

Федеральное агентство по образованию
Федеральное государственное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
Новгородский государственный университет им. Ярослава Мудрого

Факультет естественных наук и природных ресурсов
Кафедра химии и экологии

КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ. ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРОВ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Методическое пособие

**Великий Новгород
2006**

Концентрация растворов. Приготовление растворов заданной концентрации.

Методические указания к лабораторной работе

Составители: Олисова Г. Н., Ульянова Н.И.

Великий Новгород, 2006 г., 16 стр.

ВВЕДЕНИЕ

Растворы играют громадную роль в жизни и практической деятельности человека. Все важнейшие биологические системы (цитоплазма, кровь, лимфа, слюна и др.) являются водными растворами солей, белков, углеводов, липидов. Усвоение пищи, транспорт метаболитов, большинство биохимических реакций в живых организмах протекают в растворах. Производства, в основе которых лежат химические процессы, обычно также связаны с использованием растворов. Они применяются, например, в технологии получения полупроводниковых и проводниковых приборов, в очистке веществ, в гальванических процессах получения и очистки металлов, при травлении металлов и полупроводников и т. д. В практике находят применение как водные, так и неводные растворы.

ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О РАСТВОРАХ

Понятие «растворы» включает истинные растворы и коллоидные растворы. Различие между ними заключается прежде всего в размерах частиц и однородности систем.

Истинные растворы – это термодинамически устойчивые однофазные, однородные гомогенные системы, состоящие из двух или большего числа компонентов с размером частиц на уровне 10^{-10} – 10^{-9} м.

Компонентами, составляющими раствор, являются растворитель и растворенные вещества. Растворителем условно принято считать компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, и который содержится в большем количестве. Растворители могут быть жидкими или твердыми, а растворяемые вещества могут находиться в любом из трех агрегатных состояний.

КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ И СПОСОБЫ ИХ ВЫРАЖЕНИЯ

Концентрация – это важнейшая характеристика любого раствора. Она определяет содержание вещества в единице массы или объема раствора (иногда растворителя).

В аналитической практике чаще всего используют следующие концентрации: массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента (или нормальная концентрация), молярная концентрация, титр раствора, молярная доля.

Обозначения:

X – растворенное вещество;

m_p или $m(p\text{-ра})$ – масса раствора, г;

V_p или $V(p\text{-ра})$ – объем раствора, л;

ρ_p или $\rho(p\text{-ра})$ – плотность раствора, г/мл или г/л;

$\nu(x)$ или $n(x)$ – количество вещества, моль;

$\frac{1}{z}$ или $f_{\text{экв}}(x)$ – фактор эквивалентности вещества, где

z – всегда целое положительное число – 1,2,3,4 и т.д.

$\nu_{\text{экв}}(x)$ или $\nu\left(\frac{1}{z}x\right)$ – количество вещества эквивалента, моль;

$M(x)$ – молярная масса вещества, г/моль;

$M_{\text{экв}}(x)$ или $M\left(\frac{1}{z}x\right)$ – молярная масса эквивалента вещества, г/моль;

$$\nu(x) = \frac{m(x)}{M(x)},$$

$$\text{для газов: } \nu(x) = \frac{V(x)}{V_M},$$

где V_M – молярный объем газа, л/моль.

При н.у. $V_M(\text{любого газа})=22,4$ л/моль.

$$\nu\left(\frac{1}{z}x\right) = \frac{m(x)}{M\left(\frac{1}{z}x\right)}.$$

Эквивалент вещества – реальная или условная частица вещества, которая в данной реакции реагирует с одним атомом или ионом водорода, или одним электроном.

Фактор эквивалентности $\frac{1}{z}$ - доля реальной частицы вещества, которая эквивалентна одному иону водорода в обменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

z – небольшое целое число, равное числу эквивалентов вещества, содержащихся в 1 моль этого вещества.

1) массовая доля вещества в растворе – $\omega(x)$ – величина, измеряемая отношением массы растворенного вещества $m(x)$ к массе раствора m_p :

$$\omega(x) = \frac{m(x)}{m_p} \text{ или } \omega(x) = \frac{m(x)}{m_p} \cdot 100\%.$$

$\omega(x)$ в % называется также процентной концентрацией и равна массе вещества в 100 г раствора.

$$m_p = V_p \cdot \rho_p;$$

$$m_p = \frac{m(x)}{\omega(x)} \text{ или } m_p = \frac{m(x) \cdot 100\%}{\omega(x)\%};$$

$$m(x) = m_p \cdot \omega(x) \text{ или } m(x) = \frac{m_p \cdot \omega(x)\%}{100\%}.$$

2) Молярная концентрация вещества в растворе $C(x)$ (или $C_M(x)$) или молярность – величина, измеряемая отношением количества вещества $n(x)$ (или $\nu(x)$), содержащегося в растворе, к объему этого раствора V_p :

$$C(x) = \frac{\nu(x)}{V_p} \text{ или } C(x) = \frac{m(x)}{M(x) \cdot V_p}, \left[\frac{\text{моль}}{\text{л}} = M \right].$$

Например, 0,1 М; 2,0 М и т.д.

$$\nu(x) = C(x) \cdot V_p; \quad m(x) = C(x) \cdot M(x) \cdot V_p.$$

$$V_p = \frac{\nu(x)}{C(x)}; \quad V_p = \frac{m(x)}{C(x) \cdot M(x)}.$$

3) Молярной массой эквивалента вещества (масса одного моля эквивалента вещества) называю величину, равную произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества.

$$M\left(\frac{1}{z}x\right) = \frac{1}{z} \cdot M(x).$$

Определение фактора эквивалентности

Фактор эквивалентности определяется:

- 1) природой вещества,
- 2) конкретной химической реакцией.

а) в обменных реакциях;

КИСЛОТЫ

Величина z фактора эквивалентности кислот определяется числом атомов водорода, которые могут быть замещены в молекуле кислоты на атомы металла.

Пример 1. Определить факторы эквивалентности для кислот: а) HCl, б) H₂SO₄, в) H₃PO₄; г) H₄[Fe(CN)₆].

Решение.

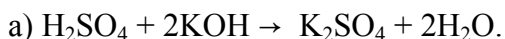
а) $z=1$, фактор эквивалентности – 1;

б) $z=2$; Фактор эквивалентности - $\frac{1}{2}$;

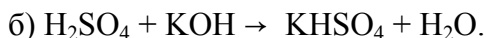
в) $z=3$; фактор эквивалентности - $\frac{1}{3}$;

г) $z=4$; фактор эквивалентности - $\frac{1}{4}$.

В случае многоосновных кислот фактор эквивалентности зависит от конкретной реакции:



в этой реакции в молекуле серной кислоты замещается два атома водорода, следовательно, $z=2$, фактор эквивалентности $-\frac{1}{2}$.



В этом случае в молекуле серной кислоты замещается один атом водорода, $z=1$, фактор эквивалентности -1 .

Для фосфорной кислоты, в зависимости от реакции, значения факторов эквивалентности могут быть: $1, \frac{1}{2}, \frac{1}{3}$.

ОСНОВАНИЯ

Величина z основания определяется числом гидроксидных групп, которые могут быть замещены на кислотный остаток.

Пример 2. Определить факторы эквивалентности оснований: а) KOH; б) Cu(OH)₂; в) La(OH)₃.

Решение.

а) $z=1$, фактор эквивалентности -1 ;

б) $z=2$, фактор эквивалентности $-\frac{1}{2}$;

в) $z=3$, фактор эквивалентности $-\frac{1}{3}$.

Фактор эквивалентности многокислотных оснований может изменяться в зависимости от количества замещенных групп (также как и у кислот). Например, для гидроксида лантана возможны значения фактора эквивалентности $-1, \frac{1}{2}, \frac{1}{3}$.

СОЛИ

Значения факторов эквивалентности солей определяются по катиону. Величина z в случае солей равна $q \cdot n$, где q – заряд катиона металла, n – число катионов в формуле соли.

Пример 3. Определить фактор эквивалентности солей: а) KNO₃; б) Na₃PO₄; в) Cr₂(SO₄)₃; г) Al(NO₃)₃.

Решение.

а) $z = q \cdot n = 1$, фактор эквивалентности -1 ;

б) $z = 1 \cdot 3 = 3$, фактор эквивалентности $-\frac{1}{3}$;

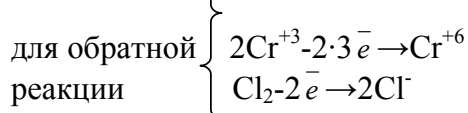
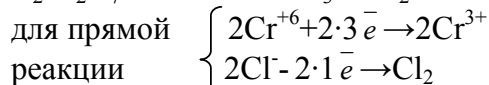
в) $z = 3 \cdot 2 = 6$, фактор эквивалентности $-\frac{1}{6}$;

г) $z = 3 \cdot 1 = 3$, фактор эквивалентности $-\frac{1}{3}$.

Значение факторов эквивалентности для солей зависит также и от реакции, аналогично зависимости его для кислот и оснований.

б) в окислительно-восстановительных реакциях для определения факторов эквивалентности используют схему электронного баланса.

Число z для вещества в этом случае равно числу принятых или отданных электронов молекулой вещества.



$$\frac{1}{z}(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = \frac{1}{6} \quad \left(\frac{1}{z}(\text{Cr}) = \frac{1}{3} \right)$$

$$\frac{1}{z}(\text{HCl}) = 1 \quad \left(\frac{1}{z}(\text{Cl}) = 1 \right)$$

$$\frac{1}{z}(\text{CrCl}_3) = \frac{1}{3} \quad \left(\frac{1}{z}(\text{Cr}) = \frac{1}{3} \right)$$

$$\frac{1}{z}(\text{Cl}_2) = \frac{1}{2} \quad \left(\frac{1}{z}(\text{Cl}) = 1 \right)$$

Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация или нормальность) $C\left(\frac{1}{z}x\right)$ или $C_H(x)$ – величина, измеряемая отношением количества вещества эквивалента в растворе к объему этого раствора:

$$C\left(\frac{1}{z}x\right) = \frac{V\left(\frac{1}{z}x\right)}{V_p}; \quad C\left(\frac{1}{z}x\right) = \frac{m(x)}{M\left(\frac{1}{z}x\right) \cdot V_p}; \quad \left[\frac{\text{моль-экв}}{\text{л}} = H \right].$$

Пример: 1,0 Н – однонормальный раствор, т. е. $C\left(\frac{1}{z}x\right) = 1,0$ моль/л.

$$C\left(\frac{1}{z}x\right) = \frac{m(x)}{\frac{1}{z}M(x) \cdot V_p} = \frac{z \cdot m(x)}{M(x) \cdot V_p} = z \cdot C(x).$$

Молярная концентрация эквивалента всегда больше молярной концентрации в z раз.

$$\boxed{C_H(x) = z \cdot C(x)}.$$

4) Титр раствора $T(x)$ – величина, измеряемая массой растворенного вещества в 1 мл раствора или величина, измеряемая отношением массы вещества к объему раствора.

$$T(x) = \frac{m(x)}{V_p}; \quad \left[\frac{\text{г}}{\text{мл}} \right].$$

5) Моляльная концентрация вещества (моляльность) $C_m(x)$ или $\nu(x)$ – величина, измеряемая отношением количества вещества к массе растворителя.

$$C_m(x) = \frac{n(x)}{m_{p-ля}}; \quad C_m(x) = \frac{m(x)}{M(x) \cdot m_{p-ля}}; \quad \left[\frac{\text{моль}}{\text{кг}} = m \right]$$

$$m_{p-ля} = m_{p-ра} - m(x).$$

$$C_m(x) = \frac{m(x)}{M(x) \cdot (m_{p-ра} - m(x))}.$$

6) Молярная доля вещества в растворе $N(x)$ или $X(x)$ – величина, измеряемая отношением числа молей вещества в растворе к сумме числа молей вещества в растворе и числа молей растворителя.

$$N(x) = \frac{\nu(x)}{\nu(x) + \nu(p-ля)}; \quad N(x) = \frac{\nu(x)}{\nu(x) + \nu(p-ля)} \cdot 100\%; \quad N(x) = \frac{\frac{m(x)}{M(x)}}{\frac{m(x)}{M(x)} + \frac{m(p-ля)}{M(p-ля)}}.$$

МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ СОСТАВА РАСТВОРА

1) Метод денсиметрии – измерение плотности раствора ареометром.

Ареометр представляет поплавок с дробью или ртутью и узким отростком – трубкой, в которой находится шкала с делениями. Он погружается в различных жидкостях на различную глубину. При этом он вытесняет объемы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, а следовательно, обратно пропорциональные их плотности. То деление шкалы, до которого ареометр погружается в жидкость, показывает плотность этой жидкости.

2) Титрование.

Сущность титриметрического анализа

Титриметрический анализ заключается в измерении объема титранта (раствора точно известной концентрации), затраченного на реакцию с определяемым веществом. Процесс постепенного добавления титранта к анализируемой пробе называется титрованием, а момент завершения реакции – точкой эквивалентности. Расчет в титриметрическом анализе основан на законе эквивалентности. Условимся в дальнейшем любое анализируемое вещество обозначать «X», а любой титрант «Т». тогда закон эквивалентности можно записать следующей формулой:

$$c\left(\frac{1}{z} X\right) \cdot V(X) = c\left(\frac{1}{z} T\right) \cdot V(T), \text{ где}$$

$c(1/z X)$ – молярная концентрация эквивалента вещества,
 V – объем раствора.

Выделим три основных задачи, которые необходимо решить для успешного проведения титриметрического анализа.

1. Необходимо знать точную концентрацию титранта (понятие «точная концентрация» здесь условно; ясно, что оперируя экспериментальными данными, имеющими приблизительный характер, мы лишь оговариваем степень точности. Точной будем называть такую концентрацию, которая в числовом выражении имеет три значащих цифры, например: 1,38; 0,0138; 0,400).

2. Необходимо знать точные объемы растворов реагирующих веществ, т. е. титранта и анализируемого вещества.

3. Необходимо правильно выбирать реакцию для определения и надежно фиксировать точку эквивалентности.

В титриметрическом анализе могут использоваться не все химические реакции, а только те, которые отвечают определенным требованиям. Перечислим основные:

1. реакция должна быть практически необратимой;
2. реакция должна протекать в строгом соответствии с уравнением химической реакции, без побочных продуктов (это требование часто формулируется как «стехеометричность процесса»);
3. реакция должна протекать достаточно быстро;
4. должен существовать способ фиксирования точки эквивалентности.

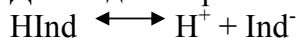
Многие кислотно-основные реакции удовлетворяют этим требованиям, которые были перечислены выше.

Использование в качестве титрантов только сильных кислот и сильных оснований обеспечивает практическую необратимость многих реакций.

Реакции между кислотами и основаниями не сопровождаются, как правило, какими-либо внешними эффектами, поэтому для фиксирования точки эквивалентности приходится использовать специальные вещества-индикаторы.

Кислотно-основные индикаторы – слабые кислоты или основания, степень ионизации которых определяется концентрацией H^+ -ионов в растворе.

Для индикатора-кислоты $HInd$ существует равновесие:



Чем больше будет концентрация H^+ -ионов, тем меньше будет степень ионизации индикатора. Молекулярная $HInd$ и ионная Ind^- -формы индикатора имеют разные окраски. Таким образом, концентрация ионов H^+ влияет на соотношение концентраций $HInd$ и ионная Ind^- , что, в свою очередь, определяет характер или яркость окраски. Для характеристики растворов в химии широко пользуются водородным показателем, рН.

В первом приближении:

$$pH = -\lg c(H^+).$$

(в дальнейшем определение будет уточнено).

В кислых растворах $pH < 7$, в щелочных $pH > 7$, в нейтральных $pH = 7$.

Все индикаторы изменяют свою окраску не скачкообразно, а плавно, т. е. в определенном интервале значений pH , называемом интервалом перехода. Поскольку индикаторы как кислоты или основания отличаются друг от друга по силе, они имеют разные интервалы перехода (см. справочник).

Значение pH раствора в процессе титрования постоянно меняется, вблизи точки эквивалентности наблюдается так называемый скачок титрования – резкое изменение pH раствора при незначительном добавлении титранта.

Для надежного фиксирования точки эквивалентности надо подобрать такой индикатор, интервал перехода окраски которого попадал бы в скачок титрования.

В аналитической практике из индикаторов чаще других применяют метилоранж (МО, интервал перехода 3,1 – 4,4) и фенолфталеин (ФФ, интервал перехода 8,0 – 9,6). При титровании сильной кислоты сильным основанием скачок титрования находится в диапазоне pH от 4 до 10 (при концентрации реагирующих веществ, равной $0,1 \text{ моль} \cdot \text{дм}^{-3}$).

В данном случае могут использоваться метилоранж и фенолфталеин.

При титровании слабой кислоты сильным основанием точка эквивалентности смещается с линии нейтральности в щелочную область вследствие гидролиза образующейся в точке эквивалентности соли ($pH > 7$). Скачок титрования сужается и будет тем уже, чем слабее титруемая кислота. В этом случае в качестве индикатора может быть использован из двух упомянутых индикаторов только фенолфталеин.

При титровании слабого основания сильной кислотой по завершении реакции образуется соль, гидролизующаяся по катиону; точка эквивалентности смещается в кислую область. Для фиксирования точки эквивалентности можно использовать метилоранж, нельзя – фенолфталеин.

При уменьшении концентрации реагирующих веществ скачок титрования сужается. Что усложняет проблему выбора индикатора. При титровании многоосновных кислот или солей могут наблюдаться два скачка титрования.

Титранты, применяемые в кислотно-основном титровании

Различают ацидиметрию – титрование с помощью кислот и алкалиметрию – титрование с помощью оснований. Ацидиметрически можно определять основания и соли, вступающие в необратимое взаимодействие с сильными кислотами (например, карбонаты – вследствие выделения газообразного продукта, бораты – вследствие образования слабой борной

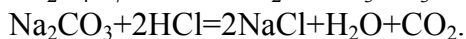
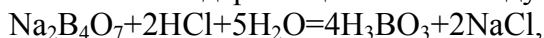
кислоты). Алкалиметрически можно определять кислоты и гидролизующие соли.

В ацидиметрии используется в основном раствор хлороводородной кислоты (соляная кислота), с концентрациями от 0,05 до 0,2 моль·дм⁻³.

Раствор HCl нельзя приготовить по точной массе исходного вещества из-за его летучести, поэтому титрант готовят приблизительной концентрации разбавлением концентрированного раствора, а затем его стандартизируют. Для этого нужно иметь первичный стандарт – вещество, раствор которого можно приготовить по точной массе и которое реагирует с титрантом. Для определения точной концентрации титранта используют вспомогательное титрование, которое и называют стандартизацией титранта.

В качестве первичных стандартов для раствора HCl используют декагидрат тетрабората натрия Na₂B₄O₇·10H₂O (бура) или декагидрат карбоната натрия Na₂CO₃·10H₂O.

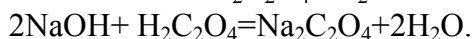
В основе стандартизации лежат следующие реакции:



В алкалиметрии титрантом является раствор гидроксида натрия. Этот раствор также нельзя приготовить по точной массе, т.к. исходное вещество вследствие его взаимодействия с углекислым газом всегда загрязнено примесью карбоната натрия.

Титрант готовят приблизительной концентрации, разбавляя водой 50%-ный раствор (т.к. растворимость карбоната натрия в концентрированном растворе NaOH мала, он из этого раствора выпадает в осадок).

Стандартизацию приготовленного титранта проводят по дигидрату щавелевой кислоты H₂C₂O₄·2H₂O:



Применение кислотно-основного титрования

Кислотно-основное титрование позволяет решать многие задачи, возникающие при клиническом анализе биологических жидкостей как при постановке диагноза, так и при лечении больных. Определение кислотности желудочного сока, буферной емкости крови, спинномозговой жидкости – примеры использования кислотно-основного титрования в повседневной практике.

С помощью этого метода можно анализировать лекарственные вещества, устанавливать доброкачественность продуктов питания (например, молока). Большое значение имеет рассматриваемый метод и при санитарно-гигиенической оценке объектов окружающей среды. Промышленные стоки могут содержать или кислые, или щелочные продукты. Закисление или защелачивание природных водоемов и почвы приводит порой к необратимым последствиям, в связи с чем контроль кислотно-основного баланса весьма важен.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Приготовление растворов заданной концентрации»

Приборы и реактивы: бюретка на 25 мл, воронка, мерные колбы на 50 и 100 мл, пипетки на 10 мл и 2 мл, колбы конические для титрования, колба для слива, резиновая груша, ареометр.

Навеска соли,

Раствор HCl 0,1 Н (с точно известной концентрацией),

Раствор NaOH или KOH (концентрированный) с указанной концентрацией и плотностью,

Раствор метилоранжа $w=0,1\%$ и фенолфталеина $w=0,1\%$ в капельницах.

Цель работы: научиться готовить раствор с заданной концентрацией из навески соли и разбавлением концентрированных растворов. Овладеть методикой денсиметрии и кислотно-основного титрования.

Задание:

1) приготовить раствор из навески соли;

2) приготовить раствор KOH (или NaOH) заданной концентрации.

Проверить концентрацию полученного раствора методом кислотно-основного титрования.

Ход работы:

Опыт 1. Приготовление раствора с заданной массовой долей из навески соли.

Получив у преподавателя задание на выполнение опыта, варианты заданий представлены в таблице 1, рассчитайте, сколько соли и воды потребуется для приготовления раствора заданной концентрации общим объемом 50 мл.

Необходимое количество соли перенесите в мерную колбу. Небольшими порциями вливайте воду в колбу при постоянном перемешивании. После растворения соли доведите раствор до метки.

Полученный раствор перелейте в цилиндр (на 50 мл) и ареометром измерьте его плотность.

Таблица 1

Варианты индивидуальных заданий опыта 1

№ варианта	Название соли	Массовая доля соли, %	Плотность раствора теорет., г/см ³
1	Сульфат натрия	8	1,070
2	Хлорид калия	10	1,063
3	Хлорид натрия	10	1,070
4	Сульфат натрия	10	1,090
5	Хлорид калия	12	1,076
6	Хлорид натрия	12	1,085
7	Сульфат натрия	12	1,110
8	Хлорид калия	14	1,090
9	Хлорид натрия	14	1,100
10	Хлорид калия	16	1,104
11	Хлорид натрия	16	1,116

Оформление опыта 1

- 1) Название опыта,
- 2) Расчет массы соли,
- 3) Расчет погрешности эксперимента.

$$\Delta = | \rho_{\text{практ.}} - \rho_{\text{теорет.}} | \text{ (абсолютная погрешность)}$$

$$\delta = \frac{|\Delta|}{\rho_{\text{теорет.}}} \cdot 100\% \text{ (относительная погрешность)}$$

4) Используя величину плотности раствора – ρ и ω (%), вычислите молярную, нормальную, моляльную концентрации полученного раствора, а также его титр и молярную долю соли в растворе. Полученные результаты представьте в виде таблицы 2.

Таблица 2

Экспериментальные результаты

Раствор				Концентрации				
Масса соли, г	Масса воды, г	ρ , г/мл	ω , %	C_M , моль/л	C_N , моль/л	T , г/мл	C_m , моль/кг	$N_{\text{соли}}$

Опыт 2. Приготовление разбавленного раствора из концентрированного.

Получить у преподавателя задание на выполнение опыта.

1. Рассчитать объем концентрированного раствора NaOH или KOH, необходимый для приготовления разбавленного раствора NaOH заданной концентрации, по следующему алгоритму:

1) рассчитать молярную концентрацию разбавленного раствора NaOH или KOH;

2) рассчитывают количество вещества (ν) щелочи, необходимой для приготовления заданного раствора;

3) рассчитывают массу щелочи, соответствующую этому количеству;

4) используя массовую долю вещества в растворе ($w\%$), находят массу концентрированного раствора щелочи;

5) рассчитывают объем концентрированного раствора.

Необходимый объем концентрированного раствора отбирают пипеткой на 2 мл с помощью резиновой груши и качественного переносят в мерную колбу на 100 мл через воронку. Воронку ополаскивают дистиллированной водой, затем раствор доводят до метки. Колбу закрывают резиновой пробкой и перемешивают полученный раствор.

2. С помощью пипетки на 10 мл отбирают пробы (аликвотные доли) в три конические колбы для титрования (по 10 мл приготовленного раствора в каждую колбу).

В каждую колбу добавляют индикатор, несколько капель фенолфталеина.

Аликвотные доли титруют раствором HCl из бюретки. Для этого бюретку заполняют 0,1 Н раствором HCl (титрантом) до нулевой отметки перед каждым титрованием. Объемы титранта пошедшие на титрование заносят в таблицу. Титруют сначала в присутствии метилоранжа, а затем фенолфталеина.

№	Объем аликвотной доли анализируемого раствора V, мл	Индикатор	Объем титранта V, мл	Средний объем титранта V, мл
1				
2				
3				
1				
2				
3				

Оформление опыта 2

- 1) Название опыта,
- 2) Расчет объема концентрированного раствора щелочи,
- 3) Обработка экспериментальных данных.

По результатам титрований находят средний объем титранта. Концентрацию приготовленного раствора щелочи находят используя закон эквивалентов:

$$\gamma_{\text{эkv}}(\text{KOH}) = \gamma_{\text{эkv}}(\text{HCl})$$

$$\gamma_{\text{эkv}}(\text{X}) = C_{\text{эkv}}(\text{X}) \cdot V(\text{X})$$

4. Расчет погрешности.

$$\Delta = |c_{\text{практ.}} - c_{\text{теорет.}}| \quad (\text{абсолютная погрешность})$$

$$\delta = \frac{|\Delta|}{c_{\text{теорет.}}} \cdot 100\% \quad (\text{относительная погрешность})$$

Вывод:

- 1) проанализировать погрешности эксперимента;
- 2) указать применение растворов, методов приготовления и определение их состава.

КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ

1. Какой закон лежит в основе титриметрического анализа? Приведите его математическую запись.
2. Какие требования предъявляются к реакциям, используемым в титриметрическом анализе?
3. Какие титранты применяют в ацидиметрии и алкалиметрии?
4. Чем вызвана необходимость стандартизации раствора хлорводородной кислоты?
5. Какие первичные стандарты применяют при определении точной концентрации растворов кислот?
6. Напишите уравнение реакции, лежащей в основе стандартизации раствора HCl.
7. Что из себя представляют индикаторы, применяемые в методе кислотно-основного титрования? Приведите примеры кислотно-основных индикаторов.
8. Что называется интервалом перехода индикатора? От чего он зависит?
9. Какие индикаторы следует выбирать при определении следующих веществ ацидиметрическим титрованием: KOH, NH₃, NaHCO₃?
10. Какие индикаторы следует выбирать при определении следующих веществ алкалиметрическим титрованием: HNO₃, CH₃COOH, HCl и CH₃COOH в смеси?

ЛИТЕРАТУРА

Основная:

1. А.С.Ленский. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию М.: Высшая школа. 1989 г., раздел 4.2.
2. Ершов Ю.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов/ Ю.А.Ершов, В.А.Попков, А.С.Берменд и др.: - Учеб.для мед.спец.вузов. Под.ред. Ю.А.Ершова. - М.: Высш.шк., 1993. - 560 с., ил.
3. Глинка Н.Л. Общая химия - М.: 1988. - 720 с.
4. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. - Л.: 1984. – 264 с.
5. Никольский А. Б., Суворов А. В. Химия: Учебное пособие для вузов. – СПб.: Химиздат, 2001. – 512 с.

Дополнительная:

1. Алексеев В.А. Количественный анализ. - М.: Химия, 1980 г.
2. Васильев В.П. Аналитическая химия. - М.: Высшая школа, 1989, том 1.
3. Бабков А.В. и др. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. - М.: Высшая школа, 1978 г. (при пользовании практикумом надо иметь в виду, что с момента его издания произошли изменения в терминологии и обозначениях).