

ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ ХИМИИ

Общие требования к ведению рабочего журнала и выполнению лабораторных работ

На первой странице лабораторного журнала студент оформляет маршрутный лист по следующему образцу:

Маршрутный лист

20 /20 уч. год Фамилия, имя, отчество Группа

№	Название работы	Допуск	Выполнение	Защита
1.	Кислотно-основные свойства основных классов неорганических соединений.			
2.				

Вторую страницу первого листа лабораторного журнала оставляют чистой для продолжения маршрутного листа, если не хватит места на первой странице.

В маршрутном листе преподаватель ставит личную роспись в колонках "Допуск" и "Защита" при допуске студента к выполнению лабораторной работы и после защиты данной темы. В колонке "Выполнение" ставит роспись инженер после выполнения лабораторной работы.

Для получения допуска к лабораторной работе студенту необходимо:

- 1.. Оформить лабораторную работу в лабораторном журнале.
2. Уметь объяснить порядок и цель выполнения работы.

Описание опытов и уравнения реакций студент оформляет заранее для получения допуска к выполнению лабораторной работы. Наблюдения и выводы записываются на занятиях после выполнения работы. Выполнение работы студент отмечает у инженера и после этого моет посуду и убирает свое рабочее место.

Пример оформления лабораторной работы:

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № ____

Название работы

Выполнение работы

Опыт № 1. *Записывается название опыта и краткое изложение хода выполнения эксперимента.*

Наблюдения

Описываются явления, которые протекают при проведении эксперимента, например: изменение цвета раствора, выпадение осадка и его цвет, выделение пузырьков газа и т.д.

Уравнения реакций

Здесь записываются уравнения проходящих реакций в молекулярной форме.

Выводы

Кратко записывают вывод, который делают по результатам проведенного эксперимента.

Например:

Лабораторная работа № 1

Кислотно-основные свойства основных классов неорганических соединений

Выполнение работы

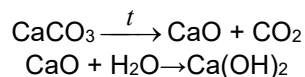
Опыт № 1. Получение и свойства основного оксида.

Пробирку с небольшим количеством карбоната кальция нагрейте на спиртовке. В пробирку прилейте 1 см³ воды и взболтайте. Затем прибавьте 1-2 каплями раствора фенолфталеина.

Наблюдения

После прибавления индикатора раствор в пробирке окрасился в малиновый цвет.

Уравнения реакций



Выводы Основные оксиды можно получить при разложении карбонатов. Оксиды щелочных и щелочноземельных металлов реагируют с водой с образованием оснований, о чем свидетельствует окраска индикатора.

Лабораторная работа № 1
Кисотно-основные свойства классов
неорганических соединений

Опыт 1. Получение и свойства основного оксида. а. Внесите с помощью пинцета в пламя горелки ленту магния (на пламя не смотреть!). Магний сгорает ярким пламенем с выделением большого количества тепла.

б. Поместите в пробирку небольшое количество CaCO_3 и нагрейте на спиртовке. Прилейте в пробирку 1 см³ воды и взболтайте содержимое пробирки. Определите реакцию среды прибавлением 1-2 каплями раствора фенолфталеина. Отметьте изменения окраски индикатора.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 2. Получение и свойства кислотного оксида. а. Внесите в пламя горелки с помощью ложечки для сжигания веществ немного серы. Обратите внимание, что сера вначале плавится, затем загорается и горит голубоватым пламенем с образованием резко пахнущего газа (*осторожно, не вдыхать!*). Погасите горящую серу, опустив ложечку в стакан с водой или с песком.

б. В колбу поместите небольшое количество CaCO_3 , внесите несколько капель воды и 5 см³ концентрированной HCl . Быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделившийся газ в другую пробирку с 2-3 см³ дистиллированной водой. Определите реакцию среды прибавлением 1-2 каплями раствора лакмуса. Отметьте изменения окраски индикатора.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 3. Получение кислот. В пробирку налейте 1 см³ раствора Na_2SiO_3 (10%). Добавьте несколько капель 1 н. раствора HCl до образования осадка.

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Опыт 4. Свойства кислот. В четыре пробирки налейте по 2 см³ разбавленной HCl . В одну из пробирок добавьте несколько капель раствора лакмуса. В другую пробирку поместите небольшой кусочек мрамора или мела (CaCO_3). В третью пробирку поместите кусочек металла (Fe , Zn , Mg или Al). В четвертую пробирку насыпьте (с помощью стеклянной палочки) немного CuO и слегка нагрейте смесь (для растворения оксида). Оставьте содержимое пробирки отстаиваться.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте выводы о химических реакциях, характерных для кислот.

Опыт 5. Получение щелочей. Щелочи получают взаимодействием металла или его оксида с водой. В кристаллизатор с водой поместите кусочек натрия. После прекращения выделения пузырьков газа, добавьте несколько капель фенолфталеина.

Напишите наблюдения и уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 6. Получение и свойства нерастворимых оснований. В три пробирки налейте по 2 см³ раствора KOH . В одну из пробирок добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. В другую пробирку – несколько капель раствора соли магния. В третью пробирку добавьте несколько капель раствора CuSO_4 , отметьте цвет выпавшего осадка, нагревайте пробирку до тех пор, пока $\text{Cu}(\text{OH})_2$ не превратится в черный осадок.

Сделайте вывод о термической устойчивости гидроксида меди (II).

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте выводы о химических реакциях, характерных для оснований.

Опыт 7. Получение и свойства амфотерных оснований. К 1 см³ раствора соли хрома (III) добавьте 1 см³ водного раствора NH_4OH . Отметьте произошедшие изменения. Затем содержимое пробирки разделите на две части: в одну из них при взбалтывании прилейте раствор HCl до полного растворения осадка; во вторую – раствор NaOH , также до полного растворения осадка.

Напишите наблюдения и уравнения реакций. Сделайте вывод о кислотно-основных свойствах гидроксида хрома (III).

Опыт 8. Получение средней и кислой соли. *Взаимодействие оснований с кислотными оксидами (получение средней соли), взаимодействие средней соли и кислотного оксида (получение кислой соли).* Налейте в пробирку 5 см³ насыщенного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковой воды) и пропустите в раствор CO_2 до появления осадка (образование средней соли). Содержимое пробирки разделите на две части.

В одну из пробирок добавьте 2 см³ дистиллированной воды и продолжайте пропускать CO_2 , пока весь осадок не растворится вследствие образования кислой соли. Пробирку с полученным раствором нагрейте до кипения и наблюдайте выпадение осадка (получение средней соли). Докажите, что полученные соли являются солями угольной кислоты, подействовав на них HCl .

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод относительно условий образования кислых и средних солей.

Опыт 9. Свойства солей. а. *Взаимодействие солей с простыми веществами.* В пробирку налейте 2 см³ с CuSO_4 и опустите железный гвоздь. Наблюдайте образование красно-бурого налета на поверхности железа и изменения цвета раствора в результате образования новой соли.

б. *Взаимодействие солей с солями.* Налейте в две пробирки по 2 см³ раствора Na_2CO_3 и добавьте в одну из них несколько капель раствора

CaCl_2 , а в другую – раствора CuSO_4 . Обратите внимание, что в результате этих реакций образуются по две соли, одна из которых выпадает в осадок, вторая – остается в растворе

в. Взаимодействие солей с кислотами и щелочами. Налейте в две пробирки по 1 см^3 раствора CaCl_2 и добавьте в одну из них несколько капель раствора H_3PO_4 (H_2SO_4), а в другую – раствора NaOH . Обратите внимание на цвет и состав выпавших в результате реакций осадков. Напишите наблюдения и уравнения реакций.

Лабораторная работа № 2

Эквивалент и молярная масса эквивалентов

Опыт 1. Определение молярной массы эквивалента металла (Zn, Mg или Al) по объему выделившегося водорода. Метод основан на способности некоторых металлов вытеснять водород из растворов кислот и щелочей.

В данном опыте предстоит определить:

1) молярную массу эквивалента ($M_{\text{экв}}$) металла по объему водорода, который выделяется из кислоты при действии на нее металла;

2) какой это металл, зная $M_{\text{экв}}$ металла.

Например, при взаимодействии магния с разбавленной серной кислотой: $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4\text{разб}} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$

Прибор для определения молярной массы эквивалентов металла изображен на рис. 1.

Порядок выполнения опыта.

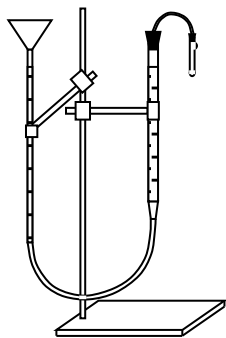


Рис. 1.

1. Получите у инженера навеску металла и запишите в таблицу ее массу.

2. Проверьте прибор на герметичность: для этого, соберите прибор, как показано на рис. 6, и медленно поднимайте или опускайте воронку, наблюдая за колебаниями уровня воды в бюретке, и если жидкость в бюретке, немного поднявшись, устанавливается на постоянном уровне, следовательно, прибор герметичен. Если прибор не герметичен, то уровни в обеих бюретках будут выравниваться. В этом случае нужно проверить положение всех пробок и снова проверить прибор.

3. Налейте в пробирку через воронку разбавленной (1:3) серной кислоты (около 2 см^3).

4. Держа пробирку в наклонном положении, положите навеску металла на край пробирки и затем стеклянной палочкой поместите в углубление пробирки.

5. Присоедините пробирку к бюретке (удерживая ее в наклонном положении, углублением вниз, чтобы металл не попал в кислоту) и убедитесь в герметичности прибора.

6. После проверки прибора на герметичность, уравняйте положение воды в бюретке и воронке и отметьте положение уровня в бюретке по нижнему мениску, записывая его значение по градуировочной шкале с точностью $0,1 \text{ см}$ ($V_{\text{нач}}$).

7. Опустите навеску металла в кислоту. Водород, который выделяется в результате реакции, будет вытеснять воду из бюретки в воронку.

8. Опыт считают законченным, когда прекратится понижение уровня воды в бюретке (закончился процесс растворения металла в кислоте). Окончательный, точный отсчет показаний по бюретке сделайте после того, как пробирка охладится до комнатной температуры. Приведите давление газа к атмосферному, установив воду в бюретке и воронке на одном уровне.

9. Запишите уровень в бюретке после реакции $V_{\text{кон}}$.

10. Экспериментальные данные и расчет запишите в табл. 1.

Таблица 1

Запись экспериментальных данных и расчет

Измеренная или рассчитанная величина	Обозначение	Числ. знач.
Масса металла, г	m	
Уровень воды в бюретке до реакции, см^3	$V_{\text{нач}}$	
Уровень воды в бюретке после реакции, см^3	$V_{\text{кон}}$	
Объем выделившегося водорода, см^3	$V_{\text{H}_2} = V_{\text{кон}} - V_{\text{нач}}$	
Атмосферное давление, Па	$P_{\text{атм}}$	
Давление водяных паров, Па	$P_{\text{H}_2\text{O}}$	
Парциальное давление водорода, Па	$P_{\text{H}_2} = P_{\text{атм}} - P_{\text{H}_2\text{O}}$	
Температура воздуха, К	$^{\circ}\text{C} + 273$	
Масса водорода, г	$m_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} \cdot V_{\text{H}_2} \cdot M_{\text{H}_2}}{R \cdot T}$	
Молярная масса эквивалента металла, г/моль	$\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{H}_2}} = \frac{m_{\text{э, Me}}}{m_{\text{э, H}}}$	

$$M_{\text{H}_2} = 2 \text{ г/моль}; M_{\text{экв, H}_2} = 1 \text{ г/моль}; R = 8,314 \text{ Дж} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

Измерение объема выделившегося водорода проводите уравниванием давления внутри системы и атмосферного давления с помощью воронки, для чего совместите уровень жидкости в воронке и бюретке.

Уровень жидкости в градуированной бюретке прибора и в воронке должен быть одинаковым.

Парциальное давление водорода определите по разности между атмосферным давлением и парциальным давлением водяного пара. *Парциальное давление* – давление одного из компонентов газовой смеси.

В описанном опыте водород находится над поверхностью воды и поэтому содержит водяные пары. Следовательно, давление в приборе, равное атмосферному, складывается из давления водорода и давления водяного пара.

Опыт 2. Определение молярной массы эквивалентов вещества в реакциях обмена. В данном опыте предлагается определить молярную массу эквивалентов щелочи (KOH, NaOH или Ca(OH)₂) на основании результатов реакции нейтрализации, которую проводят методом титрования.

В бюретку налейте раствор соляной кислоты известной концентрации и приведите бюретку в рабочее положение. В коническую колбу поместите 10 см³ неизвестной щелочи с известной концентрацией, добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Оттитруйте раствор щелочи. Для этого при непрерывном помешивании раствора щелочи приливайте в него по каплям раствор кислоты из бюретки до исчезновения розовой окраски. Титрование повторите трижды, результаты не должны отличаться более чем на 0,1 см³.

Запишите результаты титрования в лабораторный журнал.

По закону эквивалентов рассчитайте молярную концентрацию эквивалентов раствора щелочи. Рассчитайте относительную ошибку опыта.

Лабораторная работа № 3

Свойства растворов

Опыт 1. Изменение объема при растворении. Налейте в пробирку 3 см³ дистиллированной воды и добавьте равный объем спирта. Положение верхнего уровня жидкости отметьте карандашом по стеклу. Закройте пробирку пробкой и раствор хорошо перемешайте. После охлаждения наблюдайте понижение уровня раствора. Объясните происходящие явления.

Опыт 2. Состояние вещества в растворах. Образование сольватов. Нагрейте в сухой пробирке 1-2 кристаллика иода. Наблюдайте цвет паров иода. В три пробирки положите по 1-2 кристаллика иода. В одну пробирку добавьте 1 см³ бензола, во вторую – 1 см³ этилового спирта, в третью – 1 см³ дистиллированной воды и хорошо перемешайте содержимое пробирок. Отметьте окраску раствора и сравните ее с окраской паров иода. Различная окраска объясняется тем, что только полярные молекулы образуют с иодом сольваты.

Сделайте вывод на основании наблюдений, в каком случае образуются сольваты.

Опыт 3. Влияние температуры на растворимость солей. Налейте в пробирку 2-3 см³ дистиллированной воды и небольшими порциями добавляйте кристаллический NaNO₃ при постоянном перемешивании до тех пор пока на дне пробирки не останется немного нерастворяющейся при перемешивании соли. Нагрейте пробирку, продолжая добавлять NaNO₃ до получения насыщенного раствора.

Доведите раствор до кипения, слейте его с осадка и охладите до комнатной температуры. Что наблюдается?

Сделайте вывод о растворимости соли в холодной и горячей воде.

Опыт 4. Приготовление пересыщенных растворов. Поместите в пробирку 3-5 г CH₃COONa, добавьте 2-3 см³ дистиллированной воды и нагрейте до растворения соли. Закройте отверстие пробирки и охладите ее. После охлаждения поместите в пробирку кристаллик CH₃COONa.

Наблюдается рост кристаллов и выделение теплоты.

Опыт 5. Свойства кристаллогидратов. Поместите в пробирку несколько кристалликов CuSO₄ · 5H₂O и нагрейте пробирку. Наблюдайте за изменением цвета кристаллогидрата. Нагревание продолжайте до обесцвечивания соли, после этого охладите пробирку и добавьте в нее 1-2 см³ дистиллированной воды. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Опыт 6. Растворимость жидкостей в воде. Налейте в пробирку 2-3 см³ глицерина и добавьте по стенкам пробирки равный объем дистиллированной воды. Образуются два слоя. Хорошо перемешайте содержимое пробирки. Запишите наблюдения.

Опыт 7. Зависимость растворимости жидкости от температуры. (*Выполнять в вытяжном шкафу!*). В пробирку поместите небольшое количество фенола и равный объем дистиллированной воды. Содержимое пробирки перемешайте и дайте отстояться. Наблюдайте образование двух слоев: нижнего – раствора воды в феноле и верхнего – раствора фенола в воде.

Опустите пробирку в стакан с водой и осторожно нагрейте, периодически перемешивайте содержимое пробирки. Отметьте температуру, при которой исчезает граница между слоями и жидкость становится прозрачной. При охлаждении раствор становится мутным – образуется эмульсия, которая затем постепенно расслаивается.

Сделайте вывод о растворимости фенола в воде от температуры.

Опыт 8. Приготовление раствора заданной концентрации из навески сухого вещества.

1. Рассчитайте, какую массу NaCl (KCl) необходимо взять для приготовления 50 см³ раствора заданной концентрации. Заданная концентрация (ω , %) определяется для каждого студента в зависимости от его варианта (табл. 2).

Варианты задания

№ варианта	Концентрация раствора, мас. %	№ варианта	Концентрация раствора, мас. %	№ варианта	Концентрация раствора, мас. %
1	6,2	11	9,2	21	10,4
2	6,4	12	9,4	22	10,6
3	6,6	13	9,6	23	10,8
4	6,8	14	9,8	24	11,2
5	7,0	15	8,2	25	11,4
6	7,2	16	8,4	26	11,6
7	7,4	17	8,6	27	11,8
8	7,6	18	8,8	28	12,0
9	7,8	19	10,0	29	12,2
10	8,0	20	10,2	30	12,4

Пример расчета

Приготовить 100 см³ раствора NaCl ($\omega = 1,1\%$) из сухой соли.

Сначала определяют плотность раствора соли заданной концентрации. Для этого используют табличные значения о плотности в зависимости от концентрации раствора. Плотность водного раствора соли NaCl приведена в прил. 4. В данной таблице значение плотности раствора с концентрацией $\omega = 1,1\%$ отсутствует. Поэтому для определения плотности применяют метод линейной интерполяции.

По данным таблицы имеем, что раствор NaCl с $\omega_1 = 0,67\%$ имеет плотность $\rho_1 = 1,005$ г/см³, а раствор с $\omega_2 = 1,14\%$ – $\rho_2 = 1,010$ г/см³. Расчет искомой величины ρ_x производим по формуле

$$\rho_x = \rho_1 + \frac{\rho_2 - \rho_1}{\omega_2 - \omega_1}(\omega - \omega_1).$$

Подставив численные значения, получим:

$$\rho_x = 1,005 + \frac{1,010 - 1,005}{1,14 - 0,67}(1,1 - 0,67) = 1,0095 \text{ г/см}^3.$$

Следовательно, для $\omega = 1,1\%$ значение плотности $\rho = 1,0095$ г/см³.

Затем, исходя из массовой доли $\omega_{\text{в-ва}} = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$, рассчитываем массу NaCl в приготавливаемом растворе:

$$\begin{aligned} m_{\text{в-ва}} &= m_{\text{р-ра}} \cdot \omega_{\text{в-ва}}, \\ m_{\text{р-ра}} &= V_{\text{р-ра}} \cdot \rho, \\ m_{\text{в-ва}} &= V_{\text{р-ра}} \cdot \rho, \text{ то} \\ m_{\text{в-ва}} &= V_{\text{р-ра}} \cdot \omega_{\text{в-ва}} \cdot \rho = 100 \cdot 0,011 \cdot 1,0095 = 1,1 \text{ г.} \end{aligned}$$

Данная масса растворенного вещества должна быть взята в виде навески сухой соли.

2. Взвесьте на технических весах рассчитанную навеску сухой соли и перенесите ее в мерную колбу на 50 см³. Добавив в мерную колбу дистиллированной воды (приблизительно 1/3 объема колбы), раствор перемешайте. Перемешивание осуществляйте вращением и встряхиванием колбы с раствором.

Затем раствор в колбе доведите до метки дистиллированной водой. Мерную колбу закройте пробкой, и раствор окончательно перемешайте методом кантования, переворачивая колбу попеременно то горлом, то дном вверх и вниз. При перемешивании и работе с мерной колбой ее следует держать только за горло. В противном случае при большой поверхности соприкосновения от тепла руки стекло колбы расширяется и меняется ее объем. Это приводит к искажению результатов.

3. Определите плотность приготовленного раствора у инженера. Для измерения плотности растворов в определенных пределах применяется ареометр. Для этого приготовленный раствор налейте в цилиндр, опустите туда ареометр, и по нижнему краю мениска отсчитайте на шкале значение плотности приготовленного раствора. Запишите это значение в лабораторный журнал и рассчитайте относительную погрешность эксперимента.

Опыт 9. Приготовление раствора соли с заданной массовой долей (%) из более концентрированного раствора.

1. Согласно своему варианту задания (табл. 3) рассчитайте плотность раствора этой концентрации методом интерполяции.

2. Рассчитайте, какой объем концентрированного раствора Na₂CO₃ нужно взять для приготовления 50 см³ раствора с концентрацией по вашему варианту.

Варианты задания

№ варианта	Концентрация раствора, мас. %	№ варианта	Концентрация раствора, мас. %	№ варианта	Концентрация раствора, мас. %
1	2,7	11	2,0	21	2,4
2	2,1	12	3,5	22	2,9
3	1,6	13	1,3	23	1,1
4	1,8	14	1,4	24	2,3
5	3,0	15	3,3	25	3,9
6	1,9	16	2,2	26	3,4
7	3,2	17	3,1	27	3,7
8	2,8	18	3,6	28	1,8
9	1,2	19	1,5	29	1,7
10	2,6	20	2,5	30	0,8

Пример расчета

Приготовить 50 см³ 4,1%-ного раствора Na₂CO₃ из более концентрированного раствора Na₂CO₃ (10,22 %) с плотностью 1,105 г/см³.

Пользуясь справочными данными и используя метод интерполяции, описанный выше, определяем плотность 4,1%-ного раствора.

$$\omega_1 = 4,1\%, \quad \rho_1 = 1,0057 \text{ г/см}^3;$$

$$\omega_2 = 10,22\%, \quad \rho_2 = 1,105 \text{ г/см}^3.$$

Рассчитываем:

массу раствора и растворенного вещества в растворе

$$m_{p-pa} = V_{p-pa} \cdot \rho = 50 \cdot 1,0057 = 50,285 \text{ г}$$

$$m_{в-ва} = m_{p-pa} \cdot \omega_{в-ва} = \frac{50,285 \cdot 4,1}{100} = 2,062 \text{ г}$$

массу концентрированного раствора Na₂CO₃

$$m_p = \frac{m_v}{\omega} = \frac{2,062}{10,22} \cdot 100 = 20,176 \text{ г}$$

объем концентрированного раствора

$$V = \frac{m}{\rho} = \frac{20,176}{1,105} = 18,26 \text{ см}^3.$$

3. Отмерьте пипеткой рассчитанный объем концентрированного раствора Na₂CO₃ и перенесите его в мерную колбу объемом 50 см³. Добавьте к раствору дистиллированной воды, перемешайте, доведите раствор до метки дистиллированной водой и вновь перемешайте.

4. Измерьте плотность приготовленного раствора ареометром. Если рассчитанное значение плотности отличается от плотности приготовленного раствора, определите концентрацию приготовленного раствора и рассчитайте относительную погрешность эксперимента:

$$\delta_{\text{отн}} = \frac{A-a}{A} 100\%,$$

где a – концентрация приготовленного раствора, %; A – заданная концентрация раствора, %.

5. Вычислите молярную и эквивалентную концентрации приготовленного раствора.

Лабораторная работа № 4

Определение тепловых эффектов химических процессов

Определение тепловых эффектов реакций проводят в специальных приборах, называемых *калориметрами*.

В зависимости от характера процесса и реагирующих веществ применяют калориметры различных конструкций. Обязательной составной частью любого калориметра является калориметрический сосуд, защищенный от потерь тепла и снабженный термометром. Для определения теплот реакций нейтрализации и гидратации используют установку, изображенную на рис. 2.

В стеклянный стакан вместимостью 0,5-0,7 л вставлен другой стакан вместимостью 0,15-0,2 л. Во избежание потерь тепла в окружающую среду стаканы не соприкасаются друг с другом, для этого между ними помещают термоизоляционные прокладки из пробки или пенопласта. Внутренний стакан закрывают крышкой с двумя отверстиями, в которые вставлены термометр и воронка.

Вычисление теплоты Q , выделяющейся или поглощающейся в калориметре, вычисляют по формуле

$$Q = K \cdot \Delta t \cdot \Sigma c, \quad (1)$$

где Δt – конечная и начальная температуры в калориметре; Σc – теплоемкость системы (сумма теплоемкостей калориметрического сосуда и находящегося в нем вещества); K – коэффициент, учитывающий потери тепла через калориметрический стакан ($K = 1,15$).

$$\Delta t = t_2 - t_1 \quad (2)$$

$$\Sigma c = c_1 \cdot m_1 + c_2 \cdot m_2 \quad (3)$$

где c_1 и c_2 – удельные теплоемкости стекла и жидкости; m_1 и m_2 – массы калориметрического стакана и жидкости, находящейся в калориметрическом сосуде.

Для пересчета теплового эффекта на моль вещества пользуются формулой

$$\Delta H = q \frac{M}{m}, \quad (4)$$

где ΔH – тепловой эффект, рассчитанный на моль; m – масса вещества, г; M – молекулярная масса этого вещества, г/моль.

Опыт 1. Определение теплового эффекта реакции нейтрализации. В калориметрический стакан налейте с помощью воронки через отверстие в крышке (см. рис. 3) указанный в задании объем 1 н. раствора щелочи и через 5 мин отметьте по термометру температуру (t_1) раствора.

Затем через воронку в калориметр быстро налейте такой же объем 1 н. раствора кислоты и перемешайте жидкость в калориметре вращательными движениями, придерживая пальцем пробку и термометр. Отметьте самую высокую температуру (t_2), которую покажет термометр после сливания растворов. Количество теплоты, выделившейся в калориметре, рассчитайте по формулам (1).

Тепловой эффект реакции нейтрализации рассчитайте по формуле

$$\Delta H_{\text{нейтр}}^0 \cong \frac{q \cdot 1000}{V_{\text{кисл}}}, \quad (5)$$

где $V_{\text{кисл}}$ – объем кислоты, пошедший на реакцию нейтрализации, мл; q – количество теплоты, выделившейся в калориметре, Дж.

Полученные данные занесите в лабораторный журнал в виде протокола:

Протокол работы

Начальная температура, °C

Конечная температура, °C

Масса калориметрического стакана, г

Масса жидкости, г

Теплоемкость системы, Дж/г · град

Количество теплоты, выделившейся в калориметре, Дж

Энтальпия реакции нейтрализации, Дж/моль

а) экспериментальная, $(\Delta H_{\text{нейтр}}^0)^{\text{эсп}}$

б) теоретическая, $(\Delta H_{\text{нейтр}}^0)^{\text{теор}}$

Относительная ошибка отдельного определения, %

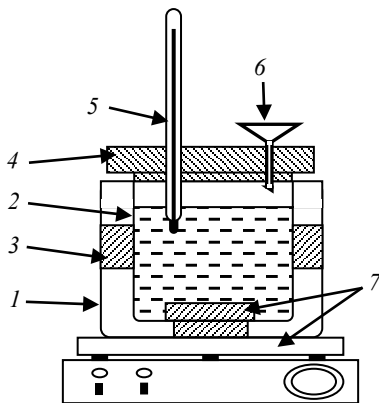


Рис. 2. Калориметрическая установка:

1 – наружный стакан; 2 – калориметрический стакан; 3 – прокладка; 4 – крышка; 5 – термометр; 6 – воронка; 7 – магнитная мешалка

Опыт 2. Определение теплоты растворения соли.

Получите у инженера навеску соли.

Отмерьте цилиндром и влейте через воронку во внутренний стакан калориметра 200 см³ дистиллированной воды. Включите мешалку и произведите 5-6 измерений температуры воды до ее постоянного значения с интервалом 0,5 мин. Продолжая измерение температуры через каждые полминуты, поместите в воду подготовленную навеску соли и запишите 10-15 измерений температуры. Данные внесите в табл. 4.

Результаты измерений

τ , с												
t , °С												

1. На основании полученных данных рассчитайте количество теплоты Q , выделившейся или поглощенной в калориметре в процессе растворения соли:

$$Q = \left[C_{\text{ст}} \cdot m_{\text{ст}} + C_{\text{р-ра}} \cdot (m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{соли}}) \right] \cdot \Delta t,$$

где $m_{\text{ст}}$ – масса стеклянных частей прибора, г; $C_{\text{ст}}$ – удельная теплоемкость стекла, равная 0,753 Дж/(г · К); $m_{\text{H}_2\text{O}}$ – масса воды, г; $m_{\text{соли}}$ – масса соли, г; $C_{\text{р-ра}}$ – удельную теплоемкость раствора считать, равной 4,18 Дж/(г · К); Δt – изменение температуры при растворении соли.

2. Рассчитайте стандартную теплоту растворения соли $\Delta H_{298\text{раств}}^{\circ}$ по формуле, кДж/моль:

$$\Delta H_{298\text{раств}}^{\circ} = - \frac{Q \cdot M_{\text{соли}}}{m_{\text{соли}} \cdot 1000},$$

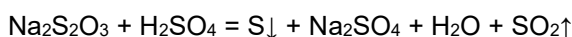
где $M_{\text{соли}}$ – молярная масса соли, г/моль.

3. Полученный результат сравните с теоретически рассчитанным значением $\Delta H_{298\text{раств}}^{\circ}$ соли и рассчитайте абсолютную и относительную ошибки опыта.

Лабораторная работа № 5

Химическая кинетика и равновесие

Опыт 1. Влияние концентрации веществ на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от концентрации рассмотрите на примере реакции:



Признаком реакции является помутнение раствора вследствие выделения серы.

Предварительно проделайте опыт качественно. Для этого внесите в пробирку 2 капли раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 каплю раствора H_2SO_4 . Выделяющаяся сера делает раствор мутным.

Приготовьте три раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ различной концентрации, как указано в табл. 6. Для этого в три сухие пробирки внесите: в первую – 1 см³ раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2 см³ воды, во вторую – 2 см³ раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 см³ воды, в третью – 3 см³ того же раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

Первую и вторую пробирки осторожно встряхните. Таким образом, в одинаковых объемах полученных растворов будет содержаться различное число молей тиосульфата натрия.

В пробирку № 1 добавьте 0,1 см³ н. раствора H_2SO_4 и одновременно включите секундомер. По секундомеру определите время с момента добавления кислоты до помутнения раствора.

Опыт повторите поочередно с пробирками № 2 и № 3. Результаты эксперимента внесите в табл. 5.

Таблица 5

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химических реакций

№ п/п	Объем, см ³			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $C = \frac{a}{a+b+v}$	Время течения реакции τ , с	Скорость реакции $v = \frac{1}{\tau}$, с ⁻¹
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1.	1	2	0,1			
2.	2	1	0,1			
3.	3	–	0,1			

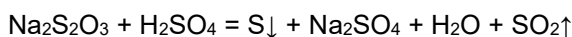
Рассчитайте скорость реакции в каждом отдельном случае и постройте график зависимости скорости реакции v (оси ординат) от концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (ось абсцисс).

Масштаб следует выбирать таким образом, чтобы наибольшие значения величины по оси ординат и по оси абсцисс находились на расстоянии не менее 8 см от начала координат.

Сделайте вывод о влиянии концентрации $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ на скорость химической реакции. Как согласуются ваши наблюдения с законом действия масс?

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температу-

ры изучают на примере реакции:



В четыре чистые пронумерованные пробирки (1, 2, 3, 4) налейте пипеткой по 1 см³ раствора Na₂S₂O₃, а в четыре другие (1а, 2а, 3а, 4а) – по 1 см³ раствора H₂SO₄. Все пробирки поместите в стакан с водой и через 5 мин, измерив температуру воды, слейте содержимое пробирок № 1 и № 1а и отсчитайте время до появления мути по секундомеру. Слитые растворы необходимо тщательно перемешивать. Стакан с пробирками нагрейте на 10°С выше первоначальной температуры и повторите опыт с пробирками № 2 и № 2а. Проведите опыты с остальными пробирками, повышая температуру воды каждый раз еще на 10°С. Данные опытов запишите в табл. 6.

Как влияет температура на скорость исследуемой реакции? Рассчитайте температурный коэффициент для каждого изменения температуры и среднее значение температурного коэффициента реакции по правилу Вант-Гоффа:

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Таблица 6

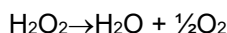
Влияние температуры на скорость реакции

№ п/п	Температура t, °С	Промежуток времени от начала отсчета до появления окраски τ, с	Скорость реакций, $v = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$	Температурный коэффициент γ
1				
2				
3				
4				

Опыт 3. Влияние поверхности раздела реагирующих веществ на скорость реакции в гетерогенной системе. Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой. Приготовьте два небольших одинаковых кусочков мела. Один из них разотрите в порошок и перенесите в пробирку, второй поместите в другую пробирку. В обе пробирки одновременно добавьте по 2 см³ концентрированной HCl.

Отметьте наблюдаемые явления и объясните их. Напишите уравнения реакции и сделайте вывод.

Опыт 4. Сравнение активности различных катализаторов в реакции разложения пероксида водорода. В данном опыте сравнивают эффективность действия катализаторов K₂Cr₂O₇ и FeCl₃. Скорость реакции обратно пропорциональна времени ее протекания. Последнее определяется как разность между временем окончания и начала выделения пузырьков газа:



1. В две пробирки налейте по 1 см³ 3 %-ного раствора H₂O₂. В одну пробирку добавьте две капли 0,3 М раствора K₂Cr₂O₇, в другую пробирку – четыре капли K₂Cr₂O₇. С помощью секундомера измерьте время протекания реакции (от начала и до окончания выделения пузырьков газа) в обеих пробирках, а также окраску раствора.

2. Повторите операции п. 1, проведите аналогичные эксперименты с 0,3 М раствором FeCl₃ в качестве катализатора. Исходные данные, наблюдения, результаты измерений и расчетов, а также выводы занесите в табл. 7.

Таблица 7

Влияние активности катализаторов на скорость реакции

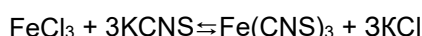
Катализатор	Количество, капли	Время протекания реакции τ, с	Условная скорость $v = 1000/\tau$	Наблюдения и выводы
K ₂ Cr ₂ O ₇	2			
K ₂ Cr ₂ O ₇	4			
FeCl ₃	2			
FeCl ₃	4			

3. Отметьте цвета растворов в начале реакции и после ее завершения.

4. Сделайте вывод относительно эффективности действия различных катализаторов.

5. Как влияет на скорость разложения H₂O₂ концентрация катализатора?

Опыт 5. Изучение химического равновесия. а. Влияние концентраций реагентов на смещение химического равновесия. Классическим примером обратимой реакции является взаимодействие между хлоридом железа (III) и роданидом калия:

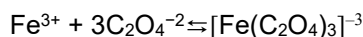


Раствор роданида железа Fe(CNS)₃ окрашен в красно-коричневый цвет, интенсивность окраски раствора зависит от

концентрации. Разбавленный раствор FeCl_3 окрашен в слабо-желтый цвет, а растворы KCNS и KCl – бесцветны. Смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора.

Протеканию этой реакции будут препятствовать вещества, образующие более устойчивые соединения с ионом Fe^{3+} , к таким веществам

относится, например, щавелевая кислота $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, образующая с ионом Fe^{3+} бесцветный комплекс $[\text{Fe}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{-3}$:



В пробирку поместите по 1 капле насыщенных растворов FeCl_3 и KCNS и долейте дистиллированной воды, чтобы пробирка была полной.

Полученный раствор разлейте поровну в 4 пробирки.

В одну пробирку добавьте 2 капли насыщенного раствора FeCl_3 , во вторую – 2 капли насыщенного раствора KCNS , в третью – насыпьте несколько кристалликов KCl и сильно взболтайте, четвертая пробирка служит эталоном для сравнения изменения окраски в других пробирках. Результаты сведите в табл. 8.

Напишите выражение константы химического равновесия и дайте объяснение наблюдаемым изменениям окраски растворов.

Чем объяснить, что изменение концентрации KCNS вызывает более эффективное смещение равновесия, чем изменение концентрации FeCl_3 ? Как надо изменить концентрацию вещества, чтобы сместить равновесие вправо или влево?

Таблица 8

Результаты наблюдений влияния концентрации на смещение химического равновесия

№ п/п	Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
1.	FeCl_3		
2.	KCNS		
3.	KCl		
4.	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$		
5.	Эталон	красная	\rightleftharpoons

б. Влияние температуры на химическое равновесие. При взаимодействии иода с крахмалом образуется сложное соединение (иодокрахмал) синего цвета. Реакция экзотермическая и равновесие ее можно представить схемой:

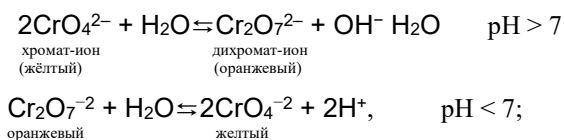


В две пробирки налейте по 1 см³ 0,1 н. раствора I_2 и добавьте 2-3 капли раствора крахмала или опустите индикаторную бумагу (до появления синей окраски). Одну пробирку оставьте в качестве контрольного образца (эталона), а содержимое второй нагрейте, не доводя его до кипения. Отметьте при этом произошедшие изменения в сравнении с контрольным образцом.

Охладите нагретую пробирку сначала на воздухе, а затем под струей холодной водопроводной воды. Что при этом наблюдаете?

Объясните причину изменения окраски раствора при нагревании и охлаждении. Какая из особенностей химического равновесия при этом проявляется? Сделайте выводы о направлении смещения химического равновесия реакции образования йодокрахмала при нагревании и охлаждении раствора.

в. Влияние кислотности среды на смещение химического равновесия. Изучение влияние кислотности среды на смещение химического равновесия проводится на примере взаимного превращения хромат- и дихромат- ионов:



Хромат-ионы CrO_4^{2-} существуют преимущественно в нейтральных и щелочных средах, дихромат-ионы $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ – в кислотных.

Равновесие, устанавливающееся в водных растворах хроматов и дихроматов, может быть нарушено либо действием кислот и оснований, либо введением катионов, образующих с хромат- и дихромат-анионами малорастворимые соединения, выпадающие в осадок.

В две пронумерованные пробирки налейте по 1 см³ растворов K_2CrO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. К раствору с K_2CrO_4 добавьте 1 см³ раствора H_2SO_4 , а к раствору $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ добавьте 1 см³ NaOH . Отметьте изменение цвета. Укажите, в каких средах устойчивы хроматы и в каких – дихроматы. В первую пробирку добавьте несколько капель щелочи до изменения окраски, во вторую добавьте несколько капель раствора серной кислоты до изменения окраски. Отметьте произошедшие изменения в окраске растворов.

В две чистые пробирки внесите по 1 см³ растворов K₂CrO₄ и K₂Cr₂O₇ и добавьте в каждую несколько капель раствора BaCl₂. Опишите происходящие изменения. В обоих случаях выпадает один и тот же осадок малорастворимого хромата бария BaCrO₄, произведение растворимости которого равно ПР = 2,4·10⁻¹⁰.

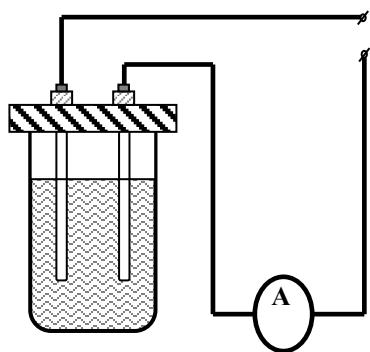
Исходные данные, наблюдения и выводы внесите в табл. 9.

Таблица 9

Влияние кислотности среды на смещение химического равновесия

Исходный раствор		Добавляемое вещество	Окраска раствора или осадка	Укажите смещение равновесия
Вещество	Окраска			
K ₂ Cr ₂ O ₇		NaOH		
K ₂ CrO ₄		H ₂ SO ₄		
K ₂ Cr ₂ O ₇		BaCl ₂		
K ₂ CrO ₄		BaCl ₂		

Чем обусловлена различная окраска водных растворов K₂Cr₂O₇ и K₂CrO₄? Какие ионы хрома в них содержатся?



Объясните изменение окраски растворов K₂Cr₂O₇ и K₂CrO₄ при добавлении соответственно NaOH и H₂SO₄ с точки зрения смещения установившегося в них равновесия. Подтвердите свои выводы уравнениями протекающих реакций в молекулярном виде.

Укажите цвет и состав осадков, выпадающих из растворов хромата и дихромата калия при добавлении в них BaCl₂. Приведите в молекулярном виде уравнения соответствующих реакций. Объясните происходящие процессы с точки зрения смещения химического равновесия. Объясните, почему в обоих случаях образуется нерастворимый BaCrO₄.

2. **Сравнение термической устойчивости карбонатов.** В две пробирки с газоотводными трубками внесите порошки CaCO₃ и BaCO₃. Газоотводные трубки опустите в два стакана с раствором Ca(OH)₂. Пробирки нагрейте. В каком случае выделение CO₂ наблюдается раньше? Объясните. Напишите уравнения реакций.

Лабораторная работа № 6

Ионные равновесия в растворах электролитов и гидролиз солей

Опыт 1. Электрическая проводимость растворов (опыт демонстрационный). Сравните электрическую проводимость 0,1 М водных и спиртовых растворов гидроксида и нитрата калия, пользуясь установкой (рис. 3).

Для этого в стакан вместимостью 100 см³, налейте 50 см³ исследуемого раствора и опустите угольные электроды (перед опусканием электродов в раствор их следует промыть в дистиллированной воде). После включения тока проверьте показания амперметра (электроды опускайте на одинаковую глубину).

Объясните различие электрической проводимости водного и спиртового растворов одного и того же вещества.

Опыт 2. Сравнение силы кислот и оснований, изменение концентрации водородных ионов. а. В две пробирки внесите по 1 см³ 0,1 М раствора CH₃COOH. В каждую пробирку прибавьте по 1 капле индикатора метилового оранжевого. Одну пробирку с уксусной кислотой оставьте в качестве контрольной, а в другую внесите несколько кристаллов CH₃COONa и перемешайте раствор.

Запишите наблюдения. Сделайте вывод: как и почему смещается равновесие слабого электролита при добавлении к нему одноименных ионов.

б. Налейте в 3 пробирки по 3 см³ 0,1 н. раствора NaOH, NH₄OH и 0,1 н. раствора NH₄OH, насыщенного NH₄Cl. Во все пробирки прилейте по 2 см³ раствора MgCl₂. Почему в одном случае осадок не образуется?

Объясните наблюдаемое явление на основании изменения концентрации ионов гидроксида.

Опыт 3. Сравнение химической активности кислот. а. В одну пробирку внесите 1 см³ 2 н. раствора CH₃COOH, в другую – 1 см³ 2 н. раствора HCl. В каждую опустите одинаковые по величине кусочки мрамора.

Какой газ выделяется? В какой пробирке реакция идет интенсивнее?

б. В одну пробирку внесите 1 см³ 2 н. раствора CH₃COOH, в другую – 1 см³ 2 н. раствора HCl. В каждую опустите по кусочку цинка. В каком случае водород выделяется более энергично?

Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций. Сделайте вывод об относительной силе исследуемых кислот.

Опыт 4. Образование слабодиссоциирующих веществ. а. В пробирку внесите 2-3 см³ раствора NH₄Cl, добавьте 2 см³ раствора NaOH. Перемешайте, определите по запаху выделяющийся газ.

б. В две пробирки налейте по 1 см³ растворов Na₂CO₃ и NaHCO₃ добавьте по 1 см³ раствора разбавленной H₂SO₄. Что наблюдается?

в. Поместите в пробирку несколько кристалликов NaNO₂ и растворите их в 1-2 см³ дистиллированной воды. К полученному раствору добавьте H₂SO₄ (1:4). Наблюдайте выделение газа.

г. В пробирку налейте 3 см³ раствора HCl и поместите кусочек цинка. После начала стабильного выделения водорода прибавьте в пробирку несколько кристалликов CH₃COONa, тщательно перемешайте содержимое. Объясните причину замедления реакции растворения цинка и появление нового запаха.

Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном видах. Сделайте вывод.

Опыт 5. Осаждение и растворение труднорастворимых солей. Налейте в две пробирки по 1 см³ раствора соли кальция. В первую пробирку прилейте 1 см³ Na₂CO₃, в другую – (NH₄)₂C₂O₄. Отметьте цвет полученных осадков. Декантируйте растворы и к влажным осадкам прилейте по каплям 0,1 М раствор CH₃COOH. Что при этом происходит? Повторите опыт, заменив CH₃COOH на HCl. Запишите наблюдения и сделайте выводы о растворимости осадков в разных кислотах.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Объясните полученные результаты.

Опыт 6. Влияние величины произведения растворимости на образование осадка. а. К равным объемам 1 М растворов CaCl₂, MgCl₂ и BaCl₂ в отдельных пробирках прилейте одинаковое число капель раствора Na₂SO₄. Объясните различия выпавших осадков в пробирках. Покажите различие в произведениях растворимости образовавшихся веществ.

б. В две пробирки внесите по 2 см³ свежеприготовленного раствора FeSO₄. В одну из них добавьте 2 см³ раствора H₂S, в другую – 2 см³ раствора (NH₄)₂S. В каком случае выпадает осадок?

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Сделайте вывод об условии образования осадков.

Опыт 7. Условие растворения осадков в результате химического взаимодействия. а. Действие азотной кислоты на карбонат и хлорид серебра. В две пробирки внесите по 1 см³ раствора AgNO₃. В одну из них добавьте 1 см³ Na₂CO₃, в другую – 1 см³ NaCl.

К осадкам добавьте по 2 см³ 2 н. раствора HNO₃. Какой из осадков растворяется? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

б. Взаимодействие гидроксида магния с соляной кислотой и хлоридом аммония. В две пробирки налейте по 4-5 капель соли магния и добавьте в каждую по 2 капли KOH (NaOH). В одну пробирку добавьте 2 н. раствор HCl, в другую – 2 н. раствор NH₄Cl, помешивая осадок стеклянной палочкой и отсчитывая количество капель, необходимых для полного растворения осадка. Результаты отсчета запишите. В какой пробирке растворение осадка происходит быстрее? Почему?

Напишите уравнение соответствующих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 8. Влияние величины произведения растворимости электролита на его способность к химическому взаимодействию. В одну пробирку внесите 2 капли свежеприготовленного раствора FeSO₄, в другую – 2 капли CuSO₄. В каждую пробирку добавьте по 2 капли раствора Na₂S или (NH₄)₂S.

К осадкам сульфидов добавьте по 5-7 капель 2 н. раствора HCl. Какой из сульфидов растворяется в соляной кислоте? Дать мотивированный ответ.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 9. Получение одних малорастворимых соединений из других. а. Получение сульфида свинца из сульфата свинца. В пробирку внесите 2 капли раствора Pb(NO₃)₂ и добавьте 3 капли Na₂SO₄. Осадок какого вещества образовался? Дайте осадку отстояться, слейте жидкую фазу и к осадку добавьте 3-4 капли Na₂S и перемешайте осадок стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка, какое вещество образовалось?

б. Получение хромата свинца из сульфата свинца. Внесите в пробирку 2 капли раствора Pb(NO₃)₂ и добавьте 3 капли Na₂SO₄. Дайте осадку отстояться, слейте жидкую фазу и к осадку добавьте 3-4 капли K₂CrO₄ и перемешайте осадок стеклянной палочкой. Как изменился цвет осадка, какое вещество образовалось?

Опишите наблюдения. Пользуясь табличными значениями произведения растворимости, объясните переход одного осадка в другой.

Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 10. Окраска индикаторов в зависимости от значения pH среды. В три чистые пробирки внесите по 1 см³ 0,1 М раствора HCl и прибавьте в одну пробирку 1 каплю раствора фенолфталеина, в другую – метилового оранжевого, в третью – лакмуса.

Аналогичные опыты проделайте с дистиллированной водой и 0,1 М раствором NaOH. Результаты наблюдений запишите в табл. 10.

Таблица 10

Окраска индикаторов в зависимости от pH среды

Индикатор	Интервал перехода, pH	Цвет индикатора		
		кислота	дистиллированная вода	щёлочь
Фенолфталеин	8,3-9,3			
Метилловый оранжевый	3,1-4,4			
Лакмус	4,5-8,3			

Опыт 11. Изучение процесса гидролиза. а. Влияние природы соли на процесс гидролиза. На противоположные концы универсальной индикаторной бумаги нанесите 1-2 капли растворов:

- 1) ортофосфата и карбоната натрия;
- 2) карбоната и гидрокарбоната натрия;
- 3) сульфата железа (II) и хлорида железа (III).

Сравните окраску еще сырого пятна с эталоном и определите приближенное значение pH растворов. Результаты наблюдений и рассчитанные значения констант гидролиза K_c и значений pH запишите в форме табл. 11.

Влияние природы соли на процесс гидролиза

п/п	Формула соли	Значение pH		K _z
		эсп.	расч.	
1	Na ₃ PO ₄			
2	Na ₂ CO ₃			
3	NaHCO ₃			
4	FeSO ₄			
5	FeCl ₃			

б. *Влияние температуры на гидролиз.* Налейте по 1 см³ в две пробирки раствора FeCl₃. Одну пробирку оставьте для сравнения. Раствор в другой пробирке доведите до кипения. Что наблюдается? Образующиеся хлопья – хлорид дигидроксожелеза (III). Сделайте вывод о влиянии температуры на гидролиз солей.

в. *Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли.* Налейте в пробирку 1 см³ раствора SbCl₃ и по каплям добавьте дистиллированной воды до выпадения осадка. Раствор с осадком сохраните до следующего опыта. Почему разбавление раствора увеличивает степень гидролиза?

г. *Смещение равновесия гидролиза.* К раствору с осадком SbOCl добавьте HCl до растворения осадка. Снова добавьте дистиллированной воды. Объясните наблюдаемые явления.

Кристаллический Pb(NO₃)₂ растворите в воде. Что наблюдается? К раствору добавьте несколько капель HNO₃. Напишите уравнения реакции и объясните, почему концентрированный раствор Pb(NO₃)₂ прозрачен, а при разбавлении появляется осадок.

д. *Взаимодействие растворов солей взаимно усиливающих гидролиз друг друга.* К 1 см³ раствора FeCl₃ прилейте 1 см³ Na₂CO₃ до образования осадка. Какие соединения осаждаются? Почему?

Сделайте вывод при сливании растворов каких солей образуются продукты их конечного гидролиза.

е. *Растворение цинка в продукте гидролиза хлорида цинка.* Налейте в пробирку 1-2 см³ 0,5 н. раствора ZnCl₂. В раствор опустите кусочек

цинка, обработанного разбавленной HCl (очищенного от оксидной плёнки) и нагрейте. Объясните выделение водорода.

Напишите уравнение реакции гидролиза всех солей в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 12. Негидролизуемость труднорастворимых соединений. Получите в двух пробирках соли CaCO₃ и PbSO₄, осадки декантируйте и добавьте к ним дистиллированной воды. С помощью универсального индикатора измерьте pH чистой воды и воды с осадками этих солей. Различаются ли значения pH?

Лабораторная работа № 7

Грубодисперсные и коллоидные системы

Опыт 1. Получение грубодисперсной системы (ГДС) мел в воде. Налейте в пробирку 5 см³ дистиллированной воды, внесите в нее немного порошка мела, закройте отверстие и сильно взболтайте. Наблюдайте постепенное расслоение полученной суспензии. Перенесите стеклянной палочкой 2-3 капли мутной жидкости на зеркало и рассмотрите суспензию через лупу.

Что представляет собой эта суспензия? Что является в данной суспензии дисперсной фазой и дисперсионной средой?

Опыт 2. Получение эмульсии бензола в воде. В две пробирки налейте 5 см³ дистиллированной воды и внесите в каждую по 8-10 капель бензола. В одну из пробирок добавьте 1 см³ 1%-ного раствора мыла. Обе пробирки закройте и сильно встряхните. Наблюдайте быстрое расслоение системы в одной из пробирок и образование устойчивой системы в другой пробирке. В какой пробирке получается стойкая молочно-белая эмульсия?

Мыла – это соли высокомолекулярных органических кислот, состав натриевого мыла может быть представлен формулой RCOONa. Молекулы этой соли адсорбируются на поверхности раздела бензола и воды. Таким образом, на поверхности каждой капельки бензола образуется пленка мыла. Эта пленка препятствует сливанию капелек бензола между собой. Присутствие молекул мыла на поверхности раздела сильно снижает ее поверхностное натяжение, что также повышает устойчивость эмульсии.

Опыт 3. Получение коллоидного раствора гидроксида железа (III) при гидролизе соли железа. Небольшой объем дистиллированной воды (30-50 см³) нагрейте в химическом стакане до кипения. При перемешивании стеклянной палочкой постепенно прилейте 1 см³ 0,5 н. раствора FeCl₃. Полученный раствор снова нагрейте и кипятите в течение 1-2 мин. Сохраните для опытов 4 и 5.

Отметьте цвет образовавшегося золя Fe(OH)₃. Каким методом был получен данный золь? Укажите ионы, которые должны адсорбироваться на поверхности частиц Fe(OH)₃. Учтите, что процесс гидролиза обратим и часть FeCl₃ остается в растворе.

Напишите формулу мицеллы Fe(OH)₃. Каков знак заряда ее гранулы? Обозначьте составные части мицеллы золя Fe(OH)₃.

Опыт 4. Коагуляция золя Fe(OH)₃ растворами электролитов. Разделите полученный в опыте 3 золь Fe(OH)₃ в три пробирки. В каждую пробирку добавьте по каплям (капли считать): в первую – 0,5 н. раствор NaCl, во вторую – 0,5 н. раствор Na₂SO₄, в третью – 0,5 н. раствор Na₃PO₄, до помутнения растворов.

Объясните, почему золь $\text{Fe}(\text{OH})_3$ мутнеет при добавлении растворов электролитов? Как называется процесс? Учитывая знак заряда гранулы золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, укажите те ионы, которые вызвали коагуляцию. Какой из этих ионов проявил наибольшую коагулирующую способность? Чем это объясняется?

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 5. Получение золя кремниевой кислоты. В пробирку налейте $1 \text{ см}^3 \text{ HCl}$ и добавьте, встряхивая пробирку, $2 \text{ см}^3 10\%$ -ного раствора Na_2SiO_3 . Наблюдайте образование золя H_2SiO_3 и постепенное застуднение его.

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 6. Взаимная коагуляция. К золю H_2SiO_3 , полученному в опыте 5, прилейте 3 капли золя $\text{Fe}(\text{OH})_3$, предварительно хорошо перемешанного. Объясните выпадение осадка.

Напишите уравнение реакции. Сделайте вывод.

Опыт 7. Получение золя серы. В пробирку с дистиллированной водой добавьте несколько капель спиртового раствора серы. Наблюдайте появление мутно-голубого окрашивания и появления осадка.

Чем можно это объяснить? Где лучше растворима сера – в спирте или в воде? Возможно ли образование коллоидного раствора, если вещество хорошо растворимо в данном растворителе? Можно ли назвать золь серы устойчивым?

Опыт 8. Получение золя парафина. Налейте в пробирку 10 мл дистиллированной воды и внесите туда $0,5 \text{ см}^3 2\%$ -ного спиртового раствора парафина. Наблюдайте сильную опалесценцию.

Опыт 9. Получение золя серебра. Налейте в пробирку 5 см^3 раствора AgNO_3 (0,001 н.) и добавьте 2-3 капли $0,1 \%$ -ного свежеприготовленного раствора танина и 1-2 капли 1% -ного раствора Na_2SO_3 . Пробирку нагрейте и наблюдайте окрашивание раствора как следствие образования коллоидных частиц серебра в результате восстановления ионов серебра танином.

Напишите уравнение реакции в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

Опыт 10. Защита коллоида. Налейте в две пробирки по 4 см^3 раствора AgNO_3 (0,001 н.) и по одной капле 2 н. раствора HNO_3 . В одну пробирку добавьте $1 \text{ см}^3 0,5 \%$ -ного коллоидного раствора желатина, в другую – 1 см^3 дистиллированной воды. Растворы в пробирках перемешайте стеклянными палочками. В обе пробирки добавьте по 1 капле $0,1 \text{ н.}$ раствора NaCl и взболтайте.

Опишите и объясните все наблюдаемые явления. Почему в растворе, к которому был добавлен желатин, не появляется сильного помутнения, а наблюдается только слабая опалесценция?

Лабораторная работа № 8

Реакции с изменением степени окисления

Опыт 1. Влияние кислотности среды на протекание окислительно-восстановительной реакции.

а. К 1 см^3 подкисленному H_2SO_4 раствору KMnO_4 прилейте 1 см^3 свежеприготовленного раствора Na_2SO_3 . Что наблюдается? Измените порядок сливания растворов – к раствору KMnO_4 прилейте Na_2SO_3 , а затем раствор подкислите H_2SO_4 . В чем состоит отличие в проведении этих реакций?

б. Прodelайте эту же реакцию без подкисления (нейтральная среда). Как в этом случае меняется цвет раствора? Наблюдайте выпадение осадка.

в. Прodelайте эту же реакцию в щелочной среде (щелочная среда). Как изменился цвет раствора?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравнийте ионно-электронным методом. Сделайте вывод о влиянии кислотности среды на протекание исследуемой реакции.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства металлов.

а. Небольшой кусочек цинка обработайте разбавленной H_2SO_4 . Реакция идет вначале медленно, а затем ускоряется.

б. Небольшое количество порошка алюминия обработайте разбавленным раствором NaOH . Реакция начинается не сразу, а только после растворения оксидной пленки на поверхности металла.

в. Кусочек железной проволоки обработайте раствором CuSO_4 . Запишите наблюдения.

г. Кусочек цинка обработайте раствором $\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COO})_2$. Что наблюдается?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравнийте методом электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах металлов.

Опыт 3. Окислительно-восстановительная двойственность.

а. К подкисленному H_2SO_4 раствору KMnO_4 прилейте до обесцвечивания раствор NaNO_2 .

б. К подкисленному H_2SO_4 раствору KI добавьте несколько капель NaNO_2 . Что наблюдается?

Какова функция NaNO_2 в опытах *а* и *б*? Напишите уравнения соответствующих реакций и уравнийте ионно-электронным методом.

в. К подкисленному H_2SO_4 раствору KMnO_4 прилейте (по каплям) раствор H_2O_2 до полного обесцвечивания. Отметьте выделение газа (какого?). Ту же реакцию проведите с нейтральным и щелочным растворами KMnO_4 .

г. К подкисленному H_2SO_4 раствору KI добавьте такое же количество раствора H_2O_2 . Какие изменения наблюдаются?

Какова функция H_2O_2 в опытах *а* и *б*? Напишите уравнения соответствующих реакций и уравнийте ионно-электронным методом.

Опыт 4. Реакции самоокисления-самовосстановления. *а.* Кристаллик иода обработайте небольшим объемом раствора NaOH при слабом нагревании. Что наблюдается? Самоокисление-самовосстановление иода идет в щелочной среде. Если полученный раствор подкислить, то реакция пойдет в обратном направлении.

б. К 1 см^3 раствора KI добавьте 1 см^3 раствора KIO_3 , раствор подкислите HCl . Убедитесь в образовании свободного йода с помощью крахмала.

в. В две пробирки поместите по 2-3 кристаллика Na_2SO_3 . Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, вторую

– нагрейте в течение 5 мин. Дайте пробирке остыть. В обе пробирки добавьте по 1 см³ дистиллированной воды, размешайте стеклянными палочками до растворения солей, затем добавьте в каждую по 2-3 капли CuSO₄.

Как объясните различие окраски в двух пробирках.

Напишите уравнение реакции разложения сульфата натрия и соответствующих реакций.

Опыт 5. Реакции внутримолекулярного окисления и восстановления.

а. Поместите в сухую пробирку несколько кристаллов (NH₄)₂Cr₂O₇ и нагрейте до начала реакции разложения. Что наблюдается?

б. Осторожно нагрейте в сухой пробирке небольшое количество KMnO₄ до разложения. После остывания добавьте в пробирку дистиллированной воды. Что наблюдается?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте методом электронного баланса.

Опыт 6. Зависимость скорости растворения металла от активности окислителя. В две пробирки налейте по 5-7 капель 2 н. раствора H₂SO₄. В одну из них добавьте 1-2 капли раствора KMnO₄, после чего в обе пробирки добавьте по кусочку цинка. В каком случае реакция протекает интенсивнее?

Дайте этому объяснение и подтвердите вывод расчётом ЭДС для первой и второй реакций.

Опыт 7. Взаимодействие металлов с различными окислительными системами. В три пробирки налейте по 1 см³ 0,5 М раствора KNO₃, в одну добавьте 1 см³ концентрированного раствора KOH, в другую – 1 см³ разбавленной HCl, в третью – 1 см³ сильно разбавленного раствора HNO₃.

Во все три пробирки положите по кусочку цинка. Какой газ выделяется в каждой пробирке?

Приведите уравнения соответствующих реакций.

Опыт 8. Органические вещества в качестве восстановителей. В пробирку налейте 1 см³ K₂Cr₂O₇ и внесите 2-3 капли концентрированной H₂SO₄ и 4-5 капель этилового спирта C₂H₅OH. Отметьте изменение цвета раствора и появление специфического «яблочного» запаха (образование уксусного альдегида CH₃CHO).

Уравняйте реакцию ионно-электронным методом.

Опыт 9. Направление окислительно-восстановительных реакций. Какие галогены окисляют ионы Fe⁺² до Fe⁺³? Рассчитайте ЭДС каждой реакции и определите знак ΔG. Подтвердите свои выводы экспериментально. Для этого в три пробирки поместите по 1 см³ свежеприготовленного раствора FeSO₄ добавьте в каждую соответственно по 1 см³ хлорной, бромной и иодной воды.

Для обнаружения иона Fe⁺³ добавьте в каждую пробирку по 2-3 капли раствора NH₄CNS.

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Лабораторная работа № 9

Электрохимические процессы

Опыт 1. Коррозия железа в различных электролитах. Качественные методы определения коррозионной стойкости железа можно определить по интенсивности синего окрашивания водного раствора в присутствии красной кровяной соли K₃[Fe(CN)₆] – индикатора ионов Fe²⁺ или в присутствии желтой кровяной соли K₄[Fe(CN)₆] – индикатора ионов Fe³⁺.

В пять пробирок налейте по 1 см³ растворов H₂O, NaCl, MgCl₂, NaOH, хлорной воды и опустите в каждую по железной пластинке. Добавьте в первые четыре пробирки по 1 см³ раствора K₃[Fe(CN)₆], в пятую – 1 см³ раствора K₄[Fe(CN)₆].

Результаты наблюдений запишите в табл. 12.

Таблица 12

Коррозия железа в различных электролитах

Коррозионная среда	Индикатор коррозии железа	Окраска раствора с железной пластиной	Уравнения коррозионных процессов
H ₂ O дистиллированная	K ₃ [Fe(CN) ₆]		
Водный раствор NaCl	K ₃ [Fe(CN) ₆]		
Водный раствор MgCl ₂	K ₃ [Fe(CN) ₆]		
Водный раствор NaOH	K ₃ [Fe(CN) ₆]		
Водный раствор Cl ₂	K ₄ [Fe(CN) ₆]		

Объясните происходящие процессы; сравнивая интенсивность коррозии железа в данных средах.

Опыт 2. Образование микрогальванопар. В две пробирки налейте по 2-3 см³ 2 н. раствора H₂SO₄ и опустите одинаковые кусочки цинка.

Отметьте интенсивность выделения водорода. Напишите уравнение реакции взаимодействия цинка с разбавленным раствором серной кислоты.

В одну из пробирок прибавьте 3-4 капли раствора CuSO₄. Почему изменяется интенсивность выделения водорода и какие процессы при этом протекают?

Составьте схему коррозионного элемента и напишите уравнения анодного и катодного процессов коррозии цинка в присутствии меди.

Опыт 3. Катодные и анодные защитные металлические покрытия. В две пробирки налейте 0,5 объёма дистиллированной воды и добавьте по 3 капли 2 н. раствора H₂SO₄ и такое же количество K₃[Fe(CN)₆]. В одну пробирку поме-

стите полоску оцинкованного, а в другую – луженого железа. Через несколько минут во второй пробирке появляется синее окрашивание раствора. Почему?

Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов коррозии оцинкованного и луженого железа и укажите, какое из изученных покрытий было анодным и какое – катодным.

Опыт 4. Протекторная защита металлов от коррозии. Налейте в пробирку 3 см³ 0,2 н. раствора H₂SO₄ и добавьте 1 каплю 0,1 н. раствора K₃[Fe(CN)₆]. Опустите в пробирку кусочек луженого железа и защищенную наждачной бумагой алюминиевую проволоку, приведя их в контакт.

Объясните, почему в опыте не происходит окрашивания на границе металл–раствор? Поясните, какой металл окисляется и почему?

Составьте электрохимическую схему, образовавшегося коррозионного гальванического элемента и запишите для него электродные процессы.

Опыт 5. Влияние хлорид-ионов на коррозию алюминия. В две пробирки поместите по 1 кусочку алюминия и добавьте в одну пробирку 2 см³ CuSO₄, в другую – CuCl₂ той же концентрации. Что наблюдается? В пробирку, содержащую CuSO₄, добавьте немного кристаллического NaCl.

Результаты опыта оформите в виде табл. 13.

Таблица 13

Влияние хлорид-ионов на коррозию алюминия

Металл Al			
Электролит	CuSO ₄	CuCl ₂	CuSO ₄ + NaCl
Наблюдаемые явления			

Объясните, в результате каких микрогальванических элементов происходит коррозия Al в исследуемых растворах.

Приведите ионно-электронные уравнения окислительно-восстановительных процессов и схемы образующихся при коррозии Al гальванических элементов (коррозия идет с водородной деполяризацией катодных участков).

Сделайте вывод о влиянии среды на скорость коррозии металла.

Опыт 6. Пассивирование металлов. Хорошо зачистите наждачной бумагой два стальных гвоздя. Налейте в пробирку 3-4 см³ концентрированной HNO₃ (*работать под тягой!*) и поместите в пробирку гвоздь.

Что наблюдается? Удалите гвоздь из пробирки, промойте его водой, протрите фильтровальной бумагой и снова опустите в HNO₃. Начинается ли реакция? После прекращения реакции, удалите гвоздь из пробирки, ополосните водой и опустите в пробирку с разбавленной H₂SO₄. Для сравнения в ту же пробирку поместите непассивированный гвоздь. На каком образце выделяется водород?

Напишите уравнения реакций.

Опыт 7. Применение ингибиторов. Налейте в три пробирки по 3 см³ разбавленной HCl. В одну из пробирок поместите кусочек цинка, во вторую – железные стружки, в третью – кусочек алюминия. Если в какой-то из пробирок реакция протекает медленно, нагрейте ее. Когда выделение водорода станет интенсивным, насыпьте в каждую из пробирок немного уротропина.

Запишите наблюдения, уравнения реакций и сделайте выводы.

Опыт 8. Влияние ингибитора и стимулятора на скорость разрушения алюминия. Налейте в три пробирки до 1/2 их объема 0,5 н. раствора CuSO₄. Слегка подкислите растворы, прилив одинаковое количество 5-10 капель 0,2 н. раствора H₂SO₄. Первую пробирку оставьте в качестве эталона, во вторую добавьте немного кристаллов NaCl, а в третью внесите кристаллы уротропина и слегка взболтайте растворы. Одновременно в три пробирки поместите кусочки алюминиевой проволоки.

Об интенсивности разрушения алюминия наблюдайте по величине слоя меди, выделившейся на алюминиевой проволоке, и количеству выделяющихся пузырьков газа.

В какой из пробирок ускоряется течение реакции и в какой замедляется по сравнению с контрольной. Сделайте вывод, какое из веществ является активатором, а какое ингибитором коррозии? Напишите уравнения реакций, отражающих работу образовавшегося коррозионного гальванического элемента.

Опыт 9. Определение коррозионной стойкости стали и защитных покрытий на ней. Для испытания применяется капельный метод Г.В. Акимова. Данный метод позволяет быстро, на качественном уровне оценить коррозионную стойкость стали различных марок, а также эффективность разных защитных покрытий.

Каплю раствора, содержащего 40 см³ 0,4 М раствора CuSO₄, 20 см³ 10%-ного раствора NaCl и 0,8 см³ 0,1 М раствора HCl, нанести на поверхность стали, оцинкованного и луженого железа.

Отметьте время до изменения цвета капли от сине-голубого до красного (или черного). Продолжительность времени в минутах, между моментом нанесения капли и изменением ее цвета, служит характеристикой коррозионной стойкости металла и покрытия. Время (5 мин) является показателем хорошей коррозионной устойчивости. Опыт повторить 2-3 раза. Результаты испытаний занести в табл. 14.

Таблица 14

Исследуемая поверхность	Время, мин			Среднее значение, мин
	1	2	3	
Сталь				
Оцинкованное железо				
Луженое железо				

Сделайте вывод о коррозионной устойчивости металла и его покрытий. Какое покрытие более устойчиво к коррозии?

Опыт 10. Электролиз раствора сульфата меди (II). Электролизер заполните раствором CuSO_4 , вставьте угольные электроды, включите постоянный электрический ток и наблюдайте, что происходит на электродах. Напишите электронные уравнения реакций, протекающих на аноде и катоде. Какой газ выделяется на аноде?

Опыт 11. Электролиз раствора иодида калия. Электролизер заполните раствором KI , к которому добавьте несколько капель раствора крахмала и 2-3 капли раствора фенолфталеина. Вставьте угольные электроды и включите постоянный электрический ток.

Наблюдаемые на электродах явления запишите в лабораторный журнал. Составьте схему электролиза и напишите электронные уравнения реакций, протекающих на электродах.