

МИНИСТЕРСТВО ВЫСШЕГО И СРЕДНЕГО СПЕЦИАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ РСФСР

Куйбышевский ордена Трудового Красного Знамени авиационный
институт им. С.П.Королева

Г.А.КЛЕЙБС

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть первая

Рассмотрен и одобрен
редакционным советом института
12 июня 1971 года

Куйбышев 1972

С О Д Е Р Ж А Н И Е

Правила работы студентов в лаборатории.....	4
Лабораторная работа № 1. Определение эквивалента магния.....	6
Лабораторная работа № 2. Количественное определение щелочи объемным методом.....	11
Лабораторная работа № 3. Скорость химической реакции. Химическая кинетика.....	22
Лабораторная работа № 4. Химическое равновесие..	32
Лабораторная работа № 5. Электролиты. Электролитическая диссоциация. Свойства ионов.....	39
Лабораторная работа № 6. Определение степени диссоциации электролитов криоскопическим путем.....	60

Г.А. КЛЕЙБС

ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ХИМИИ

Часть I

Редактор — В.Я.Резникова

Техн. редактор — Н.М.Каленюк

Корректор — Д.В.Сидорова

Подписано в печать 10.УП.1972 г. Формат бумаги 60x84¹/₁₆.

Объем 4,25 печ.л. Тираж 1700 экз. Цена 25 коп.

Куйбышевский авиационный институт им. С.П.Королева,
г. Куйбышев, ул. Молодогвардейская, 151.

Ротапечатный цех типографии им. Маяки, г. Куйбышев, ул.Вол-
цека, 60. Заказ № 0032 2

Параллельно с чтением лекций по курсу химии проводятся лабораторные работы, развивающие у студентов навыки самостоятельной проработки наиболее важных и трудных тем.

Предлагаемый лабораторный практикум предусматривает индивидуальное выполнение работ. При выполнении лабораторной работы студент обязан вести протокол. Содержание протокола проверяет преподаватель. Протокол заполняется в процессе проведения работы, по мере ее выполнения, что способствует более глубокому продумыванию производимого эксперимента.

Для лучшего усвоения материала в конце каждой работы предлагаются задачи.

При составлении практикума был использован ряд пособий по химии и отражен многолетний опыт преподавания химии в КуАИ.

Автор приносит благодарность сотрудникам кафедры, которые своей многообразной помощью содействовали выходу данного издания.

Правила работы студентов в лаборатории

При выполнении лабораторных работ студент должен соблюдать следующие правила

I. Пользование реактивами:

студенту разрешается пользоваться реактивами только со своего рабочего стола;

реактивы осмелого пользования, стоящие обособленно, нельзя уносить на рабочее место;

после употребления банку с реактивом следует закрывать пробкой и ставить на место;

если в инструкции не указана дозировка, реактив следует брать в минимальном количестве, излишки ни в коем случае не сыпать (не выливать) обратно в банку;

если реактив отбирается пипеткой или отмеряется мензуркой, при переходе от одного реактива к другому их следует мыть.

2. Обращение с химической посудой

Почти все химические реакции производят в специальной посуде из стекла или фарфора.

Многие реакции требуется проводить при нагревании, поэтому химическая посуда изготавливается из тонкостенного стекла, которое лучше выдерживает резкие изменения температуры. Нагревается химическая посуда над пламенем газовой, спиртовой горелки или при помощи электронагревательных приборов. Плоскодонную посуду (химические стаканы, плоскодонные колбы) ставят на проволочную сетку, покрытую асбестом.

Во время кипячения жидкости нельзя заглядывать в сосуд, так как жидкость иногда разбрызгивается. Поэтому при нагревании пробирок необходимо следить за тем, чтобы отверстие пробирки не было направлено на себя или соседей.

Стенки сосуда не должны сильно перегреваться, иначе при попадании брызг (при кипении) стекло может треснуть.

Для реакций, проводимых при высоких температурах, пользуются обычно фарфоровыми (иногда кварцевыми или платиновыми) тиглями, ко-

торые помещают в тигельную или муфельную печь, или нагревают в пламени горелки, поместив тигель на фарфоровый треугольник. Процесс этот называется прокаливанием.

При пользовании стеклянной, в особенности тонкостенной химической посудой, нужно помнить, что стенки ее очень хрупки, поэтому закрепление стекла в зажиме следует производить осторожно. Зажимы должны быть снабжены мягкой прокладкой (пробка, асбест, резина). Зажимом закрепляют то место пробирки, горлышка колбы, которое не будет подвергаться сильному нагреву.

Если требуется плотно закрыть сосуд пробкой, то ее следует вставлять винтообразными движениями, не нажимая слишком сильно.

3. Выпаривание, кипячение и прокаливание веществ, выделяющих резкие и ядовитые пары, нужно производить в вытяжном шкафу.

4. Без разрешения преподавателя нельзя производить опыты, не указанные в инструкции.

5. После окончания каждого занятия следует привести в порядок свое рабочее место.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № I

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МАГНИЯ

Эквивалентом элемента (простого вещества) называется его весовое количество, соединяющееся с 1,008 весовыми частями водорода или с 8 весовыми частями кислорода, или замещающее их в таких же количествах в соединениях.

1,008 весовых частей водорода – один эквивалент водорода.

8 весовых частей кислорода – один эквивалент кислорода.

Эквивалентный вес элемента – число безразмерное.

Число граммов элемента, равное его эквивалентному весу, называется грамм-эквивалентом.

Согласно закону эквивалентов элементы соединяются или замещают друг друга в соединениях в весовых количествах, пропорциональных их эквивалентам. Поэтому, чтобы найти эквивалентный вес элемента, нужно знать, в каких весовых количествах он соединяется или замещает в соединениях другой элемент, и эквивалентный вес этого элемента.

Пример. 79,9 весовых частей меди соединяются с 20,1 весовыми частями кислорода. Определить эквивалентный вес меди, зная, что эквивалент кислорода равен 8.

Составляем пропорцию.

79,9 в.ч. меди соединяются с 20,1 в.ч. кислорода

X в.ч. меди - " - с 8 в.ч. кислорода

$$\text{Отсюда } X = \frac{79,9 \cdot 8}{20,1} = 31,8$$

Следовательно, с 8 весовыми частями кислорода соединяются 31,8 весовых частей меди. 8 весовых частей кислорода составляют один эквивалент кислорода. 31,8 весовых частей меди в данном случае являются эквивалентным весом меди, так как по закону эквивалентов один эквивалент кислорода должен соединиться с одним эквивалентом меди.

Если элемент образует соединение с водородом или кислородом, то его эквивалент может быть определен из количественного состава этого соединения. В этом случае имеет место так называемое "прямое" определение эквивалента.

Часто применяется косвенный метод определения, состоящий в том, что эквивалент элемента определяют не по водороду или кислороду, а по другому элементу, эквивалент которого известен.

Сопоставление работ

В данной работе эквивалент магния определяется по водороду, который магнием вытесняет из кислоты. Следовательно, для определения эквивалента магния нужно иметь следующие данные:

"а" - вес магния, вступившего в реакцию, g ;

"б" - вес водорода, вытесненного магнием, g ;

эквивалент водорода = 1,008.

Вес магния получают путем взвешивания его на аналитических весах.

Вес водорода, вытесненного магнием, определяется следующим образом:

1. В опыте измеряют объем водорода - V , вытесненный при растворении в кислоте взятым весовым количеством магния. Определяют температуру и давление, при которых находится выделившийся водород.

2. Приводят объем вытесненного водорода, полученный в условиях опыта - V , к объему при нормальных условиях (температура $0^{\circ}C$, давление 760 мм.рт.ст) - V_0 .

Для приведения V к V_0 пользуются формулой объединенного закона Бойля-Мариотта и Гей-Люссака:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

В условиях опыта водород собирается над поверхностью воды, поэтому давление внутри прибора складывается из давления водорода и давления водяного пара. Давление одного из компонентов в газовой смеси называется парциальным давлением.

Очевидно, что при расчете V_0 для водорода, следует принимать во внимание только парциальное давление водорода. Так как при эксперименте давление внутри прибора приводят к атмосферному давлению, то V рассчитывают по формуле

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{(P-h)V}{T}$$

где P - атмосферное давление, мм рт. ст.
 h - парциальное давление водяного пара при температуре опыта, мм рт. ст.

Величина h при разных температурах

t°	15°, 16°, 17°, 18°, 19°, 20°, 21°, 22°, 23°
h	12,8; 13,6; 14,5; 15,5; 16,5; 17,5; 18,7; 19,8; 21,1.

4. Зная, что 1 литр водорода при нормальных условиях весит 0,0899 г и вычислив, какой объем занимает при нормальных условиях вытесненный водород, рассчитывают вес вытесненного водорода - β .

5. Эквивалент магния рассчитывают из пропорции.

$$\begin{array}{l} a - \beta \\ x - 1,008 \end{array}$$

Ход работы

I. Собрать прибор по схеме (рис. 1). Склянки А и В должны быть снабжены плотно прилегающими каучуковыми пробками и трубками.



рис. 1. Прибор для определения эквивалента

2. Наполнить склянку В и отводную трубку, соединяющую ее со склянкой Д, водой комнатной температуры. Зажать трубку зажимом С и опустить соединительную трубку в склянку Д так, чтобы она касалась дна склянки.

3. Отмерить цилиндром и налить в склянку А 50 мл разбавленной серной кислоты.

4. Бросить навеску металлического магния в склянку А и быстро и плотно закрыть ее пробкой с трубкой, соединяющей склянку А со склянкой В. Одновременно открыть зажим С на отводной трубке.

5. Дать реакции пройти до конца и склянке А с содержимым остыть до комнатной температуры.

Чтобы давление газа над водой внутри склянки В стало равным атмосферному, уровни воды в склянках В и Д должны быть на одной высоте. Для этого склянку Д с вытесненной в нее водой нужно поднять или опустить (соединительная трубка в склянке Д должна оставаться в воде) и при этом положении склянок закрыть зажим С на отводной трубке. После этого склянку Д можно от прибора отсоединить.

6. Измерить температуру воды в склянке Д, затем воду из нее вылить в мерный цилиндр и измерить ее объем. Объем воды соответствует объему выделившегося водорода в условиях опыта - V . Атмосферное давление P определяется по показаниям барометра.

Форма протокола

Определение эквивалента магния

Эквивалент магния определялся по водороду, который магний вытеснял из кислоты.

Данные наблюдений и расчетов

Вес магния, г.

Атмосферное давление, мм рт.ст.

Температура, $^{\circ}\text{C}$.

Давление водяных паров, мм рт.ст.

Объем выделившегося водорода в условиях опыта - V .

Объем водорода при нормальных условиях - V_0 .

Вес вытесненного водорода, г.

Эквивалент магния (с точностью до 0,01).

Относительную ошибку при определении эквивалента магния считайте по формуле:

$$\text{Отн. ош.} = \pm \frac{(\text{экв. теор.} - \text{экв. эксп.}) \cdot 100\%}{\text{экв. теоретич.}}$$

Для получения расчетных величин в протокол заносит формулы, по которым ведутся расчеты, в них подставляются соответствующие данные.

Задачи на дом

1. Какое количество водорода выделится при растворении в кислоте 24 г. магния и какой объем займет этот водород при давлении 740 мм рт.ст. и 15°C. Эквивалент магния 12/6.

2. Эквивалент некоторого элемента равен 7,01. Каков процентный состав его хлорида, если эквивалент хлора равен 35,5.

3. В соединении, состоящем из углерода и хлора, содержится 7,792% углерода и 92,208% хлора, а в соединении, состоящем из углерода и серы, на каждые 12 весовых частей углерода приходятся 64 весовые части серы. Определить эквивалентный вес серы в последнем соединении, зная, что эквивалент хлора равен 35,5.

4. Определить эквивалентные веса (по кислороду) водорода и меди, исходя из следующих данных: 15,92 г окиси меди дали при восстановлении ее водородом 12,72 г металлической меди и 3,603 г воды.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

КОЛИЧЕСТВЕННОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЩЕЛОЧИ ОБЪЕМНЫМ МЕТОДОМ

Общие понятия об объемном анализе

Объемный анализ представляет собой один из методов количественного анализа. Приемом объемного анализа является процесс титрования, который заключается в том, что к раствору вещества, количество которого следует определить, небольшими порциями добавляется раствор вещества, с помощью которого ведется определение. Вещество, с помощью которого ведется определение, называется рабочим веществом, а его раствор — рабочим раствором. Рабочий раствор добавляется в титруемый до тех пор, пока количество добавленного рабочего вещества не станет эквивалентно, согласно протекающей химической реакции, количеству определяемого вещества.

Для того, чтобы произвести количественное определение какого-либо вещества при помощи другого, нужно знать:

1. Какая химическая реакция протекает между этими веществами.
2. Сколько исследуемого вещества взято для определения.
3. Сколько рабочего вещества пошло на определение.

В объемном анализе количество рабочего вещества, израсходованное для данного определения, можно рассчитать, зная объем его раствора, использованный на титрование, и концентрацию раствора.

Таким образом, при количественных расчетах в объемном анализе всегда фигурирует объем рабочего раствора (отсюда название метода — объемный) и точная его концентрация. Кроме того, часто учитывается взятый для титрования объем раствора определяемого вещества.

Растворы и способы выражения их концентраций

Раствором называется однородная система, состав которой может изменяться в определенных пределах без нарушения однородности.

Раствор состоит из растворителя и растворенного вещества.

При растворении твердых тел в жидкостях растворителями являются жидкости. Если при образовании раствора участвуют несколько жидкостей, то растворителем считается та жидкость, которая содержится в большем количестве.

Концентрация раствора выражает его количественный состав. Способы выражения концентрации растворов делятся на весовой и объемный, Весовой способ (процентный). Процентная концентрация показывает, сколько весовых частей растворенного вещества содержится в 100 весовых частях раствора.

Объемные способы выражения концентрации раствора

Молярность раствора показывает, сколько молей растворенного вещества содержится в литре раствора. Молярность раствора обозначается буквой М. Цифра, стоящая впереди нее, указывает число молей. Например 2 М - раствор двумолярный.

Для того, чтобы определить молярность раствора, нужно число граммов растворенного вещества, содержащихся в литре раствора, поделить на молекулярный вес этого вещества.

$$M = \frac{Q \text{ (вес растворенного вещества в литре раствора в г)}}{\text{молекулярный вес растворенного вещества}}$$

Нормальность раствора показывает, сколько грамм-эквивалентов растворенного вещества содержится в литре раствора. Нормальность раствора обозначается буквой Н. 2Н - дунормальный раствор. 0,1Н - децинормальный раствор.

$$N = \frac{Q \text{ (вес растворенного вещества в литре раствора в г)}}{\text{эквивалентный вес растворенного вещества}}$$

Эквивалентные веса сложных веществ

Эквивалентный вес кислоты — такое весовое количество кислоты, которое содержит один эквивалент водорода, способного замещаться на металл. Поэтому эквивалент кислоты находят делением ее молекулярного веса на основность.

Эквивалентный вес основания — такое весовое количество основания, которое содержит один эквивалент металла. Поэтому эквивалент основания находят делением его молекулярного веса на валентность металла, входящего в состав основания.

Эквивалентный вес соли — такое весовое количество соли, которое содержит один эквивалент металла. Эквивалент соли находят делением ее молекулярного веса на произведение из числа атомов металла, содержащихся в соли, на их валентность.

3. Титр раствора показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в одном миллилитре раствора. Титр обозначается буквой Т. Например $T_{HCl} = 0,003642$. Это значит, что в одном миллилитре раствора содержится 0,003642 г. соляной кислоты.

От титра можно перейти к молярности раствора:

$$M = \frac{T \cdot 1000}{\text{молекулярный вес растворенного вещества}}$$

и к нормальности раствора:

$$N = \frac{T \cdot 1000}{\text{эквивалентный вес растворенного вещества}}$$

В объемном анализе концентрацию рабочих растворов выражают объемным способом: через титр или через нормальность.

Согласно закону эквивалентов объемы растворов одинаковой нормальности реагируют в равных объемных отношениях. Объясняется это тем, что в равных объемах растворов одинаковой нормальности содержится равное число грамм-эквивалентов, растворенных в них веществ.

Если реагируют между собой растворы различной нормальности, то объемы их, вступившие в реакцию, обратно пропорциональны их нормальностям:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{N_2}{N_1} .$$

Понятие об индикаторе

Для определения конца титрования можно воспользоваться любым внешним эффектом, который в этот момент происходит в титруемом растворе. На практике чаще всего применяется наблюдение над изменением окраски титруемого раствора.

Иногда такое изменение окраски может происходить, когда в растворе практически исчезает определяемое вещество (или ион), если оно окрашено или, наоборот, когда в растворе появляется в небольшом избытке окрашенное рабочее вещество (или его ион).

Например, если в качестве рабочего раствора применяется раствор перманганата калия KMnO_4 , окрашенный в фиолетовый цвет, то титруемый раствор окрашивается в розовый цвет от одной избыточной капли этого раствора. Появление окраски указывает на то, что титрование следует закончить.

В том случае, когда сама реакция между определяемым и рабочим веществом в конце титрования внешнего эффекта не дает, конец титрования устанавливается с помощью свидетеля. Свидетелями титрования обычно являются посторонние вещества, так называемые индикаторы, которые дают резкую окраску с одним из реагирующих веществ, или которым свойственны две различные цветовые реакции с двумя компонентами титрования. Таковы, например, индикаторы на кислоту и щелочь, к которым принадлежат лакмус, метилоранж, фенолфталеин, меняющие окраску при переходе от кислой среды к щелочной.

Мерная посуда

В объемном анализе применяется мерная посуда, которая дает возможность учитывать требуемые для расчетов точные объемы растворов.

Мерная колба (рис. 2) - шарообразная колба с узкой шейкой. Кольцевая метка на шейке указывает границу обозначенного на колбе объема. Наполнение мерной колбы раствором заканчивается тогда, когда нижний край мениска раствора коснется метки на шейке колбы (глаз при этом нужно держать на уровне метки). Мерные колбы служат, главным образом, для приготовления рабочих растворов, а также



Рис. 2. Мерная колба.

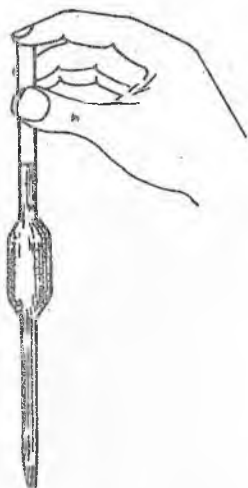


Рис. 3. Пипетка

для тех случаев, когда необходимо довести анализируемый раствор до определенного объема с тем, чтобы для последующего определения взять только часть раствора. Ёмкость колбы до метки указывает клеймо на шарообразной части колбы.

Пипетки (рис. 3) представляют собой длинные узкие трубки с расширением в середине. В верхней узкой части пипетки имеется кольцевая метка, которая указывает границу обозначенного на расширенной части пипетки объема. Заполняют пипетку жидкостью так: держа верхнюю часть ее большим и средним пальцем правой руки, нижний конец пипетки глубоко опускают в жидкость, которую в пипетку всасывают ртом. Когда уровень жидкости поднимается выше метки на 1,5-2 см, всасывание прекращают и быстро закрывают верхнее отверстие пипетки указательным пальцем правой руки.

Держа пипетку в вертикальном положении, помещают ее относительно глаза так, чтобы кольцевая метка на ней была на уровне глаза и, уменьшая нажим пальца над отверстием, дают жидкости очень медленно стекать до тех пор, пока нижний край мениска жидкости не коснется метки. Доведя таким образом отбираемый объем жидкости до нужного, увеличивают нажим указательного пальца чтобы прекратить вытекание жидкости из пипетки. Пипетку переносят в заранее приготовленную колбочку и, держа ее вертикально, дают жидкости вытечь, затем, выдав несколько секунд, кончиком

пипетки прикасаются к стенке колбочки, после чего пипетку убирают. Выдувать последние капли жидкости из пипетки нельзя. Пипетки служат для отбирания и перенесения точного объема раствора из одного сосуда в другой.

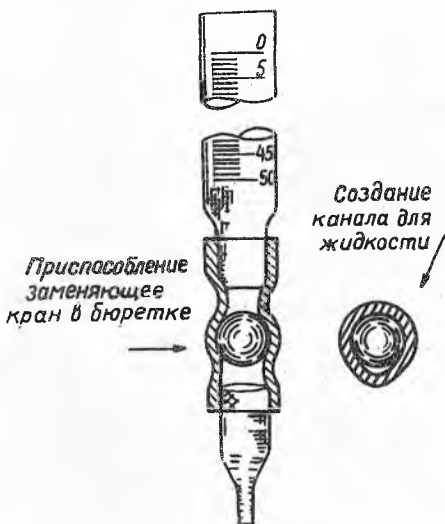


Рис. 4. Бюретка

Бюретки (рис. 4) предназначены для титрования. Они представляют собой цилиндрические трубки с зауженным концом, к которому при помощи резиновой трубки присоединяют оттянутую стеклянную трубочку. В качестве затвора в резиновую трубку вставляют плотно входящий маленький стеклянный шарик. Если слегка сжать резину в том месте, где помещается шарик, то между резинкой и шариком образуются узкие каналцы, через которые и вытекает жидкость из бюретки.

Бюретка разделена на миллилитры и десятые доли их, причем нулевое деление помещается сверху бюретки.

При заполнении бюретки раствором необходимо следить за тем, чтобы в нижней узкой трубке бюретки и в резинке не оставалось пузырьков воздуха. Поверхность жидкости в бюретке представляется широкой вогнутой плоской (мениск). При отсчетах объемов на бюретке смотрят, какого деления касается нижний край мениска, держа при этом глаз на уровне последнего.

Перед началом титрования нужно обязательно установить уровень жидкости на нулевом делении бюретки.

Употребляемая при анализе мерная посуда должна быть очень чистой. Критерием чистоты является равномерная смачиваемость стенок посуды водой. Если при стекании воды к стенкам прилипают капли, посуду следует еще раз вымыть. При заполнении бюретки раствором следует ополоснуть ее этим же раствором 2-3 раза. Также следует ополоснуть соответствующим раствором и пипетку при ее заполнении.

Определение титра, нормальности и молярности раствора щелочи~~Содержание~~ работы

Раствор щелочи, концентрацию которого следует определить, титруют рабочим раствором кислоты.

Основная реакция протекающего процесса



Так как в этой реакции реагирующие ионы и продукт реакции бесцветны, то конец титрования определяется с помощью индикатора.

Получив соответствующие данные титрования, производят требуемые расчеты.

Ход работы

1. Получают у преподавателя раствор щелочи, концентрацию которой нужно определить.

2. Бюретку заполняют рабочим раствором кислоты известной концентрации.

3. В колбочку при помощи пипетки отмеряют точный объем полученного раствора щелочи. Добавляют в него 1-2 капли индикатора метилоранжа. Раствор окрашивается в желтый цвет, так как в щелочной среде метилоранж дает желтую окраску.

4. Раствор щелочи титруют рабочим раствором соляной кислоты. Первое титрование производят грубо. Данные его нужны для того, чтобы установить границы объемов соляной кислоты, между которыми лежит точка конца титрования. Грубое титрование проводят, добавляя из бюретки в раствор щелочи рабочий раствор соляной кислоты по одному миллилитру. После добавления каждой новой порции кислоты титруемый раствор, не вынимая его из под бюретки, вращательным движением колбы тщательно перемешивают. Добавление кислоты производят до тех пор, пока от добавленного очередного миллилитра соляной кислоты окраска титруемого раствора не перейдет из желтой в розовую (розовую окраску метилоранж дает в кислой среде).

Допустим, что при прибавлении 22 мл раствора соляной кислоты окраска титруемого раствора щелочи оставалась желтой (в растворе избыток щелочи), а при добавлении 23 мл кислоты окраска раствора стала розовой (избыток кислоты). Отсюда можно сделать вывод, что точка конца титрования лежит где-то между 22 и 23 мл добавляемой соляной кислоты.

Следующее титрование производят точно. Для этого в колбу для титрования, предварительно вымытую простой и сполоснутую дистиллированной водой, при помощи пипетки опять отмеряют определяемый раствор щелочи, добавляют индикатор и из бюретки - соляную кислоту, доведя добавленный объем ее сразу до верхней границы грубого титрования (в нашем примере 22 мл). Раствор тщательно перемешивают, а затем при непрерывном перемешивании производят дальнейшее титрование, добавляя теперь соляную кислоту из бюретки по каплям до тех пор, пока от одной ее капли окраска титруемого раствора не перейдет из желтой в желто-розовую. Эта окраска соответствует точке конца титрования, и по ней фиксируют объем, необходимый на титрование рабочего раствора соляной кислоты. Точное титрование производят еще раз. Данные точных титрований могут отличаться не более чем на 0,1 мл. При расчетах берут среднее арифметическое из них.

Полученные экспериментальные данные записывают в таблицу, имеющуюся в протоколе.

Расчет

В зависимости от того, в каких единицах выражена концентрация рабочего раствора соляной кислоты, расчет производят следующим образом.

Концентрация рабочего раствора кислоты выражена через титр. Тогда рассчитывается титр раствора щелочи, а по нему молярность и нормальность раствора щелочи.

Для того, чтобы рассчитать титр щелочи, пишут уравнение реакции, происходящей между щелочью и кислотой, вычисляют молекулярные веса реагирующих веществ, а затем, зная объемы их растворов, прореагировавшие между собой (данные таблицы), составляют соответствующую пропорцию.

Все данные титрований (включая и грубое) записываются в таблицу I. При записи грубого титрования указывается его верхняя и нижняя границы. При расчетах грубое титрование во внимание не принимается.

Если объемы раствора соляной кислоты двух точных титрований расходятся больше, чем на 0,1 мл, то точное титрование нужно повторить. Таблица заполняется по мере проведения титрований (в процессе работы).

Расчет титра, нормальности и молярности раствора должен быть произведен:

1. Исходя из титра рабочего раствора соляной кислоты.

2. Исходя из нормальности рабочего раствора соляной кислоты.

Все данные, по которым ведется расчет, уравнения реакции и пропорции вписываются в протокол.

Кроме объемных способов выражения концентрации растворов через титр, нормальность и молярность, в которых концентрация растворенного вещества рассчитывается на соответственно постоянный объем раствора, концентрация растворов может быть выражена также через:

1) моляльность — показывает, сколько молей растворенного вещества содержится в 1000 г растворителя;

2) весовые проценты — показывают, сколько весовых частей растворенного вещества содержится в 100 весовых частях раствора;

3) молекулярные проценты — показывают, сколько молей растворенного вещества — m приходится на 100 — m молей растворителя.

В случае пересчета весовых процентов концентрации раствора на молекулярные пользуются формулой:

для растворенного вещества — $m = 100 \frac{n}{n+N}$, где

m — число молей растворенного вещества, приходящееся на 100 — m молей растворителя;

n — число молей растворенного вещества, соответствующее данному весовому процентному содержанию его в растворе;

N — число молей растворителя, соответствующее данному весовому процентному содержанию его в растворе.

Молекулярный процент растворителя в растворе равен $100 - m$;

4) атомные проценты — выражают число грамм-атомов растворенного вещества — m , приходящихся на 100 — m грамм-атомов растворителя. Этот способ выражения концентрации растворов обычно применяют для систем, состоящих из простых веществ;

5) весовая доля, мольная доля, атомная доля — 0,01 доля от соответствующих процентов.

Задание

С помощью ареометра определите плотность данного вам для исследования раствора. Исходя из плотности раствора и его титра, рассчитайте:

- 1) моляльность раствора;
- 2) весовые проценты;
- 3) молекулярные проценты;
- 4) весовые и молекулярные доли растворенного вещества и растворителя.

Расчет всех данных внесите в протокол работы.

Задачи на дом

1. Чему равна нормальность 20% раствора серной кислоты? Удельный вес ее 1,14.

Ответ 4,65 Н.

2. Вычислить количество граммов Na_2CO_3 в растворе, на титрование которого израсходовано 22 мл 0,12 Н раствора соляной кислоты.

Ответ 0,1399 г.

3. До какого объема нужно разбавить 50 мл 2 Н раствора соляной кислоты, чтобы превратить его в 0,3 Н.

Ответ 333 мл.

4. Сколько воды нужно прибавить к 500 мл 68% раствора азотной кислоты (уд. вес 1,4), чтобы получить 10% раствор.

Ответ 4060 г.

5. 25 мл раствора Na_2CO_3 с титром 0,005300 оттитровали раствором H_2SO_4 до образования Na_2SO_4 . На титрование пошло 24,5 мл раствора H_2SO_4 . Вычислите титр раствора H_2SO_4 .

Ответ 0,005003

6. Вычислить процентное содержание Na_2SO_4 в образце загрязненной соды, если на нейтрализацию навески ее в 0,2648 г пошло 24,45 мл 0,1970 Н раствора соляной кислоты.

Ответ 96,5%.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

Учение о скорости и механизме протекания химической реакции называется химической кинетикой.

Для завершения любой химической реакции необходимо некоторое время. Одни реакции протекают чрезвычайно быстро, другие – медленно.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции, разнообразны и зависят от природы реагирующих веществ, их физического состояния, концентрации, давления, температуры, при которой протекает реакция.

Влияние на скорость реакции оказывают также видимый свет, ультрафиолетовые и рентгеновские лучи, радиоактивное излучение, введение в реагирующую систему положительного или отрицательного катализатора и т.д.

Существенное влияние на кинетику химического процесса оказывает тот факт, является ли реакция гомогенной или гетерогенной, то есть находятся ли реагирующие вещества в одной фазе (гомогенная реакция) или в различных фазах (гетерогенная реакция).

При гомогенной реакции процессы протекают во всем объеме, занимаемом реагирующими веществами; при гетерогенной – отдельными стадиями на поверхности раздела между фазами системы. Общая скорость реакции зависит от скорости отдельных стадий.

Скорость гомогенных реакций характеризуется количеством вещества, вступившего в реакцию в единицу времени, или количеством вещества, полученным в результате реакции в единицу времени в определенном объеме. Измеряется скорость химической реакции изменением концентрации прореагировавшего или полученного вещества в единицу времени. Концентрация обычно выражается числом молей на литр, а время – в зависимости от скорости данной реакции.

Закон действия масс выражает зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. Формулируется закон действия масс так:

при постоянной температуре скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ.

Например, для реакции $A + B = C$, по закону действия масс, скорость реакции равна: $V = k[A][B]$ где $[A]$ и $[B]$ выражают концентрации веществ A и B в молях на литр.

Если в реакции во взаимодействие вступают несколько частиц данного вещества, то его концентрация в выражении закона действия масс возводится в степень, равную числу частиц.

Для реакции $nA + mB = C$ (где n и m число молекул реагирующих веществ) $V = k[A]^n \cdot [B]^m$.

K - коэффициент пропорциональности в выражении закона действия масс называют константой скорости химической реакции.

Физический смысл константы скорости химической реакции следующий: это скорость химической реакции в условиях, когда концентрация каждого из реагирующих веществ или произведение их концентраций равно единице, тогда $V = K$. Как скорость реакции, величина K зависит от тех же факторов, что и скорость данной реакции, но не зависит от концентрации реагирующих веществ в системе.

В период протекания реакции концентрация реагирующих веществ непрерывно меняется, вследствие чего, согласно закону действия масс, непрерывно меняется и скорость реакции. При экспериментальном определении скорости реакции, которое можно проводить лишь во времени, определяют среднюю скорость реакции. Истинную скорость реакции (скорость в данный момент) определяют как производную от концентрации по времени $V = \frac{dc}{dt}$. Следует отметить, что закон действия масс справедлив для реакций, наиболее простых в кинетическом отношении. В реакциях, протекающих в растворах, он применим при условиях больших разбавлений.

Влияние температуры на скорость гомогенных реакций. Для того, чтобы столкновение между молекулами реагирующих веществ привело к образованию нового вещества, эти молекулы должны обладать повышенным запасом энергии, достаточным для осуществления данной реакции в данных условиях. Такие молекулы называются активными. Активные молекулы характеризуются ослабленными внутренними химическими связями, что

делает их более реакционноспособными. Чем больше в реагирующей системе активных молекул, тем больше эффективных столкновений из общего числа происходящих между молекулами столкновений.

Разность между минимальным запасом энергии, обладая которой, молекула является активной, и средней энергией молекул этого типа в данных условиях называется энергией активизации.

Повышение температуры реагирующей системы увеличивает в ней число активных молекул и, следовательно, скорость химической реакции. При повышении температуры на 10° скорость химической реакции возрастает в 2-4 раза (правило Вант-Гоффа).

Число, показывающее, во сколько раз увеличивается скорость данной реакции при повышении температуры на 10° , называется температурным коэффициентом реакции.

Математически это может быть выражено так:

$$\frac{V_{t_2}}{V_{t_1}} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где V_{t_2} - скорость реакции при температуре t_2 ;
 V_{t_1} - скорость реакции при температуре t_1 ;
 γ - температурный коэффициент скорости реакции.

Отсюда

$$V_{t_2} = V_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}$$

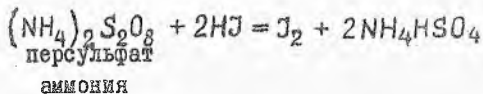
Содержание работы

Работа по изучению химической кинетики разделена на две части. В первой части изучается зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и влияние катализатора на скорость изучаемого процесса. Во второй части изучается зависимость скорости химической реакции от температуры.

В качестве объекта для изучения влияния на скорость реакции указанных факторов берется реакция взаимодействия между персульфатом аммония и йодистоводородной кислотой.

Реакция является гомогенной, так как оба реагирующих вещества находятся в одной фазе. Для опытов берутся их водные растворы.

Реакция протекает по следующему уравнению:



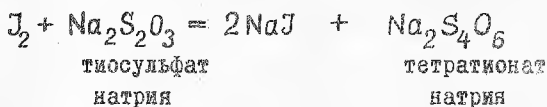
Если в водных растворах происходят ионные реакции, которые не сопровождаются изменением состояния окисления реагирующих ионов (не изменяется их валентность), то скорость их очень велика. Примером тому могут быть реакции, идущие с образованием осадка $\text{Ba}^{++} + \text{SO}_4^{--} = \text{BaSO}_4$, реакции нейтрализации $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$, протекающие с такой скоростью, с какой можно смешать реагирующие растворы веществ.

Ионные окислительно-восстановительные реакции для своего завершения требуют более длительного времени. Это объясняется тем, что при столкновении ионов должна произойти передача электронов от одного иона другому, а это в большинстве случаев сопровождается изменением состава ионов.

Реакция взаимодействия персульфата аммония с иодистоводородной кислотой является окислительно-восстановительной. В ней ионы иода отдают свои электроны ионам $\text{S}_2\text{O}_8^{--}$, поэтому реакция протекает во времени, и за изменением ее скорости можно следить.

Среди взятых для реакции и полученных веществ легче всего количественно определяется выделяющийся в результате реакции иод, поэтому о скорости изучаемой химической реакции в данной работе судят по количеству выделившегося иода.

Количественное определение выделившегося иода ведется титрованием его при помощи рабочего раствора тиосульфата натрия известной концентрации. Реакция протекает по уравнению



Индикатором в данном случае является крахмал. Если в раствор, в котором имеется свободный иод, ввести раствор крахмала, то иод (вернее, полииодид-ион I_3^-) адсорбируется на крахмале, вследствие чего крахмал окрашивается в синий цвет. Конец титрования наступает тогда, когда

весь свободный иод прореагирует с тиосульфатом натрия и раствор из синего становится бесцветным.

При изучении влияния катализатора на реакцию между персульфатом аммония и иодистоводородной кислотой в количестве катализатора применяется очень разбавленный раствор сернистой меди.

Часть I

Изучение зависимости скорости химической реакции между персульфатом аммония и иодистоводородной кислотой от концентрации реагирующих веществ и от присутствия катализатора.

Проводится три опыта, по результатам которых делаются требуемые выводы.

Ход работы

Опыт I. В коническую колбочку емкостью 100 мл отбирают из бюретки 20 мл раствора иодистоводородной кислоты. При помощи мерного цилиндра отмеряют 50 мл раствора персульфата аммония. Заметив время, быстро выливают отмеренный раствор персульфата аммония из цилиндра в колбочку с раствором иодистоводородной кислоты, хорошо перемешивают и оставляют на 10 минут (таким образом, общий объем реакционной смеси - 50 мл, время течения реакции, считая от момента сдвигания растворов реагирующих веществ - 10 мин). Точно через 10 минут в колбочку быстро добавляют 2 мл раствора крахмала (при этом раствор окрашенный от выделившегося иода в бурый цвет, окрашивается в синий цвет) и титруют иод рабочим раствором тиосульфата натрия. Конец титрования - обесцвечивание раствора. Объем, пошедший на титрование тиосульфата натрия, записывается в протоколе в таблицу I.

Так как в течение 10 минут реакция между взятым персульфатом аммония и иодистоводородной кислотой не заканчивается, иод продолжает выделяться и в период титрования и после окончания титрования, на что указывает наблюдаемое через некоторое время после окончания титрования повторное окрашивание раствора в синий цвет. Поэтому титрование следует производить быстро.

Скорость возвращения синей окраски раствора зависит от точности титрования. Если избыток раствора тиосульфата натрия в конце титрования был минимален (одна капля), то возвращение синей окраски в раство-

ре от продолжающегося выделения свободного иода наступает через несколько секунд после конца титрования. Это определяет правильность затраченного на титрование объема тиосульфата натрия.

Опыт 2. В коническую колбочку на 100 мл из бюретки отбирают 20 мл раствора иодистоводородной кислоты, туда же из другой бюретки отмеряют 15 мл дистиллированной воды. Мерным цилиндром отмеряют 15 мл раствора персульфата аммония. Заметив время, отмеренный раствор персульфата аммония быстро выливают в колбочку с иодистоводородной кислотой, хорошо перемешивают и оставляют на 10 минут. Затем добавляют 2 мл раствора крахмала и, как описано выше, выделившийся иод оттитровывают раствором тиосульфата натрия. Объем рабочего раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование, записывают в протоколе в таблицу I.

Опыт 3. В коническую колбу на 100 мл из бюретки отмеряют 20 мл раствора иодистоводородной кислоты. Туда же из другой бюретки отмеряют 15 мл раствора сернокислой меди. Мерным цилиндром отмеряют 15 мл раствора персульфата аммония. Заметив время, в колбочку с иодистоводородной кислотой быстро выливают отмеренный объем персульфата аммония и перемешивают. Через 10 минут добавляют 2 мл раствора крахмала и оттитровывают выделившийся иод рабочим раствором тиосульфата натрия. Объем раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование, записывается в протоколе в таблице I.

Часть II

Изучение зависимости скорости химической реакции между персульфатом аммония и иодистоводородной кислотой от температуры

В данной работе проводятся два опыта, по результатам которых делают выводы. В первом опыте определяется скорость указанной реакции при температуре 20°C , во втором - при температуре 30°C .

Опыт I. В термостате, отрегулированном на 20°C , находятся заранее поставленные туда склянка с раствором иодистоводородной кислоты, склянка с раствором персульфата аммония и склянка с дистиллированной водой. Таким образом, все необходимые для работы растворы нагреты до 20°C (по мере работы с ними их из термостата вынимают, а затем ставят обратно).

Из этих склянок в коническую колбочку емкостью 100 мл при помощи пипеток отбирают 20 мл раствора иодистоводородной кислоты и 15 мл дистиллированной воды, а 15 мл раствора персульфата аммония отмеряют мерным цилиндром. Заметив время, выливают персульфат аммония в колбочку с иодистоводородной кислотой, растворы перемешивают и ставят колбочку в термостат. Через 10 минут, считая от момента добавления персульфата аммония к иодистоводородной кислоте, колбочку из термостата вынимают, добавляют в нее 2 мл раствора крахмала и быстро титруют выделившийся иод рабочим раствором тиосульфата натрия. Объем раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование, записывают в протоколе в таблице 2.

Опыт 2. Склянки с требуемыми растворами хранятся в термостате, отрегулированном на 30°C . Порядок постановки опыта 2 такой же, как опыт 1. Реакция протекает 10 минут при температуре 30°C , после чего добавляют 2 мл раствора крахмала. Выделившийся в результате реакции иод титруют рабочим раствором тиосульфата натрия. Объем раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование, записывают в протоколе в таблице 2.

Форма протокола

Протокол лабораторной работы (название работы).

В данной работе изучалось влияние на скорость химической реакции следующих факторов..... (указать, каких).

В качестве объекта для изучения была использована идущая во времени реакция между..... (написать название реагирующих веществ, их формулы и уравнение протекающей между ними реакции).

Скорость реакции в работе выражается количеством выделившегося в результате реакции иода в моль/литр мин.

Выделившийся иод определялся титрованием рабочим раствором..... (написать название рабочего вещества, его формулу и уравнение происходящей реакции).

Индикатором служил.....

Таблица I

№ опыта	Состав реакционной смеси	Объем реакционной смеси.	Время течения реакции.	Объем рабочего раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование	Концентрация рабочего раствора тиосульфата натрия.	Нормальность полученного раствора иода за время течения реакции.	Молярность полученного раствора иода за время течения реакции.	Скорость реакции, выраженная концентрацией выделившегося иода в моль/литр мин.	Примечание: температура, при которой протекала реакция во всех трех опытах, была постоянной
---------	--------------------------	--------------------------	------------------------	--	--	--	--	--	---

Таблица 2

№ опыта	Состав реакционной смеси	Объем реакционной смеси	Время течения реакции	Температура, при которой реакция протекала	Объем рабочего раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование	Концентрация рабочего раствора тиосульфата натрия.	Нормальность полученного раствора иода за время течения реакции.	Молярность полученного раствора иода за время течения реакции.	Скорость реакции, выраженная концентрацией выделившегося иода в моль/литр мин	Температурный коэффициент реакции
---------	--------------------------	-------------------------	-----------------------	--	--	--	--	--	---	-----------------------------------

Расчет

Исходные данные для расчета:

1. Объем реакционной смеси, взятый для опыта.
2. Объем рабочего раствора тиосульфата натрия, пошедший на титрование иода.
3. Нормальность рабочего раствора тиосульфата натрия.
4. Эквивалентный вес иода.
5. Молекулярный вес иода.

Расчет скорости реакции производят в следующей последовательности:

зная объем реакционной смеси, объем рабочего раствора тиосульфата натрия, израсходованный на титрование иода, нормальность раствора тиосульфата натрия, рассчитывают нормальность полученного раствора иода;

исходя из нормальности полученного раствора иода и учитывая соотношение между эквивалентным и молекулярным весами иода, рассчитывают молярность раствора иода;

рассчитывают скорость реакции, выражая ее через количество выделившегося иода в моль/литр мин;

определив скорость реакции при температурах 20°C и 30°C (таблица 2), рассчитывают температурный коэффициент реакции.

Таблицы заполняют по мере получения экспериментальных и расчетных данных.

Применяемые при расчетах формулы с численными значениями подставляемых данных и результаты их вычислений должны быть внесены в протокол.

Выводы

Сравните опыты 1 и 2 и укажите, концентрация какого вещества и как была изменена, как при этом изменилась скорость реакции?

Сравните концентрации реагирующих веществ в опыте 2 и 3, скорость реакции в этих опытах. Чем объясняется изменение скорости реакции в опыте 3? Какое влияние на скорость химической реакции оказала серноокислая медь? Каким катализатором является серноокислая медь для данной реакции (положительным или отрицательным)? К какому типу катализа (гомогенному или гетерогенному) относится данная каталитическая реакция?

Задачи на дом

1. В начальный момент протекания реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$ концентрации веществ были равны (в моль/л.) $[N_2] = 1,2$; $[H_2] = 2,2$; $[NH_3] = 0$. Чему равны концентрации азота и водорода в момент достижения концентрации аммиака 0,4 моль/л ?

2. Константа скорости реакции $A + 2B \rightarrow C$ при температуре 240°C равна 0,5. Чему равна скорость реакции в момент, когда концентрации веществ были (в моль/л.): $[A] = 6$; $[B] = 15$; $[C] = 6$ и в момент, когда концентрация вещества C стала равной 9 моль/л ?

3. Смешивают 2 л раствора вещества А с 3 литрами раствора вещества В. Концентрация вещества А в растворе до смешения равнялась 1,0 моль/л, вещества В - 0,5 моль/л. Реакция между веществами идет по уравнению $2A + B = C$.

Константа скорости реакции при 180° равна 0,4. Какова будет скорость этой реакции при указанной температуре в первый момент после смешения растворов?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Реакции, которые протекают одновременно в прямом и обратном направлениях, называются обратимыми. Это означает, что при одних и тех же условиях из исходных веществ получаются продукты реакции (прямая реакция), а из продуктов реакции – исходные вещества (обратная реакция).

Если скорость прямой реакции в обратимом процессе обозначить через v_1 , то по мере протекания прямой реакции и уменьшения вследствие этого концентраций исходных веществ, v_1 во времени уменьшается. В то же время, если в первый момент реакции, в случае отсутствия в системе продуктов реакции, скорость обратной реакции

$v_2 = 0$, то по мере течения прямой реакции и связанного с этим постепенным повышением в системе концентраций продуктов реакции, скорость обратной реакции – v_2 во времени увеличивается. В итоге наступает момент, когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными: $v_1 = v_2$. К такому же результату можно прийти, если за исходное состояние системы принять продукты реакции.

Состояние обратимого процесса, при котором $v_1 = v_2$, называется химическим равновесием. Для химического равновесия, которое является равновесием динамическим, характерно то, что, хотя в системе продолжают протекать две взаимно противоположные реакции, концентрации участвующих в этих реакциях веществ перестают изменяться.

Если для обратимого процесса уравнение реакции в общем виде будет: $nA + mB \rightleftharpoons pC + qD$, то, согласно закону действия масс:

скорость прямой реакции $v_1 = k_1 [A]^n [B]^m$
скорость обратной реакции $v_2 = k_2 [C]^p [D]^q$.

При состоянии равновесия $v_1 = v_2$, поэтому

$$K_1[A]^n \cdot [B]^m = K_2[C]^p \cdot [D]^q,$$

отсюда отношение

$$\frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^n \cdot [B]^m}.$$

Частное от деления $\frac{K_1}{K_2}$ (константы скорости прямой реакции на константу скорости обратной реакции) есть при данных внешних условиях величина постоянная, она обозначается буквой К и называется константой равновесия

$$K_p = \frac{[C]^p \cdot [D]^q}{[A]^n \cdot [B]^m}.$$

Приведенная формула для константы равновесия выражает равновесие в гомогенной системе. Величина константы равновесия зависит от температуры, при которой протекает процесс, но не зависит от концентраций реагирующих веществ. Концентрации в данном случае соответствуют состоянию равновесия в системе, поэтому называются равновесными. Их выражают в молях на литр. С помощью констант равновесий производят ряд важных расчетов, необходимых как для теоретических исследований, так и для решения практических задач. Качественное выражение константы равновесия показывает, какое влияние на состояние равновесной системы оказывает изменение концентраций отдельных ее компонентов. Например, если в приведенной системе, находящейся в равновесии, увеличить концентрацию исходного вещества $[A]$, то постоянство значения константы равновесия при данных внешних условиях (величина К) сохранится лишь в том случае, если в системе соответственно уменьшится $[B]$ и увеличатся $[C]$ и $[D]$. Происходит так называемый сдвиг, смещение равновесия. Равновесие в системе наступает при каких-то других концентрациях реагирующих веществ.

Из такого качественного анализа взаимного влияния концентраций отдельных веществ равновесной системы на основании выражения константы равновесия можно сделать следующие выводы: увеличение концентрации одного из исходных веществ приводит к более полному использованию при данных условиях другого исходного вещества, тогда равновесие сдвигается в сторону прямой реакции. Сдвига равновесия в сторону прямой реакции можно добиться также, уменьшая концентрацию одного из

продуктов реакции, выводя его из сферы действия. Наоборот, увеличение концентрации одного из продуктов реакции или уменьшение концентрации одного из исходных веществ при данных внешних условиях сдвигает равновесие системы в сторону обратной реакции.

Положение химического равновесия сохраняется при данных внешних условиях любое время. При изменении внешних условий состояние равновесия нарушается, так как при этом скорости противоположных процессов изменяются в разной степени. Однако, спустя некоторое время, система снова приходит в состояние равновесия, отвечающее новым, изменившимся условиям.

Смещение равновесия в зависимости от изменения внешних условий в общем виде определяется принципом Ле-Шателье:

если на систему, находящуюся в равновесии, оказывать воздействие извне путем изменения какого-либо из условий, определяющих положение равновесия, то оно смещается в направлении того процесса, протекание которого ослабляет эффект произведенного воздействия. Так, повышение температуры системы вызывает смещение равновесия в сторону процесса, который протекает с поглощением тепла, а понижение температуры – в сторону процесса, идущего с выделением тепла. Повышение давления в системе смещает равновесие в сторону процесса, сопровождающегося уменьшением объема, понижение давления – в сторону процесса, идущего с увеличением объема.

Сущность работы

В данной лабораторной работе изучается влияние следующих факторов на положение равновесия обратимых химических реакций в гомогенной системе:

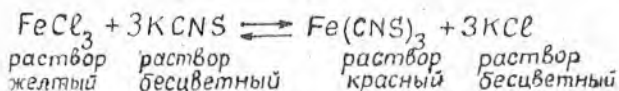
изменения концентраций реагирующих веществ;

изменения температуры системы.

Объектами для изучения влияния изменения концентраций реагирующих веществ служат:

1. Реакция образования трироданида железа $Fe(CNS)_3$

Реакция протекает по уравнению:

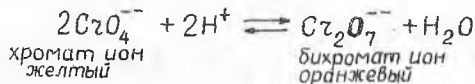


Эта реакция обратима. Так как продукты реакции находятся в той же фазе, что и исходные вещества, то равновесие наступает в гомогенной среде. Образовавшиеся молекулы $Fe(CNS)_3$ окрашивают раствор в красный цвет. Интенсивность окраски раствора, в котором находятся реагирующие вещества, зависит от концентрации в нем трироданида железа. Изменение интенсивности окраски раствора, наблюдаемое в нем при изменении концентраций реагирующих веществ, позволяет качественно судить о направлении смещений равновесия.

2. Равновесие в растворе, содержащем ионы $Cr_2O_4^{2-}$ и $Cr_2O_7^{2-}$

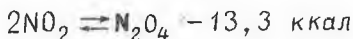
Анионы хромовой кислоты ($H_2Cr_2O_4$), $Cr_2O_4^{2-}$ - желтого цвета. Анионы двуххромовой кислоты ($H_2Cr_2O_7$), $Cr_2O_7^{2-}$ - оранжевого цвета.

В растворах, содержащих в анионах шестивалентный хром, всегда существует равновесие между указанными анионами:



смещение равновесия в этом случае сопровождается изменением окраски раствора.

Объектом для изучения влияния температуры на химическое равновесие служит реакция

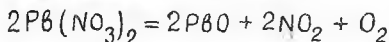


При комнатной температуре реакция обратима.

NO_2 - бурый газ, N_2O_4 - бесцветный.

Направление смещения равновесия этого процесса в связи с изменением температуры системы качественно определяется по наблюдаемому изменению окраски системы. Дioxid азота NO_2 получают нагреванием нитрата свинца.

Реакция протекает по уравнению



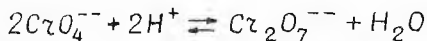
Ход работы

Опыт 1. В колбочку наливают 25 мл 0,002 М раствора $FeCl_3$ и 25 мл 0,006 М раствора $KCNS$, перемешивают и полученный светло-красный раствор разливают поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавляют 2 мл дистиллированной воды и оставляют ее для сравнения. Во вторую пробирку добавляют 2 мл раствора 0,66 М $FeCl_3$, в третью 2 мл 2 М раствора $KCNS$, в четвертую - 2 мл насыщенного раствора KCl . Сравнивают интенсивность окраски растворов во второй, третьей и четвертой пробирках с окраской раствора в первой пробирке и делают заключение, куда сместилось равновесие реакции от изменения концентрации исходного вещества или продукта реакции. Результаты опытов сводят в таблицу.

Таблица

№ пробирки	Добавлен раствор	Изменение интенсивности окраски раствора в пробирке (ослабилась, усилилась)	Равновесие реакции сместилось (вправо, влево)

Опыт 2. В пробирку наливают раствор хромата калия - K_2CrO_4 , добавляют к нему при перемешивании раствор серной кислоты, наблюдая за изменением цвета раствора. Когда цвет раствора из желтого перейдет в оранжевый, к нему добавляют раствор щелочи до перехода оранжевой окраски в желтую. Напишите выражение константы равновесия для системы



Объясните, чем вызывается изменение окраски при добавлении в исследуемую систему раствора кислоты, а затем раствора щелочи.

Опыт 3. В работе используют две сообщающиеся колбы (рис. 5). В одну из них вносят немного $Pb(NO_3)_2$ и нагревают. Когда диоксид азота заполнит обе сообщающиеся колбы, нагревание прекращают. Прибору дают

остыть, после чего одну из сообщающихся колб помещают в холодную воду или в снег, другую - в горячую воду. Как изменяется при этом цвет газовой смеси в колбах?

дайте объяснение наблюдаемому явлению, исходя из принципа Лешателье.

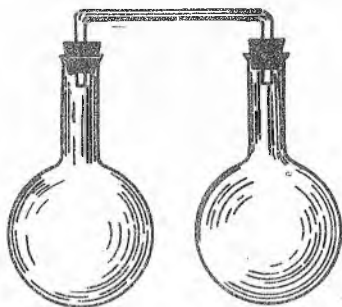


Рис. 5. Прибор для наблюдения сдвига химического равновесия

дился, что при этом наблюдалось и даются требуемые в лабораторной работе объяснения наблюдаемых явлений. Таблицы заполняют в протоколе по ходу работы.

Оформление протокола

При оформлении протокола данной работы указывается название опыта, сущность опыта, описывается кратко, как опыт прово-

Задачи на дом

1. При некоторой температуре состав равновесной смеси в объеме 10 л был следующий: 11,2 г CO ; 14,2 г Cl_2 ; 19,8 г $COCl_2$.
Вычислить константу равновесия - K_p реакции



Ответ $K_p = 25$

2. При некоторой температуре в системе $CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2$ установилось равновесие; концентрации реагирующих веществ оказались следующими: $[CO] = 0,8$ моль; $[H_2O]_{\text{пар}} = 7,2$ моль

$$[CO_2] = [H_2] = 2,4 \text{ моль}$$

Определить концентрацию каждого компонента в системе в граммах, если при той же температуре в данный сосуд ввели дополнительно 2 моль CO .

Ответ: 148,3 г CO_2 ; 6,7 г H_2 ; 51,2 г CO ; 121,1 г H_2O .

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 5

ЭЛЕКТРОЛИТЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ. СВОЙСТВА ИОНОВ

Э л е к т р о л и т а м и н а з ы в а ю т с я вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии проводят электрический ток.

Электропроводность растворов электролитов

Растворы солей, кислот и оснований обладают способностью проводить электрический ток. Это свойство служит наглядным подтверждением электролитической диссоциации, в результате которой нейтральные молекулы в растворах распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы. В электрическом поле между двумя электродами, погруженными в раствор электролита, ионы, несущие положительный заряд, перемещаются по направлению к катоду — электроду, несущему отрицательный заряд. Такие ионы называются к а т и о н а м и. Ионы, несущие отрицательный заряд, перемещаются к аноду — положительно заряженному электроду. Эти ионы называются а н и о н а м и. Проводящая способность растворов электролитов зависит от индивидуальных свойств ионов и от их общего числа в единице объема раствора.

По способности молекул электролитов диссоциировать на ионы электролиты делят на сильные, средние и слабые. Критерием для этого является величина, которую называют степенью электролитической диссоциации α . ^{Поэт} понимают отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу растворенных молекул электролита. Так как степень диссоциации, кроме ряда других факторов (природа электролита, природа растворителя, температура), зависит от концентрации раствора электролита, то для деления электролитов на сильные, средние и слабые обычно исходят

из величины их степени диссоциации в 0,1 N растворах. Электролиты со степенью диссоциации 30% и больше относятся к сильным, со степенью диссоциации в пределах от 30% до 3% — к средним, меньше 3% — к слабым.

К сильным электролитам относятся большинство минеральных кислот; гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов; почти все соли (кроме CdCl_2 , HgCl_2 , $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ и некоторых других).

К слабым электролитам относятся почти все органические кислоты; минеральные кислоты: H_2CO_3 , H_2S , HCN , HNO_2 , H_2SiO_3 , H_3BO_3 , HClO , H_3AsO_4 , H_3AsO_3 вода; гидроксид аммония NH_4OH .

Опыт. I. Электропроводность водных растворов

Электропроводность водных растворов определяют с помощью прибора, изображенного на рис. 6.

Прибор состоит из батарейного стакана, двух угольных электродов и электролампы, соединенных последовательно. Для сохранения постоянной величины работающих поверхностей на электроды надеты резиновые кольца, ниже уровня которых во время опыта не следует опускать в раствор электроды.

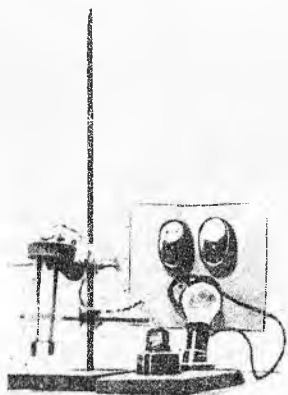


Рис. 6. Прибор для изучения электропроводности растворов

Для проведения опыта в стакан наливают исследуемый раствор, погружают в него электроды и присоединяют прибор к электросети. Загорание электрической лампочки сигнализирует о наличии тока в цепи. При переходе от одного раствора к другому необходимо промыть электроды и сосуд сначала водопроводной, а затем дистиллированной водой.

Последовательность работы: проверить на электропроводность

1. дистиллированную воду;
2. раствор сахара;
3. раствор хлорида натрия;
4. раствор соляной кислоты;
5. раствор уксусной кислоты;
6. раствор гидроксида натрия;
7. раствор гидроксида аммония.

Таблицу заполняйте по мере проведения опытов.

Таблица

Проверялся на электропроводность раствор	Лампочка горит		Растворенное вещество является электролитом		Уравнение диссоциации электролита	Степень диссоциации α , % в растворе электролита	По степени диссоциации к какому классу электролитов относится
	да	нет	да	нет			

Электропроводность расплавленных электролитов

К электролитам относятся также вещества, которые в расплавленном состоянии проводят электрический ток. Кристаллы таких веществ имеют ионную решетку. Ионная решетка состоит из чередующихся в ее узлах ионов, несущих противоположные заряды. В твердом состоянии эти вещества ток практически не проводят, так как ионы в узлах кристаллической решетки обладают только колебательным движением. При расплавлении кристаллическая решетка разрушается, и ионы, перемещаясь под действием электрического поля, переносят ток.

Опыт 2. Электропроводность расплавленного KNO_3

Для опыта применяется прибор, указанный на рис. 6.

Электроды, проходящие через пробку, укрепленную в лапке штатива, промойте, хорошо просушите фильтровальной бумагой, после чего опустите их концы в фарфоровый тигель, наполненный мелко растертым нитратом калия - KNO_3 . Включите ток. Загорается ли лампочка? С помощью горелки, подставленной под тигель, расплавьте содержащийся в нем нитрат калия и наблюдайте прохождение тока в цепи.

Из каких ионов состоит кристаллическая решетка нитрата калия?

Растворы слабых электролитов

В отличие от сильных электролитов, которые в растворе считают диссоциированными практически полностью, диссоциации молекул слабых электролитов является процессом обратимым, в результате чего в нем

устанавливается состояние равновесия. Как обратимый, процесс электролитической диссоциации слабых электролитов подчиняется закону действия масс. Константа равновесия, характеризующая в данном случае процесс электролитической диссоциации, называется константой электролитической диссоциации.

Например, слабая уксусная кислота диссоциирует:



Константа равновесия для этого процесса - константа диссоциации

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} \quad (1)$$

Величина константы диссоциации электролита тем больше, чем больше способность электролита распадаться на ионы. Константа диссоциации зависит от природы электролита, от природы растворителя и от температуры, но как константа равновесия не зависит от концентраций электролита в растворе. Поэтому константа диссоциации является более общей характеристикой, чем степень диссоциации электролита, которая, хотя и дает количественную характеристику равновесного состояния электролита в растворе, но меняет свою величину с изменением концентрации раствора.

Зависимость между константой диссоциации - K, степенью диссоциации - α и концентрацией раствора - C слабого электролита

Предположим, концентрация электролита в растворе - C моль/литр. Степень его диссоциации - α . При состоянии равновесия, если электролит диссоциирует на 2 иона, концентрация ионов будет $C\alpha$ и $C\alpha$, а концентрация оставшихся недиссоциированных молекул $C - C\alpha = C(1 - \alpha)$. Тогда константа диссоциации

$$K = \frac{C^2 \alpha^2}{C(1 - \alpha)} = \frac{C\alpha^2}{1 - \alpha} \quad (2)$$

Концентрация раствора - C есть величина, обратная его разбавлению

$$V = \frac{1}{C}$$

где V - объем раствора, в котором находится один моль растворенного вещества.

Отсюда

$$K = \frac{\alpha^2}{(1-\alpha) \cdot V} \quad (3)$$

Для слабого электролита при небольших разбавлениях степень диссоциации очень мала, поэтому $1 - \alpha \approx 1$. Тогда $K = \alpha^2 C$ или $K = \frac{\alpha^2}{V}$.
Отсюда $\alpha = \sqrt{\frac{K}{C}}$ или $\alpha = \sqrt{KV}$.

Последнее выражение показывает, что степень диссоциации слабого электролита пропорциональна корню квадратному из разбавления раствора ($\sqrt{K}$ - величина постоянная для данного случая).

Опыт 3. Исследование электропроводности раствора уксусной кислоты в зависимости от разбавления

Для проведения опыта применяется прибор, изображенный на рис. 6. В чистый сухой стакан налейте концентрированной уксусной кислоты и опустите в нее угольные электроды, закрепленные в лапке железного штатива так, чтобы вся свободная поверхность электродов (до надетых на них резиновых трубок) была в кислоте. Включите источник тока и заметьте интенсивность накаливания нити лампочки. Отключите электроды от источника тока, приподнимите их и в стаканчик с кислотой налейте 5 мл дистиллированной воды. Полученный раствор перемешайте, опустите в него электроды опять до резиновых трубок, подключите их к источнику тока и наблюдайте, как изменился накал нити электрической лампочки.

Такое разбавление раствора продельвайте до тех пор, пока накал нити перестанет изменяться. Чем объясняется изменение интенсивности накаливания нити? Как, исходя из принципа Ле-Шателье, объяснить наблюдаемое явление? Может ли при дальнейшем разбавлении раствора наступить момент, когда накал нити станет уменьшаться? Чем это объясняется?

Влияние на степень диссоциации слабого электролита введения в его раствор сильного электролита с одноименным ионом

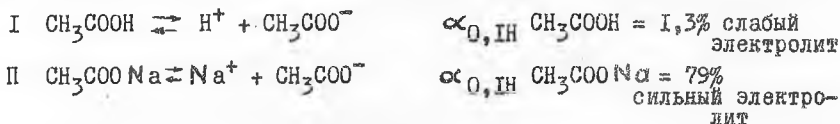
Добавляя в раствор слабого электролита сильный электролит с одноименным ионом, мы резко повышаем в растворе концентрацию этого

иона, что влияет на состояние равновесия процесса электролитической диссоциации слабого электролита; равновесие его сдвигается в сторону образования недиссоциированных молекул. Следовательно, степень диссоциации при этом уменьшается.

Пользуясь тем, что константа диссоциации слабого электролита при данной температуре величина постоянная, можно, меняя концентрацию в растворе одного из ионов слабого электролита, искусственно менять концентрацию другого иона. В химической практике это часто применяют для понижения концентрации ионов водорода в растворе (уменьшение кислотности раствора), а также для понижения концентрации гидроксильных ионов в растворе (понижение щелочности раствора).

Опыт 4. Изменение кислотности раствора уксусной кислоты введением в ее раствор уксуснокислого натрия

Напишем уравнения диссоциации уксусной кислоты и ацетата натрия и степени их диссоциации в 0,1 N растворах:



Добавление в раствор уксусной кислоты ацетата натрия резко повышает в растворе концентрацию ионов кислотного остатка CH_3COO^- , что по принципу Ле-Шателье сдвигает равновесие I влево.

Исходя из выражения константы диссоциации, приходим к тому же выводу:

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = 2 \cdot 10^{-5}$$

При увеличении концентрации ионов CH_3COO^- , в силу постоянства K, концентрация ионов водорода в растворе должна понизиться, а концентрация молекул CH_3COOH — повыситься.

Проведение опыта. Налейте в одну пробирку несколько мл раствора уксусной кислоты, в другую — столько же дистиллированной воды и в каждую пробирку добавьте по капле метилоранжа. Метилоранж относится к так называемым кислотно-основным индикаторам, меняющим свою окраску в растворе в зависимости от концентрации в нем ионов водорода. В воде,

где реакция нейтральная $[H^+] = 10^{-7}$ г ион/литр, метилоранж дает желтую окраску, а в растворе **уксусной** кислоты, где среда кислая, $[H^+] > 10^{-7}$ г ион/литр - розовую.

Оставьте пробирку с водой для сравнения, а в раствор уксусной кислоты всыпьте щепотку ацетата натрия и хорошенько взболтайте. Объясните произошедшее при этом изменение окраски метилоранжа. Как изменилась степень диссоциации в растворе **уксусной** кислоты? Понижилась или повысилась кислотность ее раствора (кислотность раствора определяется концентрацией в нем свободных ионов водорода).

Опыт 5. Изменение щелочности раствора NH_4OH при введении в его раствор хлорида аммония

Налейте в одну пробирку несколько мл дистиллированной воды (в воде $[OH^-] = 10^{-7}$ г ион/л), в другую - столько же раствора гидроксида аммония - NH_4OH . Добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли фенолфталеина (фенолфталеин - кислотно-основной индикатор). Заметьте и запишите окраску фенолфталеина в воде и в растворе NH_4OH . Насыпьте в раствор NH_4OH сухой NH_4Cl и взболтайте, замечайте, как при этом меняется окраска раствора.

Для объяснения наблюдаемого сделайте следующее:

1. Напишите уравнение электролитической диссоциации воды.
2. Напишите уравнение электролитической диссоциации гидроксида аммония. Объясните, почему фенолфталеин в воде и в растворе NH_4OH имеет различную окраску.
3. Напишите уравнение электролитической диссоциации NH_4Cl .
4. Найдите и запишите **степени** диссоциации в 0,1 N растворах NH_4OH и NH_4Cl . К каким электролитам относятся эти вещества?
5. Концентрация каких одноименных ионов в растворе NH_4OH увеличилась при добавлении в раствор NH_4Cl , и как это повлияло на равновесие диссоциации NH_4OH ?
6. Как изменилась степень диссоциации NH_4OH и щелочность раствора?

Задачи. I. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации сероводородной кислоты. В каком направлении будут смещаться эти равновесия при добавлении в раствор Na_2S или $NaOH$? Какое влияние на степень диссоциации сероводородной кислоты будет иметь добавление в ее раствор соляной кислоты?

2. В двух литрах раствора содержится 0,1 моль слабого бинарного электролита, в том числе 0,004 моль находится в виде ионов. Найдите константу диссоциации и степень диссоциации электролита.

Ответ: $K = 8,3 \cdot 10^{-5}$; $\alpha = 4\%$.

3. Где содержится больше ионов водорода - в литре 0,1 N раствора азотной кислоты ($\alpha = 90\%$) или в 2 N растворе ее? ($\alpha = 68\%$).

4. Вычислите константу диссоциации для NaOH, если степень диссоциации 0,2 N раствора его равна 80%

Ответ $K = 0,64$.

Ионообменные реакции

Реакции в растворах электролитов, при которых не происходит изменение зарядов ионов, входящих в соединения, называются ионообменными. Теоретически ионообменные реакции всегда обратимы и каждой системе при данных условиях отвечает определенное состояние равновесия. Так, при смешении двух электролитов K_1A_1 и K_2A_2 в растворе устанавливается равновесие:



Равновесие это смещено в сторону того процесса, при котором в растворе наиболее полно уменьшается концентрация реагирующих ионов.

Направление ионного обмена определяется следующими эмпирическими правилами: в растворах электролитов реакция между ионами протекает тогда (равновесие сдвинуто вправо), когда в результате реакции происходит образование слабых электролитов (мало диссоциирующих соединений), газообразных (легколетучих) веществ или осадков (труднорастворимых соединений);

Образование слабых электролитов

Образование слабых кислот путем вытеснения их из солей сильными кислотами

Опыт 6. Образование уксусной кислоты при действии на ацетат натрия соляной кислоты

В пробирку налейте 5 мл раствора соляной кислоты

и бросьте в нее кусочек цинка. В результате взаимодействия между цинком и соляной кислотой выделяется водород. Когда выделение водорода начнет происходить равномерно, добавьте в пробирку столько сухого ацетата натрия, чтобы выделение водорода практически прекратилось. Подогрейте пробирку с раствором и по запаху установите наличие уксусной кислоты.

Для объяснения наблюдаемого явления сделайте следующее:

1. Напишите уравнение происходящей реакции между цинком и соляной кислотой в молекулярном виде, ионном, сокращенном ионном виде. В ионных уравнениях в ионном виде пишутся сильные и средние электролиты. Слабые электролиты и вещества, выпадающие в осадок, пишутся в молекулярном виде. Сокращенное ионное уравнение получают приведением в полное ионное уравнение ионов, которые имеются в левой и правой частях уравнения.

2. На основании полученного сокращенного ионного уравнения напишите выражение закона действия масс для этого процесса. От концентрации каких ионов зависит скорость растворения цинка в данном случае?

3. Найдите и выпишите из таблицы степени диссоциации в 0,1 N растворах HCl , $\text{CH}_3\text{COO Na}$, NaCl и CH_3COOH .

Принимая во внимание правило о направлении ионообменных реакций и значения величин степени диссоциации, напишите, какая реакция происходит при прибавлении ацетата натрия в раствор, содержащий соляную кислоту. Выразите реакцию молекулярным, ионным и сокращенным ионным уравнениями. Объясните, почему при этом резко падает количество выделяющегося водорода. Как влияет на степень диссоциации образовавшейся уксусной кислоты введенный в раствор избыток ацетата натрия?

Почему нельзя получить свободную соляную кислоту, добавив в раствор хлорида натрия уксусную кислоту?

Образование слабого основания путем вытеснения его
из соли сильным основанием

Опыт 7. Образование гидроксида аммония при действии
на хлорид аммония гидроксидом натрия

Налейте в пробирку 5 мл раствора хлорида аммония, добавьте к нему 2-3 мл раствора гидроксида натрия, перемешайте и немного подогрейте. Какой газ выделяется? Напишите молекулярное, полное и сокра-

щенное ионное уравнения прошедшей реакции образования гидроксида аммония. Объясните, с точки зрения правила для ионообменных реакций, почему реакция пошла в этом направлении.

Напишите уравнение вторичного процесса - распада гидроксида аммония на аммиак и воду (этот процесс тоже обратим). Как влияет на состояние равновесия реакции улетучивание при нагревании из раствора образовавшегося аммиака?

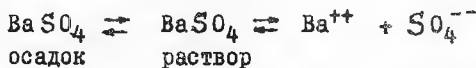
Опыт 8. Образование малорастворимых веществ

В одну пробирку налейте 3 мл раствора хлорида бария, в другую - нитрата бария. В обе пробирки добавьте раствор сульфата натрия. Что вы при этом наблюдаете? Напишите молекулярные уравнения реакций. Какое вещество выпало в осадок в обоих случаях? Напишите ионное уравнение этой реакции. Какие ионы участвовали в образовании малорастворимого вещества, выпавшего в осадок? Как изменилась их концентрация в растворе?

Произведение растворимости

Абсолютно нерастворимых веществ нет. Твердые вещества отличаются по своей растворимости в воде. Если над труднорастворимым соединением находится раствор, то между осадком и раствором устанавливается равновесие, т.е. раствор становится насыщенным по отношению к веществу, находящемуся в осадке. Получается гетерогенная система: насыщенный раствор труднорастворимого соединения, находящийся в равновесии с твердой фазой (труднорастворимое соединение в осадке).

Например, если над осадком $BaSO_4$ находится его насыщенный раствор, то устанавливается равновесие



(в растворе $BaSO_4$, вследствие малой концентрации практически полностью диссоциирован). Применяя закон действия масс к этому равновесию, получаем

$$K = \frac{[Ba^{++}][SO_4^{--}]}{[BaSO_4]} .$$

В изотермических условиях, т.е. при постоянной температуре, величины K и $[BaSO_4]$ постоянны, отсюда произведение $K \cdot [BaSO_4]$ есть также величина постоянная, ее обозначают $ПР$ и называют произведением растворимости.

$$ПР = K [BaSO_4] = [Ba^{++}][SO_4^{--}]$$

Произведение растворимости $ПР$ для данного малорастворимого сильного электролита при данной температуре есть величина постоянная. Она равна произведению концентрации ионов этого соединения в его насыщенном растворе при этой температуре. $ПР$ характеризует растворимость вещества: чем больше $ПР$, тем больше растворимость вещества.

Из понятия произведения растворимости вытекают условия образования осадка и условия его растворения. Если в растворе произведение концентрации ионов труднорастворимого соединения больше величины его $ПР$, то раствор по отношению к этому соединению пересыщен и вещество начинает выпадать в осадок. Образование осадка происходит до момента, пока произведение концентрации его ионов в растворе не становится равным $ПР$ (раствор из пересыщенного становится насыщенным по отношению к этому соединению).

Если в растворе произведение концентрации ионов труднорастворимого соединения не достигает его значения $ПР$, то раствор по отношению к соединению ненасыщен. В этом случае соединение из осадка переходит в раствор до его насыщения, т.е. до момента, когда произведение концентраций его ионов в растворе становится равным его $ПР$. Отсюда следует: для того, чтобы возможно более полно осадить данное вещество из раствора, понизить его растворимость, нужно в растворе повысить концентрацию одного из ионов, его образующих. Это достигается добавлением в раствор легкорастворимого электролита с общим ионом.

Для того, чтобы заставить осадок перейти в раствор, нужно в раствор над осадком ввести вещество, которое связывает один из ионов, посылаемых в раствор осадком, уменьшая при этом в растворе концентрацию этого иона.

Опыт 9. Условие выпадания осадка

Налейте в одну пробирку 5 мл нитрата кальция, а в другую столько же нитрата бария. В обе пробирки добавьте раствор хромата калия

K_2CrO_4 . В какой из пробирок выпал осадок? Что это за вещество? Напишите ионное уравнение реакции образования вещества, выпавшего в осадок. Напишите выражение ПР для него. Какое вещество имеет меньшее значение ПР: хромат кальция или хромат бария? Заключение сделайте на основании проведенного опыта.

Опыт 10. Налейте в три пробирки по 3 мл насыщенного раствора хлорида натрия и добавьте в одну пробирку концентрированной соляной кислоты, во вторую – насыщенный раствор $NaOH$, в третью – насыщенный раствор KOH .

Что наблюдается при этом? Объясните наблюдаемое явление.

Опыт 11. Условие растворения осадка

Налейте в пробирку раствор $Fe_2(SO_4)_3$ и добавьте к нему раствор $NaOH$. Какое вещество выпало в осадок? Напишите ионное уравнение реакции. Напишите выражение ПР для этого соединения и найдите по таблице его численное значение.

В раствор над осадком добавьте при перемешивании раствор соляной кислоты до полного растворения осадка. Напишите молекулярное и ионное уравнения реакции. Концентрация каких ионов в растворе уменьшается в результате этой реакции? Из правила произведения растворимости объясните, почему осадок растворился.

Опыт 12. Получение одних малорастворимых соединений из других

К раствору $Pb(NO_3)_2$ добавьте немного соляной кислоты. Выпадает белый осадок. Какого вещества? Найдите и запишите значение его ПР. Дайте осадку отстояться, осторожно слейте с него раствор, после чего в пробирку налейте раствор иодида натрия. Цвет осадка из белого становится желтым. В данном случае в осадке образуется PbI_2 , желтого цвета. Найдите значение ПР PbI_2 и объясните, почему происходит наблюдаемый вами процесс.

Опыт 13. Налейте в пробирку 1 мл хлорида натрия и 1 мл иодида натрия, перемешайте, после этого добавляйте в пробирку по каплям раствор нитрата свинца. Почему вначале выпадает желтый осадок PbI_2 , а не белый $PbCl_2$?

Задачи

1. Насыщенный раствор $MgCO_3$ содержит Mg^{++} ион в концентрации $3,16 \cdot 10^{-3}$ г ион/л. Вычислить величину $PR\ MgCO_3$.

$$\text{Ответ} = 10^{-5}$$

2. $PR_{AgCl} = 1,72 \cdot 10^{-10}$. Вычислить концентрацию насыщенного раствора $AgCl$ в моль/л. и в г/л. Что произойдет, если в насыщенный раствор $AgCl$ добавить $NaCl$.

3. $PR_{AgCl} = 1,72 \cdot 10^{-10}$. $PR_{Ag_2C_2O_4} = 4,05 \cdot 10^{-12}$. Что произойдет, если на сухую соль $AgCl$ налить раствор, содержащий $C_2O_4^{--}$?

Ионное произведение воды. Реакция среды. Водородный показатель pH. Кислотно-основные индикаторы

Электролитическая диссоциация воды протекает по уравнению



Применяя закон действия масс к процессу электролитической диссоциации воды, получаем

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$$

Перенесем $[H_2O]$ влево и обозначим $K \cdot [H_2O]$ через K_B . Получаем $K_B = [H^+] \cdot [OH^-]$.

Величина K_B показывает, чему равно произведение концентрации ионов водорода и гидроксидов в воде, поэтому она называется ионным произведением воды. Численное значение ионного произведения воды можно найти из следующих данных: $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$, $[H_2O]$ в моль/литр = $1000 : 18 = 55,56$ (вследствие ничтожной диссоциации воды концентрация недиссоциированных молекул воды практически постоянна). Следовательно, $K_B = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 1 \cdot 10^{-14}$.

Являясь произведением двух постоянных величин, ионное произведение воды при данной температуре есть величина постоянная (с повышением температуры значение K_B несколько увеличивается, но при температурах близких к комнатной этим увеличением можно пренебречь).

Величина K_v для любого водного раствора позволяет найти концентрацию гидроксильных ионов, если известна концентрация ионов водорода. Зная концентрацию этих ионов, можно судить о реакции среды раствора. Реакция среды кислая, если в растворе концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксильных ионов. Реакция среды щелочная, если концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксильных ионов. Реакция среды нейтральная, если концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксильных ионов.

Пользуясь ионным произведением воды, можно любую реакцию среды выразить через концентрацию ионов водорода. В чистой воде реакция среды нейтральная, т.к. в ней концентрации ионов водорода и гидроксидна равны (см. уравнение электролитической диссоциации воды). Численное значение этих концентраций находим, исходя из величины ионного произведения воды:

$$\begin{aligned} 10^{-14} &= [H^+] \cdot [OH^-] : \\ [H^+] &= [OH^-] = \sqrt{10^{-14}} = 10^{-7} \text{ г. ион/литр.} \end{aligned}$$

Следовательно, в нейтральном растворе $[H^+] = 10^{-7}$ г ион/литр; в кислом $[H^+] > 10^{-7}$ г ион/литр, а в щелочном $[H^+] < 10^{-7}$ г ион/литр. Для упрощения количественного выражения реакции среды часто применяют вместо концентрации ионов водорода водородный показатель рН.

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

$[H^+]$	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}	$[H^+]$
увеличение кислотности раствора						среда нейтральная		увеличение щелочности раствора							

pH	1	2	3	4	5	6	pH = 7	8	9	10	11	12	13	14	pH
----	---	---	---	---	---	---	--------	---	---	----	----	----	----	----	----

Практически реакцию среды в том или ином растворе удобно определять при помощи индикаторов — веществ, меняющих свой цвет в зависимости от относительной концентрации H^+ и OH^- в растворе. Такие индикаторы представляют собой группу, так называемых кислотно-основных индикаторов. Они являются или слабыми органическими кислотами, или слабыми органическими основаниями. Характерным для них является то, что молекула индикатора окрашена иначе, чем ее ион. Например, молекула метилоранжа окрашена в красный цвет, а ее анион — в желтый. Если условно написать формулу метилоранжа через $HJnd$, то в воде (реакция среды нейтральная), где равновесие $HJnd \rightleftharpoons H^+ + Jnd$ сдвинуто вправо,

красный
цвет

желтый
цвет

метилоранж окрашен в желтый (слегка оранжевый) цвет. В кислой среде, в связи с увеличением концентрации ионов водорода в растворе, равновесие электролитической диссоциации метилоранжа сдвигается влево, в растворе преобладают недиссоциированные молекулы метилоранжа, поэтому в кислой среде метилоранж окрашивает раствор в розовый цвет.

В щелочной среде ионы водорода связываются ионами OH^- , равновесие сдвигается вправо и раствор окрашивается в желтый цвет. На этом основано изменение цвета и других кислотно-основных индикаторов в различных средах. Следует отметить, что индикаторы меняют свою окраску постепенно, в пределах определенных значений pH. Границы pH, между которыми меняется окраска индикатора, называется интервалом перехода индикатора.

Опыт I4. Окраска кислотно-основных индикаторов в нейтральной кислой и щелочной среде

Налейте в 4 пробирки по 5 мл дистиллированной воды, прибавьте в каждую пробирку по 2-3 капли одного из индикаторов: лакмуса красного, лакмуса синего, метилоранжа или фенолфталеина. Запишите в таблицу окраску взятых индикаторов в нейтральной среде. После этого в каждую пробирку прибавьте по 2-3 капли соляной кислоты. Запишите в таблицу окраску этих индикаторов в кислой среде. Прделайте то же самое, взяв вместо кислоты раствор щелочи, и запишите в таблицу окраску взятых индикаторов в щелочной среде.

Таблица

Цвета индикаторов в различных средах

Состав среды	Реакция среды	Лакмус красный	Лакмус синий	Метилоранж	Фенолфталеин

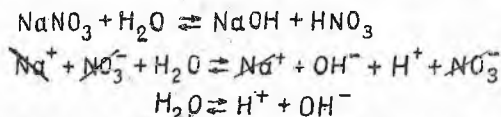
Гидролиз солей

Гидролиз солей - это обратимая реакция взаимодействия ионов солей с водой. При этом, вследствие связывания одного (иногда обоих) ионов воды ионами растворенного вещества с образованием малодиссоциированного или труднорастворимого продукта, происходит смещение равно-

весия диссоциации воды, в результате чего реакция среды полученного водного раствора соли изменяется.

Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу практически не подвергается, так как ионы такой соли с ионами воды малодиссоциированных продуктов образовать не могут.

Например:

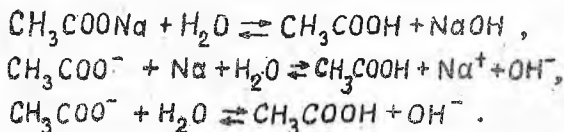


из уравнения видно, что в данном случае малодиссоциированным веществом является сама вода. Реакция среды раствора соли, образованной сильным основанием и сильной кислотой, нейтральная.

Соль образована сильным основанием и слабой кислотой

В водном растворе такая соль подвергается гидролизу. Анион слабой кислоты связывает ионы водорода воды, уменьшая их концентрацию. Малодиссоциированным продуктом реакции гидролиза является образовавшаяся слабая кислота.

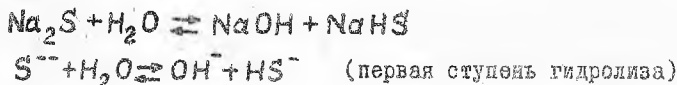
Например:

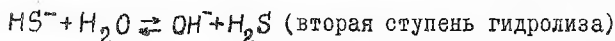
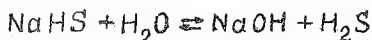


Образовавшаяся CH_3COOH диссоциирует больше, чем H_2O , поэтому равновесие в данном случае смещено влево и гидролиз соли идет незначительно. В растворе содержится некоторый избыток ионов OH^- . Реакция водного раствора солей, образованных сильным основанием и слабой кислотой, — щелочная.

При гидролизе солей сильных оснований и слабых многоосновных кислот процесс гидролиза протекает ступенчато и в растворе обычно образуются не свободные кислоты, а их кислые соли.

Например:



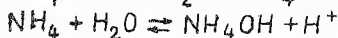
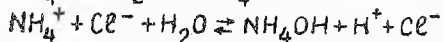
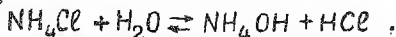


В этих случаях гидролиз в основном протекает по первой ступени.

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой

В водном растворе такая соль подвергается гидролизу. Малодиссоциированным продуктом гидролиза является ~~образованное~~ слабое основание.

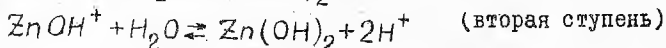
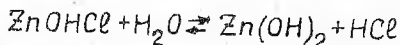
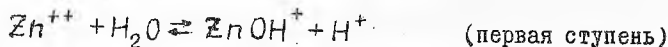
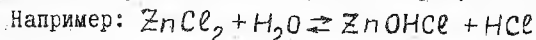
Например:



гидролиз протекает в незначительной степени.

Равновесие и в этом случае сминуто влево. В растворе получается некоторый избыток H^+ . Реакция водного раствора солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, — кислая.

Если катион слабого основания многовалентен, гидролиз протекает ступенчато. В результате гидролиза образуются основные соли.

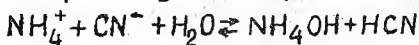


В этих случаях реакция гидролиза протекает, в основном, по первой ступени.

Соль образована слабым основанием и слабой кислотой

В этом случае оба, образующихся в результате гидролиза вещества, малодиссоциированы, поэтому равновесие гидролиза больше смещено вправо.

Например:



Гидролиз соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой, больше, чем в том случае, когда малодиссоциировано только одно из этих веществ. Реакция среды водных растворов таких солей может быть нейтральной, слабокислой или слабощелочной, так как это зависит от относительной силы кислот и оснований, получающихся в результате гидролиза.

В виду того, что процесс гидролиза обратим, равновесие этого процесса зависит от всех факторов, которые влияют на равновесие реакций ионного обмена.

Так равновесие гидролиза сильно смещается вправо, если получающиеся продукты гидролиза труднорастворимы и выпадают в осадок (чаще всего в виде основных солей).

добавление избытка воды, то есть разбавление раствора, также приводит к сдвигу равновесия вправо, то есть к увеличению степени гидролиза. Наоборот, чтобы уменьшить степень гидролиза соли, то есть сдвинуть равновесие гидролиза влево, нужно добавить один из продуктов гидролиза в раствор - кислоту, если в результате гидролиза в растворе увеличивается концентрация H^+ , или щелочь, если в растворе, вследствие гидролиза, появляется избыток OH^- .

При нагревании раствора степень гидролиза увеличивается

Это объясняется тем, что с повышением температуры сильно увеличивается степень диссоциации воды, концентрация ионов H^+ и OH^- возрастает, поэтому возрастает вероятность образования в растворе слабых кислот или оснований.

Опыт 15. Реакция среды водных растворов средних солей

Начертите ниже приведенную таблицу и заполняйте ее по мере проведения опытов.

Таблица

Раствор соли	Окраска лакмуса в воде		Окраска лакмуса в растворе соли		Реакция среды водного раствора соли	Соль подвергается гидролизу		Уравнение гидролиза. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение для первой степени
	красный	синий	красный	синий		да	нет	

В две пробирки, тщательно вымытые простой водой и хорошо сполоснутые дистиллированной водой, налейте по 5 мл дистиллированной воды и добавьте в одну 2-3 капли раствора красного лакмуса, в другую - столько же синего. Так как в воде реакция среды нейтральная, то ни тот, ни другой лакмус не должны изменить свой цвет (если цвет лакмуса изменился, то это значит, что взятые вами для опыта пробирки не достаточно чистые и их нужно вымыть). В обе пробирки добавьте немного сухой соли NaCl , **раствор перемешайте**. Ваши наблюдения над окраской индикатора в растворе соли запишите в таблицу, сделайте вывод о реакции среды в растворе и о том произошел ли гидролиз соли. Если не произошел, то в последней графе напишите почему, если произошел, то напишите уравнение гидролиза в молекулярном и **сокращенном ионном виде**. Такие же опыты проделайте с солями Na_2CO_3 ; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

Опыт. 16. Сдвиг равновесия процесса гидролиза

В пробирку налейте 2 мл раствора хлорида висмута - BiCl_3 и добавьте в него дистиллированной воды до выпадения в осадок основной соли висмута BiOCl - **хлорокись висмута**. Напишите уравнение гидролиза и объясните, в какую сторону сдвинулось равновесие гидролиза при уменьшении концентрации раствора BiCl_3 и вследствие выпадения в осадок BiOCl . Добавьте в раствор по каплям концентрированной соляной кислоты. Почему исчез осадок?

Увеличение степени гидролиза с повышением температуры

Опыт 17. В пробирку налейте 5 мл. раствора ацетата натрия CH_3COONa , добавьте туда 3-4 капли фенолфталеина. Осторожно нагрейте пробирку с раствором. Почему наблюдаемая в холодном растворе CH_3COONa слабозеленая окраска фенолфталеина при нагревании становится интенсивнее?

Опыт 18. Налейте в пробирку 3-4 мл. раствора ацетата алюминия. Раствор прокипятите. Почему наблюдается выпадение осадка?

Задачи

1. Какова величина pH раствора, если

а) $[\text{H}^+] = 0,034 \text{ мг/мл}$; б) $[\text{OH}^-] = 0,34 \text{ мг/мл}$.

Какая реакция среды в первом растворе, какая во втором?

Ответ а) $\text{pH} = 1,47$ б) $\text{pH} = 11,3$.

2. Сколько ионов водорода содержится в 1 мл. раствора pH которого равен 13.

Ответ $6,02 \cdot 10^{-7}$.

3. Какую реакцию среды должны иметь водные растворы следующих солей: $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; NaBr , BaCl_2 , K_2S , CuCl_2 ?

4. Какая из солей будет сильнее подвергаться гидролизу K_2S или $(\text{NH}_4)_2\text{S}$?

5. В каком случае при растворении в воде соли, образованной слабым основанием и слабой кислотой, pH раствора останется равным ??

Форма протокола

При оформлении работы на тему "Электролитическая диссоциация" в протоколе указывается следующее: номер опыта, название опыта, коротко описывается, как проводился опыт, что при этом наблюдалось. В письменном виде даются ответы на поставленные для данного опыта вопросы.

Если в инструкции к опыту имеется таблица, она в протоколе должна быть дана и соответственно заполнена. В конце отдельных разделов данной работы имеются задачи на дом. При заполнении в лаборатории протокола для этих задач оставляются места, куда эти задачи выписываются при выполнении домашнего задания соответственно их расположению в инструкции.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СТЕПЕНИ ДИССОЦИАЦИИ ЭЛЕКТРОЛИТОВ КРИОСКОПИЧЕСКИМ ПУТЕМ

Растворы нелетучих веществ обладают меньшей упругостью пара, чем чистый растворитель. Этим объясняется то, что температура замерзания у растворов всегда ниже, чем у чистого растворителя.

Понижение температуры замерзания разбавленных растворов неэлектролитов прямо пропорционально концентрации раствора. По понижению температуры замерзания раствора можно определить молекулярный вес растворенного вещества неэлектролита

$$\Delta t = K \cdot \frac{a \cdot 1000}{b \cdot M}, \quad (I)$$

где Δt - понижение температуры замерзания раствора при данной концентрации.

K - молекулярное понижение температуры замерзания.

a - весовое количество растворенного вещества.

b - весовое количество растворителя.

M - молекулярный вес растворенного вещества.

Растворы электролитов дают большее понижение упругости пара, а отсюда и большее понижение температуры замерзания, чем растворы неэлектролитов такой же концентрации. Это объясняется возрастанием числа частиц в растворе, обусловленным электролитической диссоциацией растворенного вещества.

Поэтому на основании понижения температуры замерзания раствора электролита можно вычислить степень диссоциации его по данной концентрации

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1}, \quad (2)$$

где α - степень диссоциации растворенного вещества.
 n - число ионов, на которые распадается при диссоциации каждая молекула растворенного вещества.
 i - коэффициент.

Коэффициент i указывает, во сколько раз число самостоятельных частиц, находящихся в растворе электролита (то есть сумма нераспавшихся молекул и ионов, образовавшихся при электролитической диссоциации), превышает то количество молекул, которое имелось бы в данном растворе при отсутствии диссоциации. Так как понижение температуры замерзания раствора пропорционально количеству самостоятельных частиц в растворе, то значение i можно вычислить из следующего равенства:

$$i = \frac{\Delta t'}{\Delta t}, \quad (3)$$

где $\Delta t'$ - истинное (замеренное) понижение температуры замерзания раствора электролита.
 Δt - теоретическое понижение температуры замерзания раствора, то есть понижение, которое должно было бы наблюдаться в данном растворе, если бы растворенное вещество было бы неэлектролитом (уравнение 1).

Сущность работы

В данной работе следует определить степень диссоциации электролита. Для этого следует:

1. Экспериментально определить температуру замерзания чистого растворителя - T_1 .

2. Получить у преподавателя раствор и определить температуру замерзания данного раствора - T_2 .

3. Определить $\Delta t'$ понижение температуры замерзания

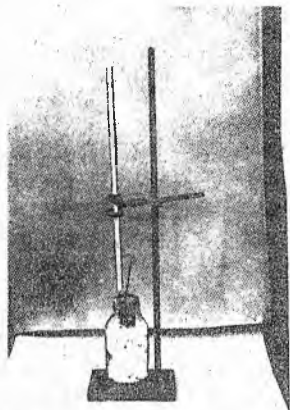
$$\Delta t' = T_1 - T_2$$

4. Зная концентрацию раствора и молекулярный вес растворенного вещества, вычислить Δt (уравнение 1).

5. Вычислить i (уравнение 3).

6. Вычислить α (уравнение 2).

Ход работы



Работа производится в приборе, указанном в прилагаемом рисунке 7. Наружный стакан заполняется охлаждающей смесью льда или снега с солью. Во внутренний стакан наливается испытуемая жидкость. Термометр погружают в жидкость настолько, чтобы марки ее ртути была полностью закрыта. Замерзание производится при постоянном перемешивании жидкости мешалкой.

Рис. 7. прибор для определения степени диссоциации электролитов криоскопическим путем

Опыт I. Определение температуры замерзания чистого растворителя - T_f

Прежде всего определяют значение точки замерзания чистого растворителя - воды.

Медленно перемешивая воду со скоростью одного раза в секунду, наблюдают за показаниями термометра. Вследствие явления пересыхаждения, которое у воды всегда имеет место, температура понижается ниже точки замерзания, но при наступлении кристаллизации показание термометра повышается скачком, и ртуть останавливается на точке замерзания чистого растворителя. Затем при постоянном помешивании дают процессу застывания идти дальше и убеждаются, остается ли при этом точка замерзания постоянной.

Если это имеет место, то производят отсчет показаний термометра. Наиболее высокую точку подъема столбика ртути принимают за температуру замерзания чистого растворителя.

Для более точного определения температуры замерзания чистого растворителя нужно описанную операцию повторять. Для этого вынимают про-

бирку из льда прибора. Образовавшиеся кристаллы постепенно оттаивают путем нагревания пробирки рукой. Затем пробирку погружают для замораживания в сосуд с охлаждающей смесью и снова, при непрерывном помешивании, определяют точку заморзания. Если при оттаивании льда не исчезли все кристаллы, то явление переохлаждения может не иметь места.

Указанные операции повторяют до тех пор, пока полученные величины для температуры заморзания воды не будут совпадать с точностью 0,05 - до 0,1°C.

Вследствие неточности некоторых термометров, точка заморзания воды не всегда совпадает с нулем шкалы. Найденной точкой заморзания чистой воды следует пользоваться при дальнейших расчетах.

Опыт П. Определение температуры заморзания раствора - T_2

Повторяют опыт I-й, взяв вместо воды исследуемый раствор, концентрация которого известна.

Техника определения температуры заморзания раствора аналогична технике определения температуры заморзания чистого растворителя. Здесь также за точку заморзания принимают наивысшую температуру, которая устанавливается в начале кристаллизации. При этом, однако, нужно помнить, что наиболее высокое показание термометра постепенно начинает понижаться. Это понижение зависит от того, что вследствие выделения льда, раствор становится все более и более концентрированным, а поэтому заморажает при все более и более низкой температуре. Следовательно, наиболее высокое показание термометра нужно отмечать немедленно, так как оно не будет держаться на постоянном уровне длительный промежуток времени, как это имеет место при заморзании чистого растворителя.

Имея значения T_1 и T_2 производят вычисление степени диссоциации.

Форма протокола

В работе методом (указать название метода) определялась степень диссоциации (указать название вещества).

Исходные для расчета данные

I. Концентрация раствора:

а - весовое количество растворенного вещества

в - весовое количество растворителя.

2. Молекулярный вес растворенного вещества.

3. T_I - экспериментально определенная температура замерзания чистого растворителя.

4. T_2 - экспериментально определенная температура замерзания раствора (название растворенного вещества).

Расчет

1. $\Delta t'$

2. Δt

3. i

4. α

В протоколе должны быть приведены применяемые для расчетов формулы с подставленными в них соответствующими данными.

Задачи на дом

1. Раствор, содержащий 8 г $Al_2(SO_4)_3$ в 25 г воды, замерзает при $-4,46^\circ$. Определите кажущуюся степень диссоциации соли в этом растворе.

Ответ 39% .

2. При какой температуре начнет замерзать раствор, содержащий 100 г $NaOH$ в 1000 г воды, если принять кажущуюся степень диссоциации $NaOH$ в этом растворе равной 60% ?

Ответ $-7,4^\circ$.

3. Каково должно быть осмотическое давление 0,1 N раствора KCl , если кажущаяся степень диссоциации его в этом растворе равна 80% ?

Ответ 4,032 атм.

4. При 50° давление водяного пара 92,51 мм. Рассчитайте, каково должно быть давление пара раствора, содержащего 1 моль $NaCl$ в 1000 г воды, если кажущаяся степень диссоциации $NaCl$ в этом растворе равна 70% .

Ответ 89,68 мм.рт.ст.

5. При растворении 12 г NaOH в 100 г воды температура кипения повышается на 2,65. Определите кажущуюся степень диссоциации в растворе.

Ответ 70%.

Таблица

ПЛОТНОСТИ РАСТВОРОВ НЕКОТОРЫХ КИСЛОТ, ЩЕЛОЧЕЙ И АММИАКА
ПРИ 15°C

концен- трация %	Плотности растворов веществ, г/см ³					
	H_2SO_4	HNO_3	HCl	кон	NaOH	NH_3
2	1,013	1,011	1,009	1,016	1,023	0,992
4	1,027	1,022	1,019	1,033	1,046	0,983
6	1,040	1,033	1,029	1,048	1,069	0,973
8	1,055	1,044	1,039	1,065	1,092	0,967
10	1,069	1,056	1,049	1,082	1,115	0,960
12	1,083	1,068	1,059	1,100	1,137	0,953
14	1,098	1,080	1,069	1,118	1,159	0,946
16	1,112	1,093	1,079	1,137	1,181	0,939
18	1,127	1,106	1,083	1,156	1,213	0,932
20	1,143	1,119	1,100	1,176	1,225	0,926
22	1,158	1,132	1,110	1,196	1,247	0,919
24	1,174	1,145	1,121	1,217	1,268	0,913
26	1,190	1,158	1,132	1,240	1,289	0,908
28	1,205	1,171	1,142	1,263	1,310	0,903
30	1,224	1,184	1,152	1,286	1,332	0,898
32	1,238	1,198	1,163	1,310	1,352	0,893
34	1,255	1,211	1,173	1,334	1,374	0,889
36	1,273	1,225	1,183	1,358	1,395	0,884
38	1,290	1,238	1,194	1,384	1,416	
40	1,307	1,251		1,411	1,437	
42	1,324	1,264		1,437	1,458	
44	1,342	1,277		1,460	1,478	
46	1,361	1,290		1,485	1,499	
48	1,380	1,303		1,511	1,519	
50	1,399	1,316		1,538	1,540	

Продолжение таблицы

1	2	3	4	5	6	7
52	1,419	1,328		1,564	1,560	
54	1,439	1,340		1,590	1,580	
56	1,460	1,351		1,616	1,601	
58	1,482	1,362			1,622	
60	1,503	1,373			1,643	
62	1,525	1,384				
64	1,547	1,394				
66	1,571	1,403				
68	1,594	1,412				
70	1,617	1,421				
72	1,640	1,429				
74	1,664	1,437				
76	1,687	1,445				
78	1,710	1,453				
80	1,732	1,460				
82	1,755	1,467				
84	1,776	1,474				
88	1,808	1,486				
90	1,819	1,491				
92	1,830	1,496				
94	1,837	1,500				
98	1,841	1,510				
100	1,838	1,522				

Таблица

СТЕПЕНЬ ДИССОЦИИАЦИИ КИСЛОТ ОСНОВАНИЯ И СОЛЕЙ В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ^x (0,1 N, 18°C)

Кислоты		$\alpha\%$	Основания		$\alpha\%$
1		2	3		4
Азотная	HNO_3	92	Гидроксид калия	KOH	89
Соляная	HCl	91	Гидроксид натрия	NaOH	84

^x Для сильных электролитов приведены их кажущиеся степени диссоциации. Числа для многоосновных кислот относятся к первой ступени диссоциации.

Продолжение таблицы

1	2	3	4
Бромоводородная HBr	90	Гидроксид кальция NH_4OH	1,3
Иодоводородная HI	90	Соли	
Серная H_2SO_4	58	Типа Me^+A^- (например, KCl)	83
Фосфорная-орто H_3PO_4	36	Типа $Me_2^+A^{2-}$ (например, K_2SO_4)	75
Сернистая H_2SO_3	20	или $Me^{2+}A_2^-$ (например, $BaCl_2$)	
Уксусная CH_3COOH	1,3	Типа $Me_3^+A_3^-$ (например, K_3PO_4)	65
Угольная H_2CO_3	0,01	или $Me^{3+}A_3^-$ (например, $AlCl_3$)	
Сероводородная H_2S	0,07	Типа $Me^{2+}A^{2-}$ (например, $CaSO_4$)	40
Борная-орто H_3BO_3	0,01		
Синильная HCN	0,007		

Таблица

ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ МАЛОРАСТВОРИМЫХ В ВОДЕ ВЕЩЕСТВ
ПРИ 20°C

Вещество	ПР	Вещество	ПР
$AgBr$	$7,7 \cdot 10^{-13}$	Hg_2Cl_2	$2 \cdot 10^{-18}$
$AgCN$	$2,0 \cdot 10^{-12}$	$AgIO_3$	$5 \cdot 10^{-12}$
$AgSCN$	$1 \cdot 10^{-12}$	Ag_2S	$2,0 \cdot 10^{-15}$
$AgCl$	$1,6 \cdot 10^{-10}$	$Al(OH)_3$	$4,0 \cdot 10^{-14}$
Ag_2CO_3	$6,2 \cdot 10^{-12}$	MnS	$1,4 \cdot 10^{-15}$
$Ag_2C_2O_4$	$4,05 \cdot 10^{-12}$	$NiCO_3$	$1,4 \cdot 10^{-7}$
AgI	$1,0 \cdot 10^{-16}$	$Ni(OH)_2$	$7,0 \cdot 10^{-14}$
$BaCO_3$	$8,0 \cdot 10^{-9}$	$PbCO_3$	$1,5 \cdot 10^{-13}$
BaC_2O_4	$1,7 \cdot 10^{-7}$	$PbCl_2$	$1,7 \cdot 10^{-5}$
$BaCrO_4$	$2,3 \cdot 10^{-10}$	$PbCrO_4$	$1,8 \cdot 10^{-14}$
$BaSO_4$	$1,1 \cdot 10^{-10}$	PbF_2	$8,7 \cdot 10^{-9}$
$BaCO_3$	$4,8 \cdot 10^{-9}$	$Pb(OH)_2$	$2,0 \cdot 10^{-16}$
CaC_2O_4	$2,6 \cdot 10^{-9}$	PbS	$1,0 \cdot 10^{-29}$