

Министерство образования Республики Беларусь

Учреждение образования

«Белорусский государственный педагогический университет
имени Максима Танка»

ОБЩАЯ ХИМИЯ:

введение в химический эксперимент

Лабораторный практикум

РЕПОЗИТОРИЙ БГПУ

Минск 2008

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

М703

Печатается по решению редакционно-издательского совета БГПУ, рекомендовано секцией естественных и сельскохозяйственных наук (протокол №17 от 27.07.08)

Рецензенты:

Кандидат химических наук, доцент кафедры общей химии и методики преподавания химии БГУ

В.Н. Хвалюк

Старший преподаватель кафедры химии БГПУ

О.М. Травникова

Мицкевич, Е.Н., Окаев, Е.Б.

М703 **Общая химия: введение в химический эксперимент : лаборатор. Практикум /**
Е.Н. мицкевич, Е.Б. Окаев. – Минск : БГПУ, 2008. – 83 с.
ISBN 978-985-501-617-6.

В пособии помещены практические и лабораторные работы, предназначенные для их выполнения студентами первого курса. Приводятся развернутый план теоретической подготовки к каждому занятию. Даются ссылки на литературные источники. Предлагается набор заданий для закрепления материала. Содержатся базовая информация по технике безопасности и правила поведения в лаборатории.

Адресуется студентам факультета естествознания БГПУ, обучающимся по специальности «Биология. Химия», преподавателям. Может быть использовано при изучении курса общей химии студентами нехимических специальностей.

УДК 54(075.8)

ББК 24я73

ISBN 978-985-501-617-6

© Мицкевич Е.Н., Окаев Е.Б., 2008

© БГПУ, 2008

Введение

Курс «Общей химия» - первый из всех многочисленных разделов данной науки, которую Вы избрали в качестве своей специальности. Он предусматривает ознакомление с общими и универсальными законами химии, закономерностями протекания химических реакций, а также свойствами основных классов веществ.

Методические указания рассчитаны на помощь в изучении курса общей химии. Все работы, предлагаемые к выполнению, подобраны с учетом того, что данный курс – первый на пути изучения химии как науки. Они достаточно просты, предлагаемые опыты хорошо воспроизводимы, легки в выполнении и отражают наиболее характерные свойства веществ, принадлежащих к различным классам.

Лабораторный практикум, предлагаемый студентам первого курса, позволяет приобрести и закрепить простейшие навыки работы в лаборатории, умение наблюдать и делать выводы, соотносить теоретические выкладки с практикой и использовать количественную информацию, как экспериментальную, так и справочно-расчетную, для предсказания свойств веществ и объяснения результатов.

В каждой работе, перед описанием эксперимента, приведен перечень понятий и теоретических представлений, которые необходимо усвоить перед ее выполнением. Для этого можно использовать конспект лекций и/или рекомендованную литературу, список которой приведен в конце методического пособия. Для закрепления теоретических знаний необходимо также выполнить задания, включенные в описание соответствующей работы.

Общие правила работы в химической лаборатории

Перед началом проведения лабораторных работ по химии студент должен пройти инструктаж по технике безопасности, изучить действующую инструкцию по работе в данной лаборатории и расписаться в специальном журнале.

До начала выполнения работы следует заранее внимательно ознакомиться с теоретическим материалом, соответствующим теме выполняемой работы (рекомендуемая литература указывается в тексте работ); выполнить задания, прилагаемые к описанию работы; прочитать описание самой лабораторной работы. В лаборатории в начале занятия необходимо выяснить все непонятные вопросы, подготовить посуду и оборудование, и только после этого можно приступать к эксперименту. **Выполнение всех лабораторных работ возможно только после согласования с преподавателем.** Учтите, что самостоятельно проводить какие-либо опыты с химическими реактивами, не предусмотренные в описании лабораторной работы, категорически воспрещается!

Для работы в химической лаборатории каждый студент должен иметь халат. Кроме этого, на лабораторных занятиях необходимы калькулятор, письменные принадлежности, линейка и тетрадь для оформления лабораторных работ.

При выполнении лабораторной работы необходимо точно соблюдать порядок и последовательность проведения операций, а также все меры предосторожности. Если возникают какие-либо вопросы, следует обращаться за разъяснениями к преподавателю или к лаборанту, присутствующему в лаборатории.

Рабочее место следует держать в чистоте и порядке, не загромождать его ненужными предметами. На рабочих столах могут находиться только методические указания, книги и конспекты, которые во время выполнения работы надо оберегать от попадания на них воды, химических реактивов, а также держать

их подальше от открытого огня. Категорически запрещается использовать книги в качестве подставок для склянок с реактивами и пр. Сумки и прочие предметы, не имеющие отношения к работе, должны находиться в специально отведенном для этого месте. Перед уходом из лаборатории необходимо привести рабочее место в порядок (вымыть посуду, выключить воду, электронагревательные приборы). Проверка состояния рабочего места проводится дежурным по лаборатории.

Во время лабораторных работ необходимо внимательно следить за ходом опытов и замечать все изменения. Запись наблюдений делается **сразу же после опыта** в лабораторном журнале в соответствии с формой протокола, которая приводится в описании соответствующей лабораторной работы. Уравнения реакций, как правило, записываются при окончательном оформлении работы, по результатам наблюдений. Если по условиям работы нужно провести расчеты, то их следует приводить полностью, не опуская промежуточных вычислений.

При пользовании реактивами рекомендуется придерживаться следующих правил:

- реактивы общего пользования, находящиеся в отдельном шкафу, после взвешивания или отмеривания необходимого количества следует возвращать на место, а склянки с концентрированными растворами кислот и щелочей (которые хранятся в вытяжном шкафу) нельзя уносить на рабочий стол;
- перед использованием реактива следует внимательно изучить этикетку на склянке. На этикетке должно быть указано название и/или формула реактива. Для твердых реактивов, кроме того, должно быть указание о чистоте реактива: технический (т.), чистый (ч.), чистый для анализа (ч. д. а.), химически чистый (х. ч.). Этикетки на склянках с растворами должны содержать указания о концентрации или массовой доле раствора. Если на склянке с реактивом нет этикетки или подписи, пользоваться им **нельзя**;

- если в описании работы отсутствуют указания о дозировке реактивов, концентрации используемых растворов, то надо брать реактивы в возможно меньшем количестве, а растворы – разбавленные (1М);

- излишки реактивов **нельзя** выливать или высыпать обратно в ту посуду, из которой они были взяты. Следует помещать их (по указанию преподавателя) в специальные склянки-сборники или мусорницы. Остатки растворов, содержащие серебро, бром и йод, необходимо выливать в специальные банки, находящиеся в вытяжных шкафах;

- все склянки с растворами следует держать закрытыми и открывать их только на время употребления; закрывая склянку, не путать пробки во избежание загрязнения реактивов;

- сухие реактивы необходимо брать чистым и сухим шпателем или специальной ложечкой; **нельзя** использовать металлический шпатель для отбора веществ, взаимодействующих с материалом шпателя;

- если реактив отбирают пипеткой, то **нельзя** той же пипеткой, не вымыв ее, брать реактив из другой склячки.

Правила техники безопасности

Во избежание несчастных случаев необходимо обязательно соблюдать **правила техники безопасности:**

1. Все работы с ядовитыми, сильно и неприятно пахнущими веществами (аммиак, сероводородная вода, бром и т. д.), с концентрированными растворами кислот и щелочей следует проводить только в вытяжном шкафу.
2. Опыты с легковоспламеняющимися веществами проводить вдали от огня.
3. Нюхать вещества, не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью, а направляя к себе пары или газы легким движением руки. **Сильные яды нюхать нельзя!**

4. Со всеми веществами в лаборатории, независимо от того, насколько они кажутся «безопасными», следует обращаться как с более или менее ядовитыми; необходимо знать меры оказания первой помощи при отравлениях хлором, бромом, сероводородом и др.; не следует принимать пищу в лаборатории.
5. При наливании реактивов не наклоняться над сосудом, чтобы брызги не попадали на лицо или одежду.
6. При работе с твердыми щелочами (дробление крупных кусков, приготовление смесей для сплавления и т. д.) обязательно надевать защитные очки. Брать щелочь только щипцами, пинцетом или шпателем. Растворять щелочи следует путем постепенного прибавления их к заранее рассчитанному объему воды.
7. При растворении концентрированных кислот, особенно серной, осторожно вливать небольшими порциями кислоту в воду, а не наоборот; в этом случае желательно работать в резиновых перчатках. Помните, что концентрированная азотная кислота способна вызывать воспламенение некоторых органических веществ (ветоши, промасленной бумаги, древесной стружки и т. д.).

Основные приемы работы в лаборатории

Работа с посудой и ее очистка

Для работы в химической лаборатории используют посуду, изготовленную из специальных сортов стекла, а также, в некоторых случаях, фарфоровую или металлическую посуду. Стеклянная химическая посуда, используемая для нагревания, обычно тонкостенная и выдерживает лишь незначительные механические нагрузки. Поэтому при работе следует соблюдать осторожность, не

использовать посуду с трещинами, а осколки разбившейся посуды убирать с помощью щетки и совка, а не руками. На тонкостенной посуде, изготовленной из термостойкого стекла, имеется соответствующее клеймо: участок матового стекла (прямоугольный или круглый), или аббревиатуры ТУ, ТС, ТХС.

На открытом пламени (спиртовка, горелка) допустимо нагревать **только круглодонную** посуду из тонкого термостойкого стекла или фарфора, например, пробирки, круглодонные колбы, чашки для выпаривания.

Толстостенную стеклянную и фарфоровую посуду (эксикаторы, кристаллизаторы, колбы Бунзена, ступки и др.), напротив, следует оберегать от неравномерного нагревания. Такие предметы **нельзя** помещать в нагретый сушильный шкаф, нагревать на водяной бане, электроплитке, спиртовке; нельзя наливать в них горячие жидкости, например, мыть их очень горячей водой.

В химических лабораториях категорически запрещается использовать грязную посуду и оборудование. Даже незначительные загрязнения могут резко и непредсказуемо повлиять на ход эксперимента, а иногда даже привести к несчастным случаям. Мыть посуду должен непосредственно работавший с ней студент, причем сразу же после ее использования.

Стеклянная посуда, используемая в лаборатории, считается чистой, если после ополаскивания вода стекает со стенок, не образуя отдельных капель.

Самый простой и общедоступный способ – мытье горячей водой. От механических загрязнений посуду очищают с помощью ерша и небольшого количества воды. При этом надо следить за тем, чтобы ерш не оцарапал стенки и не пробил дно у пробирок, для чего на конец ерша надевают кусочек резиновой трубки или поролона. Затем посуду промывают водой и обрабатывают раствором мыла или соды, после чего промывают несколько раз водопроводной, а в последний раз - дистиллированной водой.

Если при этом способе на стенках посуды остались загрязнения, можно использовать более эффективные средства, например, хромовую смесь: 10 %-ный раствор хромата калия или натрия в концентрированной серной кислоте, особенно в нагретом виде. Хромовая смесь имеет оранжево-коричневый цвет и сиропообразную консистенцию, ее можно применять неоднократно. После длительного использования она приобретает зеленый цвет и становится непригодной для очистки посуды. Хромовую смесь наливают на 1/3-1/4 объема в промываемый сосуд, который предварительно ополаскивают водой, и осторожно смачивают ею внутренние стенки сосуда. Затем хромовую смесь сливают в тот сосуд, в котором она хранится, смачивая при этом путем поворачивания всю внутреннюю поверхность посуды. Мелкую посуду (например, микропробирки) целиком окунают в хромовую смесь, из которой вынимают пинцетом или щипцами. Затем посуду промывают водопроводной и дистиллированной водой. Хромовая смесь разъедает кожу и глаза, поэтому при ее использовании необходимо строго соблюдать требования техники безопасности, обязательно работать в защитных очках или в маске. Если смесь попала на руки или одежду, то пораженное место необходимо немедленно промыть большим количеством воды, затем разбавленным раствором аммиака или соды, а затем снова водой. Хромовую смесь, потерявшую со временем окислительные свойства, **нельзя** выливать в мусорку (!), а необходимо утилизировать согласно инструкции по технике безопасности. С этой целью в лаборатории существуют специальные емкости для кислых сливов.

Посуду обычно сушат на воздухе или в сушильных шкафах при 100-120°C.

Очистка полимерной (например, полипропиленовой) посуды имеет свои особенности. Ее моют, не допуская длительного замачивания, нагретым до 50°C раствором моющих средств без парфюмерных отдушек. Затем ополаскивают дистиллированной водой и сушат при температуре 40°C не более 3 ч.

Мерная посуда используется в основном в аналитических работах. Работа с мерной посудой описана ниже, в описании соответствующих лабораторных работ. Следует помнить, что при всех измерениях объемов жидкостей пипетку, бюретку, цилиндр, колбу нужно держать вертикально, а отсчеты вести по нижнему краю вогнутой поверхности мениска. Исключение составляют непрозрачные или сильно окрашенные жидкости: в этом случае отсчет объема ведут по верхнему краю мениска. **Нагревать мерную посуду на открытом пламени или электроплитке ни в коем случае нельзя**, так как при этом она часто деформируется и нарушается ее калибровка.

Правила взвешивания

Перед взвешиванием необходимо убедиться, что весы исправны. Взвешиваемое вещество нельзя насыпать прямо на чашку весов, необходимо помещать его на предварительно взвешенное сухое стекло, в бюкс, стаканчик, фольгу, кальку. При взвешивании жидкости надо следить, чтобы капли ее не попадали на чашку весов. Взвешиваемое тело должно иметь температуру, одинаковую с температурой весов. Ни в коем случае нельзя взвешивать на весах груз больший, чем указан в паспорте.

Измерение температуры

При измерении температуры термометр держат вертикально. Термометр нельзя брать руками за нижнюю часть, где находится резервуар с термометрической жидкостью (ртуть, спирт) во избежание искажения показаний. При измерении температуры жидкости нельзя прикасаться носиком термометра ко дну или к стенкам сосуда. При длительных измерениях температуры в ходе какого-либо эксперимента термометр следует закреплять в штативе. Не следует использовать термометр для перемешивания жидкости – для этого существуют стеклянные палочки и другие приспособления.

Если разбился ртутный термометр, то ртуть необходимо засыпать порошком серы или обработать концентрированным раствором хлорида железа (III).

РЕПОЗИТОРИЙ БГПУ

Работа 1. Основные классы неорганических соединений

Вопросы и задачи для подготовки к занятию

Простые и сложные вещества.

Степень окисления. Определение возможных степеней окисления элементов в зависимости от их положения в периодической системе. Составление формул соединений, исходя из степени окисления элемента.

Оксиды. Номенклатура и классификация оксидов. Структурные формулы оксидов, имеющих молекулярное строение. Получение и химические свойства. Зависимость кислотно-основных свойств оксидов от положения элемента в периодической системе и его степени окисления.

Гидроксиды как гидраты оксидов, их классификация.

Основания. Номенклатура и классификация оснований. Свойства нерастворимых в воде оснований. Свойства щелочей. Основные свойства аммиака в водном растворе. Амфотерные гидроксиды и их свойства. Получение оснований и амфотерных гидроксидов. Характер изменения свойств гидроксидов металлов в зависимости от положения металла в периодической системе и степени окисления металла.

Кислоты. Номенклатура и классификация кислот. Химические свойства кислот. Способы получения кислот. Зависимость силы кислоты от положения элемента в периодической системе и его степени окисления. Структурные формулы кислот и кислотных остатков.

Соли. Номенклатура и классификация солей. Способы получения и свойства средних солей. Способы получения и свойства кислых солей. Способы получения и свойства основных солей.

1. Вычислите степени окисления элементов в соединениях: $K_2Cr_2O_7$; NH_4NO_3 ; $MgOHCl$; NH_2OH ; SO_2Cl_2 ; $Mn(OH)_2$; $Ba_2P_2O_7$.

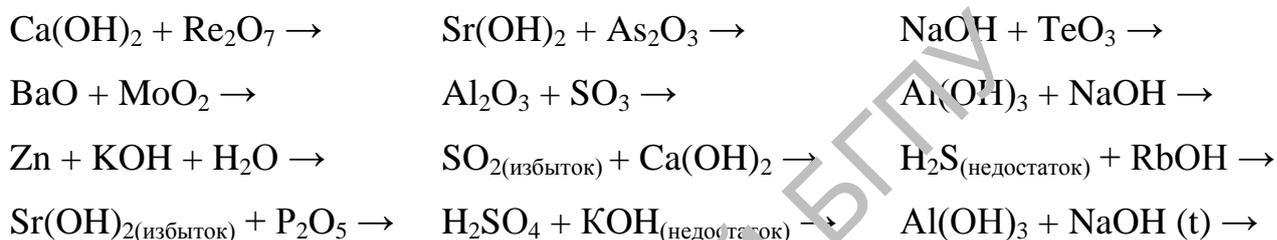
2. Напишите формулы оксидов, соответствующих гидроксидам и назовите их: H_2SeO_3 ; H_5IO_6 ; H_4MnO_4 ; H_3BO_3 ; CuOH ; $\text{Fe}(\text{OH})_3$; $\text{Sn}(\text{OH})_2$; H_2GeO_3 .

3. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам, назовите гидроксиды: Br_2O ; Rb_2O ; SnO_2 ; BeO ; CrO_3 ; N_2O_5 ; As_2O_3 ; I_2O_5 .

4. Напишите реакции, доказывающие амфотерность:

а) оксида бериллия; б) гидроксида хрома (III); в) металлического цинка.

5. Исходя из свойств, присущих оксидам и их гидратам, закончите уравнения реакций:



6. Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства щелочей, на примере гидроксида калия.

7. Составьте молекулярные и структурные формулы кислот, укажите их основность: бромноватая, марганцевая, хлорная, метафосфорная, сернистая, селеновая.

8. Составьте формулы солей, укажите заряды ионов, классифицируйте соли (кислые, средние, основные): дигидрофосфат бария, сульфит гидроксиалюминия, гидроселенат стронция, манганат гидроксихрома (III), гипохлорит бария, перхлорат кальция, метаборат никеля (II), сульфид магния, ортоарсенат калия.

9. Запишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

а) нитрат гидроксихрома(III) \rightarrow нитрат хрома(III) \rightarrow гидроксид хрома (III) \rightarrow метакромит калия \rightarrow хлорид хрома (III);

б) магний \rightarrow хлорид магния \rightarrow гидроксид магния \rightarrow дигидрофосфат магния \rightarrow ортофосфат магния

в) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaCl}_2$

10. Предложите 5 способов получения сульфата железа (II). Запишите уравнения соответствующих реакций.

Литература: 8, с. 53-76, 144-149, 150-192; 9, с. 142-157.

Цель работы – усвоение классификации неорганических веществ, их свойств и генетических связей между соединениями, относящимися к различным классам.

Приборы и реактивы: штативы с пробирками, спиртовки, шпатели, держатели, металлическая ложечка, коническая или плоскодонная колба на 100 мл, три химических стакана, реактивы, перечисленные при описании опытов.

Оформление работы проводится согласно протоколу, форма которого представлена в таблице.

Таблица

Форма протокола:

№ опыта	Уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме	Наблюдаемый эффект	Вывод

Описание работы

1. Оксиды, их получение и свойства

1.1. Получение оксидов взаимодействием простых веществ. Коническую или плоскодонную колбу заполните дистиллированной водой примерно на треть. В металлическую ложечку поместите небольшое количество фосфора и нагрейте в пламени спиртовки до воспламенения. Ложечку с горящим фосфором (выделяется белый дым) внесите в колбу, держите над водой (*не погружая в воду!*). После того, как горение закончится, определите реакцию среды раствора

при помощи индикаторной бумаги. Для этого обмакните в полученный раствор стеклянную палочку, а затем дотроньтесь ею до индикаторной бумаги. Сравните цвет индикаторной бумаги со шкалой, определите pH. Запишите уравнения реакций и объясните изменение цвета индикаторной бумаги.

Точно таким же образом сделайте опыт с серой. Насколько отличается pH раствора, полученного в опыте с горением фосфора, от pH раствора, полученного в ходе сжигания серы? Какой вывод можно сделать о силе кислот, образующихся в данном опыте?

1.2. Получение оксидов разложением солей. В сухую пробирку поместите небольшое количество (на кончике шпателя) карбоната гидроксомеди (малахита). Отметьте цвет соли. Нагрейте соль в пробирке (*не прогревая пробирку!*) до полного ее разложения. Напишите реакцию разложения соли, отметьте агрегатное состояние продуктов реакции, цвет твердого остатка. Обратите внимание, появился ли конденсат на стенках пробирки? Будет ли в ходе термического разложения малахита выделяться газ? Каким образом можно обнаружить образование газа?

1.3. Получение оксидов разложением гидроксидов. В пробирку налейте немного раствора сульфата меди, добавьте несколько капель 2М раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Напишите уравнения реакций и объясните образование осадка. Пробирку нагрейте до изменения цвета осадка. Напишите уравнение реакции. Объясните причину изменения цвета осадка в результате нагревания.

1.4. Отношение оксидов к воде. В две пробирки поместите небольшое количество оксида кальция и оксида меди, добавьте немного дистиллированной воды и 1-2 капли фенолфталеина. Объясните изменение окраски индикатора и различное отношение основных оксидов к воде.

1.5. Взаимодействие оксидов с гидроксидами. а) В пробирку с 2-3 мл известковой воды (раствора гидроксида кальция) опустите газоотводную трубку

аппарата Киппа. Откройте кран аппарата и пропускайте диоксид углерода через раствор известковую воду до образования осадка. Запишите уравнение реакции и объясните образование осадка. Содержимое пробирки не выливайте, оставив его для *опыта 3.б.*

б) В две пробирки внесите несколько крупинок оксида цинка и оксида меди, добавьте 1-2 см³ 2М раствора серной кислоты, при необходимости нагрейте содержимое пробирок. Что наблюдается в каждом случае? Как объяснить наблюдаемые явления?

в) Приготовьте еще две пробирки с оксидами меди (II) и цинка, прилейте к ним по 2-3 см³ 30 %-ного раствора гидроксида натрия, нагрейте содержимое пробирок. Произошло ли растворение оксидов? Изменился ли цвет растворов после нагревания?

2. Гидроксиды, их получение и свойства

2.1. Получение растворимых оснований. В стаканчик с водой налейте до половины объема дистиллированной воды. Из банки извлеките пинцетом кусочек щелочного или щелочноземельного металла, размером меньше горошины (при необходимости отрежьте нужное количество металла от большого куска), очистите его фильтровальной бумагой от масла и опустите в воду. Опишите наблюдаемые явления. После окончания взаимодействия в полученный раствор добавьте несколько капель фенолфталеина или другого индикатора. Напишите уравнение реакции, объясните изменение окраски раствора и его разогревание.

2.2. Получение нерастворимых оснований взаимодействием соли со щелочью. В пробирки поместите по несколько капель растворов сульфата меди (II), хлорида железа (III), сульфата магния. К каждому раствору прилейте несколько капель 2М раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет образовавшихся осадков, напишите уравнения соответствующих реакций. Содержимое пробирок используйте в следующем опыте

2.3. Отношение нерастворимых оснований к кислотам. К полученным в предыдущем опыте осадкам прилейте по несколько капель соляной или серной кислоты концентрацией 2 моль/дм³. Растворились ли осадки? Появилась ли окраска у растворов?

2.4. Получение амфотерных гидроксидов взаимодействием соли со щелочью. В пробирку с раствором сульфата алюминия (2/3 пробирки) добавьте несколько капель щелочи. Напишите уравнение реакции и объясните образование осадка. Содержимое пробирки не выливайте, оставив его для *опыта 2.5*.

2.5. Взаимодействие амфотерных гидроксидов с кислотами и щелочами. Используйте осадок, полученный в *опыте 2.4*. Содержимое пробирки взболтайте и вместе с осадком разлейте в две пробирки. В первую налейте на треть объема соляной кислоты, во вторую – концентрированной щелочи ($\omega = 30\%$). Запишите уравнения реакций и объясните растворение осадков в обеих пробирках. Процесс взаимодействия гидроксида алюминия со щелочью запишите, используя две модели а) образование метаалюмината; б) образование гидроксиалюмината.

3. Соли, их получение и свойства

3.1. Получение солей взаимодействием основания с кислотой. Сначала получите гидроксид железа (III), прибавляя раствор щелочи к раствору хлорида железа (III) (1-2 см³) до образования осадка. Отметьте цвет осадка. К полученному осадку добавьте по каплям раствор соляной кислоты. Напишите уравнения реакций и объясните растворение осадка.

3.2. Получение солей взаимодействием двух солей. В две пробирки налейте по 1-2 см³ раствора нитрата свинца, добавьте по каплям раствор хлорида натрия (в первую) и раствора сульфата магния (во вторую). Напишите уравнения реакций и объясните образование осадка.

3.3. Получение солей взаимодействием солей с металлами. В пробирки с растворами сульфата меди и сульфата натрия (1 см³) поместите по небольшому

кусочку цинка. Через некоторое время внимательно рассмотрите, произошли ли какие-либо изменения в окраске растворов, на поверхности металлов. Напишите уравнения реакций и объясните различное отношение растворов взятых солей к цинку.

3.4. Получение основных солей взаимодействием соли со щелочью. Налейте в пробирку на 1/3 объема раствор хлорида кобальта (II), осторожно прибавьте к раствору несколько капель 1 М раствора щелочи. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Какое вещество образуется при недостатке щелочи?

3.5. Превращение основной соли в гидроксид, в среднюю соль. Осадок, полученный в предыдущем опыте, разделите на две части. К одной части прибавьте избыток 1 М раствора щелочи до изменения окраски. Отметьте изменение цвета, и напишите уравнение реакции. К другой части осадка добавьте 1 М раствор соляной кислоты до растворения осадка. Напишите уравнение реакции.

3.6. Получение кислых солей. В пробирку с осадком, полученным в опыте 1.5а, пропускайте углекислый газ из аппарата Киппа до растворения первоначально образовавшегося осадка. Напишите уравнение реакции растворения осадка. Содержимое пробирки не выливайте.

3.7. Превращение кислой соли в среднюю. К полученному в предыдущем опыте прозрачному раствору добавьте 3-4 см³ раствора гидроксида кальция. Напишите уравнение реакции и объясните образование осадка.

Работа 2. Приготовление растворов заданного состава

Вопросы и задачи для подготовки к занятию

Общие свойства растворов. Раствор как многокомпонентная система. Процессы, сопровождающие образование растворов, и их энергетические эффекты. Сольватация. Гидратация. Гидраты и кристаллогидраты.

Растворимость. Влияние на растворимость природы растворенных веществ и растворителя, температуры и давления. Насыщенные, ненасыщенные и пересыщенные растворы.

Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе: а) массовая доля и расчеты, связанные с использованием плотности растворов; б) молярная концентрация; в) моляльность; г) молярная доля; д) массовая концентрация.

Взаимные пересчеты способов выражения состава растворов.

Расчеты, связанные с приготовлением растворов различными способами (растворение в воде кристаллического вещества, разбавление раствора, смешивание растворов).

1. В воде объемом 360 см^3 растворили 40 г хлорида бария. Плотность полученного раствора равна $1,092 \text{ г/см}^3$. Рассчитайте: а) массовую долю соли в растворе; б) молярную концентрацию; в) моляльность; г) молярную долю соли в растворе; д) массовую концентрацию. (а) 10 %, б) 0,52 моль/л, в) 0,53 моль/кг, г) 0,0095, д) 109,2 г/дм³).
2. Вычислите массу сульфата калия, содержащегося в насыщенном при 15°C растворе массой 250 г, если растворимость соли при этой температуре составляет 10,1 г на 100 г воды. (22,93 г)

3. Какая масса глауберовой соли $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и какой объем воды (см^3) потребуются для приготовления раствора массой 200 г с массовой долей Na_2SO_4 , равной 12 %? (54,4 г Na_2SO_4 , 145,6 см^3 воды)
4. Сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ следует растворить в 300 см^3 воды для получения 5 %-ного раствора CuSO_4 ? (25,4 г)
5. В 100 см^3 воды при температуре 25°C и давлении 1 атм растворили 24 дм^3 хлороводорода. Получили раствор объемом 105 см^3 . Какова молярная концентрация полученного раствора соляной кислоты? (9,3 моль/ дм^3)
6. В каком объеме воды надо растворить 11,2 дм^3 хлороводорода (н. у.), чтобы получить раствор с массовой долей HCl , равной 10 %? (154,3 см^3)
7. К 12 %-ному раствору гидроксида калия объемом 100 см^3 ($\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$) добавили 11,2 г кристаллического гидроксида калия. Вычислите массовую долю KOH в полученном растворе. (11,7 %)
8. Какую массу NaOH необходимо добавить к 8 %-ному его раствору объемом 60 см^3 ($\rho = 1,200 \text{ г/см}^3$), чтобы приготовить 20 %-ный раствор? (10,8 г)
9. Какие объемы 80 %-го раствора серной кислоты ($\rho = 1,727 \text{ г/см}^3$) и воды потребуются, чтобы приготовить 500 г 25 %-ного раствора H_2SO_4 ? (90,5 см^3 80 %-го раствора, 343,8 см^3 воды)
10. Вычислите молярную концентрацию Na_2SO_3 в его 8 %-ном растворе ($\rho = 1,07 \text{ г/см}^3$). (0,67 моль/ дм^3)

Литература: 3, с. 205-215; 9, с. 122-134

Цель работы: приобретение навыков работы с мерной посудой, ареометрами, усвоение методики приготовления растворов заданного состава, выраженного разными способами.

Посуда, приборы и реактивы: набор ареометров, мерные колбы, мерные цилиндры, весы, концентрированные растворы соляной, серной, азотной кислот, различные соли.

I. Разбавление раствора

Форма протокола

1. Плотность исходного раствора $\rho_{\text{исх}} = \underline{\hspace{2cm}}$ г/см³.
2. Массовая доля растворенного вещества $\omega_{\text{исх}} = \underline{\hspace{2cm}}$ %.
3. Формулировка задания по приготовлению раствора, заданная преподавателем:
4. Расчеты, необходимые для приготовления раствора:
5. Описание процедуры приготовления раствора: *(перечисляются все операции по приготовлению раствора с указанием конкретных объемов, емкости и названия используемой посуды)*.
6. Плотность приготовленного раствора $\rho_{\text{эксп}} = \underline{\hspace{1cm}}$ г/см³ (измерена ареометром).
7. Плотность приготовленного раствора $\rho_{\text{табл}} = \underline{\hspace{1cm}}$ г/см³ (согласно справочнику).
8. Вывод: насколько совпадают результаты измерения плотности приготовленного раствора с заданными значениями.
9. Расчеты, связанные с переводом мольной концентрации приготовленного раствора в массовую долю растворенного вещества (или наоборот).

Описание работы

- 1. Измерьте ареометром плотность ρ_1 исходного раствора и по справочнику определите содержание растворенного вещества.**

Ареометр представляет собой запаянную стеклянную ампулу, на дне которой находится дробь, залитая сургучом. На верхней части ареометра (узкая стеклянная трубка) нанесена шкала, градуированная в единицах измерения плотности (г/см³). Для измерения плотности раствор наливают в узкий высокий сосуд (лучше всего использовать для этой цели мерный цилиндр), и погружают в него ареометр, как показано на рис. 1. Ареометр должен быть погружен в раствор таким образом, чтобы шкала пересекала поверхность раствора. Поскольку плотность растворов сильно зависит от содержания растворенного вещества, ареометр для первого измерения выбирают, ориентируясь на справочные данные.

Если измеренная ареометром плотность раствора не соответствует данным справочника, содержание растворенного вещества в растворе вычисляют методом **интерполяции**, как показано ниже.

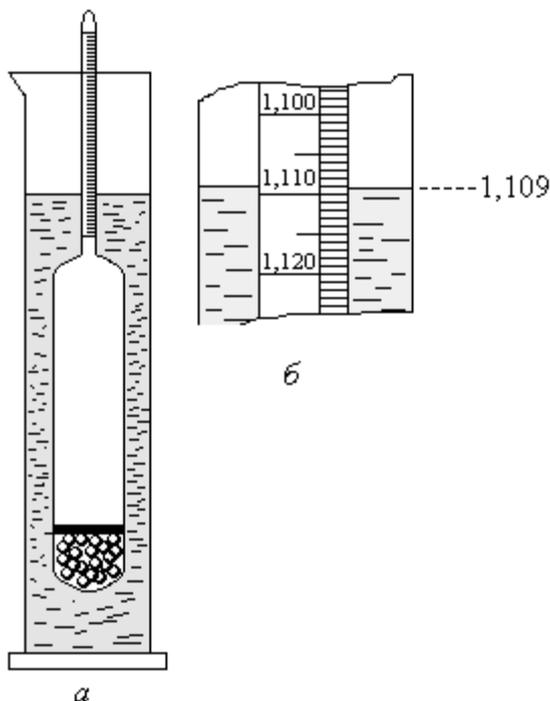


Рис. 1. Измерение плотности раствора ареометром: а - общий вид; б - отчет

Пример. Измеренная ареометром плотность раствора соляной кислоты $\rho_{\text{эксп}}$ равна $1,163 \text{ г/см}^3$. Согласно справочнику, при плотности $1,165 \text{ г/см}^3$ массовая доля соляной кислоты в растворе составляет $33,16 \%$, а при плотности $1,160 \text{ г/см}^3$ – $32,14 \%$.

Пусть $\rho_1 = 1,165 \text{ г/см}^3$, а $\omega_1 = 33,16 \%$

$$\rho_{\text{эксп}} = 1,163 \text{ г/см}^3, \text{ а } \omega_{\text{эксп}} = x \%$$

$$\rho_2 = 1,160 \text{ г/см}^3, \text{ а } \omega_2 = 32,14 \%$$

Составляем пропорцию:

Изменение плотности ($\rho_1 - \rho_2$) раствора соответствует изменению массовой доли HCl ($\omega_1 - \omega_2$):

$$- // - // - (\rho_1 - \rho_{\text{эксп}}) \text{ ----- } (\omega_1 - \omega_{\text{эксп}})$$

$$\text{Вычисляем: } 0,005 \text{ г/см}^3 - 1,02 \%$$

$$0,003 \text{ г/см}^3 - (33,16 - x) \%$$

Следовательно, в растворе $\omega_{\text{эксп}}(\text{HCl}) = x = 33,16 - 0,003 \cdot 1,02 / 0,005 = 32,96 \%$.

2. Получите у преподавателя задание по приготовлению раствора,
3. Проведите необходимые расчеты: необходимо вычислить, какой объем (см^3) исходного раствора с известной плотностью (измеренной ареометром), необходим для приготовления заданного раствора.
4. Приготовьте раствор разбавлением в мерной колбе. Для этого требуется выполнить следующие действия:
 - 1) в мерную колбу налейте немного (не более $1/3$ колбы) дистиллированной воды;

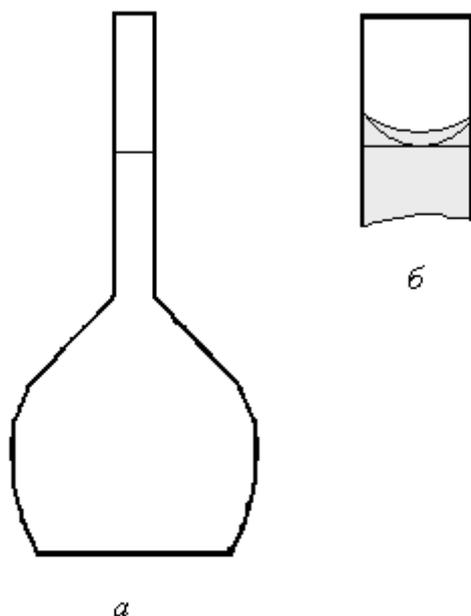


Рис. 2 Приготовление раствора в мерной колбе.
 а - мерная колба, б - уровень заполнения
 мерной колбы

- 2) отмерьте мерным цилиндром вычисленный объем исходного раствора, через воронку аккуратно перелейте его в мерную колбу (см. рис. 2а);
 - 3) цилиндр ополосните небольшим количеством дистиллированной воды ($3 \div 5 \text{ см}^3$), воду через воронку также перелейте в мерную колбу;
 - 4) долейте в мерную колбу дистиллированную воду, так, чтобы уровень жидкости был на 0,5-1 см ниже уровня метки, затем добавляйте воду по каплям (с помощью капельниц из стаканчика), доводя уровень жидкости до метки (нижний край мениска, то есть поверхности жидкости, должен касаться метки при помещении ее на уровень глаз (рис. 2б). Затем, закрыв колбу пробкой, тщательно перемешайте раствор, переворачивая колбу вверх дном так, чтобы пузырь воздуха проходил через весь раствор, а при возвращении колбы в исходное положение касался пробки. Пробку при этом следует придерживать.
- 5) Проверьте точность приготовления раствора измерением его плотности.** Измерьте плотность приготовленного вами раствора ареометром, сравните со справочными данными для раствора соответствующей концентрации. Сделайте вывод о том, насколько действительное содержание растворенного вещества в приготовленном вами растворе соответствует заданному.
- 6) Пересчитайте массовую долю растворенного вещества в приготовленном растворе в молярную концентрацию (или наоборот, в зависимости от формулировки задания).**

II. Приготовление раствора растворением кристаллогидрата в воде

Форма протокола

1. Формула кристаллогидрата:
2. Молярная масса кристаллогидрата _____ г/моль.
3. Формулировка задания по приготовлению раствора.
4. Расчеты, необходимые для приготовления раствора:
5. Описание процедуры приготовления раствора: (с указанием используемой посуды, массы навески растворяемого вещества, объема воды).
6. Плотность приготовленного раствора $\rho_{\text{эксп}} = \text{_____ г/см}^3$ (измерена ареометром).
7. Плотность приготовленного раствора $\rho_{\text{табл}} = \text{_____ г/см}^3$ (справочные данные).
8. Вывод: насколько совпадают результаты измерения плотности приготовленного раствора с заданными значениями.
9. Расчеты, связанные с переводом молярной концентрации приготовленного раствора в массовую долю растворенного вещества (или наоборот).

Описание работы

1. Получите данные, необходимые для приготовления раствора, у преподавателя.
2. Проведите необходимые расчеты: вычислить массу вещества и, если это необходимо, объем воды, необходимый для приготовления заданного раствора. Дальнейшие действия зависят от формулировки задания.
3. Взвесьте рассчитанную массу кристаллов.
4. Если необходимо приготовить раствор определенного объема известной молярной концентрации, то навеску через воронку аккуратно (не рассыпать!) перенесите его в мерную колбу. Небольшим количеством дистиллированной воды смойте кристаллы, оставшиеся на воронке и горлышке колбы, долейте в колбу воды примерно на $1/3 \div 1/2$, аккуратно размешайте содержимое

круговыми движениями, держа колбу за горлышко, до растворения кристаллов, после чего долейте в колбу воды до метки (уже без использования воронки). Закройте колбу пробкой и перемешайте содержимое, несколько раз перевернув колбу.

Если необходимо приготовить раствор определенного объема с известной массовой долей растворенного вещества ω , то навеску перенесите в стакан, мерным цилиндром отмерьте рассчитанный объем воды. Прилейте воду к соли, размешайте стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов.

5. Проверьте плотность приготовленного раствора, сравните со справочными данными для раствора соответствующего состава.
6. Пересчитайте массовую долю растворенного вещества в приготовленном растворе в молярную концентрацию (или наоборот, в зависимости от формулировки задания).

Работа 3. Определение молярной концентрации раствора щелочи титрованием

Вопросы и задачи для подготовки к занятию

Титрование как метод количественного анализа. Типы реакций, используемых при титровании. Стандартный (титрованный) раствор. Анализируемый (титруемый) раствор.

Посуда, используемая при титровании, и ее назначение. Отсчет показаний по бюретке, пипетке. Подготовка к титрованию и проведение процесса титрования. Точка стехиометричности и способы ее определения в процессе титрования.

Индикаторы, используемые в кислотно-основном титровании (лакмус, метилоранж, фенолфталеин) и изменение их окраски в зависимости от среды раствора.

1. 300 см^3 $0,06 \text{ М}$ раствора сульфата натрия разбавили водой до объема 3 дм^3 . Определите молярную концентрацию соли в полученном растворе. (*$0,06 \text{ моль/дм}^3$*)
2. Какой объем $0,1 \text{ М}$ H_3PO_4 можно приготовить из: а) 200 см^3 $0,3 \text{ М}$ раствора; б) из 50 см^3 $0,6 \text{ М}$ раствора этой кислоты? (*а) 600 см^3 , б) 300 см^3*)
3. Какие объемы 98 %-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1,84 \text{ г/см}^3$) и воды надо смешать для приготовления 2 дм^3 40 %-ного раствора ($\rho = 1,31 \text{ г/см}^3$)? (*$581,2 \text{ см}^3$ кислоты и $1550,6 \text{ см}^3$ воды*)
4. Рассчитайте молярную концентрацию раствора, полученного при смешивании 100 см^3 $1,1 \text{ М}$ H_2SO_4 и 200 см^3 $0,4 \text{ М}$ H_2SO_4 . Изменением объемов растворов при смешивании можно пренебречь. (*$0,63 \text{ моль/дм}^3$*)

5. Смешаны 100 см³ 20 %-ного раствора HCl ($\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$) и 20 см³ 10 %-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1,105 \text{ г/см}^3$). Какова массовая доля HCl в полученном растворе? (18,3 %)
6. К 200 см³ 10 %-ного раствора CuSO₄ ($\rho = 1,085 \text{ г/см}^3$) добавили 12,5 г медного купороса CuSO₄·5H₂O. Какова массовая доля CuSO₄ в полученном растворе? (12,94 %)
7. Какой объем 0,3М H₂SO₄ потребуется для нейтрализации а) 20 см³ 0,1 М NaOH; б) 70 см³ 4 %-го раствора KOH ($\rho = 1,033 \text{ г/см}^3$); в) 2 г кристаллического гидроксида натрия? (а) 3,3 см³, б) 8,6 см³, в) 83,3 см³)
8. Какой объем 0,25 М KCl необходимо взять, чтобы осадить в виде PbCl₂ весь свинец, содержащийся в 50 см³ 0,8 М раствора нитрата свинца? (320 см³)
9. Через раствор гидроксида калия объемом 200 см³ с массовой долей щелочи 8 % ($\rho = 1,065 \text{ г/см}^3$) пропустили 9 дм³ (н.у.) углекислого газа. Какая соль при этом образовалась? Вычислите массовую долю этой соли в растворе. (кислая соль, 18,5 %)
10. Цинк массой 450 г растворили в соляной кислоте объемом 2 дм³ с массовой долей HCl 20 % ($\rho = 1,100 \text{ г/см}^3$). Вычислите объем выделившегося газа (н. у.). (134,96 дм³)

Литература: 3, с. 205-215; 9, с. 122-134

Цель работы: освоение методики титрования.

Приборы и реактивы: штатив, бюретка, пипетка Мора, конические колбы для титрования, стаканчики для кислоты и щелочи, воронка, груша, индикаторы.

Титрование – совокупность методов объемного химического анализа, основанных на точном измерении объемов растворов реагирующих веществ. Для титрования можно использовать реакции нейтрализации, осаждения, комплексообразования, окислительно-восстановительные. Основные требования к реакциям, используемым в титровании: должны протекать в условиях

титрования необратимо; однозначно – иными словами, без параллельных (побочных) процессов; с достаточной скоростью.

В данном методе, как уже упоминалось, проводят реакцию между двумя растворами. Для одного из растворов известна точная концентрация растворенного вещества, этот раствор называют **стандартным** или **титрованным**. Второй раствор, концентрацию которого требуется установить, называется **анализируемым** или **титруемым**. **Процесс титрования** заключается в том, что к известному объему анализируемого раствора, который отмеряют пипеткой в коническую колбу, медленно, по каплям, добавляют из бюретки стандартный раствор до завершения реакции, который объективно определяют по изменению окраски индикатора. **Индикатор** – вещество, которое в основной реакции не участвует, но меняет окраску при изменении физико-химических характеристик раствора (например, pH). Его добавляют в небольшом количестве к анализируемому раствору. Очень важно при титровании не пропустить момент окончания реакции, называемый **точкой стехиометричности**. Если изобразить уравнение реакции, используемой в титровании, в общем виде, как



то в точке стехиометричности химические количества реагирующих веществ относятся друг к другу, как их стехиометрические коэффициенты:

$$n(A)/n(B) = a/b,$$

где A, B, C, D – формулы реагентов и продуктов реакции;

a, b, c, d – стехиометрические коэффициенты.

Рассмотрим пример. В данной работе требуется установить точную молярную концентрацию раствора гидроксида натрия. С этой целью проводят реакцию нейтрализации щелочи раствором кислоты известной концентрации в соответствии с уравнением



В ходе титрования, с добавлением кислоты, будет изменяться рН раствора щелочи. Момент окончания реакции (точка стехиометричности) наступит, когда количество вещества кислоты, прибавленной к анализируемому раствору, будет равно количеству вещества щелочи, содержащемуся в пробе титруемого раствора, т. е. при $pH = 7$. Зафиксировать этот момент можно при помощи любого из наиболее распространенных кислотно-основных индикаторов – лакмуса, метилоранжа или фенолфталеина.

Форма протокола

1. Стандартный раствор и его концентрация: 0,1М HCl
2. Анализируемый раствор: NaOH № _____
3. Индикатор и переход окраски индикатора в точке стехиометричности:
4. Уравнение реакции, лежащей в основе титрования и расчет молярной концентрации щелочи в анализируемом растворе:
5. Объем анализируемого раствора $V(\text{NaOH})$: _____ см³:
6. Результаты титрования:

№ п/п	Объем стандартного раствора, использованного для титрования $V_{\text{ст}}, \text{см}^3$
1	
2	
3	

7. Средний объем стандартного раствора $V_{\text{ср}}(\text{HCl}), \text{см}^3$:
8. Истинное значение молярной концентрации вещества анализируемого раствора $C_{\text{ист}}(\text{NaOH}), \text{моль/дм}^3$:
9. Абсолютная погрешность, см³:
10. Относительная погрешность $\delta, \%$:

Описание работы

1. **Закрепите бюретку в штативе.** Бюретка (рис. 3а) должна быть закреплена лапкой в вертикальном положении. Чтобы она при закреплении в штативе не раскололась, предварительно на среднюю часть бюретки наденьте резиновую трубку.
2. **Промойте бюретку 2-3 раза дистиллированной водой.** Для этого через воронку наполните бюретку водой и, нажимая на шарик в резиновой трубке (или поворачивая кран) в нижней части бюретки, выпускайте воду в предназначенную для этого колбу с такой скоростью, чтобы на стенках бюретки не оставались капли.
3. **Промойте бюретку стандартным раствором.** В чистый сухой стаканчик налейте стандартный раствор и, используя воронку, промойте бюретку 2-3 раза стандартным раствором порциями по 2-3 см³ (чтобы удалить остатки воды из нижней части бюретки). Если стаканчик влажный, предварительно ополосните его небольшим количеством стандартного раствора. Стандартный раствор, использованный для промывания бюретки, необходимо вылить в отходы (почему?).

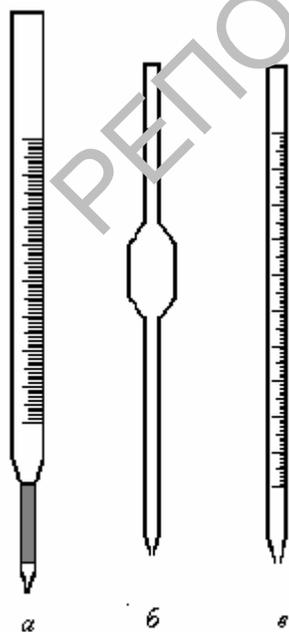


Рис. 3 Мерная посуда, используемая при титровании: а - бюретка, б - пипетка Мора, в - пипетка калиброванная

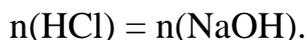
4. **Заполните бюретку стандартным раствором.** Через воронку заполните бюретку стандартным раствором выше нулевой отметки; удалите воздух из носика бюретки (для этого перегните резиновую трубку вверх, подставьте под носик стаканчик и нажмите на шарик). При необходимости долейте в бюретку стандартный раствор чуть выше нуля, уберите воронку и доведите уровень

жидкости до нулевой отметки (ориентируясь по нижнему краю мениска).

5. **Отберите пробы анализируемого раствора.** Используя пипетку Мора (рис. 2б) и грушу, отмерьте 3 пробы анализируемого раствора, перенесите их в конические колбы. Для того, чтобы отобрать пробу, в стаканчик на 50 или 100 мл налейте до 1/2 объема анализируемый раствор. Заполните пипетку анализируемым раствором выше метки, набрав его при помощи резиновой груши. Быстро закройте отверстие пипетки указательным пальцем правой руки. После этого стаканчик возьмите в левую руку и ее указательным пальцем слегка прижмите носик пипетки к стенке стаканчика (обязательно вне жидкости, при этом стаканчик держат наклонно, а пипетку – вертикально), чтобы жидкость стекла струей по стенке стаканчика, а не капала. Затем, слегка ослабляя указательный палец правой руки, очень плавно, без толчков слейте раствор до метки. При этом глаз должен находиться на уровне метки. Слегка наклонив пипетку (тогда из нее не будет капать жидкость), перенесите ее в колбу для титрования и слейте раствор, держа пипетку вертикально. Когда жидкость перестанет вытекать из пипетки, наклоните колбу и, коснувшись носиком пипетки стенки колбы, подержите ее в таком положении несколько сек.унд (жидкость из пипетки выдувать нельзя!). В каждую колбу добавьте 1-2 капли индикатора. В случае использования метилоранжа необходимо в отдельной колбе приготовить раствор-свидетель (у этого индикатора окраска меняется плавно, необходимо иметь для сравнения образец). Для приготовления свидетеля в коническую колбу внесите 20 см³ дистиллированной воды, добавьте 1-2 капли метилоранжа и 1-2 капли раствора кислоты из бюретки. Окраска свидетеля должна стать золотисто-розовой.
6. **Проведите титрование.** До начала титрования необходимо убрать воронку из бюретки и проверить уровень жидкости! Нажимая на шарик (или слегка приоткрыв кран на носике бюретки), по каплям прибавляйте стандартный раствор из бюретки к пробе анализируемого раствора до изменения окраски

индикатора. При этом необходимо следить, чтобы в ходе титрования на внутренних стенках бюретки не оставались капли стандартного раствора. Колбу с раствором при этом необходимо непрерывно покачивать, чтобы происходило перемешивание раствора. Первую пробу следует титровать медленно, тщательно перемешивая раствор после добавления каждой капли из бюретки, до изменения окраски индикатора. После титрования каждой пробы уровень стандартного раствора в бюретке снова доводят до нулевой отметки, как описано выше. При титровании последующих проб можно процесс ускорить, ориентируясь на результат предыдущего титрования. Допустим, при первом титровании израсходовалось $10,5 \text{ см}^3$ стандартного раствора. Значит, при титровании следующей пробы можно достаточно быстро добавить примерно 9 см^3 раствора из бюретки (но так, чтобы капли раствора на стенках бюретки не оставались!), и лишь затем добавлять стандартный раствор строго по одной капле при тщательном перемешивании. Титрование можно считать окончанным, если результаты титрования трех проб отличаются не более чем на $0,2 \text{ см}^3$.

7. **Вычислите молярную концентрацию анализируемого раствора.** Вычислите средний объем стандартного раствора, пошедший на титрование, $V_{\text{cp}}(\text{HCl})$, для чего используйте не менее трех результатов, отличающихся значениями не более чем на $0,2 \text{ мл}$; резко отличающиеся данные в расчетах не учитывают. В соответствии с уравнением реакции (2) в точке стехиометричности



Следовательно, выразив количества веществ кислоты и щелочи исходя из молярной концентрации, получим равенство:

$$C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}).$$

В эту формулу подставляют средний объем стандартного раствора $V_{\text{cp}}(\text{HCl})$, пошедшего на титрование.

Узнайте у преподавателя точное значение концентрации раствора щелочи, который Вы использовали для титрования, и вычислите абсолютную и относительную погрешности титрования.

К сведению:

Абсолютная погрешность Δ вычисляется как абсолютное значение разности между истинным и экспериментально полученным значениями измеряемой величины, в данном случае $\Delta = |C_{\text{ист}} - C_{\text{эксп.}}|$, моль/дм³.

Относительная погрешность δ есть отношение абсолютной погрешности к истинному значению данной величины, в нашем случае $\delta = (\Delta/C_{\text{ист}}) \cdot 100 \%$.

РЕПОЗИТОРИЙ БГПУ

Работа 4. Определение теплоты растворения соли

Вопросы и задачи для подготовки к занятию

Закон сохранения массы-энергии. Теплота, работа, внутренняя энергия, единицы их измерения.

Тепловой эффект реакции. Энтальпия. Экзо- и эндотермические реакции. Термохимические уравнения. Закон Гесса и следствия, вытекающие из него. Зависимость энтальпии от массы вещества и температуры.

Простое вещество. Стандартное состояние. Стандартная энтальпия образования соединений из простых веществ. Стандартная энтальпия сгорания вещества. Стандартная энтальпия образования ионов.

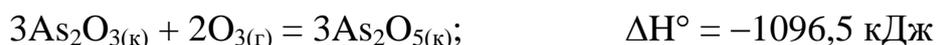
Примеры применения закона Гесса для вычисления изменения энтальпии в различных процессах (образования, растворения, сгорания веществ и др.).

Сущность метода калориметрии. Устройство простейшей калориметрической установки. Графическое определение продолжительности начального, главного, заключительного периода в калориметрическом эксперименте. Графическое определение изменения температуры ΔT в процессе растворения вещества в калориметрическом эксперименте. Расчет теплового эффекта процесса растворения на основании а) стандартных термодинамических характеристик; б) экспериментальных данных.

1. У каких из перечисленных веществ стандартная теплота образования при 25°C не равна нулю: $\text{Na}_{(т)}$, $\text{Ni}_{(т)}$, $\text{CH}_{4(г)}$, $\text{S}_{8(г)}$, $\text{Hg}_{(ж)}$, $\text{H}_{(г)}$, $\text{H}_{2(газ)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$?
2. Укажите, для каких из перечисленных веществ значение $\Delta_f H^\circ_{298}$ больше нуля; меньше нуля; равно нулю: $\text{O}_{2(газ)}$; $\text{O}_{2(т)}$; $\text{O}_{3(газ)}$; $\text{I}_{2(г)}$; $\text{I}_{2(т)}$.
3. Какая из величин больше: $\Delta_f H^\circ_{298}\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ или $\Delta_f H^\circ_{298}\text{H}_2\text{O}_{(г)}$? Почему?

4. Стандартная энтальпия образования $\text{CO}(\text{г})$ равна $\Delta_f H^\circ_{298} = -110,5$ кДж/моль. При сгорании 1 моль CO выделяется 283,0 кДж теплоты. Вычислите стандартную энтальпию образования CO_2 . (*-393,0 кДж/моль*)

5. Исходя из данных для реакций окисления As_2O_3 кислородом и озоном

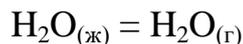
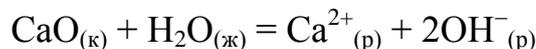
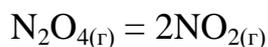
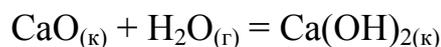


вычислите изменение энтальпии при переходе 1 моль кислорода в озон (298 К). (*141,9 кДж/моль*)

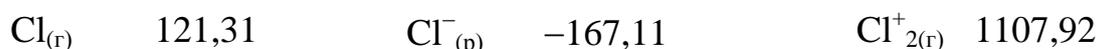
6. Рассчитайте энергию связи $\text{H}-\text{Br}$, исходя из следующих данных: изменение энтальпии при образовании HBr из газообразного водорода и жидкого брома равно 36,4 кДж/моль; энтальпия испарения брома составляет 30,9 кДж/моль; энтальпия диссоциации водорода и газообразного брома равны соответственно 432,2 и 192,4 кДж/моль. (*291,35 кДж/моль*)

7. Вычислите количество теплоты, которое выделяется при производстве 1000 тонн аммиака в сутки, если $\text{N}_{2(\text{г})} + 3\text{H}_{2(\text{г})} = 2\text{NH}_{3(\text{г})}$; $\Delta H^\circ = -92,38$ кДж. Вычислите по этим данным стандартную энтальпию образования аммиака из простых веществ. (*2,717·10⁹ кДж, -46,19 кДж/моль*)

8. Вычислите изменение энтальпии приведенных ниже реакций, используя справочные данные:



9. Ниже приведены энтальпии образования $\Delta_f H^\circ_{298}$ (в кДж/моль) атомов, ионов и молекул хлора в различных состояниях:

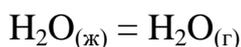
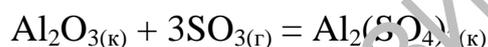
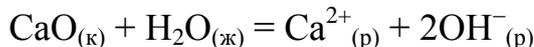
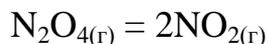
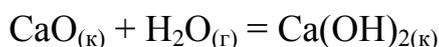
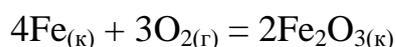


$\text{Cl}^+_{(г)}$	1383,69	$\text{Cl}_{2(г)}$	0
$\text{Cl}^-_{(г)}$	-233,62	$\text{Cl}_{2(р)}$	-26,78

Пользуясь этими данными, рассчитайте: а) энтальпию ионизации атома хлора; б) сродство атома хлора к электрону ($\Delta H^\circ_{\text{сродства}}$); в) энтальпию ионизации молекулы хлора; г) энергию (энтальпию) связи и диссоциации молекулы хлора; д) энтальпию гидратации хлорид-иона; е) энтальпию растворения хлора в воде.

10. При сгорании 1 л ацетилена (н. у.) выделяется 58,0 кДж теплоты. Вычислите: а) стандартную теплоту сгорания ацетилена (*1299,2 кДж/моль*); б) используя дополнительно справочные данные, стандартную энтальпию образования ацетилена. (*226,35 кДж/моль*)

11. Предскажите знак изменения энтальпии в следующих реакциях и проверьте предположения расчетами:



Литература: 1, с. 175-192; 2, с. 172-185, 187-194; 3, с. 158-163.

Цель работы: овладение основами техники калориметрических измерений на примере простейшего калориметрического эксперимента для измерения теплового эффекта процесса растворения соли в воде.

Приборы и реактивы: калориметр растворения, термометр, мерный цилиндр, технохимические весы, сек.ундомер, сухая пробирка, вещество (соль или щелочь) – по указанию преподавателя, миллиметровая бумага.

Форма протокола

1. Формула растворяемого вещества: _____
2. Молярная масса растворяемого вещества: $M =$ _____ г/моль
3. Масса пустой пробирки $m_0 =$ _____ г
4. Масса пробирки с веществом $m_1 =$ _____ г
5. Масса пустой пробирки *после проведения опыта* $m_2 =$ _____ г
6. Навеска растворенного вещества $m = m_1 - m_2 =$ _____ г
7. Объем дистиллированной воды $V =$ _____ см³
8. Масса раствора $m_p =$ _____ г
9. Постоянная калориметра, $K =$ _____ Дж/К
10. Теплоемкость калориметрической системы $g =$ _____ Дж/К
11. Скачок температуры процессе растворения вещества $\Delta T =$ _____ К

Определяется графически из опытных данных, сведенных в таблицу:

Таблица

Показания термометра в ходе опыта

Время мин.	τ,	0	0,5	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0	4,5	5,0	5,5	6,0	6,5	7,0
Температура t, °С																

7,5	8,0	8,5	9,0	9,5	10,0	11,5	11,0	11,5	12,0	12,5	13,0	13,5	14,0	14,5	15,0

12. График
13. Вычисление $\Delta H^\circ_{\text{растворения}}$ процесса растворения по экспериментальным данным.
14. Вычисление $\Delta H^\circ_{\text{растворения}}$ процесса растворения по справочным данным.
15. Абсолютная погрешность $\Delta =$ _____ кДж/моль
16. Относительная погрешность $\delta =$ _____ %.

Совокупность методов измерения тепловых эффектов, сопровождающих различные химические и фазовые процессы, называется калориметрией. Тепловые эффекты химических реакций определяют в специальных приборах – калориметрах. В настоящее время для измерения тепловых эффектов различных процессов применяются калориметры самых разнообразных конструкций. Соответствующую конструкцию выбирают в зависимости от характера процесса, величины теплового эффекта, требуемой точности.

Для измерения теплового эффекта используется калориметрическая установка, изображенная на рис. 4.

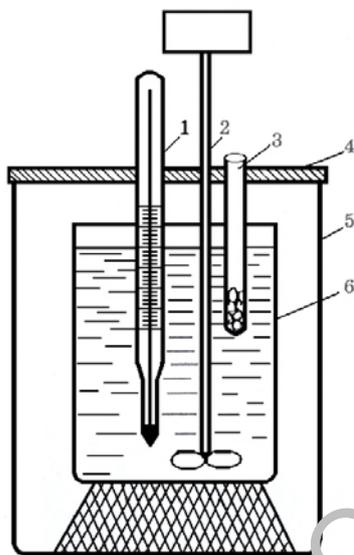


Рис. 4. Калориметрическая установка: 1 – термометр; 2 – мешалка, 3 – пробирка с исследуемым веществом; 4 – крышка калориметра; 5 – большой (внешний) стакан; 6 – калориметрический стакан

Она состоит из двух калориметрических стаканов, внешнего и реакционного. В реакционный стакан заливается растворитель – строго определенное количество дистиллированной воды. В крышке калориметра имеются отверстия, куда вставляется пробирка с исследуемым веществом и термометр. Калориметр снабжен мешалкой, работающей от электродвигателя, укрепленного на стойке штатива.

При проведении опыта необходимо определить скачок температуры ΔT при растворении соли в воде (рис. 5).

Калориметрический опыт делится на три периода. В первом, или предварительном периоде, регистрируется температурный ход

калориметрической системы во времени (в калориметрическую систему входят стакан с водой, куда опущена пробирка с исследуемым веществом, термометр и мешалка). В условиях данного эксперимента (благодаря устройству калориметра – прослойке воздуха между внешним и внутренним стаканами) теплообмен калориметрической системы с окружающей средой невелик, температура во времени изменяется мало. Продолжительность предварительного периода может быть различной, в данной работе – не менее 5 мин.

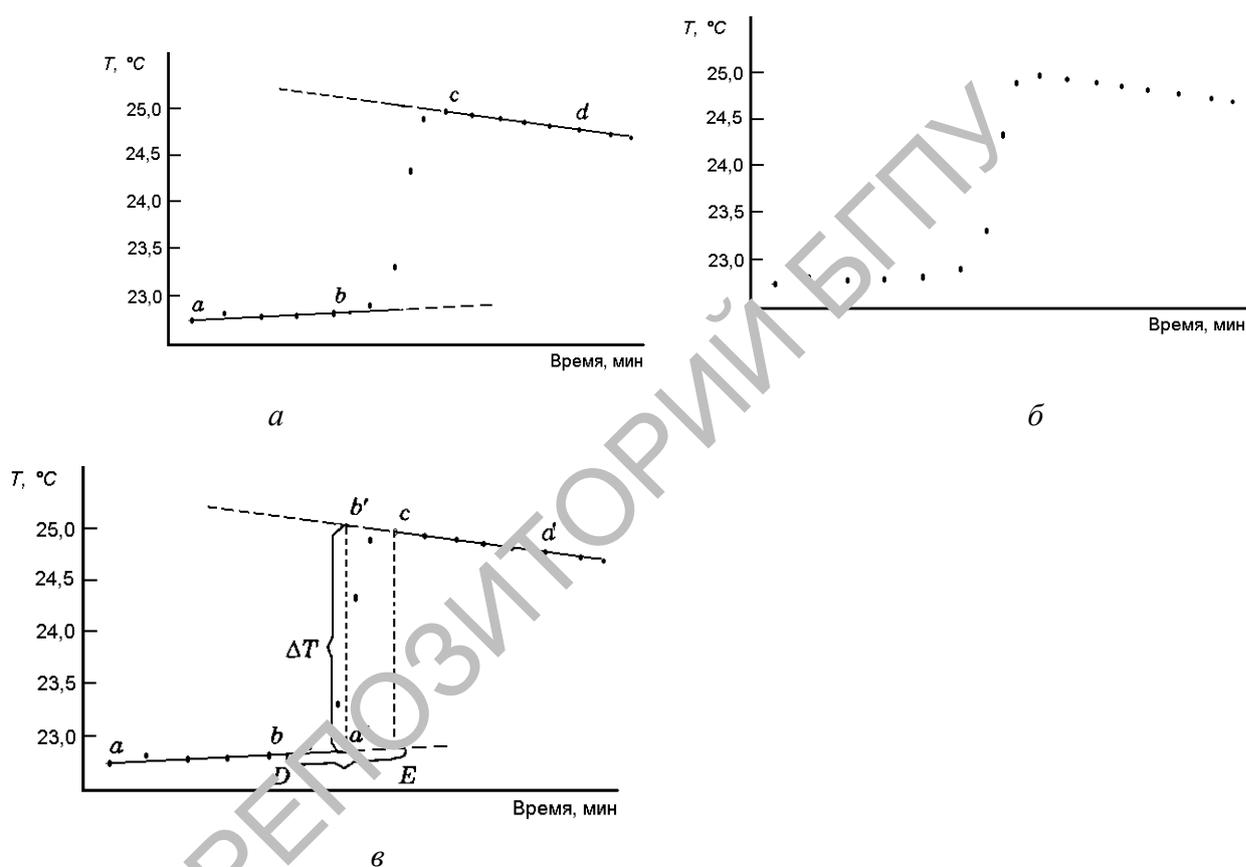


Рис. 5. Вид графической зависимости изменения калориметрического опыта температуры во времени

Второй, главный период – когда исследуемое вещество высыпается в воду, растворяется, при этом происходит резкое изменение температуры по отношению к начальному периоду за счет теплового эффекта процесса растворения. Продолжительность главного периода зависит от природы растворяемого вещества и условий эксперимента. Начало главного периода легко зафиксировать

– это момент высыпания вещества в воду, конец главного периода определяется экспериментально: когда температура во времени перестает резко изменяться.

Затем начинается заключительный (конечный) период – происходит выравнивание температуры (повышение или понижение ее по сравнению с главным периодом в зависимости от характера процесса) (*как именно?*). Продолжительность конечного периода также должна быть не менее 5 мин.

Графическая зависимость температуры калориметрического опыта во времени показана на рис. 5в. Участок ab соответствует изменению температуры в начальном периоде, cd – в конечном; отрезок $a'b'$ – изменение температуры за счет теплового эффекта исследуемого процесса.

Изменение температуры ΔT в процессе растворения определяют графически, нанося полученные данные на график зависимости температуры от времени.

Описание работы

1. Взвесьте чистую сухую пробирку, результат внесите в протокол (пункт 3)
2. В этой пробирке взвесьте 2 г вещества, указанного преподавателем. Результат сразу запишите в протокол работы (пункт 4).
3. Отмерьте мерным цилиндром 200 мл дистиллированной воды, перелейте ее во внутренний стакан калориметра.
4. Закройте калориметр крышкой, поместите в соответствующие отверстия в крышки термометр и пробирку с взвешенным веществом. Термометр не берите за нижнюю часть (резервуар со ртутью) (*почему?*)
5. Включите мешалку. Необходимо проследить, чтобы мешалка при вращении не задевала ни термометр, ни пробирку. Если пробирка и/или термометр мешают работе мешалки, поменяйте их положение.
6. В течение 5 - 10 мин. показания термометра не записывайте, это время необходимо для того, чтобы все части калориметра приняли одинаковую

температуру. Учтите, что мешалка должна работать с этого момента без перерыва до окончания опыта. За это время вычислите ΔH_{298}° процесса растворения заданного вам вещества, используя справочные данные.

7. По истечении 10 мин. начните отсчет времени, показания термометра фиксируйте каждые 30 сек. (таблица). Если в какой-то момент времени температура не зафиксирована, в соответствующей ячейке необходимо поставить прочерк, следующее показание термометра отмечайте в следующий момент времени в соответствии с таблицей. В течение первых пяти минут температура практически не меняется (предварительный период).

На пятой минуте от начала опыта отметьте температуру, затем пробирку с веществом быстро выньте из отверстия в крышке калориметра, вещество через это отверстие пересыпьте в воду, пустую пробирку сразу же верните на прежнее место – в отверстие в крышке калориметра. Температура в этот момент начинает резко изменяться (главный период).

8. С момента введения соли продолжайте записывать показания термометра каждые 30 сек. После окончания резкого изменения температуры (т. е. окончания главного периода) регистрируйте температуру еще в течение 5÷7 мин. (весь эксперимент длится не менее 15 мин.).
9. Выключите мешалку, извлеките из прибора пробирку, протрите ее снаружи насухо фильтровальной бумагой, взвесьте, запишите ее массу в п. 5 протокола.
10. Данные таблицы нанесите на график, определите скачок температуры ΔT (К). Для этого на график нанесите все точки в соответствии с данными таблицы (рис. 5а). Затем проведите две прямые: одну по точкам начального периода (до той минуты, когда высыпали вещество в воду, в большинстве случаев это пятая минута); вторую по точкам заключительного периода, т. е. по тем точкам после растворения вещества, когда прекратилось резкое изменение температуры, вызванное растворением вещества (рис. 5б).

11. Наблюдаемый тепловой эффект Q процесса растворения навески исследуемого вещества вычисляют по формуле

$$Q = g\Delta T, \quad (1)$$

где g – теплоемкость калориметрической системы, Дж/К.

Эта величина складывается из теплоемкости раствора и теплоемкостей частей калориметра, контактирующих с калориметрической жидкостью

$$g = Cm_p + K, \quad (2)$$

где C – удельная теплоемкость раствора (т.к. масса растворяемого вещества намного меньше массы растворителя, то теплоемкость раствора при 25°C можно считать равной теплоемкости воды ($C = 4.18 \text{ Дж}/(\text{г}\cdot\text{К})$);

m_p – масса раствора, г

K – постоянная калориметра, Дж/К (определена предварительными исследованиями, значение ее следует узнать у преподавателя)

Постоянная калориметра K – это количество теплоты, которое необходимо, чтобы нагреть калориметр с его содержимым на один градус. Эту теплоту не вычисляют, а определяют экспериментально по теплоте растворения стандартного (эталонного) вещества, одним из которых является KCl .

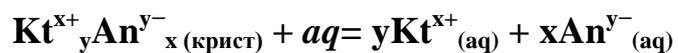
12. Изменение энтальпии процесса на основании экспериментальных данных вычисляют по формуле:

$$\Delta H^\circ_{\text{растворения}} = Q/n(X), \text{ Дж/моль} \quad (3)$$

где $n(X)$ – химическое количество растворяемого вещества (моль), которое легко вычислить исходя из массы навески и молярной массы вещества.

13. Изменение энтальпии процесса на основании справочных данных вычисляют по уравнению процесса растворения сильного электролита, которое в общем

виде можно отобразить, как



14. Сопоставьте экспериментально полученную величину $\Delta H^\circ_{\text{растворения}}$ с рассчитанной по первому следствию из закона Гесса: вычислите абсолютную и относительную погрешности опыта.

РЕПОЗИТОРИЙ БГПУ

Работа 5. Определение скорости химической реакции

Вопросы и задачи для подготовки к работе

Гомогенные и гетерогенные реакции. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.

Зависимость скорости реакции от концентрации реагентов. Закон действующих масс и область его применимости. Основное уравнение химической кинетики.

Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса. Энергия активации и активированный комплекс. Энергетические профили реакций.

Многостадийные реакции. Лимитирующая (скоростьопределяющая) стадия реакции. Понятие о механизме протекания химических реакций. Понятие о катализе. Катализаторы, ингибиторы.

1. Напишите выражения закона действующих масс для реакций (считая их одностадийными):

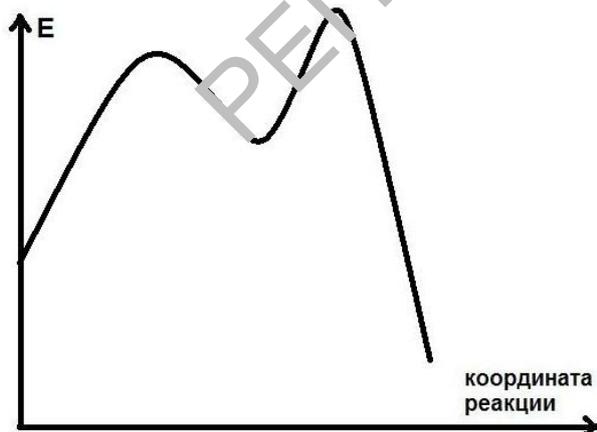


2. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$, если: а) уменьшить объем реакционного сосуда в 3 раза; б) увеличить давление в системе в 3 раза; в) повысить концентрацию NO в три раза? Реакцию считать одностадийной. *(в случаях а) и б) возрастет в 27 раз, в) возрастет в 9 раз)*

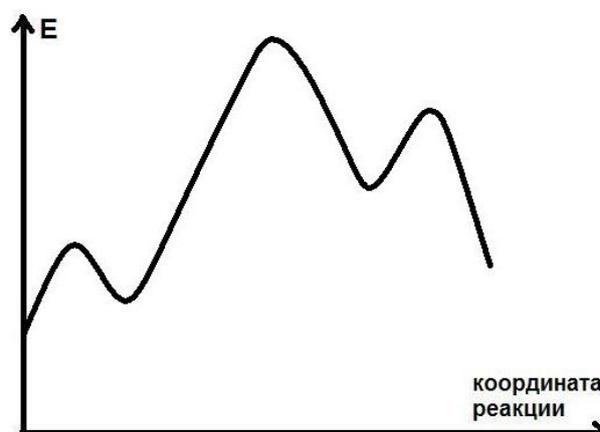
3. Найдите значение константы скорости одностадийной реакции $\text{A} + \text{B} = \text{AB}$, если при концентрациях веществ А и В, равных соответственно 0,05 и 0,01 моль/дм³, скорость реакции равна $5 \cdot 10^{-5}$ моль/(дм³·мин.).

(0,1 дм³/(моль·мин.))

4. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацию CO увеличили с 0,03 до 0,12 моль/дм³, а концентрацию хлора – от 0,02 до 0,06 моль/дм³. Во сколько раз возросла скорость реакции, если считать, что она одностадийна? (*в 12 раз*)
5. Через некоторое время после начала реакции $3\text{A} + \text{B} = 2\text{C} + \text{D}$ концентрации веществ составляли: $[\text{A}] = 0,03$ моль/дм³; $[\text{B}] = 0,01$ моль/дм³; $[\text{C}] = 0,008$ моль/дм³. Каковы исходные концентрации веществ А и В? ($[\text{A}]_0 = 0,042$ моль/дм³; $[\text{B}]_0 = 0,014$ моль/дм³)
6. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2,3. Во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если увеличить температуру на 25°C? (*в 8 раз*)
7. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К скорость ее увеличится в 2 раза? (*47,9 кДж/моль*)
8. Энергия активации некоторой реакции в отсутствие катализатора равна 75,24 кДж/моль, а с катализатором – 50,14 кДж/моль. Во сколько раз возрастает скорость реакции в присутствии катализатора, если реакция протекает при 25°C? (*в 25 тысяч раз*)
9. Для реакций, энергетические профили которых приведены на рис. 6, укажите:
1) знак теплового эффекта 2) количество стадий 3) какая по счету стадия является лимитирующей.



а



б

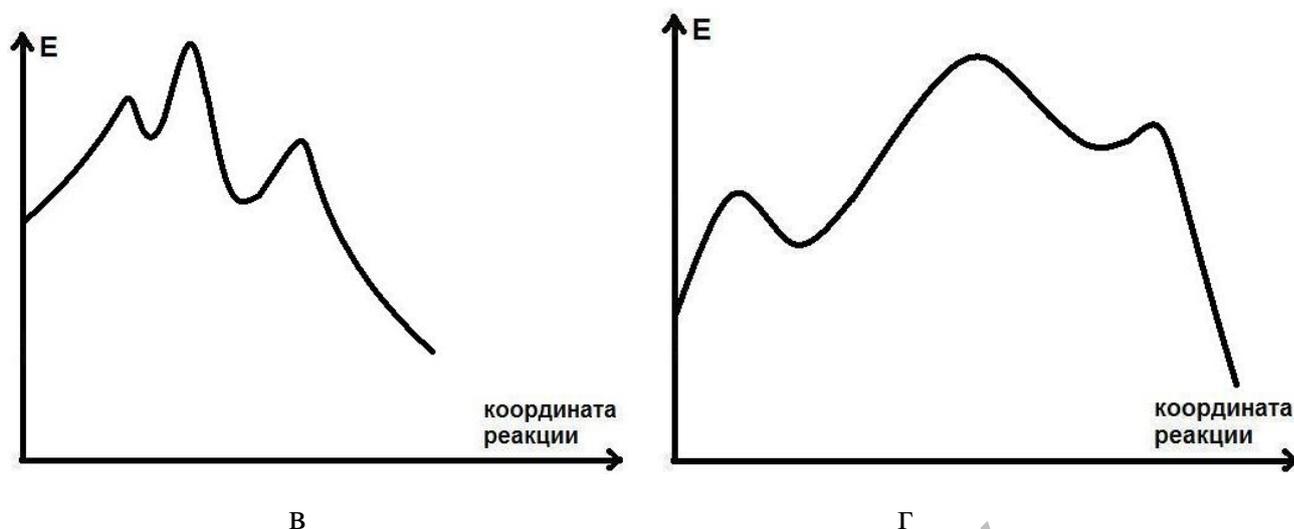


Рис. 6. Энергетические профили реакций

Литература: 1, с. 212-223.

Цель работы: усвоить основные закономерности, влияющие на скорость протекания химических реакций.

Приборы и реактивы: 0,1М раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 0,1М раствор H_2SO_4 , большие пробирки, мерные цилиндры, стакан, электроплитка, термометр, сек.ундомер или часы с сек.ундной стрелкой, миллиметровая бумага.

1. Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Форма протокола

№ пробирки	Объем, cm^3				Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время до появления мути τ , с	Относительная скорость реакции, $v = 1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4	общий			
1	5	10	5	20	1С		
2	10	5	5	20	2С		
3	15	–	5	20	3С		

Описание работы

1. В одну пробирку необходимо налить 20 cm^3 воды и оставить ее для контроля.

2. В три пронумерованные пробирки налить: 5 см³ 0,1М раствора тиосульфата натрия и 10 см³ воды; 10 см³ 0,1 М раствора тиосульфата натрия и 5 см³ воды; 15 см³ 0,1М раствора тиосульфата натрия соответственно (см. форму протокола).
3. Мерным цилиндром отмерьте 5 см³ 0,1М раствора серной кислоты; прилейте ее к раствору тиосульфата натрия в пробирке № 1, быстро перемешайте и сразу же включите секундомер. Началом реакции будем считать момент смешивания растворов. В ходе протекания реакции раствор становится мутным вследствие образования серы. Поэтому для определения скорости реакции необходимо отметить время, соответствующее началу появления мути в пробирках. Чтобы было легче заметить появление мути, рекомендуется рассматривать пробирки на черном фоне и сравнивать пробирку с контрольной, в которой находится вода.
4. Те же операции проделайте со второй и третьей пробирками.
5. Результаты опытов внесите в таблицу, вычислите относительную скорость реакции для каждого случая. Относительную скорость реакции вычисляют как величину, обратно пропорциональную найденному времени (в сек.ундах): $v = 1/\tau$.
6. Представьте результаты графически, отложив по оси x относительную концентрацию $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а по оси y – относительную скорость реакции.
7. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

2. Зависимость скорости реакции от температуры

Форма протокола

№ пробирки	Объем раствора, см ³		Температура, °С	Время до появления мути τ , с	Относительная скорость реакции, $v = 1/\tau$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4			

Описание работы

1. В три пробирки, пронумерованные цифрами 1, 2, 3 отмерьте по 5 см^3 $0,1\text{M}$ раствора тиосульфата натрия, в другие три пробирки (обозначенными цифрами 1', 2', 3') – по 5 см^3 раствора серной кислоты.
2. Одну пробирку с тиосульфатом и одну пробирку с кислотой выдержите при комнатной температуре в стакане, наполненном водой примерно до половины объема, в течение 5-7 мин., затем быстро прилейте раствор кислоты к раствору тиосульфата, быстро перемешайте и включите секундомер. Засеките время начала помутнения, результаты внесите в протокол.
3. Стакан с водой, использовавшийся в предыдущем опыте, нагрейте на плитке до температуры, на 10°C выше комнатной (для измерения температуры используйте термометр). Снимите стакан с плитки, в нагретую воду поместите пробирку с тиосульфатом и пробирку с кислотой, выдержите их 1-2 мин., затем прилейте кислоту к раствору тиосульфата и отметьте время появления мути.
4. С третьей парой пробирок сделайте то же самое, но при температуре, выше комнатной на 20°C .
5. Постройте график зависимости скорости реакции от температуры в координатах температура – относительная скорость реакции.
6. Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от температуры.

Работа 6. Смещение химического равновесия

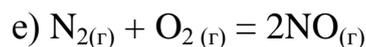
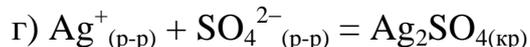
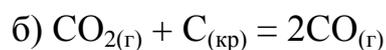
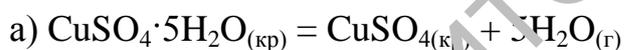
Вопросы и задачи для подготовки к работе

Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие, характеристика состояния химического равновесия. Константа химического равновесия и ее выражение через концентрации и давления. Закон действующих масс (запись константы химического равновесия для различных гомогенных и гетерогенных процессов).

Вычисление равновесных концентраций (или парциальных давлений) по известным начальным концентрациям исходных веществ и константе равновесия.

Смещение химического равновесия. Влияние изменения концентраций, парциальных давлений, температуры на состояние химического равновесия. Влияние изменения общего давления. Принцип Ле Шателье.

1. Составьте выражения для константы равновесия (K_C , K_p) для реакций:

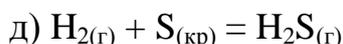
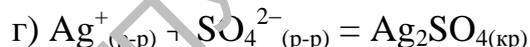
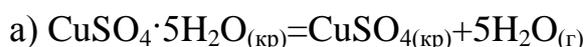


2. В сосуд объемом 500 см^3 поместили $20,85 \text{ г}$ пентахлорида фосфора. К моменту наступления равновесия $\text{PCl}_{5(\text{г})} = \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$ разложению подверглось 20% исходного вещества. Вычислите значение константы равновесия K_C . (0,01)

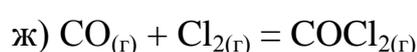
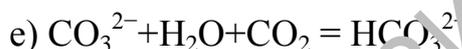
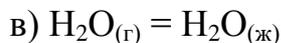
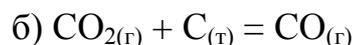
3. После смешения оксида серы (IV) и кислорода равновесие $2\text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{SO}_{3(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях: $[\text{SO}_2] = 0,08 \text{ моль/дм}^3$, $[\text{O}_2] = 0,04 \text{ моль/дм}^3$, $[\text{SO}_3] = 0,04 \text{ моль/дм}^3$. Вычислите константу равновесия K_C ; начальные концентрации оксида(IV)серы и кислорода; степень превращения этих веществ β (%). (6,25; 0,12 и 0,06 моль/дм³; 33,3 %)

4. Определите равновесные концентрации всех веществ в системе $N_{2(r)} + O_{2(r)} = 2NO_{(r)}$, если исходные концентрации N_2 и O_2 равны $0,5 \text{ моль/дм}^3$ и $0,4 \text{ моль/дм}^3$ соответственно; а $K_C = 1$. (0,13; 0,03; 0,74)

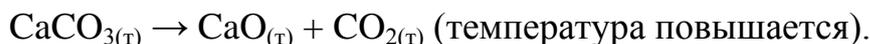
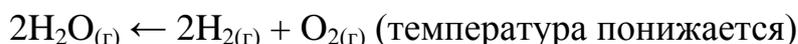
5. Изменением каких именно факторов можно сместить равновесие каждого из перечисленных ниже процессов? Каким образом надо изменить температуру и давление в системе реагирующих веществ, чтобы увеличить выход продукта реакции? При необходимости воспользуйтесь справочными данными.



В какую сторону сместится равновесие каждого процесса а) при повышении давления; б) при повышении температуры? При необходимости воспользуйтесь справочными данными.



6. Не выполняя вычисления, определите знак ΔH° (<0 или >0) следующих процессов, для которых указано направление смещения равновесия при изменении температуры:



7. Равновесные концентрации веществ для реакции $CO_{2(r)} + H_{2(r)} = CO_{(r)} + H_2O_{(r)}$ равны: $[CO_2] = 0,5 \text{ моль/дм}^3$, $[H_2] = 0,3 \text{ моль/дм}^3$, $[CO] = 0,2 \text{ моль/дм}^3$ и $[H_2O] = 0,2 \text{ моль/дм}^3$ соответственно. В равновесную систему добавили 1 моль/дм^3 CO_2 . В какую сторону должно сместиться равновесие? Чему будут равны новые равновесные концентрации веществ? (1,415; 0,215; 0,285; 0,285)

Литература: 1, с. 200-201; 2, с. 212-216, 3, С. 176-182.

Цель работы: изучение влияния различных факторов на смещение химического равновесия.

Приборы и реактивы: штатив с пробирками, спиртовки, держатели, реактивы, перечисленные при описании опытов.

Форма протокола: работа № 1.

Описание работы

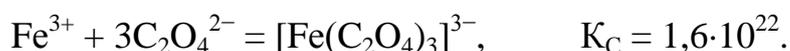
1. Влияние изменения концентрации на смещение химического равновесия. Тиоцианат-ион (роданид-ион) NCS^- с ионами Fe^{3+} образует соединения различного состава, окрашивающие раствор в красный цвет:



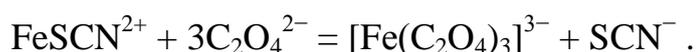
где n может принимать значения от 1 до 3.

Эта реакция используется как качественная реакция на ионы Fe^{3+} в водных растворах. Будем считать, что образуется простейшее соединение, и наличие окраски обусловлено присутствием в растворе ионов FeSCN^{2+} :

Известно также, что ионы Fe^{3+} образуют с оксалат-ионами ($\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) бесцветный комплексный ион, более прочный, чем роданидный, в соответствии со схемой:



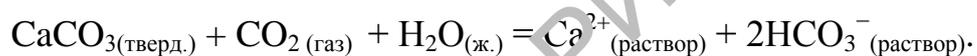
Поэтому тиоцианаты железа в присутствии $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ разрушаются, например:



Приготовьте раствор тиоцианата калия (или аммония). Для этого растворите небольшое количество соли (на кончике шпателя) в дистиллированной воде,

заполнив пробирку водой на $\frac{3}{4}$ объема. Добавьте к полученному раствору несколько капель разбавленного раствора соли железа (III). Отметьте окраску полученного раствора. Запишите уравнение реакции в рабочий журнал. Полученный раствор разлейте в четыре пробирки. Одну оставьте для сравнения. Во вторую, третью и четвертую добавьте несколько кристалликов тиоцианата калия (аммония), несколько капель насыщенного раствора соли железа (III) и несколько кристалликов щавелевой кислоты соответственно. Фиксируйте все наблюдаемые изменения окраски. На основании принципа Ле-Шателье объясните изменение окраски в каждой из пробирок. Укажите стрелкой направление сдвига равновесия процесса (1) в каждой из пробирок.

Влияние изменения концентрации углекислого газа на смещение равновесия. Гетерогенное равновесие между карбонатом и гидрокарбонатом кальция может быть передано схемой:

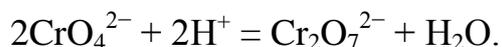


Приготовьте раствор, содержащий гидрокарбонат и карбонат кальция. Для этого в пробирку налейте 2-3 мл раствора гидроксида кальция (известковой воды) и пропустите углекислый газ до частичного растворения выпавшего в начале осадка CaCO_3 , и разделите полученную суспензию на три пробирки. Одну оставьте в качестве контрольной, в другую – пропускайте углекислый газ из аппарата Киппа, третью нагрейте. Какие изменения наблюдаются во второй и в третьей пробирках по сравнению с контрольной? При нагревании растворимость диоксида углерода уменьшается. Куда сместится равновесие в каждом случае?

2. Влияние характера среды на сдвиг химического равновесия. Высший оксид хрома CrO_3 проявляет кислотные свойства, легко растворяется в воде, образуя хромовую кислоту (сильная кислота, растворимыми являются хроматы магния, кальция и s-элементов IA-группы). Увеличение концентрации ионов водорода в растворе растворимой соли хромовой кислоты приводит сначала к

образованию дихроматов, а затем – более сложных форм. Дихроматы – соли дихромовой кислоты, которая также является гидроксидом оксида хрома (VI).

Равновесие между хромат- и дихромат-ионами очень подвижно:



Его сдвиг легко обнаружить, так как ионы CrO_4^{2-} окрашены в желтый цвет, а ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в оранжевый. В кислой среде хромат-ион превращается в дихромат-ион. В щелочной среде эта реакция протекает в обратном направлении.

В пробирку налейте несколько капель раствора хромата калия. Отметьте цвет. Добавьте 2-3 капли 1М раствора серной кислоты. Отметьте изменение цвета. Чем оно обусловлено? К полученному раствору добавьте 2М раствор щелочи до изменения цвета. Объясните изменение окраски. Какими еще способами можно сместить исследуемое равновесие?

3. Влияние температуры на смещение химического равновесия.

Известно, что в водных растворах между ионами $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ и $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ существует равновесие, которое может быть описано уравнением:



Тетрахлорокобальтат(II)-ион имеет синюю окраску, а гексааквакобальтат(II)-ион – розовую.

В пробирку внесите несколько кристаллов (на кончике шпателя) кристаллогидрата хлорида кобальта (II), добавьте 4÷5 капель дистиллированной воды. При растворении $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ образуются ионы $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$. Отметьте цвет раствора. Добавьте к приготовленному раствору 5-6 капель 20 %-ного раствора соляной кислоты (ионы $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ образуются при наличии избытка хлорид-ионов). Изменилась ли окраска раствора? Нагрейте пробирку на спиртовке до явного изменения окраски раствора. Пробирку с раствором охладите до комнатной температуры (можно под струей водопроводной воды). Почему происходит изменение окраски раствора при нагревании и охлаждении? В

сторону образования какого иона - $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ или $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ - сместилось равновесие при повышении температуры; при понижении? Какой процесс (прямой или обратный) является экзотермическим; эндотермическим?

РЕПОЗИТОРИЙ БГПУ

Работа 7. Определение константы равновесия химической реакции

Вопросы и задачи для подготовки к работе

Энтропия как мера неупорядоченности и термодинамической вероятности состояния. Стандартные энтропии веществ S°_{298} . Расчет изменения энтропии ΔS°_{298} в различных процессах.

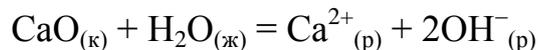
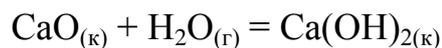
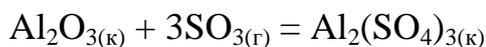
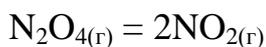
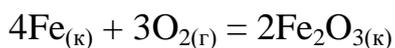
Изменение энергии Гиббса (ΔG°) как термодинамический критерий направленности процесса. Уравнение изотермы реакции и стандартное изменение энергии Гиббса. Связь ΔG°_T с константой равновесия.

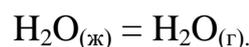
Стандартная энергия Гиббса образования соединения из простых веществ $\Delta G^{\circ}_{f,298}$. Связь изменения стандартной энергии Гиббса со стандартными изменениями ΔH°_{298} и ΔS°_{298} процесса и зависимость ΔG°_T от температуры. Расчет ΔH°_{298} , ΔS°_{298} , ΔG°_{298} и ΔG°_T с использованием таблиц стандартных термодинамических величин.

Вычисление константы равновесия для различных температур.

Изменение стандартной энергии Гиббса как количественная мера глубины и направления химической реакции. Термодинамический анализ различных процессов (обратимых и необратимых).

1. Предскажите знак изменения энтропии в следующих реакциях и проверьте предположения расчетами:





2. При какой температуре давление разложения оксида серебра на простые вещества составит 1 атм (используйте стандартные термодинамические величины).

(467 К)

3. Укажите, возможен ли процесс $\text{Pb}_{(\text{к})} + 2\text{AgCl}_{(\text{к})} = 2\text{Ag}_{(\text{к})} + \text{PbCl}_{2(\text{к})}$. Как изменяется вероятность его прохождения при повышении температуры? (Для расчета ΔG°_{298} используйте справочные данные). (Термодинамически процесс выгоден при температурах, меньших 2990 К)

4. Вычислите термодинамические характеристики процесса (изменение энтальпии и изменение энтропии) испарения бромидов индия (II), если известно, что давление его насыщенных паров при 328°C составляет 0,013 атм, а при температуре 494°C – 0,13 атм. $\Delta H^{\circ}_{298} = 53,2 \text{ кДж/моль}$; $\Delta S^{\circ}_{298} = 52,36 \text{ Дж/(моль}\cdot\text{К)}$

5. Определите общее давление над нитратом серебра при 600 К в реакции $\text{AgNO}_{3(\text{т})} = \text{Ag}_{(\text{т})} + \text{NO}_{2(\text{г})} + 1/2\text{O}_{2(\text{г})}$ (0,765 атм)

6. Определите парциальное давление хлорида фосфора (V) в равновесной газовой смеси $\text{PCl}_{5(\text{г})} = \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$ ($\Delta H^{\circ} > 0$) при 523 К и 202 650 Па. Для решения воспользуйтесь справочными данными. (0,72 атм)

7. При установившемся равновесии реакции $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})} = \text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ константа равновесия равна 1 при 1000 К. Какое количество оксида углерода (IV) подвергается превращению, если смешать 1 моль CO_2 и 8 моль водорода? (0,9 моль)

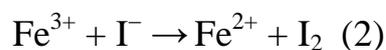
Литература: 1, с. 192-200; 2, с. 185-187, 194-203; 3, с.163-179, 182-196

Цель работы: определение константы равновесия химической реакции, протекающей в растворе.

Приборы и реактивы: штатив, бюретка, пипетка Мора на 10 см³, резиновая груша, коническая колба на 200 см³, конические колбы на 100 см³, мерные цилиндры, раствор крахмала (индикатор), лед из дистиллированной воды, растворы: 0,03М FeCl₃, 0,03М KI, 0,015М Na₂S₂O₃.

Форма протокола

1. Уравнение исследуемой реакции в молекулярной и ионно-молекулярной форме (здесь и далее не забудьте расставить коэффициенты в уравнениях реакции):



2. Выражение для константы равновесия исследуемой реакции:
3. Реакция, используемая в титровании (для определения концентрации йода в реагирующей смеси): $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \text{NaI} \quad (3)$
4. Стандартный раствор и его концентрация: _____ моль/дм³
5. Результаты титрования в таблице 1

Таблица 1

Результаты титрования

№ п/п	Время отбора пробы (от начала реакции), мин.	Объем 0,015М Na ₂ S ₂ O ₃ , пошедшего на титрование, см ³
1	5	
2	10	
3	15	
4	20	
5	25	
6	30	

6. Вычисление равновесной концентрации I_2 в реагирующей смеси по результатам титрования с использованием закона стехиометричности (привести расчет):
7. Вычисление равновесных концентраций реагирующих частиц (таблица 2), где C_0 – начальная концентрация соответствующей частицы (молекулы или иона), ΔC – изменение концентрации частицы в ходе реакции ($\Delta C = C_0 - C_{\text{равн}}$)
 $C_{\text{равн}}$ – равновесная концентрация частицы:

Таблица 2

Концентрации реагирующих частиц

	Fe^{3+}	I^-	Fe^{2+}	I_2
C_0 , моль/дм ³				
ΔC , моль/дм ³				
$C_{\text{равн}}$, моль/дм ³				

8. Вычисление константы равновесия в соответствии с законом действующих масс:
9. Вычисление константы равновесия на основании справочных данных:
10. Вывод.

Описание работы.

1. Подготовьте бюретку к работе, заполните ее 0,015М раствором $Na_2S_2O_3$ (подробности работы с бюреткой см. работу № 3 «Определение молярной концентрации раствора щелочи титрованием»)
2. Отмерьте мерным цилиндром 40 см³ 0,03М $FeCl_3$ и 40 см³ 0,03М KI (для каждого раствора предназначен отдельный цилиндр, см. надписи).
3. Смешайте отмеренные растворы в конической колбе емкостью 200 см³, засекайте время. Момент смешивания растворов будем считать началом реакции.

4. Через 3 мин. от начала реакции отберите пипеткой первую пробу реакционной смеси, внесите ее в коническую колбу емкостью $50 \div 100 \text{ см}^3$, добавьте в колбу лед (*зачем?*) и проведите титрование.

Внимание! В отличие от кислотно-основного титрования в йодометрии пробу реакционной смеси вначале титруют без индикатора до изменения окраски титруемого раствора с коричневой на соломенно-желтую, затем добавляют $1 \div 2$ капли крахмала и продолжают титрование до исчезновения синей окраски (т. е. до точки стехиометричности). В протокол записывают показания бюретки, соответствующие именно этому моменту титрования. Кроме того, необходимо следить, чтобы в ходе процесса титрования лед в колбе не растаял, его следует добавлять в ходе титрования пробы по мере необходимости.

5. Последующие пробы реакционной смеси отбирают и титруют (см. п. 4) в моменты времени, указанные в табл. 1, до тех пор, пока на титрование двух последующих проб не уйдет одинаковый объем стандартного раствора, что свидетельствует о наступлении состояния равновесия (*почему?*).

6. По результатам титрования (см. табл. 1) вычислите равновесную концентрацию йода в реагирующей смеси, после чего рассчитайте равновесные концентрации других участников реакции, результаты вычислений внесите в табл. 2.

7. Вычислите константу скорости реакции (1) по экспериментальным данным.

8. Вычислите константу равновесия исследуемой реакции, пользуясь справочными данными, сравните с полученным экспериментально значением.

9. Вычислите среднюю скорость реакции (1) за первые пять минут ее протекания.

Работа 8. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена

Вопросы и задачи для подготовки к работе

Теория электролитической диссоциации Аррениуса. Роль растворителя в процессе распада электролита на ионы. Определения кислот, оснований и солей в соответствии с теорией электролитической диссоциации.

Сильные и слабые электролиты. Количественные характеристики процессов диссоциации. Степень электролитической диссоциации, ее связь с изотоническим коэффициентом. Зависимость степени диссоциации от концентрации раствора и температуры. Кажущаяся степень диссоциации сильных электролитов. Определение концентраций ионов в растворах сильных электролитов.

Применение закона действующих масс к растворам слабых электролитов. Закон разбавления Оствальда для слабых электролитов. Ступенчатая диссоциация. Влияние одноименного иона на диссоциацию слабого электролита. Расчет концентраций ионов в растворах слабых электролитов. Ионно-молекулярные уравнения реакции. Условия смещения равновесия реакции, протекающей в растворе.

Электролитическая диссоциация молекул воды. Ион гидроксония. Ионное произведение воды. Водородный показатель pH. Кислотно-основные индикаторы.

Литература: 1, с. 201-206, 208-209; 2, с. 262-275; 3, с. 205-215, 223-241, 243-248.

Насыщенные и ненасыщенные растворы. Растворимость, способы выражения растворимости веществ. Зависимость растворимости от температуры. Применение закона действующих масс к равновесию в насыщенных растворах малорастворимых электролитов. Константа (произведение) растворимости.

Зависимость величины K_s (ПР) от температуры. Связь K_s с величинами ΔH°_T и ΔS°_T процесса растворения.

Расчет концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе. Вычисление константы растворимости (произведения растворимости).

Влияние одноименных ионов на растворимость малорастворимых электролитов. Вычисление концентраций ионов в насыщенном растворе малорастворимого электролита в присутствии одноименных ионов. Условия образования и растворения осадка.

Литература: 1, с. 210-212; 2, с. 275-276; 3, с. 215, 241-242.

1. 2 см³ раствора гидроксида натрия с массовой долей щелочи 8 % ($\rho = 1,092$ г/см³) разбавили до объема 1 дм³. Вычислите pH разбавленного раствора. (13,24)
2. Вычислите степень диссоциации плавиковой кислоты в 0,1М ($K_D = 6,61 \cdot 10^{-4}$) растворе и pH этого раствора. Как изменится степень диссоциации HF, если раствор разбавить в два раза? (0,26, 1,59, увеличится в 1,4 раза)
3. Вычислите pH раствора уксусной кислоты, если степень диссоциации составляет 1 %. $K_D = 1,8 \cdot 10^{-5}$. (2,74)
4. Вычислите pH раствора 0,60 %-ного раствора уксусной кислоты. Плотность раствора считайте равной 1 г/см³. (2,87)
5. Вычислите pH раствора, в одном дм³ которого содержится 6 г CH₃COOH и 4,1 г CH₃COONa. Какова степень диссоциации CH₃COOH в этом растворе? (5,44; 0,2)
6. Определите концентрацию ионов CO₃²⁻ и Ag⁺ в насыщенном растворе карбоната серебра, если $K_s(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 6,15 \cdot 10^{-12}$. ($1,15 \cdot 10^{-4}$, $2,3 \cdot 10^{-4}$)
7. В каком объеме воды можно растворить 0,0003 моля фосфата кальция? $K_s = 1 \cdot 10^{-25}$. (75 дм³)

8. Выпадет ли осадок при смешивании равных объемов 0,001M растворов гидроксида калия и хлорида кобальта (II)? $K_s(\text{Co}(\text{OH})_2) = 2 \cdot 10^{-16}$. (да)
9. Растворимость сульфида марганца при 18°C равна $3,22 \cdot 10^{-7}$ г на 100 мл раствора. Вычислите $K_s(\text{MnS})$ при указанной температуре. ($1,37 \cdot 10^{-15}$)
10. При какой концентрации сульфат-ионов из 0,1M раствора нитрата кальция начнет выпадать осадок? $K_s(\text{CaSO}_4) = 6,1 \cdot 10^{-5}$. ($6,1 \cdot 10^{-4}$)

Цель работы – усвоение закономерностей протекания процессов электролитической диссоциации сильных и слабых электролитов в водных растворах, а также реакций ионного обмена в водных растворах электролитов.

Приборы и реактивы: мерные колбы, пипетки, шпатели, держатели, штативы с пробирками, спиртовки, фенолфталеин, индикаторная бумага, соли и растворы солей, перечисленные при описании опытов.

Форма протокола: работа №1.

Описание работы

Часть I. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена

1.1. Сравнение силы различных электролитов и их химической активности. На одну полоску индикаторной бумаги нанесите каплю 0,1M раствора соляной кислоты, на другую – каплю 0,1M раствора уксусной кислоты. Объясните, чем обусловлена различная окраска индикаторной бумаги. Таким же образом измерьте pH 0,001M растворов этих кислот при помощи индикаторной бумаги. При разбавлении раствора какого электролита - сильного или слабого - pH меняется в большей степени?

Аналогичный опыт проведите с растворами гидроксида натрия и аммиака таких же концентраций.

1.2. Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабых электролитов. В пробирку внесите 2-3 капли 0,1М раствора уксусной кислоты и добавьте одну - две капли метилоранжа. Разделите раствор на две части, одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую внесите кристаллический ацетат натрия, перемешайте. Сравните окраску растворов в обеих пробирках и объясните ее изменение.

В пробирку внесите 2-3 капли 0,1М раствора аммиака и добавьте одну-две капли фенолфталеина. Разделите раствор на две части, одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую внесите хлорид аммония (на кончике шпателя), перемешайте. Сравните окраску растворов в обеих пробирках и объясните изменение на основании представлений о смещении равновесия.

Часть II. Реакции ионного обмена

2.1 Реакции, идущие с образованием слабых электролитов. Налейте в одну пробирку раствор ацетата натрия, в другую – раствор хлорида аммония. К первой пробирке добавьте 2М соляную кислоту, ко второй – 2М раствор щелочи. Осторожно понюхайте содержимое пробирок. Запах каких веществ появляется? Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и в ионно-молекулярной форме.

2.2. Реакции, идущие с образованием труднорастворимых соединений. В пробирки налейте растворы солей кадмия, свинца, кобальта, марганца, меди, к каждой пробирке добавьте раствор сульфида натрия. Укажите цвет образующихся осадков, запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и в ионно-молекулярной форме.

2.3. Реакции, идущие с образованием газов. К растворам карбоната натрия и гидрокарбоната натрия добавьте немного 2М раствора соляной кислоты. Опишите наблюдаемые явления, запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и в ионно-молекулярной форме.

РЕПОЗИТОРИЙ БГПУ

Работа 9. Гидролиз солей

Вопросы и задачи для подготовки к работе

Различные случаи гидролиза солей как результат обменных взаимодействий ионов растворенной соли с молекулами воды. Запись моделей процессов гидролиза в ионно-молекулярной и молекулярной формах для различных типов солей.

Количественные характеристики процессов гидролиза. Константа гидролиза, ее зависимость от природы вещества и температуры. Связь константы гидролиза с константой диссоциации слабого электролита, образующегося в процессе гидролиза, с $\Delta H^\circ_{\text{гидр.}}$ и $\Delta S^\circ_{\text{гидр.}}$. Степень гидролиза, ее связь с константой гидролиза и концентрацией раствора. Факторы, влияющие на глубину протекания гидролиза (природа соли, температура, концентрация гидролизующейся соли, наличие одноименных ионов). Ступенчатый гидролиз. Зависимость склонности иона к гидролизу от заряда и радиуса.

Расчет pH растворов солей.

Условия протекания гидролиза до конца. Взаимодействие растворов двух солей, взаимно усиливающих гидролиз друг друга (совместный гидролиз).

Особенности гидролиза кислых и основных солей.

1. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей, оцените pH в их растворах (<7 , >7 , ≈ 7): сульфит калия, карбонат цезия, нитрат железа (III), сульфид аммония, хлорид алюминия, нитрат хрома (III), сульфат железа (II).
2. Какая из двух солей при одинаковой температуре и концентрации раствора гидролизуеться в большей степени (ответ мотивируйте): а) FeCl_2 или NiCl_2 ; б) FeCl_2 или FeCl_3 , в) сульфит натрия или карбонат натрия; г) хлорид олова (II)

или хлорид олова (IV); д) сульфид натрия или сульфид алюминия? Запишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей.

3. Что наблюдается при сливании растворов: а) силиката натрия и хлорида аммония; б) сульфата железа (III) и сульфида натрия? В каких случаях при сливании водных растворов солей принципиально возможно протекание реакции совместного гидролиза этих солей, а в каких – в принципе невозможно?
4. Вычислите константу гидролиза, степень гидролиза и рН для 0,1М раствора: а) хлорида железа (II); б) гипохлорита натрия; в) сульфита натрия.
5. В 0,1М растворе хлорида аммония рН имеет значение 5,12. Вычислите константу гидролиза иона аммония и константу диссоциации гидрата аммиака в водном растворе. ($5,75 \cdot 10^{-10}$, $1,74 \cdot 10^{-5}$)

Литература: 1, с. 227-234; 2, с. 283-288; 3, с. 249-255.

Цель работы: изучить закономерности протекания реакций гидролиза солей в водных растворах.

Приборы и реактивы: пипетки, шпатели, держатели, штативы с пробирками, спиртовка, фенолфталеин, индикаторная бумага, реактивы, перечисленные при описании опытов.

Форма протокола: работа № 1.

Описание работы

1. рН воды. В одну пробирку налейте немного дистиллированной воды, в другую – водопроводной. Измерьте рН воды в каждой пробирке при помощи универсальной индикаторной бумаги. Чем вызвано отклонение значения рН воды от нейтрального в каждом случае?

2. Реакция среды в растворах различных солей. В четыре пробирки налейте примерно на 1/3 дистиллированной воды, добавьте немного (на кончике шпателя) следующих солей: хлорид алюминия, хлорид калия, карбонат натрия, ацетат натрия. Растворы размешайте до растворения солей, оцените pH при помощи индикаторной бумаги, сравните с pH дистиллированной воды в контрольной пробирке. Сделайте вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

Какие из исследованных солей подвергаются гидролизу? Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза и укажите вид гидролиза (простой или ступенчатый) каждой соли. В случае ступенчатого гидролиза напишите уравнение реакции гидролиза только для первой ступени, так как практически последующие ступени гидролиза при комнатной температуре протекают очень слабо. Сделайте общий вывод о реакции среды в растворах солей: а) сильных оснований и слабых кислот; б) слабых оснований и сильных кислот; в) слабых оснований и слабых кислот; г) сильных оснований и сильных кислот.

3. Факторы, влияющие на степень гидролиза: 1) Влияние силы кислоты или основания, образующих соль. В одну пробирку внесите несколько кристаллов сульфита натрия, в другую – столько же карбоната натрия, к каждой соли добавьте по несколько капель воды (не более чем на 1/3 их объема). Используя индикаторную бумагу, оцените pH полученных растворов солей. Объясните, чем обусловлена различная окраска индикаторной бумаги. Напишите уравнения протекающих процессов в молекулярной и ионной формах и решите, какая соль гидролизуеться в большей степени. Вычислите $K_{\text{гидр}}$, β и pH 0,1M растворов этих солей.

2) Влияние температуры. В пробирку налейте дистиллированной воды до половины ее объема, внесите небольшое количество кристаллического ацетата натрия и добавьте каплю фенолфталеина. Разлейте раствор в две пробирки. Нагрейте раствор в одной пробирке до кипения. Напишите уравнение

протекающего процесса. Объясните изменение интенсивности окраски раствора при нагревании. Укажите направление смещения равновесия гидролиза в результате нагревания. Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза и укажите причины этого влияния.

3) Влияние увеличения концентрации одноименных ионов. Соли висмута (III) в водных растворах сильно гидролизуются уже при обычных условиях с образованием основных солей:



Последняя соль, отщепляя воду, переходит в соединения висмутила – иона BiO^+ – в соответствии со схемой:



В пробирку внесите несколько кристаллов нитрата висмута (III) и добавьте 5-7 капель дистиллированной воды. При растворении должно наблюдаться образование осадка малорастворимого нитрата висмутила. Отметьте цвет осадка. Напишите уравнение процесса гидролиза в молекулярной форме. К раствору прибавьте по каплям 2М раствор азотной кислоты. Объясните происходящие изменения и укажите направление смещения равновесия при введении кислоты. Как изменится степень гидролиза соли?

3. Образование кислых солей при гидролизе. В одну пробирку налейте 3-4 мл раствора карбоната натрия, в другую – раствор гидрокарбоната натрия такой же концентрации и оцените значение рН этих растворов при помощи индикаторной бумаги. Напишите уравнения протекающих реакций и объясните, почему окраска индикаторной бумаги в этих растворах различна. Вычислите значения констант гидролиза этих солей при 25⁰С.

4. Совместный гидролиз двух солей. а) с образованием малорастворимого гидроксида. В пробирку налейте 2-3 мл раствора сульфата алюминия и прибавьте к нему раствор карбоната натрия. Какой газ при этом

выделится? Какой состав осадка? Испытайте его отношение к раствору щелочи (2M), к раствору соляной или серной кислоты (2M). Запишите процесс гидролиза соли алюминия в ионно-молекулярной и молекулярной форме. Вычислите константу гидролиза по первой ступени, сделайте вывод о глубине протекания процесса. Запишите процесс гидролиза карбоната натрия. Сделайте вывод, как влияет гидролиз Na_2CO_3 на смещение равновесия гидролиза соли алюминия. Запишите в молекулярной, ионно-молекулярной форме процесс совместного гидролиза сульфата алюминия и карбоната натрия. При каких условиях при смешивании растворов двух солей возможно протекание реакции совместного гидролиза, и при соблюдении каких условий возможна только реакция ионного обмена с образованием двух новых солей?

б) с образованием малорастворимой основной соли. К раствору сульфата меди прилейте раствор карбоната натрия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Создаются ли условия для совместного гидролиза? Как окрашен осадок? Наблюдается ли выделение газообразных продуктов? Запишите отдельно реакции гидролиза сульфата меди, карбоната натрия. Запишите реакцию совместного гидролиза двух солей с образованием карбоната гидроксомеди в ионно-молекулярной и молекулярной форме.

Работа 10. Окислительно-восстановительные реакции

Вопросы и задачи для подготовки к работе

Общие сведения об окислительно-восстановительных реакциях

Типы химических реакций (без изменения степени окисления и окислительно-восстановительные). Классификация окислительно-восстановительных реакций.

Окислители, восстановители. Процесс окисления, восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Изменение окислительно-восстановительных свойств простых веществ в зависимости от положения веществ в группах и периодах.

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций: 1) метод электронного баланса; 2) ионно-электронный метод (метод полуреакций). Правила записи ионно-электронных полуреакций в кислой и щелочной средах. Влияние среды на протекание окислительно-восстановительных процессов. Анализ возможных продуктов окислительно-восстановительных реакций с участием перманганата калия, дихромата калия. Взаимодействие металлов и неметаллов с серной и азотной кислотами (разбавленной, концентрированной).

Литература: 1, с. 234-240; 2, с. 216-224; 3, с. 255-263.

Электродные потенциалы

Электрод. Электродный потенциал. Стандартный водородный электрод. Понятие о стандартном электродном потенциале. Зависимость электродных потенциалов от концентрации. Уравнение Нернста. Электрохимический ряд напряжений металлов. Факторы, определяющие положение металла в ряду напряжений. Гальванические элементы. Расчет электродвижущей силы (ЭДС) гальванических элементов. Практическое использование гальванических элементов.

Стандартные потенциалы окислителей и восстановителей.

Сопоставление окислительно-восстановительных свойств, исходя из значений окислительно-восстановительных потенциалов сопряженной пары окисленная форма + $n\bar{e}$ = восстановленная форма.

Определение направления окислительно-восстановительных реакций с использованием таблиц стандартных окислительно-восстановительных потенциалов для. Расчет энергии Гиббса окислительно-восстановительных процессов.

Расчет констант равновесия окислительно-восстановительных реакций в водных растворах электролитов.

Зависимость окислительно-восстановительных потенциалов от концентрации окисленной и восстановленной форм.

Представление о коррозии металлов. Химия процессов коррозии в различных средах. Защита металлов от коррозии.

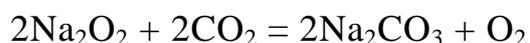
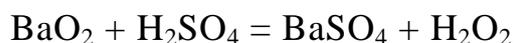
Литература: 1, с. 240-247; 2, с. 203-212, 224-226; 3, с. 263-284.

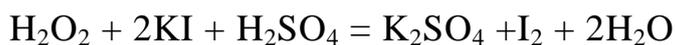
Электролиз

Окислительно-восстановительные процессы при электролизе. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Последовательность разрядки положительных и отрицательных ионов на катоде и аноде соответственно.

Литература: 2, с. 226-228; 3, с. 295-301; 3, с. 285-295.

1. Определите степени окисления всех элементов в соединениях: NH_4NO_3 , H_2O_2 , H_5IO_6 , CaHPO_3 , FeS_2 , $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$.
2. Какие из ниже приведенных реакций являются окислительно-восстановительными? Ответ мотивировать.



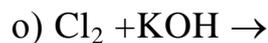
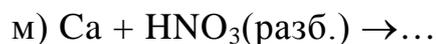
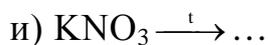
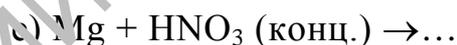
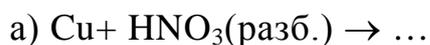


3. Какая из солей – MnSO_4 или KMnO_4 – может быть восстановителем? Почему?

4. Определите число электронов, участвующих в следующих переходах, и характер процесса (окисления или восстановления):



5. Укажите продукты взаимодействия реакций, расставьте коэффициенты в реакциях, протекающих в водной среде, методом ионно-электронного баланса, а в прочих случаях - методом электронного баланса. В каждом случае укажите тип ОВР.



6. Вычислите потенциал цинкового электрода, погруженного в 0,05 М раствор хлорида цинка. (-0,798)

7. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из медного электрода, погруженного в 0,1 М раствор нитрата меди и водородного электрода, погруженного в 0,01 М раствор бромоводородной кислоты. Составьте схему гальванического элемента. (0,43)

Цель работы – усвоение закономерностей протекания окислительно-восстановительных реакций, их направления и глубины; приобретение навыка

проведения анализа возможных схем протекания в зависимости от среды, в которой происходит реакция, концентрации, природы веществ.

Приборы и реактивы: штативы с пробирками, спиртовки, шпатели, держатели, металлическая ложечка, реактивы, перечисленные при описании опытов.

Форма протокола: работа № 1.

Описание работы

1. Окислительные свойства перманганата калия в различных средах

Приготовьте в пробирке раствор сульфита натрия, для чего поместите в пробирку небольшое количество кристаллов соли, до половины объема пробирки добавьте воду, хорошо перемешайте раствор, который используйте в последующих опытах.

1.1. В две пробирки налейте 1-2 см³ 1М серной кислоты, в одну пробирку добавьте 0,5-1см³ раствора сульфита натрия, в другую - 0,5-1см³ раствора сульфата железа (II); затем постепенно добавляйте к каждой пробирке раствор перманганата калия. Объясните наблюдаемые явления.

1.2. В пробирку налейте 1-2 см³ раствора сульфита натрия и равное количество концентрированного раствора щелочи (30 %), а затем постепенно добавляйте раствор перманганата калия. Объясните появление зеленой окраски. Оставьте раствор для дальнейших наблюдений. Образующиеся в растворе ионы MnO_4^{2-} обычно неустойчивы и зеленая окраска ионов MnO_4^{2-} исчезает. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Запишите уравнение диспропорционирования манганата калия.

1.3. В пробирку налейте раствор сульфита натрия ($1-2 \text{ см}^3$) и приливайте по каплям раствор перманганата калия. Объясните образование бурого осадка и напишите уравнение протекающей реакции.

2. Взаимодействие металлов с кислотами и щелочами

2.1. В четыре пробирки поместите по небольшому кусочку магния, цинка, железа и меди. В каждую пробирку добавьте примерно до $1/3$ объема 20 %-ного раствора соляной кислоты. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения реакций. Сопоставьте интенсивность выделения газа в пробирках с величинами стандартных электродных потенциалов E° этих металлов.

2.2. Поместите в две пробирки по кусочку железа и меди. В каждую пробирку добавьте несколько капель концентрированной серной кислоты. Если реакция не протекает при комнатной температуре, содержимое пробирок нагрейте. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения протекающих реакций.

2.3. В две пробирки поместите по небольшому кусочку металлической меди. В первую пробирку добавьте $1-3 \text{ см}^3$ разбавленной азотной кислоты, а во вторую – $1-3 \text{ см}^3$ концентрированной. При необходимости нагрейте содержимое пробирок. Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнения протекающих реакций.

2.4. В пробирку поместите гранулу алюминия, добавьте $1-3 \text{ см}^3$ концентрированного раствора щелочи (30 %). Объясните наблюдаемые явления и напишите уравнение реакции, учитывая, что алюминий при окислении в щелочной среде переходит в гидроксокомплекс.

3. Окислительно-восстановительные свойства соединений хрома

3.1. В пробирку налейте 1-2 см³ раствора сульфита натрия, добавьте 1 см³ 1М H₂SO₄ и приливайте по каплям раствор дихромата калия. Объясните изменение окраски раствора и напишите уравнения протекающих реакций.

3.2. В пробирку налейте 1-2 см³ раствора сульфата железа (II), добавьте 1-2 см³ 1М H₂SO₄ и приливайте по каплям раствор дихромата калия. Как меняется окраска дихромата? Запишите уравнение реакции.

3.3. В пробирку с 1-2 см³ раствора хлорида хрома (III) по каплям добавляйте 1М раствор гидроксида натрия до растворения первоначально образовавшегося осадка. Изменился ли при этом цвет раствора? Далее к полученному раствору прибавьте несколько капель раствора пероксида водорода. Отметьте наблюдаемый эффект. Запишите уравнения всех реакций, протекающих при проведении данного опыта.

4. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода

4.1. Налейте в пробирку примерно 1 см³ раствора соли марганца (II), добавьте к нему такой же объем раствора щелочи, а затем 2-3 см³ 3 %-го раствора пероксида водорода. Что наблюдается? Об образовании какого соединения марганца свидетельствует окраска? Напишите уравнение. Укажите, какую функцию выполняет в этой реакции пероксид водорода. В ходе реакции может выделяться кислород, поскольку образующиеся в ходе реакции соединения марганца катализируют разложение пероксида. Напишите уравнения химических реакций. Укажите, какую функцию выполняет в этой реакции пероксид водорода.

4.2. К небольшому количеству раствора иодида калия добавьте несколько капель крахмала, затем – по каплям 3 %-й раствор пероксида водорода. Отметьте изменение окраски, рассчитайте ΔE°.

4.3. К раствору хлорида кобальта (II) добавьте по каплям раствор щелочи. Отметьте цвет осадка. Затем по каплям прибавьте раствор пероксида водорода. Как изменился цвет осадка? Наблюдается ли выделение газа? (соединения

кобальта (III) катализируют разложение пероксида). Запишите уравнения реакций.

4.4. К раствору пероксида водорода добавьте немного 1 М раствора серной кислоты, разделите на две пробирки. Затем к одной пробирке добавьте несколько капель раствора перманганата калия, к другой – дихромата калия. Какой газ выделяется в ходе реакции? Какую роль – окислителя или восстановителя – выполняет H_2O_2 в данном случае?

5. Окислительно-восстановительные свойства соединений галогенов

5.1. В колбу Вюрца поместите перманганат калия или оксид марганца (IV), в делительную воронку налейте концентрированную соляную кислоту. Что наблюдается при приливании кислоты к окислителю? Газоотводную трубку погрузите последовательно в пробирки, содержащие 5 см^3 растворов иодида калия, бромида калия, фторида натрия. Что наблюдается в пробирках? После окончания пропускания хлора через растворы бромида и иодида добавьте к ним несколько капель крахмала. О чем свидетельствует появление синей окраски в одной из пробирок?

Используя значения стандартных электродных потенциалов для процесса $\text{Hal}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}:\text{I}^-$, объясните, как меняются окислительные свойства галогенов и восстановительные свойства галогенид-ионов с увеличением порядкового номера элемента.

5.2. К раствору иодида калия прилейте несколько капель раствора хлорида железа (III). Что наблюдается? Затем прибавьте 1-2 капли раствора крахмала. О чем свидетельствует появление синей окраски? Запишите уравнение реакции, используя значения стандартных электродных потенциалов, вычислите для данной реакции ΔG°_{298} и значение константы равновесия.

5.3. Налейте в пробирку примерно 3 см³ раствора иодида калия, растворите в нем 2-3 кристаллика йода. К полученному раствору прилейте 2-3 см³ раствора тиосульфата натрия. Отметьте изменение цвета раствора. Запишите уравнение реакции с учетом того, что тиосульфат превращается в тетрагидрат натрия Na₂S₄O₆. Какую роль в данной реакции выполняет йод?

РЕПОЗИТОРИЙ БГПУ

Работа 11. Координационные соединения

Вопросы и задачи для подготовки к работе

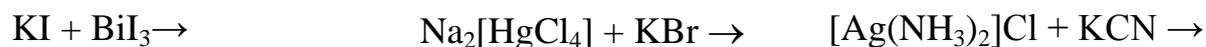
Координационные (комплексные) соединения. Строение координационных соединений: комплексообразователь, лиганды, координационное число комплексообразователя, внутренняя и внешняя сферы. Природа связи между комплексообразователем и лигандом в координационных соединениях. Способность элементов периодической системы к образованию координационных соединений.

Классификация координационных соединений: катионные, анионные и нейтральные. Классификация координационных соединений по виду координируемых лигандов: амино-, аква-, гидроксо-, ацидокомплексы, карбонилы. Номенклатура координационных соединений.

Диссоциация координационных соединений в водных растворах. Первичная и вторичная диссоциация. Константы устойчивости и нестойкости координационных соединений. Использование процессов комплексообразования для перевода в раствор малорастворимых электролитов. Разрушение координационных соединений: образование осадков, превращение в более прочные координационные соединения, изменение степени окисления иона-комплексообразователя.

1. Запишите уравнения реакций ко всем опытам на черновике в соответствии с описанием опытов.
2. Назовите координационные соединения, запишите уравнения их электролитической диссоциации, составьте выражения для констант нестойкости координационных ионов: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$, $\text{K}[\text{AlF}_4]$, $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$.

3. Закончите уравнения реакций, запишите их в молекулярной и ионно-молекулярной форме:



4. Определите концентрацию ионов внешней сферы, комплексообразователя и лигандов в 0,1М растворе дицианоаргентата калия. Как изменятся концентрации всех ионов при разбавлении раствора в два раза? $K_{\text{н}} = 8 \cdot 10^{-22}$. (0,1; $2,7 \cdot 10^{-8}$; $5,4 \cdot 10^{-8}$ – до разбавления)
5. Рассчитайте концентрацию ионов ртути в 0,01М $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, содержащем 0,1М избыточного KI. $K_{\text{н}} = 1,48 \cdot 10^{-30}$. ($1,48 \cdot 10^{-28}$)
6. Произойдет ли образование осадка при взаимодействии $5 \cdot 10^{-4}$ М раствора тетраидомеркурата калия, содержащего 2 моль/дм^3 избыточного KI, с равным объемом 0,4М раствора сульфида калия? (да)
7. Вычислите величину ΔG^0_{298} процесса диссоциации гексацианокобальтат(III)-иона, если $K_{\text{н}} = 1 \cdot 10^{-64}$. ($365,2 \text{ кДж/моль}$)

Литература: 1, с. 206-208; 2, с. 124-140, 276-279, 3, с. 563-586.

Цель работы – проведение синтеза ряда комплексных соединений и опытов, характеризующих некоторые их свойства.

Приборы и реактивы: штативы с пробирками, спиртовки, шпатели, держатели, реактивы, перечисленные при описании опытов.

Форма протокола: работа №1.

Описание работы

1. Получение тетраидовисмутата калия. В пробирку налейте не более $0,5 \text{ см}^3$ раствора соли висмута (III), осторожно прибавьте по каплям 2М раствор иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Продолжайте

добавлять раствор иодида калия до растворения осадка. Отметьте цвет раствора. Запишите уравнения происходящих процессов в молекулярной и в ионно-молекулярной форме. Запишите уравнение электролитической диссоциации полученного соединения. Отлейте несколько капель раствора комплексной соли и разбавьте водой. Что наблюдается?

При незначительном разбавлении водой из раствора может вновь выпадать черный осадок BiI_3 , а при сильном разбавлении – оранжевый осадок основной соли (иодида висмутила).

2. Получение тетраиодомеркурата калия. В пробирку налейте $0,2 \div 0,5 \text{ см}^3$ раствора нитрата ртути. По каплям осторожно добавляйте 2М раствор иодида калия до полного растворения образовавшегося вначале осадка иодида ртути. Отметьте цвет осадка соли и цвет раствора комплексного соединения. Запишите уравнения происходящих процессов в молекулярной и в ионно-молекулярной форме. Раствор комплексной соли сохраните до следующего опыта.

3. Определение устойчивости $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ в присутствии щелочи. К раствору нитрата ртути по каплям прибавляйте 2М раствор гидроксида натрия. При этом образуется гидроксид ртути (II), который быстро разлагается по схеме: $\text{Hg}(\text{OH})_2 = \text{HgO} + \text{H}_2\text{O}$. Отметьте цвет образовавшегося оксида ртути (II). Прилейте по каплям раствор щелочи к раствору тетраиодомеркурата, полученного в опыте 2. Наблюдаются ли изменения? Разрушился ли комплексный ион? Объясните, почему в растворе комплексной соли осадок оксида не выпадает?

4. Получение сульфата тетрааммин.меди (II). В пробирку с $0,5 \div 1,0 \text{ мл}$ раствора сульфата меди добавьте по каплям 25 %-ный раствор аммиака. На первой стадии возможно образование осадка основной соли. Каков его цвет? При дальнейшем прибавлении раствора аммиака происходит растворение осадка за счет образования хорошо растворимого комплексного соединения. Отметьте его цвет в растворе. Отлейте $1 \div 2$ капли раствора сульфата тетрааммин.меди (II) в

другую пробирку и прибавьте к нему равный объем спирта. Вследствие плохой растворимости сульфата тетрааммин.меди (II) в водно-спиртовой смеси должен выделиться осадок. Отметьте цвет осадка. Напишите уравнения всех происходящих процессов в молекулярной и в ионно-молекулярной формах. Запишите уравнение электролитической диссоциации сульфата тетрааммин.меди (II) и количественно охарактеризуйте различные стадии процесса.

5. Получение аквакомплексов кобальта (II). В одну пробирку внесите 3-4 капли дистиллированной воды, в другую – такой же объем спирта. Добавьте в обе пробирки небольшое количество кристаллов шестиводного кобальт (II)-хлорида, растворы перемешайте. Отметьте различие в окрасках водного и спиртового растворов соли. Напишите координационную формулу гексааквакобальт (II)- хлорида $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, учитывая, что вся вода входит во внутреннюю сферу комплекса, а координационное число кобальта равно шести. Напишите уравнения первичной и вторичной электролитической диссоциации полученной соли. Укажите, присутствием каких ионов обусловлена окраска водного раствора хлорида кобальта.

Спирт действует дегидратирующим образом на аквакомплекс кобальта, последний в его присутствии теряет две молекулы воды. При этом координационное число кобальта не меняется, хлорид-ионы переходят из внешней сферы комплекса во внутреннюю. Запишите уравнение частичной дегидратации кобальт (II)-гексааквахлорида в присутствии спирта. Формулу спирта в уравнении реакции не записывайте. Добавьте к спиртовому раствору хлорида кобальта 5÷6 капель воды. Изменилась ли окраска? Объясните наблюдаемое явление, укажите, как смещается равновесие процесса дегидратации аквакомплекса кобальта при добавлении воды.

6. Получение соединения, содержащего комплексный катион и анион (гексаамминникель (II) – гексацианоферрата (II)). В пробирку налейте 0,5÷1,0 см^3 раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и 0,5÷1,0 см^3 раствора сульфата никеля (II). К

полученному осадку гексацианоферрата никеля добавьте 25 %-ный раствор аммиака до образования бледно-лиловых кристаллов комплексной соли $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Напишите уравнения протекающих реакций.

7. Превращение менее прочного комплекса в более прочный. Тиоцианат калия (KNCS) образует с ионами Fe^{3+} комплексы. Состав комплексов зависит от концентрации реагирующих веществ и может быть представлен формулой $[\text{Fe}(\text{NCS})_i]$, где $i=1,2,3$. Реакция обратима, поэтому для получения комплексов роданид калия следует брать в избытке. К раствору соли Fe^{3+} прибавьте по каплям раствор роданида калия (или аммония). Отметьте цвет раствора. К полученному раствору добавляйте по каплям раствор фторида калия. Ионы Fe^{3+} образуют с фторид-ионами комплекс (гексафтороферрат). Запишите уравнения происходящих реакций. Отметьте окраску раствора, содержащего ионы $[\text{FeF}_6]^{3-}$. Каково соотношение констант нестойкости роданидных и фторидного комплексов железа (III)?

8. Получение гексацианоферрата меди (II). В пробирку с $0,5 \div 1,0 \text{ см}^3$ раствора сульфата меди добавьте такой же объем раствора гексацианоферрата (II) калия. Отметьте цвет образовавшегося осадка. Напишите уравнение реакции в молекулярной и в ионно-молекулярной формах. Разделите осадок на две части: к одной прибавьте 2М HCl, к другой – по каплям 2М раствор щелочи. Укажите, что наблюдается?

Литература

Основная

1. Ахметов Н. С. Общая и неорганическая химия. – М.: Высш. шк., 2002. – 743 с.
2. Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. Общая и неорганическая химия. – М.: Химия, 1992. – 592 с.
3. Глинка Н. Л. Общая химия: учеб. пособие для вузов. – Л.: Химия, 1998. – 704 с.

Дополнительная

4. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие для вузов / под ред. В. А. Рабиновича и Х. М. Рубиной. – Л.: Химия, 1987. – 272 с.
5. Методы решения задач по общей химии: учеб. пособие / Е. И. Василевская, Т. В. Свиридова. - Минск : Вышэйш. шк., 2007. - 128 с.
6. Гольбрайх З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для хим.-технол. вузов. – М.: Высш. шк., 1984. – 224 с.
7. Зайцев О. С. Задачи и вопросы по химии: учеб. пособие для вузов. – М.: Химия, 1985. – 304 с.
8. Химия. Пособие - репетитор. – Ростов н/Д.: Феникс, 2007. – 762 с.
9. Химия: пособие по общ. и неорганич. химии для учащихся лицея БГУ / Т. А. Колевич, Вадим Э. Матулис, Виталий Э. Матулис. – Мин.ск : Изд.центр БГУ, 2007. – 231 с.

Содержание

Введение.....	2
Общие правила работы в химической лаборатории.....	5
Правила техники безопасности.....	7
Основные приемы работы в лаборатории.	8
Работа 1. Основные классы неорганических соединений	13
Работа 2. Приготовление растворов заданного состава	20
Работа 3. Определение молярной концентрации раствора щелочи титрованием	27
Работа 4. Определение теплоты растворения соли.....	35
Работа 5. Определение скорости химической реакции.....	45
Работа 6. Смещение химического равновесия	50
Работа 7. Определение константы равновесия	56
химической реакции.....	56
Работа 8. Электролитическая диссоциация. Реакции ионного обмена	61
Работа 9. Гидролиз солей	66
Работа 10. Окислительно-восстановительные реакции	71
Работа 11. Координационные соединения.....	79
Литература	84
Содержание	85

Учебное издание

Мицкевич Елена Николаевна
Окаев Евгений Борисович

ОБЩАЯ ХИМИЯ:
введение в химический эксперимент

Лабораторный практикум

Редактор Л. М. Корженевская
Технический редактор Д. В. Вербицкая
Компьютерная верстка Д. В. Вербицкая

Подписано в печать 30.10.08. Формат 60x84 1/16. Бумага офсетная.
Гарнитура Таймс. Печать Riso. Усл. печ. л. 4,82. Уч.-изд. л. 3,96.
Тираж 200 экз. Заказ 558

Издатель и полиграфическое исполнение:

Учреждение образования «Белорусский государственный
педагогический университет имени Максима Танка».

ЛИ № 02330/0133496 от 01.04.04.

ЛП № 02330/0131508 от 30.04.04.

220020, Минск, Советская, 18.