

**Министерство образования Российской Федерации
Саратовский государственный технический университет**

**МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ И УСТРАНЕНИЯ
ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ**

Методические указания к выполнению лабораторной работы по общей химии
для студентов всех специальностей

*Одобрено
редакционно-издательским советом
Саратовского государственного
технического университета*

Саратов 2002

МЕТОДЫ ОПРЕДЕЛЕНИЯ И УСТРАНЕНИЯ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

Методические указания к выполнению лабораторной работы по общей химии

Составили:

СТАНКЕВИЧ Маргарита Ефимовна

РОДИОНОВ Вячеслав Викторович

Рецензент Т.Н. Чеголя

Редактор Р.А. Козина

Лицензия ИД № 06268 от 14.11.01

Подписано в печать 14.03.02

Формат 60x84 1/16

Бум. тип. Усл.-печ.л. 0,93(1,0) Уч.-изд.л. 0,9

Тираж 100 экз. Заказ 119 Бесплатно

Саратовский государственный технический университет

410054 г. Саратов, ул. Политехническая, 77

Копипринтер С1ТУ, 410054 г. Саратов, ул. Политехническая, 77

Цель работы: ознакомить студентов с крайне нежелательным явлением в природе - жесткостью воды, методами ее количественного определения и устранения. Эти знания особенно нужны студентам строительных, энергетических и автомеханических специальностей.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Вода является весьма распространенным в природе веществом. Однако природная вода обычно содержит различные растворенные соли и другие примеси, нежелательные для использования воды в промышленности и быту. Наиболее чистой является дождевая вода, но и она содержит некоторые количества различных веществ, которые она захватывает, проходя через атмосферу.

Жесткость воды обусловлена, в основном, растворенными солями кальция и магния. Возможно присутствие солей и других металлов, например, железа. Различают два вида жесткости воды: временную (карбонатную) и постоянную. Временная (карбонатная) жесткость обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния - $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$. Наличие этих солей в воде объясняется растворением карбонатов кальция и магния под действием природной воды и растворенного в ней углекислого газа (диоксида углерода) при контакте с породами, содержащими эти соли, например:



нерастворим

растворим

Карбонатная жесткость называется временной потому, что эти соли разлагаются просто при кипячении воды (подробнее об этом при рассмотрении способов устранения жесткости).

Постоянная жесткость обусловлена присутствием в воде, главным образом, сульфатов и хлоридов кальция и магния – CaSO_4 , MgSO_4 , CaCl_2 , MgCl_2 .

Особенно опасным является CaSO_4 , обладающий небольшой растворимостью.

В сумме временная и постоянная жесткость составляют общую жесткость воды:

$$Ж_{\text{общ}} = Ж_{\text{врем}} + Ж_{\text{пост}}$$

В России жесткость воды характеризуется числом миллиэквивалентов ионов кальция и магния, содержащихся в одном литре воды. Один миллиэквивалент (мэкв) жесткости соответствует содержанию 20,4 мг/л ионов Ca^{2+} и 12,16 мг/л ионов Mg^{2+} (20,04 мг Ca^{2+} и 12,16 мг Mg^{2+} - миллиэквивалентные массы этих катионов, т.е. массы $1 \cdot 10^{-3}$ эквивалентов этих ионов). Так как в воде, как правило, содержатся одновременно катионы обоих металлов, то жесткое ионное число определяется следующим выражением:

$$Ж = \frac{C_{Ca^{2+}}}{20,04} + \frac{C_{Mg^{2+}}}{12,15},$$

где $C_{Ca^{2+}}$ и $C_{Mg^{2+}}$ - соответственно, содержание ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} (мг) в 1 литре воды.

Пример. В одном литре воды содержится 50,1 мг ионов кальция и 54,7 мг ионов магния. Чему равна жесткость воды?

$$Ж = \frac{50,1}{20,04} + \frac{54,7}{12,15} = 2,5 + 4,5 = 7 \text{ (мэкв/л)}.$$

На практике чаще известны массы солей, а не ионов кальция и магния. В этом случае жесткость можно определить как число миллиэквивалентов солей, содержащихся в 1 л воды (т.к. 1 мэкв соли содержит 1 мэкв катионов Ca^{2+} или Mg^{2+}). Для этого необходимо массу соли m , выраженную в мг и рассчитанную на один литр воды, разделить на миллиэквивалентную массу $m_{\text{э}}$, этой соли, т.е. формула приобретает вид:

$$Ж = \frac{m_{\text{СОЛИ}}}{V_{\text{H}_2\text{O}} \cdot m_{\text{Э}}(\text{СОЛИ})}$$

Пример. В 100 л воды содержится 14,632 г гидрокарбоната магния и 13,608 г сульфата кальция. Чему равна жесткость воды?

Находим миллиэквивалентные массы этих солей:

$$m_{\text{мЭКВ}} \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 = \frac{146,32}{2} = 73,16(\text{мг})$$

$$m_{\text{мЭКВ}} \text{CaSO}_4 = \frac{136,08}{2} = 68,04(\text{мг})$$

Переводим массы солей в мг (умножаем массы солей на 1000), подставляем данные в приведенную выше формулу и получаем:

$$Ж = \frac{14,632 \cdot 1000}{100 \cdot 73,16} + \frac{13,608 \cdot 1000}{100 \cdot 68,04} = 2 + 2 = 4(\text{мЭКВ} / \text{л})$$

Жесткость природных вод различна в разных водоемах, а в одной и той же реке изменяется в течение года (минимальна во время паводка).

В табл. I приведены величины жесткости воды некоторых рек России

в летнее время .

Таблица 1

Реки	Пункт	Жесткость воды,		Мэкв/л
		общая	карбонатная	постоянная
Волга	г. Вольск	5,5	3,5	2,4
Москва	с. Татарово	4,2	4,1	0,1
Нева	с. Ивановское	0,5	0,5	0

Жесткость вод морей значительно выше, чем рек и озер. Так, вода Черного моря имеет жесткость примерно 65 мэкв/л, а океана — более 100 мэкв/л.

В зависимости от количества мэкв/л солей природную воду считают очень мягкой - с жесткостью до 1,5 мэкв/л, мягкой - до 4 мэкв/л, средней жесткости - от 4 до 8 мэкв/л, жесткой - от 8 до 12 мэкв/л и очень жесткой - свыше 12 мэкв/л.

Жесткость воды хозяйственно-питьевых водопроводов не должна превышать 7 мэкв/л.

Жесткая вода не пригодна для многих технологических процессов, например, для крашения тканей; в ней плохо мылится мыло. При нагревании жесткой воды на стенках емкости выделяется накипь, которая плохо проводит тепло, поэтому такую воду нельзя использовать в системе охлаждения автомобильного двигателя - двигатель перегревается и начинает детонировать. Жесткой водой нельзя питать паровые котлы - слой накипи является причиной повышенного расхода топлива, приводит к местным нагревам стенок котлов, а иногда и к взрывам. Использование жесткой воды снижает качество цементного камня.

Вредное влияние жесткости при практическом использовании воды приводит к необходимости проводить умягчение воды, то есть снижать концентрацию ионов кальция и магния или полностью ее обессоливать.

Для умягчения воды применяют следующие методы:

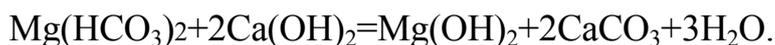
1. *Термический*, основанный на ее нагревании или дистилляции (перегонке). Так устраняется только временная жесткость.
2. *Химический*, когда находящиеся в воде ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} связываются различными реагентами-умягчителями в практически нерастворимые соединения.
3. *Метод ионного обмена*, основанный на обмене ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в воде, на ионы Na^{2+} или H^+ путем пропускания воды через иониты.

Термический метод очистки основан на том, что при нагревании воды до 95-98°C гидрокарбонаты кальция и магния разлагаются с образованием осадков. Происходящие процессы выражаются следующими уравнениями реакций:

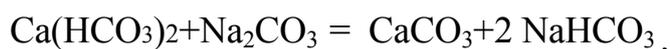


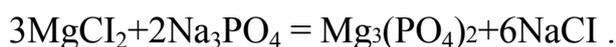
Однако в промышленных масштабах умягчать воду термическим методом экономически невыгодно, поэтому используют другие методы, например, химический..

Если в воде присутствуют, в основном, соли временной жесткости, то в качестве умягчителя используют дешевую гашеную известь:



Обычно в воде присутствуют соли обоих видов жесткости. В этом случае жесткость устраняют, добавляя к воде карбонат натрия (соду), фосфат натрия или другие вещества, способные связать ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} в нерастворимые соединения, например:





Уравнения реакций с другими солями жесткости предлагаем студентам написать самостоятельно.

Массу умягчителя необходимо рассчитывать, исходя из закона эквивалентов: для устранения одного миллиэквивалента жесткости требуется один миллиэквивалент умягчителя.

Решим задачу: сколько соды требуется добавить к 100 л воды, чтобы устранить жесткость, равную 4 мжв/л?

В 100 л воды содержится $4 \times 100 = 400$ мэкв жесткости, столько же миллиэквивалентов соды надо добавить для ее устранения. Масса 1 мэкв $\text{Na}_2\text{CO}_3 = 106/2 = 53$ мг, следовательно, необходимо добавить $53 \times 400 = 21200$ (мг) = 21,2 г соды. Короче, решение можно записать, используя формулу:

$$m_{\text{ум.}} = \text{Ж}_{\text{э(ум.)}} \bullet V_{\text{H}_2\text{O}}$$

где $m_{\text{ум.}}$ - необходимая масса умягчителя (мг);

$m_{\text{э(ум.)}}$ - миллиэквивалентная масса умягчителя (мг);

$V_{\text{H}_2\text{O}}$ - объем воды в литрах.

Широкое применение в практике умягчения или полного обессоливания воды получили иониты.

ИОНООБМЕННЫЙ МЕТОД УСТРАНЕНИЯ ЖЕСТКОСТИ

Ионитами называют органические и неорганические вещества, практически нерастворимые в воде, содержащие группы с подвижными ионами, способные обменивать их на ионы, содержащиеся в воде, включая ионы жесткости.

Существуют, в основном, два типа ионитов: катиониты (обменивающие катионы) и аниониты (обменивающие анионы).

В настоящее время известны следующие иониты:

1. Неорганической природы - катиониты, например, цеолиты. Это алюмосиликаты, т.е. минералы состава $Me_2O; Al_2O_3 \cdot SiO_2 \cdot nH_2O$, где $Me - Na$ (реже - K); иногда имеются примеси CaO, BaO, SrO ; $m=1-2$; n -от 2 до 14. К ним относятся:

а) глины, одной из разновидностей которых является каолинит - $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$;

б) искусственные алюмосиликаты, или пермутиты, общей формулы $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot nH_2O$.

2. Органической природы - катиониты, например, целлюлоза, сульфированные угли, гудроны; синтетические ионообменные смолы - катиониты и аниониты; гумусовые вещества почвы - амфотерные иониты.

3. Искусственные иониты специального назначения (в основном, мембраны). К ним относят фторорганические полимеры или нафионы, полисилоксановые полимеры, металлические газоразделительные мембраны.

Катиониты имеют в макромолекуле полимера группы с подвижными атомами водорода - кислотные группы, которые различаются по типу на группы с сильно выраженными кислотными свойствами:

$-SO_3H$ (сульфогруппа), $-PO_3H_2$ (фосфогруппа) и слабо выраженными кислотными свойствами:

$-COOH$ (карбоксильная группа),

$-OH$ (фенольный гидроксил)

Катиониты можно представить общей формулой - $R-H$,

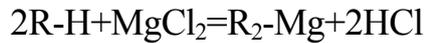
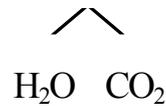
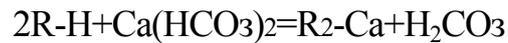
где R - высокомолекулярный радикал (фрагмент полимерной цепи), связанный с кислотной группой.

Такая форма катионита называется Н-катионитом.

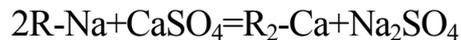
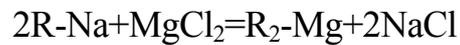
Однако на практике выпускаемые промышленностью Н-катиониты часто переводят в их натриевые соли (чем это вызвано, поясним ниже). Такой Na катионит можно представить формулой $R-Na$.

Процесс устранения жесткости воды методом ионитной очистки можно

описать следующими уравнениями:

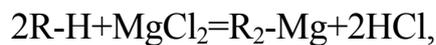


В последнем случае устранение жесткости сопровождается образованием сильной соляной кислоты, которая будет вызывать коррозию труб и других металлических конструкций. Чтобы избежать этого, лучше использовать Na-катионит:

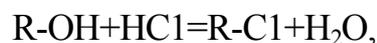


Можно добиться полного обессоливания воды, применяя, наряду с катионитами, аниониты. Аниониты можно представить общей формулой $-R-OH$, где R - высокомолекулярный радикал. Аниониты имеют основной характер и обменивают входящие в их состав гидроксил-ионы $-OH$ на анионы кислот, например, на Cl^- , SO_4^{2-} , HCO_3^- . К анионитам с сильно выраженными основными свойствами следует отнести полимеры на основе алифатических четвертичных аммониевых оснований - $[R_4N]OH$.

Для полного обессоливания воду пропускают сначала через катионит, а затем - через анионит. Протекающие при этом процессы ионного обмена можно представить уравнениями:

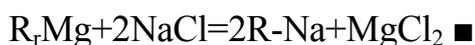
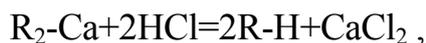


Пройдя через катионит, вода освободилась от ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , а затем - ионный обмен с анионитом и освобождение от кислотных остатков:



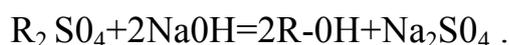
Очищенную воду собирают в емкость или подают непосредственно в производство.

В процессе работы иониты постепенно теряют свою активность, и их необходимо регенерировать. Для этого через отработанный катионит пропускают (в зависимости от используемой формы) концентрированный раствор HCl или NaCl:



При этом ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} выходят в раствор, а катионит вновь насыщается ионами H⁺ или Na⁺.

Для регенерации анионита его обрабатывают раствором щелочи или соды (раствор соды вследствие гидролиза имеет щелочную реакцию):



Методика эксперимента

Определение жесткости воды проводят методом титрования. Сущность метода заключается в точном измерении объемов растворов двух реагирующих веществ, концентрация одного из которых известна. Раствор с известной концентрацией называется титрованным, или рабочим раствором. Процесс постепенного добавления рабочего раствора к исследуемому называется титрованием. Титрование ведут до достижения точки эквивалентности (момента, когда вещества прореагировали в строго эквивалентных количествах), на что указывает изменение окраски раствора. Если одно из реагирующих веществ окрашено, а продукты реакции бесцветны или имеют другую окраску, то в точке эквивалентности окраска раствора изменяется. Если и реагирующие вещества, и продукты их превращения бесцветны, то конец реакции определяется с помощью специально добавляемых веществ —индикаторов, которые изменяют свой цвет в точке эквивалентности.

Применяя данный метод определения содержания вещества в растворе,

удобнее всего пользоваться растворами с известной эквивалентной концентрацией (нормальностью). Напоминаем, что эквивалентная концентрация, обозначаемая C_n или N , показывает число эквивалентов (эквивалентных масс, соответственно) вещества в 1 литре раствора. Зная объемы растворов прореагировавших веществ и нормальность одного из них, легко рассчитать нормальность другого из соотношения:

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2 \text{ (или } C_{n1} \cdot V_1 = C_{n2} \cdot V_2 \text{),}$$

где произведения $N_1 \cdot V_1$ и $N_2 \cdot V_2$ означают число эквивалентов 1 и 2-го вещества, вступивших в реакцию. Согласно закону эквивалентов, эти величины должны быть равны.

Требования безопасности труда

Приступая к выполнению работы, необходимо детально изучить методику эксперимента.

При работе со стеклянной посудой стараться не разбить ее (особенно хрупки пипетки), чтобы исключить порезы.

При пользовании пипетками необходимо следить, чтобы оттянутый конец не был поврежден. В этом случае раствор медленно поднимается по высоте, тем самым исключается попадание раствора в рот (это очень важно при отборе буферного раствора при определении общей жесткости). При попадании раствора в рот необходимо срочно прополоскать полость рта водой.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ВРЕМЕННОЙ ЖЕСТКОСТИ

Рабочим раствором данного метода является 0,1 н (децинормальный) раствор $HC1$, индикатором - метилоранж, изменяющий окраску в зависимости от рН среды.

В нейтральной среде (рН=7) индикатор оранжевого цвета, в кислой среде (рН<7) - розового, а в щелочной среде (рН>7) - желтого.

В основе определения лежит взаимодействие гидрокарбоната кальция с соляной кислотой:

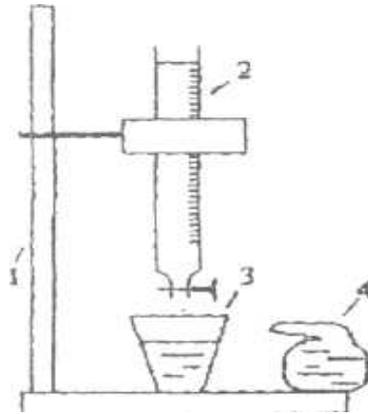


Рис. 1. Прибор для титрования

В стакан (или колбу) 3 наливается определенный объем исследуемой воды, индикатор находится в капельнице 4.

Определение жесткости воды производится на приборе, изображенном на рис. 1.

На штативе 1 укреплена бюретка 2 (стеклянная трубка с делениями, цена большого деления - 1мл, маленького - 0,1 мл). В бюретку заливают рабочий раствор.

Порядок выполнения работы

1. Заполнить бюретку 0,1 н раствором HCl. Для этого с помощью воронки налить раствор HCl выше нулевого деления, вынуть воронку и, нажимая на шарик или зажим бюретки, слить избыток кислоты в специальную фарфоровую чашку для слива до тех пор, пока нижняя (выпуклая) часть мениска раствора окажется на уровне нулевого деления (глаза должны находиться на одном уровне с мениском).

2. Если при заполнении бюретки в носике ее окажется пузырек воздуха, его необходимо удалить, загнув слегка носик вверх и нажимая на шарик или зажим бюретки. После этого довести уровень кислоты в бюретке до нуля.

3. Отмерить пипеткой в стакан (или колбу) 100 мл исследуемой воды (образец воды студент получает у преподавателя).

4. Добавить к воде метилоранж до отчетливо желтой окраски (избыток индикатора может мешать определению).

5. Титровать воду раствором HCl до перехода окраски из желтой в желто-розовую (цвет «чайной розы»). При титровании колбу с водой помещают под носиком бюретки, положив на штатив лист белой бумаги.

Нажимая большим и указательным пальцами левой руки на шарик или зажим бюретки, выливают раствор в колбу очень небольшими порциями, одновременно перемешивая содержимое колбы правой рукой. Записать объем соляной кислоты, пошедшей на титрование.

6. Титрование повторить 2-3 раза до получения сходимых результатов (отличающихся друг от друга не более чем, на 0,1-0,2 мл). При повторном титровании уровень кислоты в бюретке каждый раз доводить до нулевого деления. Результаты титрования занести в табл. 2.

Таблица 2

Проба	V_{H_2O} , мл	V_{HCl} , мл
1.	100	
2.	100	
3.	100	

Для расчета жесткости взять среднее значение объема кислоты, при этом результат, резко отличающийся от других, отбрасывают.

Жесткость находят, используя закон эквивалентов для растворов:

$$N_{H_2O} \cdot V_{H_2O} = N_{HCl} \cdot V_{HCl}$$

где N_{H_2O} - число эквивалентов гидрокарбоната кальция, содержащихся в 1 литре воды..

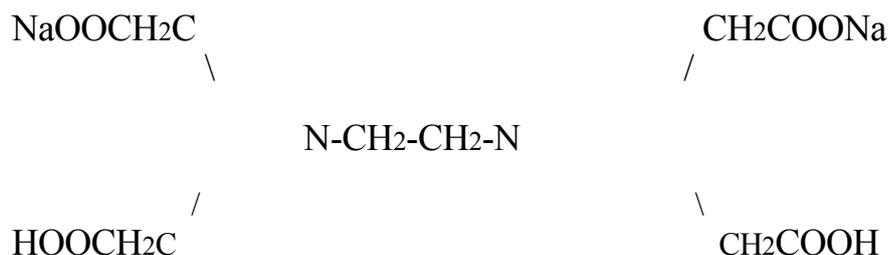
Так как жесткость воды характеризуется числом миллиэквивалентов, то полученный результат надо умножить на 1000. В итоге имеем:

$$Ж_{ВРЕМ.} = \frac{N_{HCl} \cdot V_{HCl} \cdot 1000}{V_{H_2O}}$$

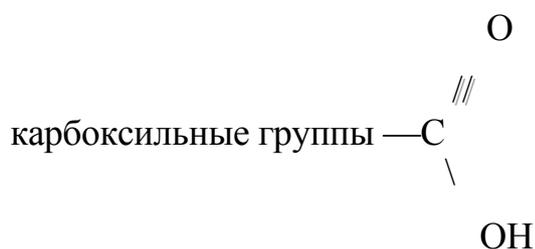
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ОБЩЕЙ ЖЕСТКОСТИ

Рабочим раствором метода является 0,05Н раствор комплексона III, известного под названием «трилон Б». Индикатором метода служит хромоген синий (могут использоваться и другие индикаторы, например, эрио-хром черный Т).

Трилон Б представляет собой динатриевую соль этилендиаминтетрауксусной кислоты:

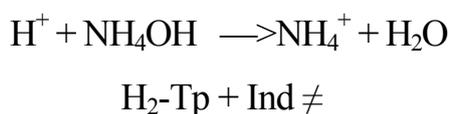
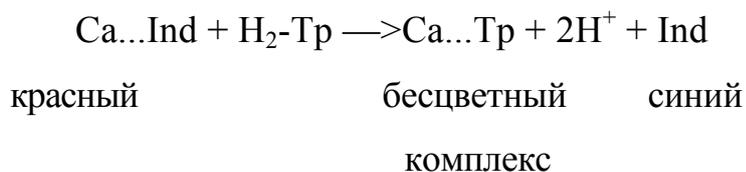
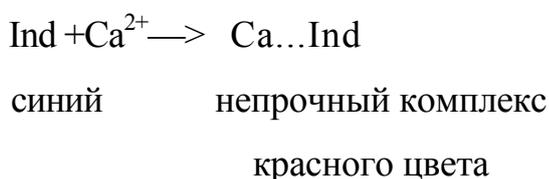


Поскольку в молекуле трилона есть



выделяется в свободном состоянии, и красная окраска переходит в синюю. Сложность определения заключается в том, что индикатор не реагирует на избыток трилона, окраска остается синей, поэтому титровать нужно очень осторожно. Кроме того, реакция солей с трилоном идет значительно медленнее, чем с соляной кислотой, поэтому добавление каждой новой порции трилоиа должно сопровождаться хорошим перемешиванием и большей выдержкой.

Если изобразить трилон как двухосновную кислоту в виде H_2-Tr , то все определение, описанное выше, можно представить в виде следующих уравнений:



Порядок выполнения работы

1. Заполнить бюретку раствором трилона, установив уровень раствора на нулевом делении.
2. Отмерить пипеткой в колбу (или стакан) 50 мл исследуемой воды.
3. Добавить 5 мл буферного раствора (отмерить пипеткой) и не сколько капель индикатора хромогена синего. Вода должна окраситься в красный цвет.
4. Титровать раствором трилона Б до перехода окраски из красной в фиолетовую. Подождать, перемешивая содержимое колбы, 2-3 секунды. Окраска может без добавления трилона Б перейти из фиолетовой в синюю.

Если этого не произошло, добавить осторожно еще 1-2 капли трилона до перехода окраски воды в синюю. Отметить объем трилона Б, пошедший на титрование.

5. Определение повторить 2-3 раза до получения сходимых результатов.

6. Результаты измерений занести в табл. 3. Для расчета взять среднее значение объема трилона Б.

Таблица 3

№ опыта	VH ₂ O, мл	VТр., мл
1.		
2.		
3.		

7.Расчитать общую жесткость воды по формуле :

$$Ж_{ОБЩ} = \frac{N_{Тр} \cdot V_{Тр} \cdot 1000}{H_2O}$$

8.Определяем постоянную жесткость воды :

$$Ж_{ПОСТ} = Ж_{ОБЩ} - Ж_{ВРЕМ.}$$

На основании проделанной работы определите принадлежность исследуемой воды определенной группе жесткости.

УСТРАНЕНИЕ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ

С ПОМОЩЬЮ Н-КАТИОНИТА МАРКИ КУ-2

Принцип умягчения воды довольно прост: жесткую воду пропускают через колонку с катионитом, периодически отбирают пробы умягченной воды и качественной реакцией с Na₂CO₃ определяют наличие в ней ионов

Ca^{2+} и Mg^{2+} (по появлению мути). Как только очередная проба подтверждает наличие в воде ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , это означает, что обменная емкость катионита исчерпана, он больше не связывает ионы. На основании экспериментально измеренного объема воды, пропущенной через катионит, объема катионита и известной жесткости воды рассчитывают обменную емкость катионита в мэкв/см³ сухого катионита. Установка изображена на рис. 2.

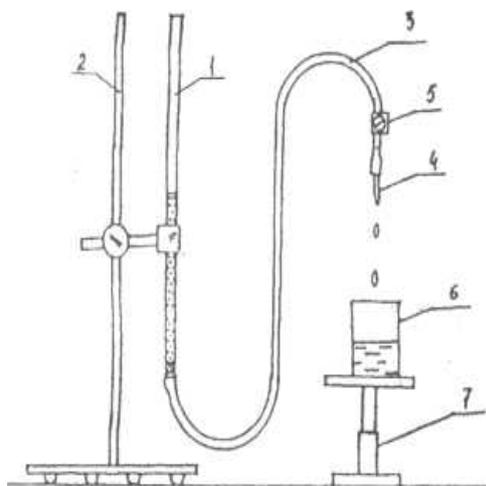


Рис. 2. Установка для определения жесткости воды.

1 - колонка с катионитом; 2.- штатив;

3- соединительная хлорвиниловая трубка;

4- пипетка; 5 - зажим; 6 - стаканчик для сбора жидкости;

7 - подставка

Порядок выполнения работы

1. Отмерить цилиндром в колбу 600 мл жесткой воды.

2. Заполнить водой бюретку с катионитом таким образом, чтобы уровень воды в бюретке совпадал с уровнем воды в пипетке. При заполнении следить за тем, чтобы в соединительной трубке и пипетке не было пузырьков воздуха. В случае их образования открыть зажим 5 и выпустить воздух.

3. Приготовить семь стаканчиков емкостью 100 мл.

4. Пропустить воду через колонку с катионитом со скоростью 15 мл в минуту и собрать в стаканчики по 60 мл (до метки). Первую пробу вылить, но объем воды принять в расчет.

5. Из каждого стаканчика отобрать пипеткой по 10 мл умягченной воды и перенести в пробирки.

6. В каждую из пробирок добавить по 5 мл 20% раствора Na_2CO_3 (сода) и наблюдать за появлением помутнения в течение двух минут.

7. Первую пробирку, в которой произошло помутнение, отмечают и проводят в соответствующей пробе анализ общей жесткости воды описанным выше методом.

8. Обменную емкость сухого катионита рассчитывают по формуле:

$$E = \frac{K \cdot J_{\text{ОБЩ}} \cdot V_{\text{ВОДЫ}}}{V_{\text{ИОНИТА}}}$$

где K - коэффициент набухания ионита. Принять равным 1,8;

$J_{\text{ОБЩ}}$ - общая жесткость воды;

$V_{\text{ВОДЫ}}$ - объем воды, равный:

$$V_{\text{ВОДЫ}} = V_{\text{ОТБРОШЕН}} + V_1 + V_2 + \dots + V_n,$$

n - число проб до появления помутнения;

$V_{\text{ИОНИТА}}$ - объем ионита, рассчитываемый по формуле:

$$V = h \cdot S \quad \text{или} \quad V = \frac{\pi \cdot h \cdot d^2}{4}$$

где h - высота столба катионита в колонке,

d - внутренний диаметр колонки.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Что такое временная и постоянная жесткость воды?

2. Какими способами можно устранить карбонатную жесткость воды?

Приведите уравнения реакций.

3. Как можно устранить некарбонатную жесткость воды? Приведите уравнения реакций.

4. Что такое иониты? Как с их помощью можно обессолить воду?

Напишите соответствующие уравнения реакций.

5. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 1,8 мэкв/л.

Определите массу гидрокарбоната в 1 л воды.

6. Сколько граммов гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ необходимо прибавить к 1 м³ воды, чтобы устранить временную жесткость, равную 2 мэкв/л?

7. Сколько граммов сульфата кальция CaSO_4 содержится в 1 м³ воды, если жесткость, обусловленная присутствием этой соли, равна 4 мэкв/л.

8. При кипячении 250 мл воды, содержащей гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, выпал осадок массой 3,5 мг. Чему равна жесткость воды?

9. В 100 л воды содержится 1,5 моля гидрокарбоната кальция и 0,1 моля хлорида магния. Какова общая жесткость воды?

ЛИТЕРАТУРА

Глинка Н.А. Общая химия. Л.: Химия, 1984. 702 с.

Курс общей химии / Под ред. Н.В. Коровина. М.: Высшая школа, 1991. 343 с.

Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: 1994. 234 с.

Пилипенко А.Т., Пятницкий И.В. Аналитическая химия. М.: Химия, 1990 г. 480 с.

Фейзиев Г.К. Высокоэффективные методы умягчения, опреснения и обессоливания воды. М.: Энергоиздат. 1988 г. 192 с, ил.

Время, отведенное на лабораторную работу

Подготовка к работе	0,5 акад. час
Выполнение работы	2 акад. часа
Обработка результатов эксперимента, оформление работы, отчет	1,5 акад. час