

Министерство образования и науки Российской Федерации
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего профессионального образования
«Томский государственный архитектурно-строительный университет»

**О.А. Зубкова, Т.В. Лапова,
Ю.С. Саркисов, Н.П. Горленко**

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ПО ХИМИИ ВОДЫ**

Под редакцией Т.В. Лаповой

Учебное пособие

Томск
Издательство ТГАСУ
2015

УДК 543.3(075.8)

ББК 24.5я7

Лабораторный практикум по химии воды [Текст] :

Л12 учебное пособие / О.А. Зубкова, Т.В. Лапова, Ю.С. Саркисов, Н.П. Горленко ; под ред. Т.В. Лаповой. – Томск : Изд-во Том. гос. архит.-строит. ун-та, 2015. – 100 с.

ISBN 978-5-93057-671-9

В учебном пособии представлены лабораторные работы по химии воды. К каждой работе приведены теоретические сведения по рассматриваемой теме, в экспериментальной части дано описание выполняемых лабораторных работ, включены примеры решения типичных задач, контрольные вопросы и задания. Учебное пособие предназначено для студентов очной и заочной форм обучения направления подготовки бакалавров «Строительство» профиля 08.03.01_07 «Водоснабжение и водоотведение», выполняющих лабораторные работы по дисциплине «Химия воды и микробиология».

Рецензенты:

Стась Н.Ф., к. т. н., доцент кафедры общей и неорганической химии ТПУ;

Павлова А.Н., к. т. н., доцент кафедры химии ТГАСУ.

ISBN 978-5-93057-671-9

© Томский государственный архитектурно-строительный университет, 2015

© Зубкова О.А., Лапова Т.В., Саркисов Ю.С., Горленко Н.П., 2015

Лабораторная работа № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ КИСЛОТНОСТИ И ЩЕЛОЧНОСТИ РАЗЛИЧНЫХ ТИПОВ ВОД

Цель работы: в лабораторных условиях освоить методы определения щелочности и кислотности природных и сточных вод.

Содержание работы: в исследуемой воде методом титрования определить различные виды щелочности и кислотности.

Оборудование и реактивы: бюретки на 25 мл, закрепленные на штативах, конические колбы емкостью 250 мл, пипетки вместимостью 100 мл, химические стаканы емкостью 150–200 мл, 0,1 М раствор хлороводородной кислоты, 0,1 М раствор гидроксида натрия, индикатор метиловый оранжевый (0,02%-й раствор), индикатор фенолфталеин (1%-й спиртовой раствор).

Теоретическая часть

Одними из основных показателей качества воды являются ее *щелочность* или *кислотность*.

Кислотность и щелочность воды влияют на разложение химических загрязнителей в сточных водах, на скорость коррозии металлических и бетонных конструкций, находящихся в воде, а также на пригодность водной среды к обитанию в ней рыб и растений.

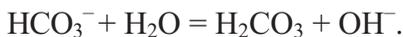
Определение щелочности требуется при дозировании химических веществ, необходимых при обработке вод для водоснабжения, а также при реагентной очистке некоторых сточных вод. Определение щелочности при избыточных концентрациях щелочноземельных металлов важно при установлении пригодности воды для ирригации. Вместе со значениями рН щелочность воды служит для расчета содержания карбонатов и баланса угольной кислоты в воде.

Общей щелочностью называется сумма содержащихся в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными кислотами. К таким веществам относят:

1) сильные основания, полностью диссоциирующие в разбавленных растворах с образованием гидроксид-ионов (NaOH, KOH, Ca(OH)₂);

2) слабые основания (NH₄OH, анилин, пиридин и др.);

3) анионы слабых кислот (HCO₃⁻, HSO₃⁻, HS⁻, CO₃²⁻, SO₃²⁻, S²⁻ и др.), которые гидролизуются с образованием гидроксид-ионов:



Щелочность, обусловленная присутствием сильных оснований, называется *гидратной*. Щелочность, зависящая от присутствия в воде ионов HCO₃⁻, называется *гидрокарбонатной*, а ионов CO₃²⁻ – *карбонатной*. Карбонатная и гидрокарбонатная составляют естественную щелочность воды.

Для природных вод особенно характерна гидрокарбонатная щелочность, вызванная наличием гидрокарбонатов кальция Ca(HCO₃)₂ и магния Mg(HCO₃)₂.

Общая щелочность равна нулю, если рН воды меньше 4,5, при значениях рН от 4,5 до 8,3 общая щелочность соответствует карбонатной жесткости и содержанию ионов HCO₃⁻. Если рН исследуемой воды больше 8,3, то щелочность называют *свободной*, она обусловлена наличием свободных оснований, карбонатов, силикатов и сульфидов.

Щелочность выражается в количестве ммоль·эquiv/дм³ сильной кислоты, необходимой для нейтрализации ионов OH⁻.

Главным образом щелочность воды зависит от присутствия в ней карбонатов, гидрокарбонатов и гуматов.

Кислотностью называется содержание в воде веществ, вступающих в реакцию с сильными щелочами, т. е. с ионами OH⁻.

К таким соединениям относятся:

1) сильные кислоты: соляная (HCl), азотная (HNO₃), серная (H₂SO₄);

2) слабые кислоты: уксусная (CH₃COOH), сернистая (H₂SO₃), угольная (H₂CO₃), сероводородная (H₂S) и т. п.;

3) катионы слабых оснований: аммоний (NH₄⁺), катионы органических аммонийных соединений.

Кислотность пробы воды измеряется в ммоль·экв/дм³ и определяется количеством сильной щелочи (обычно используют растворы КОН или NaOH с концентрацией 0,05 или 0,1 моль/л), израсходованной на нейтрализацию раствора.

Естественная кислотность природных вод в большинстве случаев зависит только от содержания свободного диоксида углерода. Естественную часть кислотности создают также гуминовые и другие слабые органические кислоты и катионы слабых оснований (ионы аммония, железа, алюминия, органических оснований). В этих случаях рН воды не бывает ниже 4,5.

Кислотность характерна для многих сточных вод. В природных водах встречается редко, за исключением болотных вод.

Загрязнения, придающие воде повышенную кислотность, возникают при кислотных дождях, при попадании в водоемы не прошедших нейтрализацию сточных вод промышленных предприятий и др. В этих случаях рН может быть ниже 4,5.

Кислая реакция недопустима в питьевой воде, т. к. вода в этом случае имеет неприятный вкус и вредна для здоровья. Поэтому она должна быть нейтрализована.

Кислотность делят на общую и активную (свободную). *Активная кислотность* соответствует рН раствора, она обусловлена тем ионом Н⁺, который уже отделен от кислоты (свободный). *Общая кислотность* определяется числом моль·экв кислоты в 1 литре воды (дм³), т. е. молярной концентрацией эквивалента кислоты, и отражает количество всего содержащегося в кислоте водорода, способного отделяться от нее в виде ионов. Активная кислотность составляет часть общей кислотности и не может ее превысить. Соотношение между активной и об-

щей кислотностью зависит от степени диссоциации кислоты (α). При малой α доля активной кислотности мала, при $\alpha \approx 100\%$ активная кислотность равна общей кислотности.

Если сравнить кислотность сильной и слабой кислот, например, 1 М растворов азотной и уксусной кислот, то общая кислотность их будет одинакова (т.к. молярная концентрация эквивалента равна 1 моль·экв/л), а активная кислотность различается значительно: для азотной кислоты она примерно равна 1 моль·экв/л, а для уксусной – 0,0034 моль·экв/л.

Определение кислотности и щелочности в воде различного назначения проводят титриметрическим методом анализа.

Титриметрическим методом выполняются также измерения перманганатной окисляемости, биохимического потребления кислорода, растворенного кислорода, содержания свободной углекислоты, хлоридов в пробах природных и питьевых вод. В сточных водах этим методом определяют содержание БПК и общего азота.

Титриметрический анализ основан на точном измерении количества реактива (чаще всего объема раствора), израсходованного на реакцию с определяемым веществом. В титриметрическом анализе измеряют объемы двух взаимодействующих растворов и по известной концентрации одного из них определяют неизвестную концентрацию другого. Расчет в титриметрическом анализе основан на *законе эквивалентов*, согласно которому вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах:

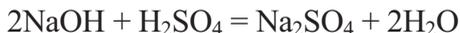
$$n_1 = n_2,$$

где n – количество вещества эквивалента.

Эквивалентом называют реальную или условную частицу вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим способом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реак-

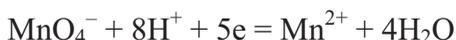
циях. Число, обозначающее, какая доля частицы X является эквивалентом вещества в данной реакции, называется *фактором эквивалентности* $f_{\text{экв}}(X)$.

Например, в реакции



$f_{\text{экв}}(\text{NaOH}) = 1$; $f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1/2$. Эквиваленты гидроксида натрия и серной кислоты в этой реакции равны соответственно 1NaOH и $1/2\text{H}_2\text{SO}_4$.

В окислительно-восстановительной полуреакции



$f_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = 1/5$.

Молярной массой эквивалента вещества M ($f_{\text{экв}}(X)X$) называют массу одного моля эквивалента этого вещества, равную произведению фактора эквивалентности на молярную массу вещества. Так, молярная масса эквивалента перманганата калия в предыдущем примере $M(1/5\text{KMnO}_4) = 158,04/5 = 31,61$ г/моль.

Так как число молей эквивалентов веществ, вступающих в реакцию, равно $n = c \cdot V$ (где c – молярная концентрация эквивалента $c(f_{\text{экв}}(X)X)$, равная отношению количества вещества эквивалента к объему раствора, а V – объем, в котором растворено вещество), то для двух стехиометрически реагирующих веществ справедливо соотношение

$$c_1V_1 = c_2V_2.$$

Следовательно, можно найти неизвестную концентрацию одного из веществ (например, c_2), если известны объем его раствора и объем и концентрация прореагировавшего с ним вещества.

Определение проводят способом *титрования*, т. е. постепенного приливания раствора с известной концентрацией вещества (титранта) к анализируемому раствору, объем которого точно измерен. Объем титруемого раствора, который подверга-

ется титрованию, называется аликвотной частью, или аликвотным объёмом.

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

Экспериментально конец титрования устанавливают по появлению или исчезновению окраски раствора, прекращению выделения осадка, по изменению цвета индикатора или какого-либо физико-химического свойства раствора. Эта точка называется *конечной точкой титрования (КТТ)* и не всегда совпадает с теоретически рассчитанной точкой эквивалентности.

Для уменьшения влияния случайных погрешностей титрование повторяют несколько раз (проводят параллельные определения), а затем усредняют результаты.

Для титриметрического определения необходимо знать концентрацию титранта. Титрант, концентрация которого известна с высокой точностью, называется *стандартным раствором*.

Реакция, применяемая при титровании, должна отвечать следующим требованиям: быть строго стехиометричной, т. е. вещества должны реагировать количественно, согласно коэффициентам в уравнении; протекать быстро и при этом должен существовать способ фиксирования точки эквивалентности.

В титриметрическом анализе используют реакции различного типа. В зависимости от типа реакций, лежащих в основе титрования, титриметрические методы делятся на 4 группы: кислотно-основное титрование, окислительно-восстановительное титрование, осадительное титрование и комплексометрическое титрование.

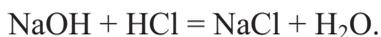
Кислотность и щелочность воды определяют *методом кислотно-основного титрования*. Этот метод основан на реакциях, связанных с процессом передачи протона:



Метод кислотно-основного титрования применяется для количественного определения кислот и щелочей, а также солей,

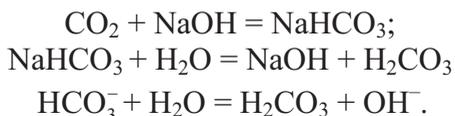
гидролизующихся в растворе с образованием кислой или щелочной среды, определения жесткости воды, солей аммония, азота в органических соединениях, позволяет оценивать кислотность различных пищевых продуктов и т. д.

Реакция среды в точке эквивалентности зависит от природы реагирующих кислот и оснований. При взаимодействии сильной кислоты и сильного основания образуется соль, не подвергающаяся гидролизу, например:



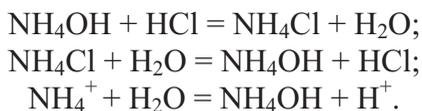
В этом случае раствор в точке эквивалентности имеет нейтральную реакцию ($\text{pH} = 7$).

При титровании слабой кислоты щелочью образуется соль, которая гидролизуеться по аниону, например:



При этом раствор в точке эквивалентности имеет щелочную реакцию ($\text{pH} > 7$).

При титровании слабого основания сильной кислотой образуется соль, гидролизующаяся по катиону, в результате чего раствор в точке эквивалентности имеет кислую реакцию ($\text{pH} < 7$):



При протекании реакции нейтрализации не наблюдается внешних видимых эффектов, поэтому для фиксирования точки эквивалентности применяют соответствующие индикаторы. *Индикаторы кислотно-основного титрования* – органические вещества, вносимые в небольшом количестве в анализируемый раствор и способные изменять окраску в зависимости от изменения pH среды.

Область значений рН, в пределах которой индикатор изменяет свою окраску, называют *интервалом перехода индикатора*. Каждый индикатор имеет свой интервал перехода, который зависит от особенностей структуры индикатора и его способности к ионизации.

Основные характеристики некоторых индикаторов кислотно-основного титрования приведены в таблице.

Индикатор	Интервал перехода рН	Окраска раствора	
		до интервала перехода	после интервала перехода
Метиловый оранжевый	3,1–4,4	Красный	Желтый
Лакмус	5,0–8,0	Красный	Синий
Фенолфталеин	8,0–10,0	Бесцветный	Малиновый
Метилвиолет	2,0–2,5	Синий	Фиолетовый
Бромфенол	3,0–4,6	Желтый	Синий
Тимоловый голубой	1,2–2,8	Красный	Желтый

Выбирают индикатор для титрования таким образом, чтобы интервал перехода окраски индикатора ближе всего совпадал бы с рН титруемого раствора в точке эквивалентности.

Экспериментальная часть

1. Определение различных видов щелочности

Для определения общей щелочности воды нейтрализация раствора кислотой проводится до рН 4,5. При этом в качестве индикатора используют метиловый оранжевый, интервал перехода окраски которого рН = 3,1–4,4 (табл.).

Свободную щелочность определяют нейтрализацией воды до значений рН = 8,0–8,2 в присутствии индикатора фенол-

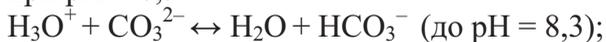
фталеина, изменяющего свою окраску в интервале значений $\text{pH} = 8,0\text{--}10,0$ (табл.).

При $\text{pH} = 4,5$ проба воды имеет нулевую щелочность.

Определение *гидратной, гидрокарбонатной и карбонатной щелочности* проводится также титрованием пробы воды с двумя индикаторами – фенолфталеином и метилоранжем. Свою окраску фенолфталеин меняет в тот момент, когда вследствие добавления кислоты в воду полностью удаляются ионы CO_3^{2-} и углекислые соединения определяются суммой HCO_3^- и CO_2 . Метилоранж меняет свою окраску, когда в воде исчезают ионы HCO_3^- и остается только свободная углекислота.

При определении карбонатной и гидрокарбонатной щелочности нейтрализацией соляной кислотой в растворе протекают следующие реакции в зависимости от значения pH исходной воды:

при $\text{pH} > 8,3$



при $\text{pH} > 4,5$



Соответствующие точки эквивалентности определяются с помощью индикаторов фенолфталеина и метилоранжа.

Ход работы

1.1. Определение общей щелочности

Для анализа отмеряют пипеткой 100 мл исследуемой воды и помещают в коническую колбу для титрования. Добавляют 2–3 капли метилоранжа и титруют из бюретки 0,1 М раствором соляной кислоты до перехода соломенно-желтой окраски в оранжевую. При этом нужно уловить момент, когда от одной капли HCl раствор приобретет оранжевый оттенок. Титрование ведут на белом фоне. Чтобы лучше был заметен момент перехода окраски, рядом ставят контрольную пробу с первоначальной окраской.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение.....	3
Правила работы в химической лаборатории.....	7
Лабораторная работа № 1. Определение кислотности и щелочности различных типов вод.....	9
Лабораторная работа № 2. Определение агрессивной углекислоты в воде.....	22
Лабораторная работа № 3. Определение окисляемости воды.....	32
Лабораторная работа № 4. Получение золя гидроксида железа и определение порога его коагуляции.....	38
Лабораторная работа № 5. Определение содержания растворенного в воде кислорода.....	52
Лабораторная работа № 6. Определение жесткости воды.....	57
Лабораторная работа № 7. Умягчение воды методами известкования и ионного обмена.....	67
Лабораторная работа № 8. Адсорбция уксусной кислоты на угле.....	79
Лабораторная работа № 9. Определение оптимальной дозы хлора при обеззараживании воды.....	88
Библиографический список.....	98