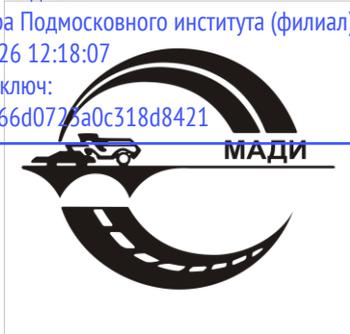


Документ подписан простой электронной подписью
Информация о владельце:
ФИО: Верещагина Элла Леонидовна
Должность: ВРИО директора Подмосковного института (филиал) МАДИ
Дата подписания: 30.01.2026 12:18:07
Уникальный программный ключ:
7a33bd6a100c82a79b62c166d0725a0c318d8421



МОСКОВСКИЙ АВТОМОБИЛЬНО-
ДОРОЖНЫЙ
ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
(МАДИ)
БРОННИЦКИЙ ФИЛИАЛ

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ
ХИМИЯ

СУФИЯНОВ Р.Ш.

Бронницы 2018

СОДЕРЖАНИЕ

Стр.

1	Определение теплоты растворения солей.....	3
2	Приготовление растворов заданной концентрации.....	10
3	Определение водородного показателя воды с помощью рН-метра.....	15

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Определение теплоты растворения солей»

Цель работы: определить теплоту растворения хлорида аммония калориметрическим методом.

Реактивы и материалы: хлорид аммония.

Оборудование: лабораторные электронные весы, мерный цилиндр, калориметрическая установка, термометр, пробирки.

Теоретическая часть

Тепловым эффектом химической реакции называется количество тепла, которое выделяется или поглощается при протекании реакции в условиях, когда исходные вещества и продукты реакции имеют одну и ту же температуру, система не производит никакой работы кроме работы против сил внешнего давления при постоянном объеме или давлении.

Растворение большинства веществ также сопровождаются тепловыми эффектами. В соответствии с первым началом термодинамики тепловой эффект реакции при постоянном объеме Q_v равен приращению внутренней энергии системы ΔU , а тепловой эффект при постоянном давлении Q_p равен приращению ΔH .

Тепловой эффект считается положительными (термохимическая система знаков) или отрицательными (термодинамическая система знаков), если тепловая энергия в ходе реакции выделяется системой. Раздел химической термодинамики, изучающий тепловые эффекты химических реакций, называется термохимией.

Если тепловой эффект прямым экспериментом определить нельзя, то его вычисляют, используя результаты вспомогательных калориметрических опытов. В основе таких расчетов лежит закон Гесса (1837 г.). В соответствии с этим законом тепловые эффекты химических реакций не зависят от пути,

по которым протекает реакция, а зависят лишь от природы и физического состояния исходных веществ и продуктов реакции.

Методика выполнения работы

Выполнение работы начинается с определения постоянной калориметрической системы. Для этого на технических весах взвешивают 10 г соли NH_4Cl и пересыпают навеску в чистую сухую пробирку. Затем мерным цилиндром отмеряют 500 мл дистиллированной воды, переливают ее в фарфоровый стакан, который устанавливают в калориметр. Калориметр закрывают крышкой. Через отверстия в крышке опускают в стакан термометр, закрытую пробкой пробирку с солью NH_4Cl и мешалку, как показано на рис. 1. Необходимо проверить, чтобы термометр не упирался в дно стакана, а мешалка во время работы не задевала термометр во избежание его поломки.

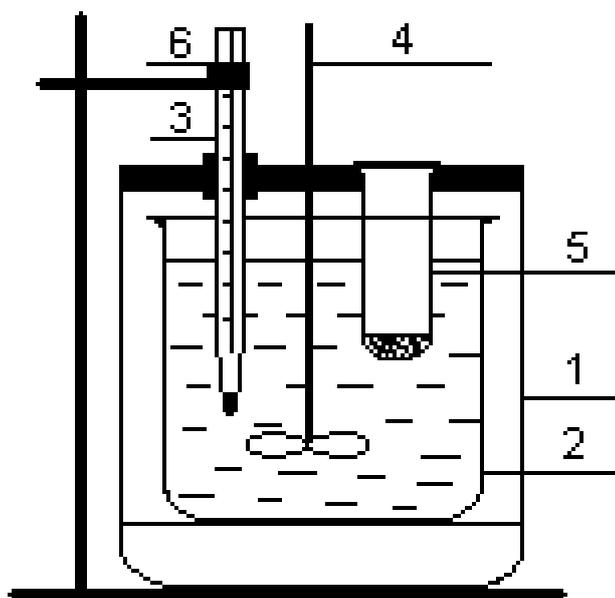


Рис. 1 – Устройство калориметрической установки
1 – калориметр; 2 – фарфоровый стакан; 3 – термометр;
4 – мешалка; 5 – пробирка с веществом; 6 – резиновая прокладка.

По окончании подготовительных операций начинают перемешивать воду и через каждую минуту записывают показания термометра. Это, так

называемый, предварительный период, продолжающийся не менее 5 минут. За это время устанавливается равномерный ход температуры, т.е. когда за каждую минуту изменение температуры становится одинаковыми.

По истечении 5 минут равномерного изменения температуры пробирку с солью вынимают из калориметра и через отверстие в крышке высыпают из нее соль в воду, не прекращая перемешивания (пустую пробирку опять опускают в стакан). С этого момента начинается главный период опыта.

Смешивать исследуемые вещества следует быстро. Во время главного периода продолжают регистрацию температуры. После окончания растворения соли устанавливается равномерный ход температуры, как и в предварительном периоде (заключительный период). Изменение температуры необходимо фиксировать еще в течение 5 минут. Затем мешалку выключают, извлекают ее из калориметра. Убирают из калориметра также пустую пробирку и термометр.

Выливают раствор из фарфорового стакана и ополаскивают стакан дистиллированной водой.

Результаты измерения температуры заносят в таблицу 1.

Таблица 1 Изменение температуры при растворении соли KCl

Показания термометра	Время, мин
1	2

Изменение температуры при растворении соли Δt определяют графически. Для этого на миллиметровую бумагу наносят наблюдаемые значения температуры в координатах температура-время. Если опыт проведен тщательно, то изменение температуры до начала растворения соли и после него изображается прямыми линиями.

В предварительном периоде (т.е. до начала растворения) температура может либо повышаться, либо понижаться. Сравнительно редко

она остается постоянной. Процесс растворения соли NH_4Cl идет с понижением температуры.

Поэтому в заключительном периоде температура будет увеличиваться. В редких случаях и в заключительном периоде температура калориметра остается постоянной.

Для определения Δt на графике выделяют главный период (за начало главного периода принимают начало растворения соли, после которого начинается резкое падение температуры, а за конец главного периода принимают ту точку, которая первой ложится на прямую, проходящую через все точки заключительного периода).

Зону времени главного периода делят пополам. Из полученной точки восстанавливают перпендикуляр и к этому перпендикуляру экстраполируют (продолжают) прямые предварительного (ab) и заключительного (cd) периодов. Отрезок перпендикуляра между двумя точками пересечения его с экстраполированными прямыми MN, выраженный в градусах, дает искомое изменение температуры.

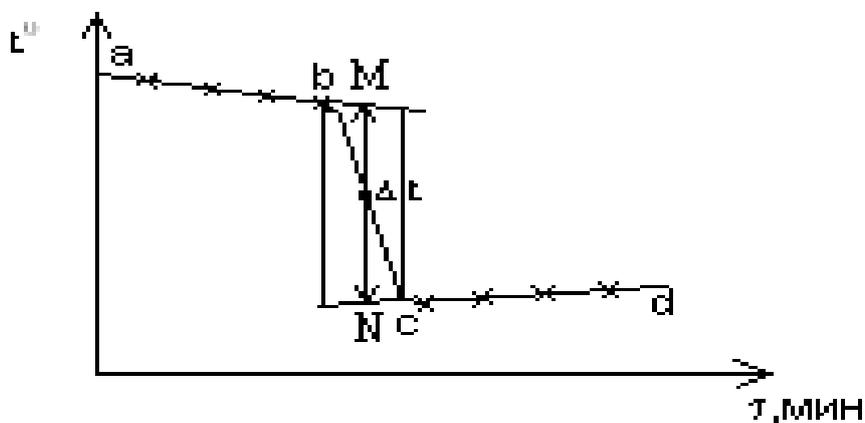


Рис. 2 – Определение $\Delta t_{\text{NH}_4\text{Cl}}$

На основании данных, полученных в результате опыта, можно рассчитать теплоемкость калориметрической системы (постоянную калориметра), исходя из уравнения:

$$Q_{\text{NH}_4\text{Cl}} = (m_1c_1 + m_2c_2 + m_3c_3 + m_4c_4)(t_2 - t_1), \quad (1)$$

где $Q_{\text{NH}_4\text{Cl}}$ – тепловой эффект растворения соли, Дж;

m_1 – масса воды, г;

c_1 – теплоемкость воды, равная 4,18 Дж/г·К;

m_2 – масса стакана;

c_2 – теплоемкость стакана;

m_3 – масса термометра;

c_3 – теплоемкость термометра;

m_4 – масса мешалки;

c_4 – теплоемкость мешалки.

Обозначим

$$(m_2c_2 + m_3c_3 + m_4c_4) = K. \quad (2)$$

Отсюда

$$Q_{\text{NH}_4\text{Cl}} = (m_1c_1 + K)\Delta t, \quad (3)$$

$$K = (Q/\Delta t) - m_1c_1, \quad (4)$$

где K – постоянная калориметра, Дж/К.

Для вычисления K необходимо знать тепловой эффект растворения соли NH_4Cl . По справочным данным удельная теплота растворения NH_4Cl в воде при 20°C $q = 256,9$ Дж/г.

Температурный коэффициент удельной теплоты растворения NH_4Cl вблизи 20°C равен – 3,89 Дж/г, т.е.

$$q = 256,9 - 3,89(20 - t), \quad (5)$$

где q – удельная теплота растворения NH_4Cl , зависящая от температуры t .

Рассчитав удельную теплоту растворения NH_4Cl при температуре опыта (измеряют температуру воды в фарфоровом стакане до начала эксперимента), находят количество теплоты, выделившейся при растворении 10 г соли:

$$Q_{\text{NH}_4\text{Cl}} = q \cdot m, \quad (6)$$

где m – масса соли NH_4Cl .

Постоянную калориметра рассчитывают по уравнению (4). Массу воды принимают равной 500 г, т.к. плотность воды равна 1 г/мл.

Контрольные вопросы

1. Дать определение понятий: «термодинамическая система», «открытая система», «закрытая система», «изолированная система».

Привести примеры.

2. Дать определение понятия «процесс».

3. Дать определение изотермических, адиабатических, изобарических, изохорических процессов.

4. В чем заключается калориметрический метод измерения теплоты гидратации соли?

5. Физический смысл постоянной калориметра.

6. Расчет теплового эффекта по теплотам образования.

Пример.

Пример расчета

Вычислить интегральную теплоту растворения хлорида аммония, если при растворении 1,473 г этой соли в 528,5 г воды температура понизилась на 0,174°C. Массовая теплоемкость раствора 4,109 Дж/(г*К). Теплоемкость калориметра 181,4 Дж/ (г* К).

Решение: Интегральную теплоту растворения можно рассчитать по формуле:

$$Q = (C_{\text{калор.}} + C_{\text{р-ра}} \cdot m) \times \Delta T/n, \quad (1)$$

где C – теплоемкость;

n - количество растворенного вещества;

m – масса хлорида аммония.

$$n = m/M \quad (2)$$

M – молекулярная масса хлорида аммония.

$$m(\text{p-ра}) = m_{\text{в}} + m_{\text{с}} = 528,5 + 1,473 = 530 \text{ г,}$$

где $m_{\text{в}}$, $m_{\text{с}}$, соответственно, масса воды и соли.

Определим интегральную теплоту растворения

$$Q = (4,109 \times 530 + 181,4) \times (-0,174) \times 53,5 / 1,473 \times 1000 = -15,11 \text{ кДж/моль}$$

Из курса химической термодинамики известно, что мерой теплового эффекта химического процесса при изобарном процессе (постоянство давления в системе) является термодинамическая функция состояния – энтальпия

$$\Delta H = H_{\text{кон.}} - H_{\text{нач.}}$$

Тепловой эффект при этом равен по абсолютной величине энтальпии, но противоположен ей по знаку. Экзотермический процесс, сопровождающийся выделением тепла, соответствует $-\Delta H$, а эндотермический, сопровождающийся поглощением тепла, соответствует $+\Delta H$.

Таким образом, процесс растворения хлорида аммония – эндотермический, $\Delta H = 15,11 \text{ кДж/моль}$.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

«Приготовление растворов заданной концентрации»

Цель работы: приобретение навыков приготовления растворов различной концентрации из хлорида натрия.

Реактивы и материалы: хлорид натрия твердый, дистиллированная вода.

Оборудование: лабораторные электронные весы, набор ареометров, цилиндр высокий узкий, мерная колба, химические стаканы, колбы, воронки стеклянные.

Дано: Неизвестная навеска соли (NaCl).

Задание: 1. Получить у преподавателя навеску соли и растворить в 250 мл дистиллированной воды;

2. Определить плотность полученного раствора ареометром;

3. Определить величину навески соли.

В табл. 1 приведены значения плотности водного раствора хлорида натрия в зависимости от его процентного содержания.

Теоретическая часть

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.

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.

Массовая концентрация – отношение массы компонента, содержащегося в растворе, к объему этого раствора. Единицы измерения массовой концентрации кг/м^3 , г/л

Титр – число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Единицы измерения титра – г/мл , кг/см^3

Молярная концентрация c – отношение количества вещества (в молях), содержащегося в растворе, к объему раствора. Единицы измерения - моль/м^3 , (моль/л). Раствор, имеющий концентрацию 1 моль/л, обозначают 1 М; 0,5 моль/л, обозначают 0,5 М.

Молярная концентрация эквивалентов $c_{\text{ЭК}}$ (нормальная концентрация) – это отношение количества вещества эквивалентов (моль) к объему раствора (л). Единица измерения нормальной концентрации моль/л.

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

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.

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

Порядок выполнения работы

1. Получить навеску соли хлорида натрия у преподавателя.
2. При помощи воронки перенести данную навеску в мерную колбу емкостью 250 мл.
3. Промывалкой обмыть внутреннюю часть воронки небольшим количеством воды.
4. Растворить соль в воде.
5. Добавляя воду небольшими порциями, довести уровень воды в колбе до метки, закрыть колбу пробкой и тщательно перемешать, переворачивая вверх дном.
6. Раствор перелить в мерный цилиндр.
7. Замерить плотность полученного раствора ареометром. Для этого 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.
8. По таблице 1 найдите и запишите массовую долю (в %) раствора, отвечающую этой плотности.

9. Рассчитать количество хлорида натрия взятого для приготовления 250 мл раствора.

ПРИМЕР

Пусть плотность приготовленного (при $t=20\text{ }^{\circ}\text{C}$) 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

$$m=v*\rho=250*1.0053=201.315$$

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

$$100\text{ г раствора} - 1\text{ г NaCl}$$

$$201,315\text{ г раствора} - x\text{ г NaCl}$$

$$x=201,315/100=2.0131\text{ г NaCl}$$

Таким образом, величина навески была массой 2,0131 г.

Таблица 1

Значения плотности водного раствора хлорида натрия в зависимости от его процентного содержания

Концентрация, %	Плотность* 10^{-3} , кг/м ³ , при температуре		Концентрация, %	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

Контрольные вопросы:

1. Какие величины применяют для количественного выражения состава раствора?
2. Что показывает массовая доля растворенного вещества? В каких единицах она выражается?
3. Как выразить состав раствора через плотность?
4. Каково устройство и принцип действия ареометра? Для чего он применяется?
5. Перечислите способы, с помощью которых ненасыщенный раствор можно сделать насыщенным.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА

Определение водородного показателя воды с помощью рН-метра.

Цель работы

1. Ознакомление с рН-метром РН-0.61 и с методикой определения кислотности воды (водных растворов);
2. Определение рН воды (водных растворов).

Оборудование и реактивы: рН-метр РН-0.61; стандартные буферные растворы, лабораторные электронные весы, мерный цилиндр, пробирки.

Теоретическая часть

Вода является очень слабым электролитом. Диссоциация молекул воды протекает незначительно с образованием ионов водорода и гидроксид-ионов:



Константа диссоциации воды имеет вид:

$$K = [\text{H}^+][\text{OH}^-]/[\text{H}_2\text{O}]$$

В растворе ионы водорода не существуют в свободном виде, а образуются ионы гидроксония H_3O^+ .

Равновесная концентрация недиссоциированных молекул воды практически равна общей концентрации воды, поэтому

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K[\text{H}_2\text{O}] = K_w$$

Ионное произведение воды (K_w) представляет собой постоянную величину, при температуре 25°C концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов одинаковые и равны 10^{-7} моль/л.

Следовательно, при этой температуре $K_w = 10^{-14}$.

Диссоциация молекул воды – процесс эндотермический. При увеличении температуры она увеличивается и значение K_w возрастает.

Если при 25°C $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ моль/л, растворы называют нейтральными. В кислых растворах $[H^+] > [OH^-]$, а в щелочных $[H^+] < [OH^-]$.

Отрицательные десятичные логарифмы концентраций ионов H^+ и OH^- называются соответственно *водородным* и *гидроксильным показателями*:

$$pH = - \lg[H^+];$$

$$pOH = - \lg[OH^-]$$

$$pH + pOH = K_w = 14.$$

Параметр pH является одним из важнейших рабочих показателей качества воды, во многом определяющим характер химических и биологических процессов, происходящих в воде.

В зависимости от величины pH может изменяться скорость протекания химических процессов, степень коррозионной активности воды, токсичность загрязняющих веществ и т.д.

Обычно уровень pH находится в пределах, при которых он не влияет на потребительские качества воды:

- в речных водах pH обычно находится в пределах 6.5-8.5;
- в болотах вода кислее за счет гуминовых кислот - там pH в пределах 5.5-6.0;
- в подземных водах pH обычно выше.

При высоких уровнях ($pH > 11$) вода приобретает характерную мылкость, неприятный запах, способна вызывать раздражение глаз и кожи. Низкий $pH < 4$ тоже может вызывать неприятные ощущения. Влияет pH и на жизнь водных организмов. В питьевой воде допускается pH 6,0–9,0; в воде

водоемов хозяйственно-питьевого и культурно-бытового водопользования – 6,5–8,5.

В зависимости от уровня рН воды можно условно разделить на несколько групп: сильнокислые воды < 3; кислые воды 3 – 5; слабокислые воды 5 - 6.5; нейтральные воды 6.5 - 7.5; слабощелочные воды 7.5 - 8.5; щелочные воды 8.5 - 9.5; сильнощелочные воды > 9.5.

Описание рН-метра РН-0.61

Прибор РН-0.61 предназначен для измерения уровня рН – концентрации свободных ионов водорода в воде для измерения кислотности воды.

При работе с прибором важно соблюдать следующие правила:

1. Не прикасайтесь к электродам прибора. Если это произошло, выполните процедуру очистки электродов;
2. Допускается проведение измерений практически в любых жидкостях, за исключением жидкостей с содержанием алкоголя более 50%;
3. Никогда не погружайте прибор полностью в жидкость;
4. Следите за тем, чтобы электрод прибора хранился с закрытым защитным колпачком;
5. Для повышения точности измерений прибор должен проходить калибровку не реже, чем один раз в месяц;
6. Не допускайте попадания на прибор прямых солнечных лучей и не храните прибор при высоких температурах;
7. В случае измерения рН в жидкости с высокой температурой не оставляйте надолго электрод в жидкости;
8. При проведении измерений в различных жидкостях, по окончании измерений даже в одной жидкости всегда промывайте электрод, опустив его в дистиллированную воду, либо в буферный раствор рН=7.

Порядок работы с прибором

1. Снимите защитный колпачок.

2. Опустите электрод прибора в дистиллированную воду, затем достаньте и осторожно обмакните электрод в фильтровальную бумагу.
3. Включите прибор, нажав клавишу ON.
4. Опустите электрод в среду для измерений и слегка поболтайте.
5. Дождитесь, пока показания прибора стабилизируются.
6. После измерений для увеличения срока службы прибора, очистите электрод прибора, повторив шаг, описанный в пункте 2.
7. Установите защитный колпачок

Рекомендуется проводить несколько этапов измерений. За окончательный результат берется среднее значение.

Калибровка прибора

Для повышения точности измерений прибор должен проходить калибровку не реже, чем один раз в месяц.

1. Поместите электрод прибора в стандартный фосфатный буферный раствор рН 6.86 (при температуре раствора 25С) и слегка поболтайте.
2. Отрегулируйте с помощью часовой отвертки (прилагается) через отверстие, расположенное в корпусе прибора, показания прибора.
3. Поместите электрод прибора в стандартный буферный раствор буры рН 4.01, либо рН 9.18.
4. Приблизительно через 1 минуту убедитесь в показаниях прибора, соответственно растворам “4.01” или “9.18”. Погрешность прибора ± 0.1 рН.

Экспериментальная часть

В пробирке растворить в 1-2 мл дистиллированной воды несколько грамм: гидрокарбоната натрия и размешать.

Подготовить прибор к работе и провести его калибровку вышеуказанными методами.

Определить рН воды и водного раствора гидрокарбоната натрия.

Записать полученные результаты в нижеприведенную таблицу и сделать выводы.

Таблица результатов опыта

№	Соль	pH раствора	Реакция среды
1	H ₂ O		
2	Водный раствор NaHCO ₃		

Контрольные вопросы

1. Что характеризует константа диссоциации и как ее определить?
2. Что называется ионным произведением воды?
3. Как по величине pH подразделяются воды?
4. Назовите основные правила при работе с прибором РН-0,61
5. Как нужно проводить калибровку прибора РН-0,61
6. Что такое стандартный буферный раствор и для чего он используется?
7. Опишите порядок работы с прибором РН-0,61
8. Какой вывод можно сделать по результатам проведенной лабораторной работы?