

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ АВТОНОМНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

«МУРМАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

Кафедра химии

**Методические указания
к лабораторным работам**

По дисциплине: **Б1.О.09.01 Химия**

указывается цикл (раздел) ОП, к которому относится дисциплина, название дисциплины

для направления подготовки
(специальности) **08.03.01 Строительство**

код и наименование направления подготовки (специальности)

профиль «Промышленное и гражданское строительство»

наименование профиля /специализаций/образовательной программы

Квалификация выпускника, уровень
подготовки **Бакалавр**

(указывается квалификация (степень) выпускника в соответствии с ФГОС ВО)

Форма обучения **очная, заочная**

Мурманск
2021

Составитель – Долгопятова Наталия Владимировна, канд.техн.наук., доцент, доцент кафедры химии

Методические указания рассмотрены и одобрены на заседании кафедры химии.

ОГЛАВЛЕНИЕ

I. Общие организационно-методические указания

II. Перечень лабораторных работ

III. Методические указания к лабораторным работам

I. ОБЩИЕ ОРГАНИЗАЦИОННО - МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

Цель изучения дисциплины:

формирование компетенций в соответствии с квалификационной характеристикой бакалавра и учебным планом для направления подготовки 08.03.01 «Строительство», направленность «Промышленное и гражданское строительство»

Задачи дисциплины:

дать необходимые теоретические знания, практические умения и навыки по основам химии, позволяющие успешно использовать их в профессиональной деятельности

В результате изучения дисциплины бакалавр должен:

Знать:

Реакционная способность веществ: периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, виды химической связи, комплементарность; химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, химическая кинетика, энергетика химических процессов, химическое и фазовые равновесия, скорость реакций и методы ее регулирования, электролиз, коррозия металлов и способы защиты от коррозии.

Уметь:

- использовать знания о химических свойствах веществ и базовых химических законах при решении профессиональных задач;

-использовать основные приемы работы в лаборатории и обработки экспериментальных данных.

Владеть:

- навыками выполнения химических лабораторных операций, обработки экспериментальных данных, составления отчетов.

Содержание разделов дисциплины: Основные законы и понятия химии. Реакционная способность веществ. Химическая связь и строение молекул. Элементы химической термодинамики. Основные положения и определения химической кинетики. Химическое равновесие. Свойства дисперсных систем. Растворы и их свойства. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные реакции. Электрохимические процессы. Коррозия металлов.

Реализуемые компетенции:

ОПК-1

Формы промежуточной аттестации:

Семестр 1 – экзамен

Сессия 2 – экзамен (ЗаО)

Планируемые результаты обучения

№ п/п	Код и содержание компетенции	Степень реализации компетенции	Этапы формирования компетенции (Индикаторы сформированности компетенций)
1.	<p>ОПК-1- Способен решать задачи профессиональной деятельности на основе использования теоретических и практических основ естественных и технических наук, а также математического аппарата</p>	<p>Компетенция реализуется полностью</p>	<p>ИД-1_{опп-1} Выявление и классификация физических и химических процессов, протекающих на объекте профессиональной деятельности.</p> <p>ИД-3_{опп-1} Определение характеристик химического процесса (явления), характерного для объектов профессиональной деятельности, на основе экспериментальных исследований</p> <p>ИД-5_{опп-1} Выбор базовых физических и химических законов для решения задач</p> <p>Знать: Реакционная способность веществ: периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, виды химической связи, химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, химическая кинетика, энергетика химических процессов, химическое и фазовые равновесия, скорость реакций и методы ее регулирования, электролиз, коррозия металлов и способы защиты от коррозии.</p> <p>Уметь: - использовать знания о химических свойствах веществ и базовых химических законах при решении профессиональных задач; -использовать основные способы обработки экспериментальных данных.</p> <p>Владеть: - навыками выполнения химических лабораторных операций, обработки экспериментальных данных, составления отчетов.</p>

Перечень лабораторных работ

№ п/п	Наименование лабораторных работ	Кол-во часов
1	<i>Техника безопасности при работе в химической лаборатории.</i> ЛР 1. Свойства основных классов неорганических соединений	4
2	ЛР 2. Энергетика химических реакций. Определение энтальпии реакции нейтрализации калориметрическим методом	2
3	ЛР 3. Химическая кинетика. Скорость химических реакций	2
4	ЛР 4. Приготовление растворов заданной концентрации. Определение точной концентрации раствора методом титрования	4
5	ЛР 5. Свойства растворов сильных и слабых электролитов. Гидролиз солей. Произведение растворимости	4
6	ЛР 6. Определение ЭДС гальванического элемента	2
7	ЛР 7. Коррозия металлов. Основные виды коррозии металлов. Методы защиты металлов от коррозии	2
8	ЛР 8. Дисперсные системы – эмульсии суспензии, коллоидные растворы	2
9	ЛР 9. Набухание сшитых полимеров	2
	<i>Итого</i>	24

Таблица 6.1 - Перечень лабораторных работ – заочная форма обучения

№ п/п	Наименование лабораторных работ	Кол-во часов
1	Определение энтальпии реакции нейтрализации калориметрическим методом	2
2	Свойства растворов сильных и слабых электролитов.	2
3	Электролиз растворов электролитов	2
4	Коррозия. Методы защиты металлов и сплавов от коррозии.	2
	<i>Итого</i>	8

РАБОТА В ЛАБОРАТОРИИ И ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ

Порядок работы в лаборатории

К работе в лаборатории химии допускаются обучающиеся прошедшие инструктаж на рабочем месте (первичный, повторный);

Обучающийся обязан:

- проходить инструктаж по безопасным методам и приемам выполнения работ, проверку знаний (опрос) требований охраны перед началом лабораторных работ в лабораториях кафедры химии,

- выполнять требования безопасной эксплуатации при работе с электрооборудованием,

- соблюдать требования охраны труда и пожарной безопасности в лабораториях и аудиториях кафедры.

- выполнять лабораторные работы в строгом соответствии с методикой работы и указаниями преподавателя,

- соблюдать правила личной гигиены (поддерживать своё рабочее место в чистоте) и требования санитарно-гигиенических норм.

Все работы должны проводиться в соответствии с безопасными методиками, в порядке и требованиями обеспечения безопасности, изложенных в методических указаниях, инструкциях по охране труда, утвержденных руководителем. С инструкциями по охране труда обучающиеся должны быть ознакомлены под роспись.

При выполнении лабораторных работ обучающийся должен контролировать процесс лабораторных установок, используя показания контрольно-измерительных приборов, температуру нагрева элементов установки. В случае обнаружения отклонений в режиме работы оборудования прекратить работу и немедленно сообщить преподавателю.

Обучающиеся обязаны:

- знать характеристики химических веществ, используемых при выполнении лабораторных работ;

- выполнять только ту лабораторную работу, которая поручена и разъяснена преподавателем;

- работать на закрепленном за ним рабочем месте, переход на другое место без разрешения преподавателя не допускается;

- содержать в чистоте рабочее место, не загромождать его посторонними предметами;

- при всех неполадках, неисправностях оборудования и приборов прекратить работу и сообщить преподавателю или сотруднику учебно-вспомогательного персонала;

- заметив нарушение инструкции по охране труда и правил поведения в лаборатории другими студентами, поставить в известность о нарушениях преподавателя;

- знать место положения первичных средств пожаротушения, аптечки первой помощи, плана эвакуации, пути эвакуации;

- не допускать на кафедре химии, лабораториях, местах общего пользования нарушений требований противопожарного режима, санитарных и гигиенических правил;

- запрещается обучающемуся при плохом самочувствии приступать к выполнению лабораторной работы, о плохом самочувствии доложить преподавателю.

Обучающемуся запрещается:

- входить в лабораторию в верхней одежде;

- работать в лаборатории в отсутствие преподавателя или сотрудника УВП, а также в неустановленное время без разрешения преподавателя;

- покидать рабочее место, оставляя без присмотра зажженные горелки и другие нагревательные приборы;

- принимать пищу в лаборатории и пить воду из химической посуды;

- пробовать на вкус какие-либо химические вещества;

- набирать ртом в пипетку химические жидкости, для этого необходимо использовать резиновую грушу;
- рабочие опыты с химическими веществами, выпаривание и кипячение растворов, содержащих хлор, бром, йод и т. п. проводить только в вытяжном шкафу.
- курить в помещениях и на территории университета;

Требования перед началом работы

Перед началом каждого занятия, обучающиеся должны изучить методику проведения лабораторной работы, ознакомиться с руководством по эксплуатации лабораторной установки или оборудования.

Обучающийся не должен:

- входить в помещение лаборатории без разрешения преподавателя.
- самостоятельно включать электроосвещение и электроприборы.

Обучающийся перед началом лабораторной работы обязан:

- осмотреть рабочее место;
- подготовить для проведения работы все необходимые реактивы, инвентарь, вспомогательные материалы в строгом соответствии с методикой проведения лабораторной работы;
- в случае обнаружения, каких либо замечаний перед началом работ (неисправности оборудования отсутствия или неисправности контрольно-измерительных приборов, несоответствия лабораторной установки методическим указаниям или описанию конструкции и др.), поставить в известность преподавателя или представителя учебно-вспомогательного персонала кафедры.

Запрещается обучающемуся приступать к выполнению лабораторной работы до устранения всех обнаруженных замечаний.

Особое внимание обучающийся обязан обратить на источники вредных, опасных факторов, которые могут привести к травмированию:

- поражение электрическим током при нарушении правил пользования электроприборами;
- порезы рук при небрежном обращении с лабораторной посудой;
- химические ожоги при попадании на кожу или в глаза едких химических веществ (кислот, щелочей);
- термические ожоги при неаккуратном использовании спиртовок и нагревании реактивов в пробирках, колбах и т.п.;
- ожоги от возникшего пожара при неаккуратном обращении с легковоспламеняющимися и горючими жидкостями;
- отравление парами и газами химических веществ (аммиак, сероводород; оксиды азота и серы);

В каждом несчастном случае пострадавший или очевидец несчастного случая обязан немедленно сообщить преподавателю или сотруднику УВП.

Требования во время работы

1. Предварительно прочитать соответствующие разделы учебника, лекции и ознакомиться с содержанием лабораторной работы.

2. При работе точно соблюдать порядок и последовательность операций, указанных в инструкции.

3. Сухие реактивы необходимо брать чистым шпателем или стеклянной ложечкой. При наливание растворов из склянок следует держать последние таким образом, чтобы этикетка была повернута вверх (во избежание ее загрязнения).

4. Если нет указаний о дозировке реактивов для данного опыта, то брать их надо в возможно меньшем количестве: сухие вещества – в количестве, закрывающем дно пробирки, а растворы – не более 1/6 объема пробирки.

5. Излишки реактивов запрещается высыпать (выливать) обратно в сосуды, из которых они были взяты.

6. Крышки и пробки от реактивных банок следует класть на стол поверхностью, которая не соприкасается с реактивом. После употребления реактива банку или склянку тотчас же закрыть пробкой и поставить на место.

7. Внимательно следить за ходом опыта, замечать все изменения и отмечать их в лабораторном отчете. После окончания работы привести в порядок рабочее место.

Меры предосторожности при работе в лаборатории

1. Запрещается проводить эксперименты без разрешения преподавателя.

2. При работе с открытым пламенем (спиртовка) или электроплиткой соблюдать осторожность.

3. Все опыты с ядовитыми, неприятно пахнущими веществами, а также упаривание кислот и кислых растворов производить только в вытяжном шкафу.

4. Опыты с легко воспламеняющимися веществами необходимо проводить вдали от огня.

5. При работе с металлическим натрием и другими щелочными металлами следует остерегаться воды. Обрезки щелочных металлов сдавать лаборанту и ни в коем случае не бросать в банки с мусором.

6. При нагревании растворов в пробирке всегда следует держать ее таким образом, чтобы отверстие пробирки было направлено от работающего и его соседей по рабочему столу. Особенно важно соблюдать это в тех случаях, когда нагреваемой жидкостью являются концентрированные кислоты или растворы щелочей. Рекомендуется эти опыты проводить под тягой.

7. Не наклонять лицо над нагреваемой жидкостью или сплавляемыми веществами во избежание попадания брызг на лицо.

8. Не следует вдыхать пахучие вещества, в том числе и выделяющие газы, близко наклоняясь к сосуду с этими веществами. Следует легким движением руки направить струю воздуха от отверстия сосуда к себе и осторожно вдохнуть.

9. При разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, вливать кислоту в воду (небольшими порциями), а не наоборот.

10. Следует помнить, что концентрированная азотная кислота при действии на некоторые органические вещества (скипидар, промасленная бумага, древесная стружка, ветошь и т.д.) вызывает их воспламенение.

11. При возникновении каких-либо неясностей следует работу прекратить и обратиться за разъяснением к преподавателю.

Требования по окончании работы

Произвести внешний осмотр помещения, оборудования, инструмента и приспособлений, привести их в порядок.

Привести в порядок рабочее место, вымыть химическую посуду с применением моющих средств.

Отключить лабораторное оборудование, приборы, используемые в процессе лабораторной работы.

Вымыть руки теплой водой с мылом.

Обо всех недостатках и неисправностях, обнаруженных во время лабораторной работы, обучающийся обязан сообщить преподавателю или сотруднику учебно-вспомогательного персонала кафедры.

Оказание первой помощи в лаборатории

1. При попадании на кожу концентрированных кислот (серной, азотной, уксусной и т.д.) следует немедленно промыть сильной струей воды обожженное место в течение 3 – 5 мин., после чего наложить повязку из ваты, смоченной спиртовым раствором танина или 3-% раствором перманганата калия. При сильных ожогах после оказания первой помощи немедленно обратиться к врачу.

2. При ожоге кожи растворами щелочей промывать обожженный участок кожи до тех пор, пока она не перестанет быть скользкой на ощупь, после чего наложить повязку из спиртового раствора танина или 3-% раствора перманганата калия.

3. При попадании брызг кислоты или щелочи в глаза немедленно промыть поврежденный глаз большим количеством воды комнатной температуры, после чего сейчас же обратиться к врачу.

4. При ожогах горячими предметами (стекло, металлы и т.д.) наложить сначала повязку из спиртового раствора танина или раствора перманганата калия, а затем жирную повязку (мазь от ожогов).

5. При ожогах фосфором необходимо наложить на обожженное место повязку, смоченную 2-% раствором сульфата меди.

6. При отравлении хлором, бромом, сероводородом, окисью углерода необходимо вывести пострадавшего на воздух, а затем обратиться к врачу.

7. В случае загорания одежды гасить пламя следует обертыванием в одеяло, которое должно находиться в строго определенном месте.

Лабораторная работа
СВОЙСТВА ОСНОВНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Опыт 1. Получение основания при взаимодействии металла с водой

Завернуть в марлю немного металлического кальция и при помощи щипцов подвести под пробирку наполненную водой и опрокинутую в кристаллизатор с водой.

Выделяющийся газ собрать в пробирку. Доказать, что этот газ – водород, добавив в кристаллизатор несколько капель фенолфталеина. По цвету индикатора определить, какое вещество присутствует в воде.

Написать уравнение реакции.

Опыт 2. Получение основания при взаимодействии основного оксида с водой.

Небольшое количество оксида кальция взболтать в пробирке с водой. Прибавить несколько капель лакмуса или фенолфталеина. Отметить цвет индикатора.

Написать уравнение реакции.

Опыт 3. Получение нерастворимого основания при взаимодействии соли со щелочью.

Налить в разные пробирки по 1 – 1,5 мл солей сульфата никеля (II), сульфата магния, сульфата меди, хлорида железа (III) и прибавить к ним 1 – 2 мл раствора гидроксида натрия. Наблюдать выпадение осадков. Указать их цвет. Сохранить полученные осадки для опыта № 8.

Написать соответствующие уравнения реакций.

Опыт 4. Получение кислот из их ангидридов.

Стеклянной палочкой взять немного фосфорного ангидрида и смешать его с небольшим количеством воды. Чем сопровождается данная реакция? Полученный раствор испытать синей лакмусовой бумагой. Наблюдать изменение цвета лакмусовой бумаги.

Написать уравнение реакции.

Опыт 5. Получение кислоты при взаимодействии соли с другой кислотой.

Положить в пробирку немного сухого ацетата натрия и облить его разбавленной серной кислотой. Обнаружить образующуюся уксусную кислоту по запаху.

Написать уравнение реакции.

Опыт 6 (групповой). Получение соли при взаимодействии металла с неметаллом.

Отвесить на технических весах 0,5 г порошкообразного цинка. Рассчитать какое количество серы необходимо, чтобы соединить с навеской цинка для получения сульфида цинка. Отвесить это количество серы, взятой в виде порошка. Смешать цинк с серой. Положить смесь на железный лист, и в вытяжном шкафу, соблюдая меры безопасности, поджечь смесь горящей лучиной. Наблюдать за вспышкой через опущенное стекло вытяжного шкафа.

Небольшую часть получившегося сульфида цинка перенести в пробирку и обработать разбавленной соляной кислотой. Наблюдать выделение сероводорода (ОСТОРОЖНО!).

Написать уравнения реакций.

Опыт 7. Получение соли при взаимодействии металла с солью другого металла.

Налить в пробирку 2 – 3 мл раствора сульфата меди. Очистить наждачной бумагой железный гвоздь и осторожно опустить его в пробирку с раствором. Наблюдать изменение окраски раствора и выделение металлической меди.

Написать уравнение реакции.

Опыт 8. Получение солей при взаимодействии кислот с основанием.

В пробирки с нерастворимыми основаниями, полученными в опыте 3, прилить раствор кислоты (соляной или серной) до растворения осадков. Отметить цвет образующихся растворов солей.

Написать уравнения реакций.

Опыт 9. Получение соли при взаимодействии кислотного оксида с основанием.

Налить в пробирку 2 – 3 мл раствора гидроксида бария и пропустить через раствор ток углекислого газа из аппарата Киппа до выпадения осадка. Отметить цвет осадка.

Написать уравнение реакции.

Опыт 10. Получение кислой соли.

Налить в пробирку 2 – 3 мл раствора гидроксида бария и пропустить через раствор ток углекислого газа из аппарата Киппа до выпадения осадка. Продолжать пропускать ток углекислого газа до полного растворения осадка. Растворение осадка объясняется образованием растворимой кислой соли – гидрокарбоната бария.

Написать уравнение реакции.

Опыт 11. Получение основной соли.

В пробирку налить 2 – 3 мл раствора ацетата свинца и прибавить немного оксида свинца (II). Смесь нагреть. Наблюдать изменение цвета за счет образования осадка основной соли – гидроацетата свинца (II).

Написать уравнение реакции.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называются оксидами? Приведите примеры основных, кислотных и амфотерных оксидов.
2. Как образуются гидроксиды? Какие вещества называются основаниями, кислотами?
3. На примере оксидов и гидроксидов элементов третьего периода Периодической системы объясните изменение их характера при увеличении порядкового номера.
4. Как определяют кислотность основания? Основность кислоты? Приведите примеры.
5. Приведите основные способы получения солей, напишите уравнения реакций.
6. Как образуются нерастворимые в воде основания?
7. Приведите примеры амфотерных гидроксидов. Напишите уравнения реакций их взаимодействия с кислотами и щелочами

Лабораторная работа
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИИ РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ
КАЛОРИМЕТРИЧЕСКИМ МЕТОДОМ

Для расчетов изменения энтальпии при прохождении химической реакции («энтальпии реакции») чаще всего пользуются энтальпиями образования веществ.

Энтальпией образования называется изменение энтальпии в реакции образования 1 моль химического соединения из простых веществ, устойчивых при данных условиях.

Энтальпии образования $\Delta_f H^0_{298}$ в справочниках даются для стандартных условий в расчете на 1 моль образующегося вещества. Энтальпии образования простых веществ в их наиболее устойчивых состояниях при стандартном давлении и температуре (стандартное состояние простого вещества) принимаются равными нулю.

Из первого закона термодинамики - энергия не возникает из ничего и не исчезает, а только превращается из одной формы в другую в эквивалентных количествах - вытекает закон Гесса, который в современной формулировке гласит, что изменение энтальпии при протекании химического процесса ($P = \text{const}$) зависит только от вида и состояния исходных веществ и продуктов реакции и не зависит от пути перехода.

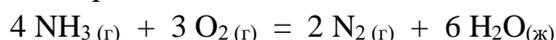
Из закона Гесса следует, что энтальпия реакции равна разности сумм энтальпий образования продуктов реакции и энтальпий образования исходных веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов):

$$\Delta_r H^0_{298} = \sum \nu_i \Delta_f H^0_{298} \text{ прол.} - \sum \nu_i \Delta_f H^0_{298} \text{ исх. в-в} \quad (1)$$

Рассмотрим пример расчета теплового эффекта реакции.

Пример 1. Рассчитайте тепловой эффект реакции окисления аммиака.

Решение. Составим уравнение реакции:



Из таблицы выпишем значения стандартных энтальпий образования веществ, участвующих в реакции:

$$\Delta_f H^0_{298} (\text{NH}_3(\text{г})) = -46 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta_f H^0_{298} (\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) = -286 \text{ кДж/моль}$$

Стандартные энтальпии образования простых веществ $\text{O}_2(\text{г})$ и $\text{N}_2(\text{г})$ равны нулю.

Используя следствие из закона Гесса (1.1.1.), запишем выражение для расчета теплового эффекта реакции:

$$\Delta_r H^0_{298} = 6 \Delta_f H^0_{298} (\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) - 4 \Delta_f H^0_{298} (\text{NH}_3(\text{г})) = 6(-286) - 4(-46) = -1532 \text{ кДж}$$

Таким образом при окислении 4 моль аммиака выделяется 1532 кДж тепла.

Экспериментально энтальпии реакций определяют в специальных приборах - *калориметрах*. Схема простейшего калориметра представлена на рисунке (рис. 1).

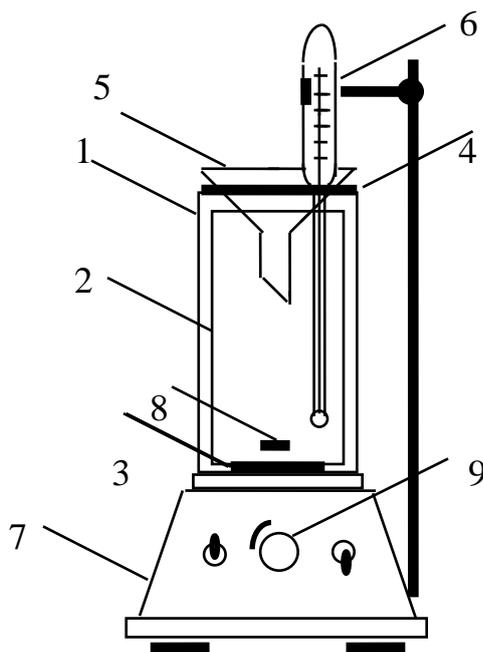


Рис. 1. Схема калориметра

Калориметр состоит из двух стеклянных стаканов: наружного 1 и внутреннего 2. Внутренний стакан помещается на подставку 3 из органического стекла или пробки. Сверху стаканы закрываются крышкой 4 из органического стекла с отверстиями для воронки 5 и термометра 6. Калориметр устанавливается на магнитную мешалку 7. При включении магнитной мешалки начинает вращаться цилиндрический металлический стержень 8, скорость вращения которого можно регулировать ручкой 9.

Теплоту, выделяющуюся или поглощающуюся в калориметре вычисляют по формуле:

$$Q = \Sigma C \cdot \Delta T \quad (2)$$

где ΔT - изменение температуры в системе, К ; ΣC - теплоемкость калориметрической системы, состоящей из теплоемкостей содержимого калориметра (реакционной смеси) и соприкасающихся с ней частей калориметра: сосуда, мешалки, термометра, кДж/ К.

При измерении теплового эффекта с допустимой погрешностью в несколько процентов теплоемкостью мешалки и термометра можно пренебречь ввиду того, что эти теплоемкости пренебрежимо малы. Тогда

$$\Sigma C = c_{\text{сосуд}} \cdot m_{\text{сосуд}} + c_{\text{реакц. см.}} \cdot m_{\text{реакц. см.}} \quad (3)$$

Где $c_{\text{сосуд}}$, $c_{\text{реакц. см.}}$ - удельная теплоемкость сосуда и реакционной смеси соответственно, кДж/ (кг · К); $m_{\text{сосуд}}$, $m_{\text{реакц. см.}}$ - масса сосуда и реакционной смеси соответственно, кг.

Теплоемкость (C , кДж/ К) численно равна количеству теплоты, которое необходимо сообщить веществу (системе) для нагревания его на 1 К.

Удельная теплоемкость (c , кДж/ (кг · К)) численно равна количеству теплоты, которое необходимо сообщить одному килограмму вещества для нагревания его на 1 К.

Определив количество теплоты выделившееся или поглотившееся в калориметре в процессе химической реакции, можно рассчитать изменение энтальпии реакции, проводимой при постоянном давлении по формуле:

$$\Delta H = - Q_p / \nu \quad (4)$$

где ν - количество вещества, образовавшегося в результате реакции, моль.

Пример 2. В калориметр налили 40 мл раствора соляной кислоты, имеющей молярную концентрацию 2 моль/ л. Затем к кислоте добавили такой же объем гидроксида натрия с такой же концентрацией. В результате произошло повышение температуры на 8,5 К. Вычислите приближенно энтальпию реакции нейтрализации. Удельную теплоемкость растворов принять равной удельной теплоемкости воды (4,18 кДж/ (кг · К)), плотности водных растворов кислоты и щелочи равны 1 кг/ л, масса реакционного сосуда (стеклянного стакана) равна 223 г, удельная теплоемкость стекла равна 0,79 кДж/ (кг · К).

Решение.

Рассчитаем количество теплоты, выделившееся в процессе реакции нейтрализации, используя формулу (2).

$$Q = \Sigma C \cdot \Delta T = (c_{\text{сосуд}} \cdot m_{\text{сосуд}} + c_{\text{реакц. см.}} \cdot m_{\text{реакц. см.}}) \cdot \Delta T =$$

$$= (c_{\text{сосуд}} \cdot m_{\text{сосуд}} + c_{\text{реакц. см.}} \cdot \rho_{\text{реакц. см.}} \cdot (V_{\text{кисл}} + V_{\text{щел}})) \cdot \Delta T$$

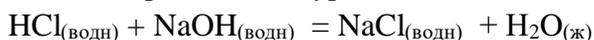
Подставляя в полученное выражение численные значения, получим

$$Q = (0,223 \cdot 0,79 + 4,18 \cdot 1 \cdot (0,04 + 0,04)) \cdot 8,5 = 4,3 \text{ кДж}$$

Молярное изменение энтальпии для рассматриваемой экзотермической реакции равно

$$\Delta H = - Q_p / \nu (\text{H}_2\text{O})$$

Реакция протекает по уравнению:



Согласно уравнению $\nu (\text{H}_2\text{O}) = \nu (\text{HCl}) = C_m (\text{HCl}) \cdot V (\text{HCl}) = 0,04 \cdot 2 = 0,08$ моль.

Тогда $\Delta H = -4,3 / 0,08 = -54,2$ кДж/ моль

Рассчитаем теоретическое значение энтальпии реакции нейтрализации по стандартным энтальпиям образования веществ участвующих в этом процессе. Запишем уравнение реакции в ионно-молекулярном виде:



Стандартные энтальпии образования ионов $\text{H}^+_{(p-p)}$, $\text{OH}^-_{(p-p)}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ равны соответственно: 0; - 230; - 285,84 кДж/ моль.

Используя следствие из закона Гесса (1) получим следующее выражение для расчета изменения энтальпии реакции нейтрализации:

$$\begin{aligned} \Delta_f \text{H}^0_{298} &= \Delta_f \text{H}^0_{298} (\text{H}_2\text{O}_{(ж)}) - (\Delta_f \text{H}^0_{298} (\text{H}^+_{(p-p)}) + \Delta_f \text{H}^0_{298} (\text{OH}^-_{(p-p)})) = \\ &= - 285,84 - (0 + (- 230)) = - 55,9 \text{ кДж/ моль} \end{aligned}$$

Относительная погрешность опыта равна

$$\delta = \frac{\Delta H_{\text{теор}} - \Delta H_{\text{эксп}}}{\Delta H_{\text{теор}}} = \frac{55,9 - 54,2}{55,9} = 0,03 \text{ т.е. } 3\%$$

Описанным способом определить энтальпию реакции нейтрализации только сильных кислот сильными основаниями в разбавленных растворах, так как она не зависит от природы кислоты и основания. При нейтрализации слабых кислот и слабых оснований энтальпия реакции нейтрализации меньше, потому что часть энергии затрачивается на их диссоциацию.

Экспериментальная часть

Цель работы: 1. Ознакомиться с калориметрическим методом измерения энтальпии химических реакций.

2. Научиться определять энтальпию реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Реактивы и оборудование: калориметр, секундомер, технические весы, цилиндры вместимостью 100 мл, химические стаканы, растворы: 1М КОН, 1М NaOH, 1М HCl, 1М HNO₃.

Порядок выполнения работы

Взвесьте на технических весах внутренний реакционный стакан калориметра.

Отмерьте цилиндром 100 мл кислоты (HCl или HNO₃) и вылейте ее во внутренний реакционный стакан калориметра.

Соберите калориметрическую установку (рис. 1)

Отмерьте цилиндром 100 мл щелочи (KOH или NaOH), перелейте ее в химический и поставьте рядом с калориметром на 3 - 4 минуты для выравнивания температуры.

Весь опыт делится на три периода (рис. 2): *предварительный (bc)*, продолжающийся не менее 5 минут, *главный (cd)* продолжительностью примерно 1 минуту и *заключительный (de)*, продолжающийся также не менее 5 минут.

Включите магнитную мешалку. Вращением ручки по часовой стрелке добейтесь оптимальной скорости вращения металлического стержня для перемешивания реакционной смеси (скорость перемешивания должна быть постоянной в течении всего опыта!).

Предварительный период. Включите секундомер и записывайте показания термометра через каждые 30 секунд в течение 5 минут (температуру определяйте с точностью до 0,1 град.!). В течении этого времени температура раствора в реакционном сосуде практически не изменяется.

Результаты измерений запишите в таблицу (1).

Главный период. Через сухую воронку (не выключая секундомер!) влейте в реакционный стакан раствор щелочи и продолжайте наблюдать за температурой. Записывайте показания термометра в течение 1 минуты с интервалом 15 секунд до плавного понижения температуры или ее постоянства. Так как изучаемый процесс экзотермический, то температура быстро повышается. Затем постепенно вновь устанавливается практически постоянное значение температуры. Это соответствует началу заключительного периода.

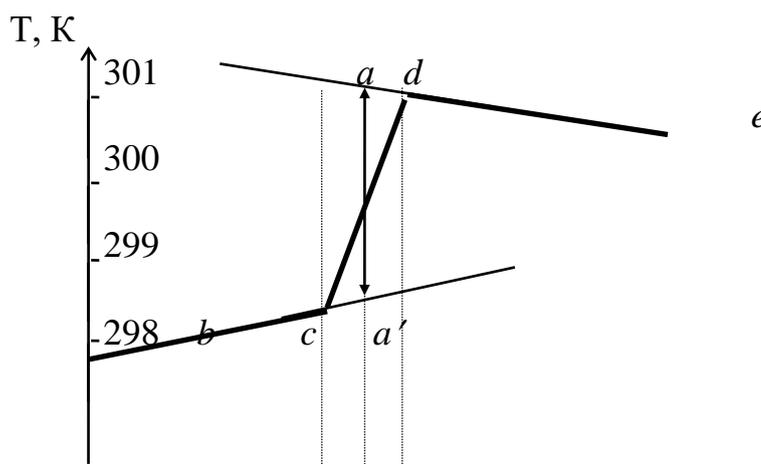
Заключительный период. Продолжайте измерение температуры с интервалом 30 секунд в течение 5 - 7 минут. Температура будет незначительно понижаться, что связано с охлаждением системы.

Запись результатов опыта.

Таблица 1. Экспериментальные данные

Время от начала опыта, мин	Температура реакционной смеси, К
Предварительный период	
0	
0,5	
...	
5	
Главный период	
5,25	
5,5	
...	
Заключительный период	
...	

По экспериментальным данным постройте график (на миллиметровой бумаге) в координатах $T(K) - \tau$ (мин). Рекомендуемый масштаб: по оси температур 1 см соответствует 1,0 К, по оси времени 1 см соответствует 1 минуте. На рисунке (рис. 2) приведен примерный вид этого графика. Чтобы получить точное значение ΔT , поступают следующим образом. Из точки c (начало главного периода) и точки d (начало заключительного периода) опускают перпендикуляры на ось абсцисс. Через середину отрезка CD (точка A на оси абсцисс) восстанавливают перпендикуляр. Прямые bc и cd продолжают до пересечения с перпендикуляром в точках a и a' . Отрезок aa' будет равен ΔT . При определении изменения температуры таким образом к ΔT прибавляется величина, теряющаяся за счет охлаждения при теплообмене (точка a лежит выше точки d) и вычитают величину, которая может приобретаться за счет нагревания при перемешивании (точка a' лежит ниже точки c).



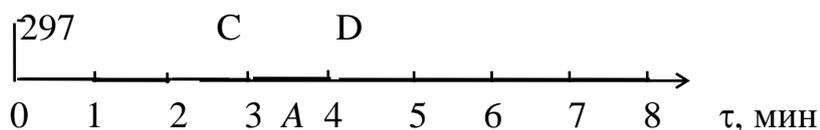


Рис. 2. Изменение температуры реакционной смеси от времени

Рассчитайте энтальпию реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием, используя уравнения (2), (3), (4) и пример 2. Не забудьте, что объем кислоты и щелочи должен быть выражен в литрах, а масса реакционного сосуда в кг!

Сравните полученное значение энтальпии с табличным значением энтальпии реакции нейтрализации, равным $\Delta_r H^0_{298} = -55,9$ кДж/моль. Вычислите относительную погрешность при определении энтальпии. Сделайте вывод.

Контрольные вопросы

1. Чему равен тепловой эффект химической реакции?
2. Какие уравнения называют термохимическими
3. Что называют стандартной энтальпией образования вещества
4. Сформулируйте закон Гесса
5. Сформулируйте следствия из закона Гесса
6. Какими соотношениями связаны энтальпия, энтропия и энергия Гиббса
7. При каких условиях химические реакции протекают самопроизвольно?
8. В каких приборах измеряют тепловой эффект химической реакции?
9. Напишите термохимическое уравнение реакции нейтрализации
10. Как измеряют тепловой эффект реакции нейтрализации на основе калориметрических измерений?

Лабораторная работа

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации.

Взаимодействие раствора тиосульфата натрия с серной кислотой идет по уравнению:



В три большие пробирки налить по 5 мл 0,5 н. раствора H_2SO_4 , в три другие пробирки: в первую – 5 мл, во вторую – 10 мл, в третью – 15 мл 1 н. раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. К содержимому первой пробирки добавить 10 мл воды, а второй – 5 мл воды. Объемы отмерять мерным цилиндром.

Сливают по очереди попарно приготовленные растворы (большой по объему - приливать к меньшему) и отсчитывают время от момента сливания до появления мути в каждой пробирке (по секундомеру).

Результаты сводят в таблицу:

№ пробирки	Объем раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, мл	Объем раствора H_2SO_4 , мл	Объем H_2O , мл	Условная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время τ , сек	Скорость $v=1/\tau$, сек ⁻¹
1	5	5	10	1С		

2	10	5	5	2С		
3	15	5	-	3С		

Результаты изобразить также графически, отложив скорость реакции на оси ординат, а концентрации растворов – на оси абсцисс. В соответствии с законом действия масс зависимость скорости реакции от концентрации должна выражаться прямой линией, проходящей через начало координат.

Сформулировать вывод о влиянии концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость реакции.

Для опыта взять растворы тех же концентраций, что в предыдущем опыте. В три пробирки наливают по 5 мл раствора тиосульфата натрия, в три другие – по 5 мл раствора серной кислоты. Помещают все пробирки в стакан с водой и через 5-7 минут, измерив температуру воды в стакане, сливают содержимое одной пары пробирок и отсчитывают по секундомеру время от момента сливания до начала появления мути. Стакан с оставшимися пробирками подогревают на 10°C и вновь выдерживают растворы при этой температуре 5-7 мин. Сливают содержимое второй пары пробирок и определяют время до начала появления мути. Опыт с последней парой пробирок проводят при температуре на 20°C выше начальной.

Результаты сводят в таблицу по образцу:

№ пробирки	Объем раствора Na ₂ S ₂ O ₃ , мл	Объем р-ра H ₂ SO ₄ , мл	Температура, t °С	Время τ, сек	Скорость, v=1/τ, сек ⁻¹
1	5	5			
2	5	5			
3	5	5			

Выполнить необходимые расчеты и построить график зависимости скорости реакции от температуры.

Используя правило Вант-Гоффа рассчитать температурный коэффициент скорости реакции.

Как изменяется скорость данной реакции при повышении температуры на каждые 10°C? Выполняется ли правило Вант-Гоффа? Почему?

Опыт 3. Катализ.

Проследить каталитическое действие разных катализаторов на реакцию разложения пероксида водорода (по скорости обесцвечивания индиго за счет окисления красителя выделяющимся кислородом):



Налить в три пробирки по несколько капель раствора индиго. В первую пробирку добавить несколько кристалликов диоксида марганца MnO₂, во вторую – столько же диоксида свинца PbO₂. Третью пробирку оставить для сравнения.

В трех других пробирках приготовить по 3 мл 3 %-ного раствора H₂O₂ и быстро добавить их в пробирки с красителями. Отметить скорости реакций и сделать вывод о влиянии катализатора на скорость химической реакции. Какой из катализаторов эффективнее влияет на скорость реакции разложения перекиси водорода?

Что называется катализом; катализатором? Какой тип катализа мы изучили?

Опыт 4. Влияние концентрации веществ на химическое равновесие.

В небольшом стакане смешать по 1 мл разбавленных растворов хлорного железа (FeCl_3) и роданистого калия (KCNS). Написать уравнение обратимой реакции и выражение константы равновесия для нее.

Полученный раствор разлить поровну в четыре пробирки. В первую пробирку добавить немного концентрированного раствора хлорида железа ($3+$), во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – кристаллического хлорида калия (KCl), а четвертую пробирку оставить для сравнения. Сравнить цвет жидкостей в пробирках. Объяснить изменения цвета на основании закона действия масс.

Контрольные вопросы

1. Что изучает химическая кинетика? Что такое скорость химической реакции, как ее рассчитывают, от каких факторов она зависит?
2. Приведите примеры гомогенных и гетерогенных реакций
3. Сформулируйте закон действующих масс. Приведите примеры гомогенных и гетерогенных реакций и напишите для них выражение закона действующих масс
4. Каков физический смысл константы скорости химической реакции?
5. Какова зависимость скорости реакции от температуры?
6. Почему повышение температуры увеличивает скорость реакции?
7. Что называется энергией активации?
8. Что такое катализ? Приведите примеры каталитических реакций.
9. Что называют химическим равновесием?
10. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Приведите примеры его иллюстрирующие.

Лабораторная работа

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ И ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНЦЕНТРАЦИИ ПРИГОТОВЛЕННОГО РАСТВОРА

Цель работы: приготовить раствор серной кислоты заданной концентрации из более концентрированного раствора; определить концентрацию приготовленного раствора методом кислотно-основного титрования

Реактивы, оборудование: мерная посуда (химические цилиндры, мерные колбы и стаканы, бюретки, пипетки); раствор серной кислоты, титрованный раствор гидроксида натрия, индикатор фенолфталеин

Опыт 1. Приготовление раствора серной кислоты заданной концентрации

Задание: приготовить определенный объем раствора серной кислоты заданной эквивалентной концентрации из исходного раствора серной кислоты с известной массовой долей растворенного вещества.

Для расчета объема кислоты, который надо взять для приготовления раствора заданной концентрации необходимо знать массовую долю и плотность исходного раствора кислоты. Далее рассчитайте объем исходной кислоты и приготовьте раствор. С помощью бюретки (пипетки) отмерьте рассчитанный объем серной кислоты, перенесите его в мерную колбу и доведите водой до заданного объема (100мл)

Пример расчета: Сколько литров 96% раствора серной кислоты потребуется для приготовления 20 л 0,5М раствора серной кислоты?

Определяем, сколько граммов серной кислоты содержится в 20 дм³ 0,5М раствора:

$$M_{H_2SO_4} = 98 \text{ г/моль}, C(A) = \frac{m(A)}{M(A) \cdot V}, \text{ отсюда}$$

$m_{H_2SO_4} = C(H_2SO_4) \cdot M(H_2SO_4) \cdot V = 0,5 \cdot 98 \cdot 20 = 980 \text{ г}$. Находим, в каком объеме 96% раствора серной кислоты содержится 980 г серной кислоты:

$$\omega(H_2SO_4) = \frac{m(H_2SO_4)}{m_{p-pa}} \cdot 100\% = \frac{m(H_2SO_4)}{\rho \cdot V} \cdot 100\%, \text{ отсюда}$$

$$V = \frac{m(H_2SO_4) \cdot 100\%}{\omega(H_2SO_4) \cdot \rho} = \frac{980 \cdot 100 \cdot 10^{-3}}{96 \cdot 1840} = 0,54 \text{ дм}^3, \text{ где } \rho = 1,84 \text{ г/см}^3 = 18400 \text{ кг/м}^3$$

Следовательно, потребуется 0,54 дм³ 96 % раствора серной кислоты.

Опыт 2. Титрование щелочью приготовленного раствора серной кислоты

Перед началом титрования бюретку сполосните раствором щелочи, выданным для работы. Нормальность раствора щелочи указана на этикетке склянки.

Заполните бюретку щелочью несколько выше нулевого деления. Установите уровень щелочи (по нижнему мениску) на нулевом делении бюретки. Если нулевая отметка находится значительно выше уровня глаз, титрование можно вести от другого деления, например от 10 мл. Проведите ориентировочное титрование. Для этого в пипетку с помощью груши наберите 10 мл (аликвотную часть) приготовленного раствора кислоты. Из пипетки кислоту вылейте в коническую колбу для титрования, внесите туда 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Из бюретки по каплям прилейте щелочь, постоянно перемешивая содержимое колбы круговыми движениями. Титрование проведите на белом фоне, подложив под колбу лист белой бумаги. Как только раствор станет от прибавления одной капли щелочи бледно-розовым, добавление щелочи прекратите и запишите объем щелочи, пошедший на титрование.

Титрование надо будет повторить еще два раза. Каждый раз перед титрованием новой пробы кислоты подливайте щелочь в бюретку до нулевой отметки или до того уровня, с которого начали титровать в первом опыте. После каждого титрования объем щелочи с точностью до десятых долей миллилитра записывайте в таблицу. Эти объемы не должны отличаться более чем на 0,1 мл. Если результаты титрования отличаются на большую величину, титрование следует повторить.

Полученные результаты занесите в таблицу:

№ пробы	Объем раствора кислоты (аликвота), взятый для титрования, см ³	Объем раствора щелочи, пошедшего на титрование, см ³	Среднее значение объема раствора щелочи, пошедшего на титрование, см ³	Концентрация кислоты, моль/дм ³
1				
2				
3				

Задание:

1. Рассчитайте нормальную концентрацию приготовленного раствора кислоты, используя закон эквивалентов: *вещества взаимодействуют друг с другом в эквивалентных*

количествах, т. е. число эквивалентов щелочи, пошедшее на титрование, равно числу эквивалентов кислоты, взятой для анализа.

2. Рассчитайте молярную, моляльную концентрации и титр раствора.
3. Рассчитайте относительную погрешность

Контрольные вопросы

1. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента 20%-ного раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/см³.

Ответ: 2,1М; 4,2н.

2. Чему равна нормальность 30 %-ного раствора NaOH плотностью 1,328 г/см³? К одному литру этого раствора прибавили 5 дм³ воды. Вычислите массовую долю полученного раствора.

Ответ: 9,96н.; 6,3%.

3. К 3 дм³ 10%-ного раствора HNO₃ прибавили 5 дм³ 2%-ного раствора той же кислоты плотностью 1,009 г/см³. Вычислите массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора, объем которого равен 8 дм³.

Ответ: 5,0 %; 0,82М.

4. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов и молярную концентрацию 20,8%-ного раствора HNO₃ плотностью 1,12 г/см³. Сколько граммов кислоты содержится в 4 дм³ этого раствора?

Ответ: 3,70М; 4,17н.; 931,8 г.

5. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и моляльную концентрацию 16%-ного раствора хлорида алюминия плотностью 1,149 г/см³.

Ответ: 1,38М; 4,14 н.; 1,43м.

6. Сколько и какого вещества останется в избытке, если к 75 см³ 0,3н. раствора H₂SO₄ прибавить 125 см³ 0,2н. раствора KOH?

Ответ: 0,14г KOH.

7. Для осаждения в виде AgCl всего серебра, содержащегося в 100 см³ раствора AgNO₃, потребовалось 50 см³ 0,2н. раствора HCl. Какова нормальность раствора AgNO₃? Какая масса AgCl выпала в осадок?

Ответ: 0,1н.; 1,433 г.

Лабораторная работа

СВОЙСТВА РАСТВОРОВ СИЛЬНЫХ И СЛАБЫХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.

Опыт 1. Сравнение химической активности кислот

В одну пробирку налейте 1 см³ 2 М раствора соляной кислоты HCl, в другую – столько же 2 М раствора уксусной кислоты CH₃COOH. Выберите два одинаковых по величине кусочка цинка и опустите по одному в каждую пробирку.

В каком случае водород выделяется более энергично? Объясните наблюдаемое различие в скоростях реакций. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

Опыт 2. Смещение равновесия диссоциации слабого электролита

В две пробирки налейте по 1 см³ 2 М раствора аммиака NH₄OH. В каждую пробирку прибавьте каплю фенолфталеина. Под влиянием каких ионов фенолфталеин принимает малиновую окраску? Одну пробирку с раствором аммиака оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1–2 микрошпателя хлорида аммония и перемешайте раствор стеклянной палочкой. Сравните окраску полученного раствора с окраской раствора в контрольной пробирке.

Напишите схему равновесия в растворе аммиака. Как смещается равновесие в этом растворе при добавлении к нему хлорида аммония? Почему при этом окраска фенолфталеина становится менее интенсивной?

Опыт 3. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию сильных кислот

В две пробирки налейте по 1 см³ 2 М раствора соляной кислоты HCl и опустите в каждую по одинаковому кусочку цинка. Когда в обеих пробирках водород будет выделяться с одинаковой интенсивностью, в одну из них добавьте 1 см³ 2 М раствора ацетата натрия, в другую – 1 см³ воды (чтобы концентрация соляной кислоты в обеих пробирках была одинаковой). Обратите внимание на замедление реакции в одной из пробирок.

Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций взаимодействия цинка с соляной кислотой. Объясните, почему при добавлении ацетата натрия концентрация ионов водорода, образовавшихся при диссоциации сильной кислоты, уменьшается.

Опыт 4. Амфотерные электролиты

В пробирку налейте 5 – 10 капель раствора сульфата цинка ZnSO₄ и по каплям прибавьте к нему раствор гидроксида натрия NaOH. Образовавшийся осадок разделите на две пробирки и подействуйте на него в одном случае 2М раствором соляной кислоты HCl, а в другом 2М раствором NaOH. Обратите внимание на растворение осадка в обоих случаях.

Составьте уравнения реакций. Напишите уравнения равновесия в водном растворе гидроксида цинка. Почему этот гидроксид в кислом растворе ведет себя как основание, а в щелочном как кислота?

Опыт 5. Реакции, протекающие с образованием труднорастворимых веществ

В три пробирки налейте по 5 – 6 капель растворов: в первую сульфата натрия Na₂SO₄, во вторую – сульфата цинка ZnSO₄, в третью – сульфата аммония (NH₄)₂SO₄. В каждую пробирку прибавьте по такому же объему раствора хлорида бария BaCl₂ или нитрата бария Ba(NO₃)₂. Какой осадок образуется во всех пробирках?

Напишите молекулярные уравнения реакций и одно общее ионно-молекулярное уравнение.

Опыт 6. Реакции, протекающие с образованием малодиссоциирующих веществ

В пробирку опустите несколько кристалликов хлорида аммония NH₄Cl и прилейте раствор гидроксида натрия NaOH. Слегка нагрейте пробирку и по запаху определите выделяющийся газ. Составьте уравнение реакций в молекулярном и ионном видах.

Контрольные вопросы

1. Какие вещества называют электролитами? Неэлектролитами?
2. Покажите схему распада частиц растворенного вещества под действием молекул воды на ионы
3. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации?
4. На какие группы разделяют электролиты по степени диссоциации? Приведите примеры.
5. Как способность электролитов к диссоциации зависит от вида химической связи?
6. К чему сводятся реакции в растворах электролитов? Приведите примеры составления ионно-молекулярных реакций.

Лабораторная работа ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ

Опыт 1. Определение pH при помощи универсального индикатора

В четыре пробирки налейте по 5 – 8 капель 0,1 М растворов: в одну – соляной кислоты HCl, в другую – уксусной кислоты CH₃COOH, в третью – аммиака NH₄OH, в четвертую – дистиллированной воды. В каждую пробирку добавьте по 1 капле универсального индикатора РКС и по таблице 1 сравните полученную окраску с окраской эталонных растворов.

Таблица 1

Таблица цветности универсального индикатора

Интервал pH	Цвет индикатора	Интервал pH	Цвет индикатора
1,0	Малиновый	6,0	Зеленовато-желтый
2,0	Розово-оранжевый	7,0	Желто-зеленый
3,0	Оранжевый	8,0	Зеленый
4,0	Желто-оранжевый	9,0	Сине-зеленый
5,0	Желтый	10,0	Серовато-синий

Результаты опыта запишите в виде таблицы 2:

Таблица 2

Испытуемый раствор	Цвет раствора	pH

Напишите схемы диссоциации исследованных веществ. Присутствие каких ионов обуславливают полученные значения pH?

Опыт 2. Обратимый (неполный) гидролиз солей

В четыре пробирки поместите по 5 – 7 капель растворов: в первую – карбоната натрия Na₂CO₃, во вторую – сульфата алюминия Al₂(SO₄)₃, в третью – хлорида калия KCl, в четвертую – дистиллированной воды.

В каждую пробирку добавьте по 1 капле универсального индикатора РКС. Сравните окраску растворов с таблицей цветности универсального индикатора и запишите значение pH для каждого раствора. Объясните причину изменения pH в растворах солей.

Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза солей. Сделайте вывод о том, как зависит процесс гидролиза соли от природы образующих ее катионов и анионов.

Опыт 3. Факторы, влияющие на степень гидролиза

а) Влияние относительной силы электролита.

В две пробирки поместите по 5 капель 0,1 н. растворов: в одну – карбоната натрия Na₂CO₃, в другую – сульфата натрия Na₂SO₄. В каждую пробирку добавьте по 1 капле универсального индикатора. В растворе какой соли pH больше? Почему? Какая из солей подвергается гидролизу в большей степени? Напишите уравнения реакций гидролиза солей.

б) Влияние температуры.

В пробирку налейте 10 капель раствора ацетата натрия CH₃COONa и добавьте 1 каплю фенолфталеина. Как изменился цвет раствора?

Нагрейте пробирку. Меняется ли окраска раствора? Почему?

Охладите раствор под струей холодной воды. Изменилась ли при этом его окраска? Составьте уравнение реакции гидролиза.

Опыт 4. Условия образования осадка

В пробирку налейте 5 капель насыщенного раствора сульфата кальция CaSO₄ и добавьте 2 – 4 капли концентрированного раствора хлорида кальция CaCl₂. Объясните появление

кристалликов сульфата кальция CaSO_4 .

Опыт 5. Условия растворения осадков

В две пробирки налейте по 5 капель раствора хлорида магния MgCl_2 и по 3 – 4 капли раствора гидроксида аммония NH_4OH . Что при этом наблюдается?

Напишите уравнение реакции. Добавьте в одну из пробирок 5 капель концентрированного раствора хлорида аммония NH_4Cl , во вторую (для сравнения) – столько же воды. Что при этом наблюдается? Ответ обоснуйте.

Опыт 6. Получение одних малорастворимых веществ из других

В пробирку налейте 5 капель раствора нитрата свинца $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и добавьте 3 капли раствора хлорида натрия NaCl . Какой осадок образовался?

Затем в эту пробирку добавьте 4 капли раствора иодида калия KI и встряхните ее. Что при этом наблюдается? Почему изменился цвет осадка? Какое вещество образовалось? Пользуясь правилом произведения растворимости, объясните переход одного осадка в другой.

Контрольные вопросы

1. Что называется ионным произведением воды? Какова его величина при 22°C
2. Как изменяется величина ионного произведения воды с повышением температуры?
3. Что называется водородным показателем?
4. Какова величина водородного показателя в нейтральной, кислой и щелочной среде?
5. Почему окраска индикатора изменяется при изменении реакции среды?
6. Что называется гидролизом солей?
7. Какие соли подвергаются гидролизу? Приведите примеры.
8. Какие соли не подвергаются гидролизу? Приведите примеры.
9. Как можно усилить гидролиз? замедлить гидролиз? Приведите примеры.
10. Что показывает степень гидролиза?
11. Почему при приготовлении водного раствора хлорида цинка его подкисляют соляной кислотой?
12. Напишите уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме для солей: цианида калия; бромиды цинка; сульфида калия; сульфата меди
13. Каково соотношение между произведением концентрации ионов труднорастворимого электролита и произведением растворимости (ПР): а) в пересыщенном растворе б) в насыщенном растворе в) ненасыщенном растворе

Лабораторная работа

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭДС ГАЛЬВАНИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

Оборудование, реактивы: иономер; металлические электроды (Pb, Cu); набор стаканов вместимостью 50 см^3 ; наждачная бумага; 0,001, 0,01, 0,1 М растворы солей соответствующих металлов, солевые агар-агаровые мостики.

Порядок выполнения работы

1. Соберите медно-свинцовый гальванический элемент.
2. Включите иономер в сеть и прогрейте его в течение 15 мин. Работа на иономере ведется в режиме измерения ΔE , мВ.
3. В химические стаканы налейте 25 см^3 0,1 М раствора CuSO_4 (его не меняют в течение всего опыта) и по столько же в каждый другой стакан 0,001, 0,01 и 0,1 М растворов $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$.

- Соедините электроды с иономером при помощи штекеров.
- Поместите медный электрод в стакан с 0,1 М раствором CuSO_4 , а свинцовый электрод – в стакан с 0,001 М раствором соли свинца. Соедините эти полуэлементы солевым мостиком.
- Снимите показания ($\Delta E_{\text{эксп}}$) иономеров и результаты измерений запишите в таблицу 1.
- Аналогично проведите эксперимент с 0,01 М и 0,1 М растворами. Необходимое условие эксперимента – в раствор CuSO_4 на протяжении всей работы должен быть погружен один и тот же конец солевого мостика.

Таблица 1

**Результаты измерения ЭДС медно-свинцового
гальванического элемента при различных концентрациях ионов Pb^{2+}**

Т, К	Концентрация ионов, моль/дм ³		Активность ионов, моль/дм ³		$\Delta E_{\text{эксп}}$, В	ΔG , кДж	$\Delta E^0_{\text{эксп}}$	$(\Delta E^0_{\text{эксп}})_{\text{ср}}$	$\Delta E^0_{\text{теор}}$	погрешность, %
	Cu^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Pb^{2+}						
298	0,1	0,001								
	0,1	0,01								
	0,1	0,1								

Для каждого экспериментально найденного значения ЭДС рассчитайте:

- $\Delta E^0_{\text{эксп}}$ по уравнению Нернста (при этом используйте величины активностей ионов a , моль/дм³, значения коэффициентов активности приведены в табл. 2);

Таблица 2

**Средние коэффициенты активности ионов
в водных растворах некоторых электролитов (Т = 298 К)**

С, моль/кг	Cu^{2+}	Pb^{2+}
0,001	0,740	0,88
0,01	0,438	0,69
0,1	0,150	0,37

- изменение энергии Гиббса (ΔG , кДж) по уравнению $\Delta G = -nF\Delta E$, где F – число Фарадея; ΔE – электродвижущая сила процесса; n – количество электронов;

- $\Delta E^0_{\text{теор}}$ – по справочным данным.

Сделайте выводы.

Контрольные вопросы

- Каковы причины возникновения двойного электрического слоя при погружении металла в раствор его соли? Какой потенциал металла называют равновесным?
- Объясните устройство стандартного водородного электрода. Чему равен его потенциал?
- Что понимают под стандартным электродным потенциалом металла?

4. Какова связь изменения энергии Гиббса с электродным потенциалом?
5. Какова связь изменения энергии Гиббса с константой равновесия окислительно-восстановительных процессов?
6. Напишите уравнение Нернста
7. Вычислите значения электродных потенциалов цинка, меди, никеля в 1; 0,01; 0,001 М растворах их солей при температуре 25⁰С
8. Какие приборы называются гальваническими элементами? Какова причина возникновения ЭДС?
9. Что называется концентрационным гальваническим элементом? Приведите пример

Лабораторная работа ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Цель работы – ознакомление с процессами электролиза, протекающими в растворах электролитов с использованием растворимых и нерастворимых анодов.

Растворы электролитов, как известно, проводят электрический ток. Переносчиками электронов в растворах электролитов являются ионы, движение которых под влиянием электрического тока становится направленным. Если прохождение тока по металлическому проводнику не сопровождается протеканием в нем каких-либо химических процессов, то прохождение электрического тока через раствор электролита сопровождается явлением электролиза.

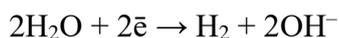
Электролиз – это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при пропускании через электролит электрического тока. При электролизе происходит превращение электрической энергии в химическую энергию.

Ячейка для электролиза, называемая *электролизером*, состоит из двух электродов и электролита. Электрод, на котором идет реакция восстановления (катод), у электролизера подключен к отрицательному полюсу внешнего источника тока. Электрод, на котором протекает реакция окисления (анод), подключен к положительному полюсу источника тока.

При электролизе на электродах выделяются вещества. ***Последовательность электродных процессов.*** В водных растворах электролитов кроме ионов электролита всегда будут находиться и ионы воды. Вода, хотя и в малой степени, но диссоциирует на катионы водорода и гидроксид-анионы: $H_2O = H^+ + OH^-$. Образующиеся ионы могут принимать участие в электродных реакциях.

При наличии нескольких видов ионов возможно протекание нескольких электродных реакций. Рассмотрим их последовательность. Так, на катоде идет реакция восстановления, т. е. прием электронов окислителем, значит, в первую очередь должны реагировать наиболее сильные окислители. Таким образом, на катоде, прежде всего, протекает электрохимическая реакция с катионом, имеющим наиболее положительный потенциал. Для катодного восстановления при электролизе водного раствора электролита все окислители можно разделить на три группы:

1. Ионы металлов, потенциал которых существенно отрицательнее потенциала водородного электрода. К ним относятся ионы щелочных, щелочно-земельных и других металлов, стоящих в ряду стандартных электродных потенциалов левее алюминия. В водных растворах разряд этих ионов на катоде практически не происходит, так как на катоде выделяется водород:



2. Окислители, потенциал которых положительнее потенциала водородного электрода. К ним относятся ионы Cu^{2+} , Ag^+ , Hg^{2+} , Au^{3+} , платиновых металлов. При их наличии в растворе или у электрода они разряжаются в первую очередь и разряд молекул воды не происходит.

3. Ионы, потенциал которых мало отличается от потенциала водородного электрода. К ним относятся ионы Sn^{2+} , Pb^{2+} , Ni^{2+} , Co^{2+} , Zn^{2+} , Cd^{2+} и других металлов, находящихся в ряду стандартных электродных потенциалов между алюминием и водородом. При сравнении стандартных потенциалов этих металлов и водорода можно было бы сделать вывод о невозможности выделения металлов на катоде. Однако следует учесть, что, во-первых, стандартный потенциал водородного электрода соответствует концентрации ионов H^+ , равной 1, т. е. $\text{pH} = 0$. С увеличением pH потенциал водородного электрода становится отрицательнее. Так, при $\text{pH} = 5,0$, атмосферном давлении и температуре $25\text{ }^\circ\text{C}$, $\varphi = -0,059 \cdot 5 = -0,295\text{ В}$. Как видно, при $\text{pH} = 5,0$ потенциал водородного электрода становится отрицательнее стандартных потенциалов олова, свинца, кобальта и никеля. Во-вторых, выделение водорода на некоторых катодах происходит с более высокой поляризацией (перенапряжением) по сравнению с поляризацией (перенапряжением) разряда многих металлов. Таким образом, при некоторой плотности тока потенциал выделения водорода становится отрицательнее, чем потенциал выделения металла. Поэтому при наличии в растворе катионов таких металлов происходит их восстановление вместе с молекулами воды.

На *аноде* протекают реакции окисления восстановителей, т. е. отдача электронов восстановителем, поэтому в первую очередь на аноде должны реагировать наиболее сильные восстановители – вещества, имеющие наиболее отрицательный потенциал. На аноде при электролизе водных растворов может протекать несколько процессов:



3) окисление других веществ, присутствующих в приэлектродном пространстве.

Если потенциал металлического анода имеет более отрицательное значение, чем потенциал ионов OH^- или других веществ, присутствующих в растворе, в газовой фазе около электрода или на электроде, то происходит растворение металла. При этом протекает электролиз с *растворимым анодом*.

Если потенциал металлического анода близок к потенциалу других электродных процессов, то наряду с растворением металла на аноде протекают процессы окисления, например, разряд ионов OH^- . В этом случае также говорят об электролизе с *растворимым анодом*, но учитывают и сопутствующие анодные процессы.

Если потенциал металла или другого проводника первого рода, используемого в качестве анода, имеет наиболее положительное значение, чем потенциалы возможных анодных процессов, то протекает электролиз с *нерастворимым анодом*. В качестве нерастворимых анодов применяют золото и платиновые металлы, диоксид свинца, оксид рутения и другие вещества, имеющие положительные значения равновесных электродных потенциалов, а также графит.

При электролизе с *нерастворимым анодом* на электроде может окисляться вода или другие ионы, а также недиссоциированные молекулы восстановителей, присутствующие в растворе. Анионы бескислородных кислот (S^{2-} , I^- , Br^- , Cl^-) при их достаточной концентрации легко окисляются. Фтор из-за положительного значения потенциала не может быть выделен из водных растворов на аноде. На аноде не окисляются также ионы кислородных кислот (SO_4^{2-} ,

PO_4^{3-} , NO_3^-) в связи с высокими значениями электродных потенциалов, поэтому в их присутствии в растворе на нерастворимом аноде протекает лишь реакция выделения кислорода.

Опыт 1. Электролиз иодида калия

Наполните электролизер на $\frac{3}{4}$ его объёма раствором иодида калия. Графитовые электроды опустите в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Через 1-2 мин ток отключите и в катодное пространство добавьте 2-3 капли раствора кислотно-основного индикатора – фенолфталеина (он окрашивается в красный цвет), а в анодное – качественный реактив на иод – раствор крахмала (он становится синим). Объясните наблюдения. Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Опыт 2. Электролиз сульфата натрия

Наполните электролизер на $\frac{1}{2}$ его объёма раствором сульфата натрия Na_2SO_4 . Графитовые электроды опустите в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Отметьте выделение газов на обоих электродах. Через 1-2 мин ток отключите и добавьте и в катодное и в анодное пространство раствор кислотно-основного индикатора – лакмуса. Наблюдайте за изменением окраски индикатора, объясните, с чем связано данное явление. Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Опыт 3. Электролиз соли меди с медным анодом

Наполните электролизер на $\frac{3}{4}$ его объёма раствором сульфата меди CuSO_4 .

1. Катод из графита и анод из меди опустить в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Через 2-3 мин ток отключите и отметьте появление медного налета на графитовом электроде. Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

2. Поменяйте местами электроды из п. 1: катод – медный, анод – графитовый с налетом меди. Опустите их в электролизер, соедините металлическим проводником с источником постоянного тока. Через 2-3 мин отметьте исчезновение медного налета на графитовом электроде и выделение газа. Запишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

Контрольные вопросы

1. Что такое растворов и расплавов солей электролиз?
2. Какие процессы протекают при электролизе на аноде и катоде?
3. В чем отличие процессов электролиза с растворимым или нерастворимым анодом?
4. Приведите примеры солей при электролизе растворов которых меняется реакция среды у анода или катода.
5. Приведите примеры электролиза солей, когда не меняется реакция среды у анода и катода
6. Какие процессы протекают на катоде и аноде при электролизе водного раствора хлорида цинка, если: а) анод угольный б) анод цинковый?
7. Напишите уравнения реакций катодного и анодного процессов, протекающих при электролизе следующих соединений с графитовым анодом: а) нитрат кальция (раствор); б) гидроксид натрия (раствор); в) серная кислота (раствор); г) нитрат калия (расплав); д) сульфат калия (раствор).

Лабораторная работа

КОРРОЗИЯ. МЕТОДЫ ЗАЩИТЫ МЕТАЛЛОВ И СПЛАВОВ ОТ КОРРОЗИИ

Цель работы – изучить механизм возникновения коррозии металлов и процессы коррозии металлов в различных средах; изучить методы защиты металлов от коррозии; определить эффективность ингибиторов

Опыт 1. Коррозия, возникающая при контакте двух различных металлов

В пробирку налейте 1 см³ 0,1 н. раствора H₂SO₄ и внесите в нее гранулу цинка. Наблюдайте выделение водорода. Затем в раствор введите медную проволоку, не допуская ее соприкосновения с цинком. Наблюдается ли выделение водорода на меди?

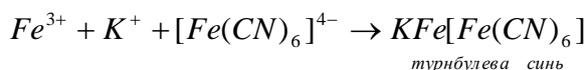
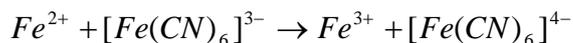
Соедините медную проволоку с цинком. При контакте на меди начинает выделяться водород. Объясните, как влияет контакт с медью на коррозию цинка. Напишите схему действия образовавшейся гальванопары.

Опыт 2. Образование микрогальванопар

Поместите кусочек цинка в пробирку и добавьте 7 – 8 капель разбавленной серной кислоты H₂SO₄. Обратите внимание на медленное выделение водорода. Прибавьте в пробирку 2 – 3 капли раствора сульфата меди (II) CuSO₄. Что при этом наблюдаете? Почему при прибавлении раствора сульфата меди (II) увеличилась скорость выделения водорода? На каком металле происходит деполяризация водорода? Приведите схему работы образовавшейся гальванопары.

Опыт 3. Коррозия как результат различного доступа кислорода (аэрации)

Стальную пластинку хорошо очистите наждачной бумагой, промойте ее и вытрите фильтровальной бумагой. На поверхность пластинки нанесите большую каплю реактива, состоящего из 3 %-го раствора хлорида натрия NaCl, 1 – 2 капли гексацианоферрата (III) калия K₃[Fe(CN)₆] и 1 каплю фенолфталеина. По окружности капли наблюдайте появление розового окрашивания, а в ее центре – синее. Чем это вызвано? Составьте схему действия гальванопары, возникшей в результате различной аэрации (синее окрашивание связано с образованием турбулеховой сини):



Опыт 4. Разрушение защитной пленки. Активизирующее действие ионов

Ионы, разрушающие защитные пленки металлов и тем самым способствующие появлению коррозии, называются *активаторами коррозии*. Наиболее заметно активизирующее действие хлорид-ионов (Cl⁻). Например, хлорид-ионы быстро разрушают защитную пленку алюминиевой пластинки, сульфат-ионы производят подобное действие лишь при большой их концентрации, причем медленно.

Две небольшие алюминиевые пластинки или гранулы опустите в пробирки с растворами солей хлорида CuCl₂ и сульфата меди (II) CuSO₄. Наблюдайте вытеснение меди в пробирке с раствором хлорида меди (II).

Какая реакция протекает при взаимодействии Al с ионами Cu²⁺?

Составьте схему работы микрогальванопары, образовавшейся в результате этой реакции.

Какой газ выделяется? Каким образом он получается? Напишите уравнения реакций происходящих процессов.

Объясните, какой процесс (анодный или катодный) приводит к усилению коррозии при контакте Al и Cu, учитывая, что Cl⁻-ион – сильный активатор коррозии, разрушающий пассивирующие пленки.

Опыт 5. Удаление защитной пленки с металла

В пробирку внесите 10 капель воды и небольшой кусочек магния. Содержимое пробирки нагрейте на водяной бане до кипения и кипятите в течение 2 мин. При этом растворение магния не наблюдается, так как он покрыт защитной пленкой оксида магния. Затем в пробирку добавьте 5 – 6 капель насыщенного раствора хлорида аммония NH₄Cl и наблюдайте быстрое

растворение магния с выделением водорода. Защитная оксидная пленка MgO разрушается, при этом чувствуется запах аммиака и раствор становится прозрачным:



Опыт 6. Электрохимическая защита

В прибор для электролиза налейте 3 %-й раствор NaCl и добавьте к нему несколько капель раствора гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Для защиты железа от коррозии электроды подключите к источнику постоянного тока (в качестве анода примените угольный электрод, в качестве катода – железный). Что наблюдаете на железном электроде?

Отключите электрический ток и наблюдайте появление синего окрашивания на железе. Объясните, в каком случае железо корродирует и почему. Составьте электронные уравнения реакций коррозии.

Опыт 7. Анодные и катодные покрытия

Две пробирки наполовину заполните раствором NaCl с массовой долей 3 % и добавьте в каждую по 2 – 3 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (реактив на ионы Fe^{2+}). Опустите в первую пробирку кусочек оцинкованного, во вторую – кусочек луженого железа. Через некоторое время наблюдайте синее окрашивание в пробирке, где находится луженое железо. Чем оно вызвано?

Результаты опыта объясните, составив схему действия коррозионных гальванопар.

Опыт 8. Влияние ингибиторов кислотной коррозии

В три пробирки налейте по 10 капель 0,2 н. раствора серной кислоты H_2SO_4 и по 2 – 3 капли раствора $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Во вторую пробирку опустите несколько кристаллов уротропина, в третью добавьте 2 – 3 капли 10 %-го раствора формалина. Затем в каждую пробирку поместите по кусочку железа. Отметьте время появления и интенсивность синей окраски в каждой пробирке. Напишите уравнения происходящих реакций, поясните наблюдаемые явления, укажите более эффективный ингибитор.

Контрольные вопросы

1. В чем состоит сущность химической и электрохимической коррозии?
2. Чем отличается коррозия железа в нейтральной среде от коррозии железа в кислой среде? Приведите катодные и анодные реакции коррозии в этих условиях.
3. Какой металл будет корродировать, если железо находится в контакте с цинком. Приведите катодные и анодные реакции в этих условиях
4. В каком случае коррозия железа будет происходить интенсивнее: а) при контакте железа со свинцом б) при контакте железа с медью? Ответ поясните, напишите реакции катодного и анодного процесса на воздухе и в кислой среде.
5. Перечислите методы защиты металлов от коррозии. Поясните сущность каждого метода.
6. Приведите примеры катодной и анодной защиты металлов от коррозии.
7. В чем состоит сущность катодной и протекторной защиты металлов от коррозии?
8. Приведите примеры органических и неорганических защитных покрытий.

Лабораторная работа

СВОЙСТВА ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ: ПЕНЫ, ЭМУЛЬСИИ, КОЛЛОИДНЫЕ РАСТВОРЫ

Цели работы – получение эмульсий керосина и масла в воде, коллоидных растворов иодида серебра с положительно и отрицательно заряженными коллоидными частицами, получение пен методом встряхивания.

Опыт 1. Приготовление эмульсий керосина и масла в воде

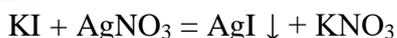
Налейте в четыре пробирки до половины их объема воду. В первую добавьте 8-10 капель керосина, во вторую 8-10 капель масла, закройте пробирки пробками, несколько раз энергично встряхните и поставьте в штатив. В третью пробирку добавьте пять капель 2 %-ного раствора мыла и 8-10 капель керосина, также энергично перемешайте содержимое пробирки и поставьте ее в штатив.

В четвертую пробирку насыпьте три микрошпателя буры $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, встряхните ее до полного растворения соли, добавьте 8-10 капель масла и после сильного встряхивания в течение 2-3 минут, поместите в штатив.

Отметьте время расслоения эмульсии во всех пробирках. Сделайте вывод об их устойчивости. Объясните влияние мыла и буры на устойчивость эмульсий.

Опыт 2. Получение золя иодида серебра методом химической конденсации по реакции обмена

Реакцией обмена можно получить золь с положительно и отрицательно заряженными частицами. Примером такого золя служит золь иодида серебра. Золь AgI получают по реакции обмена:



Формула мицеллы и заряд коллоидной частицы зависит от того, какое из реагирующих веществ взято в избытке и будет выполнять роль стабилизатора. В данном опыте золь AgI получают двумя способами.

Способ 1. К 30 мл 0,05 М раствора нитрата серебра добавляют по каплям при перемешивании 1 мл 0,05 М раствора иодида калия. Образуется голубоватый опалесцирующий золь AgI .

Способ 2. К 30 мл 0,05 М раствора иодида калия добавляют при перемешивании 10 капель раствора нитрата серебра.

В первом опыте стабилизатором коллоидных частиц является AgNO_3 , во втором – KI .

Золи, полученные первым и вторым способами, по очереди помещают в U-образную трубку для электрофореза, вводят в оба колена электроды, подключают к источнику тока и в течение 2 минут проводят электрофорез. (Электрофорезом называют движение частиц дисперсной фазы под действием внешнего электрического поля).

Наблюдают за изменениями, происходящими у электродов. Делают вывод о знаке заряда коллоидных частиц. Указывают формулу мицелл коллоидных растворов, полученных первым и вторым способами.

Опыт 3. Получение пен методом встряхивания

В мерные цилиндры вместимостью 100 см^3 с притертой пробкой наливают по 20 см^3 (в цилиндры вместимостью 250 см^3 – по 50 см^3) исследуемого раствора пенообразователя различной концентрации. Каждый цилиндр встряхивают вручную с одинаковой интенсивностью 20 раз. Фиксируют общий объем $V_{\text{общ}}$ пены и раствора в цилиндре и объем раствора под пеной V_0 в первоначальный момент пенообразования и изменение этих параметров во времени. Полученные экспериментальные данные записывают в таблицу:

Определяемые параметры	Время от начала опыта									
	0	0,5	1	10	15	30	45	60	90	120
$V_{\text{общ}}, \text{см}^3$										
$V_0, \text{см}^3$										

Объем образовавшейся пены V в первоначальный момент времени и далее за время наблюдения, указанное в таблице, рассчитывают по формуле

$$V = V_{\text{общ}} - V_0$$

По полученным экспериментальным данным для всех исследованных растворов строят график зависимости максимального объема пены в момент ее образования от концентрации пенообразователя $V_{\text{max}} - C$;

Делают вывод о влиянии концентрации пенообразователя на пенообразующую способность раствора

Контрольные вопросы

1. Что такое коллоидные растворы (золи)? Какими методами их получают?
2. Напишите уравнения реакций, выражающие процессы, происходящие при получении золя гидроксида железа (III) методом гидролиза. Изобразите строение мицеллы данного золя.
3. В чем суть правила Фаянса? Приведите пример.
4. Какие условия необходимы для получения коллоидных растворов методом химической конденсации?
5. Напишите формулу мицеллы золя бромида серебра, полученного при взаимодействии разбавленного раствора нитрата серебра с избытком бромида натрия.
6. Какие дисперсные системы называют эмульсиями? Как классифицируются эмульсии? Их практическое применение.
7. Какие вы знаете методы получения эмульсий?
8. Какие дисперсные системы называют пенами? Что такое пенообразователи?
9. Назовите физико-химические параметры пен.
10. Какие вещества являются пеногасителями? Приведите примеры практического применения пен.