. воды)

36. Выпарили 150 г. раствора с массовой долей сахара 15 %. Вычислите массу сахара, оставшегося в чашке после выпаривания воды.

(Ответ: 22,5 г.)

II уровень.

37. Сколько граммов сульфата меди необходимо смешать с 450 г. воды, чтобы получить раствор с массовой долей 10 %.

(Ответ: 50 г.)

38. В каком количестве воды нужно растворить 40 г. соли для получения раствора с массовой долей 25 %.

(Ответ: 120 г.)

39. Смешали 150 г. раствора с массовой долей серной кислоты 10 % и 250 г. раствора с массовой долей серной кислоты 8 %. Определите массовую долю кислоты в полученной смеси.

(Ответ: 8,75 %)

40. 120 г. раствора с массовой долей соли 10 % упарили до 80 г. Какова массовая доля (в %) соли в упаренном растворе?

(Ответ: 15 %)

41. Определите массовую долю серной кислоты в растворе, если к 600 г. раствора с массовой долей 12 % добавили ещё 200 мл. воды.

(Ответ: 9 %)

III уровень.

42. Определите массу соли, которую нужно добавить к 80 г. раствора с массовой долей соли 10 %, чтобы получить раствор с массовой долей этой соли 25 %.

(Ответ: 16 г.)

43. Определите массу воды, которую нужно добавить к 50 г. раствора с массовой долей соли 5 %, чтобы получить раствор с массовой долей соли 2 %.

(Ответ: 75 г.)

44. Необходимо приготовить 500 г. раствора серной кислоты, массовая доля которой 0,3. Вычислите массу 98 %-го раствора серной кислоты, которая потребуется для приготовления такого раствора.

(Ответ: 153,06 г.)

45. В 130 мл. воды растворили 35,8 г. $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$. Рассчитайте массовую

долю растворенного вещества.

(Ответ: 12,11 %)

46. Какой объем газа HI (н.у.) нужно растворить в воде, чтобы получить 40 г. раствора HI с массовой долей 20 %.

(Ответ: 1,41 л.)

Задачи по теме: «Молярная концентрация раствора»

47. Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для приготовления 200мл раствора, в котором концентрация нитрата калия равна 0,5моль/л.

48. Вычислите объём раствора с молярной концентрацией 2,5моль/л, содержащего 6 моль хлорида натрия.

49. Вычислите молярную концентрацию раствора поваренной соли, если в 1 л этого раствора содержится 25 моль хлорида натрия.

50. Вычислите молярную массу вещества, если известно, что в 36 л раствора с молярной концентрацией 9 моль/л было растворено 1440 г вещества.

ЛИТЕРАТУРА

Основная:

Наименование	Автор	Издательство, год издания
Аналитическая химия в таблицах и схемах: уч. пособие для СПО.	Келина Н.Ю.	М.: Феникс, 2012.
Аналитическая химия: учебник для СПО	Ищенко А.А.	М.: Академия, 2010.
Аналитическая химия: учебник для СПО.	Саенко О.Е.	М.: Академия, 2011.
Аналитическая химия. Химические методы анализа	Жебентяев А.И. Жерносек А.К. Талуть И.Е.	М.: Инфра-М, 2012

Дополнительная:

Наименование	Автор	Издательство, год издания
Аналитическая химия: учебник для СПО	Цитович И.К.	М.: Колос, 1982
Аналитическая химия: учебник для СПО	Цитович И.К.	М.: Высшая школа, 1985
Химия с сельскохозяйственным анализом: учебник для СПО	Цитович И.К.	М.: Колос, 1970
Аналитическая химия: учебник для СПО	Шапиро С.А.	М.: Высшая школа, 1963
Аналитическая химия. Физико-химические методы анализа: учебник для СПО	Дорохова Е.Н.	М.: Высшая школа, 1991
Методическое пособие Концентрация растворов. Приготовление растворов заданной концентрации.	Олисова Г. Н., Ульянова Н.И.	Великий Новгород, 2006 г.

Интернет-ресурсы (И-Р)

И-Р 1	www.chemisty.do.am
И-Р 2	www.bio-analyt.wikispaces.com
И-Р 3	www.rusanalytchem.org
И-Р 4	www.zhakh.ru

Учебное издание

Данченко Лилия Николаевна

Химический анализ

Редактор Павлютина И.П.

Подписано к печати 20.07.2015 г. Формат 60x84^{1/160}

Бумага писчая. Усл. п.л.3,49. Тираж 100 экз. Изд. № 3145.

Издательство Брянского государственного аграрного университета
243465, Брянская обл., Выгоничской р-он, с. Кокино, Брянский ГАУ