

МИНИСТЕРСТВО НАУКИ И ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ
Белгородский государственный технологический университет им. В. Г. Шухова

Л. В. Денисова

ОБЩАЯ ХИМИЯ

Лабораторный практикум

*Утверждено ученым советом университета
в качестве учебного пособия для студентов направлений подготовки
специалитета*

Белгород 2026

Общие требования к ведению лабораторного журнала и выполнению лабораторных работ

При выполнении лабораторных работ студенты должны четко представлять себе цель и задачи определения, тщательно продумать и изучить методику анализа, понимать последовательность и смысл выполняемых операций, условия протекания химических реакций, лежащих в основе анализа, знать расчетные формулы и уметь свободно ими пользоваться.

При работе в лаборатории необходимо вести лабораторный журнал, фиксируя в нем все операции и наблюдения при выполнении опытов. Результаты взвешивания, измерения объема, определения температуры, pH и т.д. сразу заносятся в рабочий журнал. Использование черновиков не допускается. Особое внимание следует уделить описанию наблюдаемых явлений, таких как изменение окраски, выделение газов или выпадение осадков.

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. Домашняя работа № 1			

Графа “Допуск” – для подписи преподавателя, дающей право выполнения лабораторной работы. Для получения допуска необходимо оформить лабораторную работу в тетради для лабораторных работ, уметь объяснить порядок и цель выполнения работы, а также выполнить в отдельной тетради домашнее задание по данной теме.

Графа “Выполнение” – для подписи инженера в случае выполнения работы и получения правильного результата анализа. Наблюдения и выводы, а также расчеты и результаты анализа записываются на занятиях после выполнения работы, а по окончании необходимо убрать свое рабочее место и вымыть посуду.

Графа “Защита” – для подписи преподавателя после оформления и защиты правильно выполненной лабораторной работы. Для защиты необходимо знать необходимые теоретические сведения, химизм работы, а также выполнить в отдельной тетради домашнее задание по данной теме и разобрать типовые контрольные задания.

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

Лабораторный журнал должен содержать два основных раздела: план работы и наблюдения, отчет о проделанной работе, выводы и ответы на вопросы.

Первый раздел заполняется дома и отражает подготовленность студента к занятиям. В этот раздел входят:

- а) полные схемы всех приборов (эти схемы с целью экономии места иногда целесообразно помещать во втором разделе);
- б) уравнения всех химических реакций;
- в) расчеты исходных количеств веществ и теоретического выхода;
- г) план работы – перечень последовательных операций с указанием условий и количеств реагирующих веществ.

Вторая часть журнала является отчетом о проделанной работе и должна содержать следующие сведения:

- а) результаты взвешивания и измерения объема;

б) наблюдаемые изменения при проведении опыта (изменение окраски, выделение бесцветного или окрашенного газа, кипение, возгонка, выпадение или растворение осадка с указанием его цвета);

в) результаты идентификации получаемых веществ: характерная окраска, форма кристаллов, характерные химические реакции, температуры кипения и/или плавления и другие свойства;

г) расчет практического выхода в процентах;

д) краткие выводы, объяснение наблюдаемых явлений и ответы на вопросы заданий.

Пункты а) – в) журнала следует заполнять непосредственно в процессе выполнения задания в практикуме; пункты г), д) – по завершении экспериментальной задачи.

Пример оформления лабораторной работы:

ПРИМЕР ОФОРМЛЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № ____

Название работы

Выполнение работы

Опыт № 1. *Записывается 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.

Лабораторная работа № 1 Кислотно-основные свойства основных классов неорганических соединений

Выполнение работы

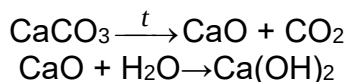
Опыт № 1. **Получение и свойства основного оксида.**

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.

МАРШРУТНЫЙ ЛИСТ ВЫПОЛНЕНИЯ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ

Группа _____

ФИО (полностью) _____

№ п/п	Название работы	Допуск	Выполнение	Защита
1.	Кислотно-основные свойства классов неорганических соединений			
Домашнее задание № 1				
2.	Эквивалент и молярная масса эквивалентов			
Домашнее задание № 2				
3.	Свойства растворов			
Домашнее задание № 4				
4.	Экспериментальное определение энтальпий химических процессов			
Домашнее задание № 5				
5.	Химическая кинетика и равновесие			
Домашнее задание № 6				
6.	Ионные равновесия в растворах электролитов и гидролиз солей			
Домашнее задание № 7				
7.	Реакции с изменением степени окисления. Электрохимические процессы			
Домашнее задание № 8, 9, 10, 11				
8.	Свойства элементов I-IV групп периодической системы Д.И. Менделеева			

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1

КИСЛОТНО-ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Выполнение работы

Опыт № 1. Получение и свойства кислотного оксида. а) В пробирку поместите небольшое количество CaCO_3 , внесите несколько капель воды и 5 cm^3 концентрированной HCl . Быстро закройте пробкой с газоотводной трубкой и пропустите выделившийся газ в другую пробирку с 2-3 cm^3 дистиллированной водой (содержимое пробирки оставьте для опыта 1.б и 1.в).

Наблюдения.

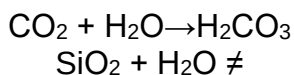
Уравнения реакций.



б). *Взаимодействие кислотных оксидов с водой.* В одну из пробирок из опыта 1.а добавьте несколько капель раствора лакмуса. В другую пробирку поместите небольшое количество оксида кремния, прилейте 2 cm^3 дистиллированной воды и добавьте 1-2 капли раствора лакмуса.

Наблюдения

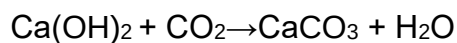
Уравнения реакций.



в). *Взаимодействие кислотных оксидов с основаниями.* Налейте в пробирку 5 cm^3 насыщенного раствора $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (известковой воды) и пропустите в раствор CO_2 до появления осадка.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

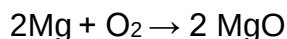


Вывод.

Опыт № 2. Получение и свойства основных оксидов. а. Внесите с помощью пинцета в пламя горелки ленту магния (*на пламя не смотреть!*). Магний сгорает ярким пламенем с выделением большого количества тепла.

Наблюдения.

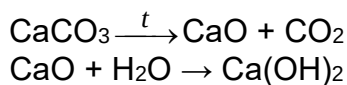
Уравнения реакций.



б. Поместите в пробирку небольшое количество CaCO_3 и нагрейте на спиртовке. Прилейте в пробирку 1 см^3 воды и взболтайте содержимое пробирки, затем добавьте 1-2 капли раствора фенолфталеина.

Наблюдения.

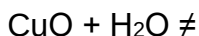
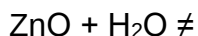
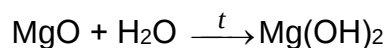
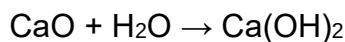
Уравнения реакций.



в. *Взаимодействие основных оксидов с водой.* В три пробирки поместите небольшое количество порошкообразных оксидов кальция, магния, цинка и меди (II) и добавьте в каждую из них по 2 см^3 дистиллированной воды, нагрейте пробирки. Добавьте в каждую из пробирок 1-2 капли раствора фенолфталеина.

Наблюдения.

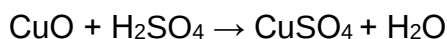
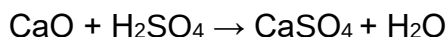
Уравнения реакций.



г). *Взаимодействие основных оксидов с кислотами.* В две пробирки поместите небольшое количество оксида кальция и оксида меди (II), прилейте 2 мл разбавленной серной кислоты.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

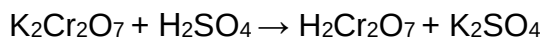
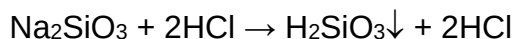


Вывод.

Опыт 3. Получение и свойства кислот. а. Получение кислот. В одну пробирку налейте 1 см³ раствора Na₂SiO₃ (10%) и прилейте по каплям 1 н. раствор HCl до образования осадка. В другую пробирку 1 см³ раствора K₂Cr₂O₇ и прилейте по каплям 1 н. раствор H₂SO₄.

Наблюдения.

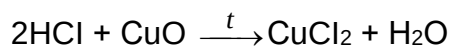
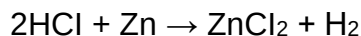
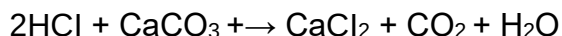
Уравнения реакций.



б. *Взаимодействие кислот с солями, основными оксидами, металлами.* В четыре пробирки налейте по 1 мл разбавленной HCl. В одну из пробирок добавьте несколько капель раствора лакмуса. В другую пробирку поместите небольшой кусочек мела. В третью пробирку поместите кусочек цинка. В четвертую пробирку насыпьте немного CuO и слегка нагрейте смесь. Оставьте содержимое пробирки отстаиваться.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

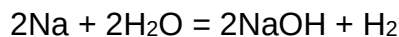


Вывод.

Опыт 4. Получение щелочей. В кристаллизатор с водой добавьте несколько капель фенолфталеина и поместите кусочек натрия.

Наблюдения.

Уравнения реакций.



Вывод.

Опыт 5. Реакция нейтрализации. Поместите в пробирку 2 см³ разбавленного раствора щелочи (KOH или NaOH) и добавьте несколько капель индикатора фенолфталеина, отметьте изменение окраски раствора, затем прилейте 2 см³ разбавленной соляной кислоты.

Наблюдения.

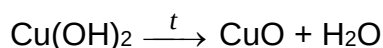
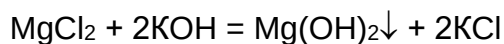
Уравнения реакций.



Вывод.

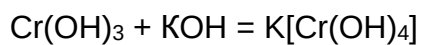
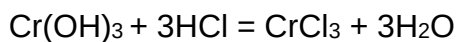
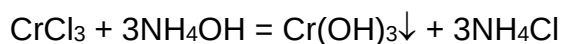
Опыт 6. Получение и свойства нерастворимых оснований. В три пробирки налейте по 1 мл раствора KOH. В одну из пробирок добавьте несколько капель раствора фенолфталеина. В другую пробирку – несколько капель раствора соли магния. В третью пробирку добавьте несколько капель раствора CuSO₄, отметьте цвет выпавшего осадка, нагревайте пробирку до тех пор, пока Cu(OH)₂ не превратится в черный осадок.

Наблюдения.

Уравнения реакций.**Вывод.**

Опыт 7. Получение и свойства амфотерных оснований. К 1 мл раствора соли хрома (III) добавьте по каплям водный раствор NH_4OH до выпадения осадка. Затем содержимое пробирки разделите на две части: в одну из них прилейте раствор HCl до полного растворения осадка; во вторую – раствор KOH (NaOH), также до полного растворения осадка.

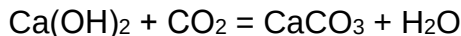
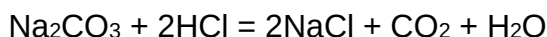
Наблюдения.

Уравнения реакций.**Вывод.**

Опыт 8. Получение средней и кислой соли. а. Получение средней соли при взаимодействии оснований с кислотными оксидами. Получите кислотный оксид, для этого пробирку с газоотводной трубкой поместите небольшое количество кристаллического карбоната натрия и прилейте 5 см³ разбавленного раствора HCl, пропустите выделившийся газ в две пробирки с раствором насыщенного Ca(OH)₂ до появления осадка (образование средней соли). Содержимое пробирки оставьте для опыта 8.б.

Наблюдения.

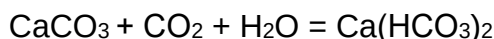
Уравнения реакций.



б. Получение кислой соли при взаимодействии средней соли и кислотного оксида. В пробирку из опыта 8,а добавьте 2 см³ дистиллированной воды и продолжайте пропускать CO₂, пока весь осадок не растворится вследствие образования кислой соли (содержимое пробирки оставить для следующего опыта).

Наблюдения.

Уравнения реакций.

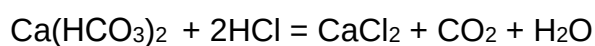
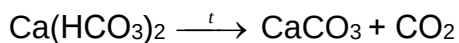


в. Получение средней соли из кислой. Пробирку с полученным раствором (опыт 8,б) нагрейте до кипения и наблюдайте выпадение осадка (получение средней соли).

Докажите, что полученные соли (опыт б. и в.) являются солями угольной кислоты, подействовав на них HCl.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

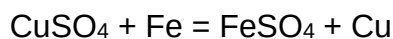


Вывод.

Опыт 9. Свойства солей. а. Взаимодействие солей с простыми веществами. В пробирку налейте 1 мл³ раствора CuSO₄ и опустите железный гвоздь.

Наблюдения.

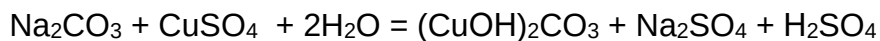
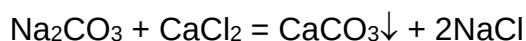
Уравнения реакций.



б. *Взаимодействие солей с солями.* Налейте в две пробирки по 1 мл раствора Na_2CO_3 и добавьте в одну из них несколько капель раствора CaCl_2 , а в другую – раствора CuSO_4 .

Наблюдения.

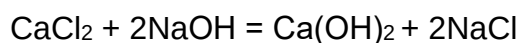
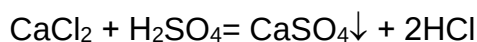
Уравнения реакций.



в. *Взаимодействие солей с кислотами и щелочами.* Налейте в две пробирки по 1 мл раствора CaCl_2 и добавьте в одну из них несколько капель раствора H_2SO_4 , а в другую – раствора NaOH .

Наблюдения.

Уравнения реакций.

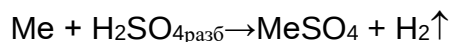


Вывод.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

ЭКВИВАЛЕНТ И МОЛЯРНАЯ МАССА ЭКВИВАЛЕНТОВ

Опыт 1. Определение молярной массы эквивалента металла 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.

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

Порядок выполнения опыта.

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. 1 и медленно поднимайте или опускайте воронку, наблюдая за колебаниями уровня воды в бюретке,

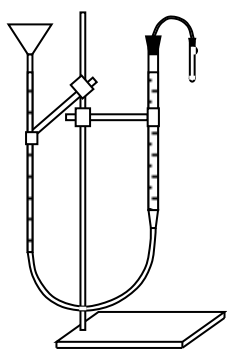


Рис. 1. Прибор для определения молярной массы эквивалента металла

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 через воронку в пробирку 2 см³ раствора H_2SO_4 (1:3).

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 уровень его значения по градуировочной шкале с точностью 0,1 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 $V_{\text{кон}}$. 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.

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

Запись экспериментальных данных и расчет

Измеренная или рассчитанная величина	Обозначение	Численные значения
Масса металла, г	m	
Валентность металла	W	
Уровень воды в бюретке до реакции, м ³	$V_{нач}$	
Уровень воды в бюретке после реакции, м ³	$V_{кон}$	
Объем выделившегося водорода, м ³	$V_{H_2} = V_{кон} - V_{нач}$	
Атмосферное давление, Па	$P_{атм}$	
Давление водяных паров, Па	P_{H_2O}	
Парциальное давление водорода, Па	$P_{H_2} = P_{атм} - P_{H_2O}$	
Температура воздуха, К	$^{\circ}C + 273$	
Масса водорода, г	$m_{H_2} = \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot M_{H_2}}{R \cdot T}$	
Молярная масса эквивалента металла, г/моль	$\frac{m_{Me}}{m_{H_2}} = \frac{m_{э_{Me}}}{m_{э_{H_2}}}$	
Атомная масса металла	$A_{металла} = m_{э_{металла}} \cdot W_{металла}$	

$$M_{H_2} = 2 \text{ г/моль}; M_{э_{H_2}} = 1 \text{ г/моль}; R = 8,314 \text{ Дж} \cdot \text{К}^{-1} \cdot \text{моль}^{-1}.$$

РАСЧЕТ

1. Используя уравнение Менделеева–Клапейрона, вычислить массу водорода:

$$m_{H_2} = \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot M_{H_2}}{R \cdot T} =$$

2. Для вычисления эквивалентной массы металла использовать закон эквивалентов:

$$\frac{m_{Me}}{m_{H_2}} = \frac{m_{э_{Me}}}{m_{э_{H_2}}}$$

$$m_{\text{э}_{Me}} = \frac{m_{Me} \cdot m_{\text{э}_{H_2}}}{m_{H_2}} =$$

3. Зная эквивалентную массу металла, находим атомную массу металла по формуле

$$A_{\text{металла}} = m_{\text{э}_{металла}} \cdot W_{\text{металла}} =$$

4. По таблице Периодической системы Д.И. Менделеева находим, какой металл соответствует найденной атомной массе и записываем уравнение реакции данного металла с серной кислотой.

Вывод.

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.

Наблюдения.

Вывод.

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.

Наблюдения.

Вывод.

Опыт 3. Приготовление пересыщенных растворов. Поместите в пробирку 3-5 г CH_3COONa , добавьте 2-3 см^3 дистиллированной воды и нагрейте до растворения соли. Закройте отверстие пробирки и охладите ее. После охлаждения поместите в пробирку кристаллик CH_3COONa .

Наблюдения.

Вывод.

Опыт 4. Свойства кристаллогидратов. Поместите в пробирку несколько кристалликов $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ и нагрейте пробирку. Наблюдайте за изменением цвета кристаллогидрата. Нагревание продолжайте до обесцвечивания соли, после этого охладите пробирку и добавьте в нее 1-2 см^3 дистиллированной воды. Что наблюдается?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 5. 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.

Наблюдения.

Вывод.

Опыт 6. Приготовление раствора соли с заданной массовой долей (%) из более концентрированного раствора.

1. Согласно своему варианту задания (табл. 2) 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.

3. Отмерьте пипеткой рассчитанный объем концентрированного раствора Na_2CO_3 и перенесите его в мерную колбу объемом 50 см^3 . Добавьте к раствору дистиллированной воды до середины мерной колбы, 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.

Таблица 2

Варианты задания

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

Таблица 3

Плотность и концентрация растворов карбоната натрия

Концентрация, %	Плотность раствора, Na_2CO_3 , г/см^3
0,67	1,005
1	1,0086
1,5	1,0138
2	1,0190
2,5	1,0242
3	1,0294
3,5	1,0346
4	1,0398
4,5	1,0450
5	1,0502
5,5	1,0554
6	1,0606
6,5	1,0658
7	1,0710
7,5	1,0762
8	1,0814
8,5	1,0866
9	1,0918
9,5	1,0970
10	1,1022

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 (табл. 3) и используя метод интерполяции, описанный выше, определяем плотность 4,1%-ного раствора. В таблице нет нужного значения плотности: концентрация 4,1% (C) находится между концентрациями 4% (C₁) и 4,5% (C₂). Выписываем значение плотности для этих концентраций: 4,0 % соответствует плотность 1,0398 г/мл (ρ₁), а концентрации 4,5% соответствует плотность 1,0450 г/мл (ρ₂).

C = 4,1%	ρ _x = ?
C ₁ = 4,0%	ρ ₁ = 1,0398 г/мл (значения из таблицы 3)
C ₂ = 4,5%	ρ ₂ = 1,045 г/мл (значения из таблицы 3)

Расчет искомой величины ρ_x производим по формуле

$$\rho_x = \rho_1 + \frac{\rho_2 - \rho_1}{c_2 - c_1} \cdot (c - c_1),$$
$$\rho_x = 1,0398 + \frac{1,0450 - 1,0398}{4,5 - 4,0} (4,1 - 4,0) = 1,0408 \text{ г/см}^3.$$

Зная концентрацию и плотность заданного и более концентрированного раствора

C ₁ = 4,1%,	ρ ₁ = 1,0408 г/см ³ ;
C ₂ = 10,22%,	ρ ₂ = 1,105 г/см ³ .

Рассчитываем:

массу раствора и растворенного вещества в растворе

$$m_{p-ра} = V_{p-ра} \cdot \rho_1 = 50 \cdot 1,0408 = 52,042 \text{ г}$$
$$m_{\text{вещества}} = \frac{m_{\text{раствора}} \cdot c_1}{100} = \frac{52,042 \cdot 4,1}{100} = 2,133 \text{ г.}$$

массу концентрированного раствора Na₂CO₃

$$m_{\text{конц. раствора}} = \frac{m_{\text{вещества}}}{C_2} = \frac{2,133}{10,22} \cdot 100 = 20,871 \text{ г.}$$

объем концентрированного раствора

$$V_{\text{раствора}} = \frac{m_{\text{конц. раствора}}}{\rho_2} = \frac{20,871}{1,105} = 18,887 \text{ см}^3.$$

РАСЧЕТ

$$m_{p-pa} = V_{p-pa} \cdot \rho_1 = 50 \cdot \underline{\hspace{2cm}} = \underline{\hspace{2cm}} \text{ г}$$

$$m_{\text{вещества}} = \frac{m_{\text{раствора}} \cdot C_1}{100} =$$

$$m_{\text{конц. раствора}} = \frac{m_{\text{вещества}}}{C_2} =$$

$$V_{\text{раствора}} = \frac{m_{\text{конц. раствора}}}{\rho_2} =$$

Вычислите молярную и эквивалентную концентрации приготовленного раствора.

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль} \qquad m_{\text{э}} = \frac{M}{n_{\text{Ме}} \cdot W} = \frac{106}{2 \cdot 1} = 53 \text{ г/моль}$$

$$C_M = \frac{C_1(\%) \cdot \rho_1 \cdot 10}{M} =$$

$$C_H = \frac{C_1(\%) \cdot \rho_1 \cdot 10}{m_{\text{э}}} =$$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНОЕ ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭНТАЛЬПИЙ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

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

Для определения теплот реакций нейтрализации и гидратации используют установку, изображенную на рис. 2.

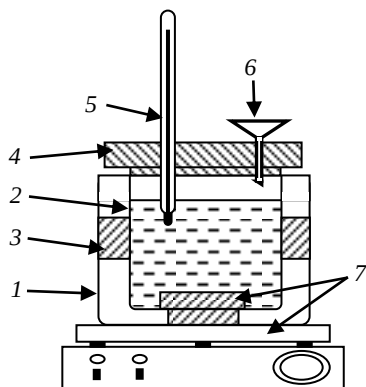


Рис. 2. Калориметрическая установка:

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

В стеклянный стакан вместимостью 0,5-0,7 дм³ вставлен другой стакан вместимостью 0,15-0,2 дм³. 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

$$Q = K \cdot \Delta t \cdot \Sigma c,$$

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 ($K = 1,15$).

$$\Delta t = t_2 - t_1$$
$$\Sigma c = c_1 \cdot m_1 + c_2 \cdot m_2,$$

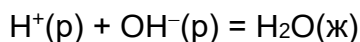
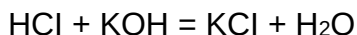
где c_1 и c_2 – удельные теплоемкости стекла и жидкости; m_1 и m_2 – массы калориметрического стакана и жидкости, находящейся в калориметрическом сосуде.

Для пересчета теплового эффекта на моль вещества пользуются формулой

$$\Delta H = q \frac{M}{m},$$

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 (рис. 9) указанный в задании объем 1 н. раствора щёлочи 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.



Протокол работы

Масса калориметрического стакана m_1 , г	
Кислота, ее концентрация и объем, $см^3$	
Щелочь, ее концентрация и объем, $см^3$	
Температура, $^{\circ}C$ кислоты HCl и щелочи KOH	
начальная	
по окончании реакции, $^{\circ}C$	
Изменение температуры, $^{\circ}C$, Δt	
Удельная теплоемкость стакана C_1 , Дж/г · град	0,7531
Удельная теплоемкость жидкости C_2 , Дж/г · град	4,184
Теплоемкость системы W	
Количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся в калориметре Q , Дж	
Энтальпия реакции нейтрализации, Дж/моль	
а) экспериментальная, $(\Delta H^0_{нейтр.экспер})$	
б) теоретическая, $(\Delta H^0_{нейтр.теорет})$	
Относительная ошибка отдельного определения, %	

$$W = C_1 \cdot m_1 + C_2 \cdot (V_{HCl} + V_{KOH})$$

$W =$ _____

$\Delta t = t_{\text{конечная}} - t_{\text{начальная}} =$ _____

$\Delta Q = W \cdot \Delta t =$ _____

$\Delta H^0_{\text{экспер.}} = -\Delta Q =$ _____

$\Delta H^0_{\text{нейтр.теор.}} = \Delta H_{H_2O(ж)} - \Delta H_{H^+_{(p)}} - \Delta H_{OH^-_{(p)}} =$ _____

$$\Delta H_{\text{нейтр.экспер}}^0 = \frac{\Delta H_{\text{экспер}}^0}{V_{\text{HCl}}} (\text{кДж}) =$$

Погрешность опыта: $\% = \frac{|\Delta H_{\text{теорет}}^0 - \Delta H_{\text{экспер}}^0|}{\Delta H_{\text{теорет}}^0} \cdot 100$

$\% =$ _____

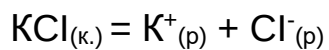
Опыт 2. Определение теплоты растворения соли. Получите у инженера навеску соли (NaCl, KCl). Отмерьте цилиндром и влейте через воронку во внутренний стакан калориметра 200 см³ дистиллированной воды. Включите мешалку и произведите 5-6 измерений температуры воды до ее постоянного значения с интервалом 0,5 мин. Продолжая измерение температуры через каждые полминуты, поместите в воду подготовленную навеску соли и запишите 5 измерений температуры.

Протокол работы

Растворяемое вещество, формула соли	
Масса калориметрического стакана m ₁ , г	
Масса соли, г	
Объем воды, мл	
Начальная температура, °С	
Конечная температура, °С	
Изменение температуры, °С Δt	
Удельная теплоемкость стакана C ₁ , Дж/г · град	0,7531
Удельная теплоемкость жидкости C ₂ , Дж/г · град	4,184
Теплоемкость системы W	
Количество теплоты, выделяющееся или поглощающееся в калориметре Q , Дж	
Энтальпия реакции растворения, кДж/моль = Дж/1000	
а) экспериментальная, (ΔH ⁰ _{нейтр.экспер})	
б) теоретическая, (ΔH ⁰ _{нейтр.теорет})	
Относительная ошибка отдельного определения, %	



$$\Delta H_{\text{теорет}}^0 = (\Delta H_{\text{Na}^+_{(\text{р})}} + \Delta H_{\text{Cl}^-_{(\text{р})}}) - \Delta H_{\text{NaCl}_{(\text{к})}}$$



$$\Delta H^0_{теорет} = (\Delta H_{K^+_{(p)}} + \Delta H_{Cl^-_{(p)}}) - \Delta H_{KCl_{(к.)}}$$

$$W = C_1 \cdot m_1 + C_2 \cdot (m_{соли} + V_{H_2O})$$

$$W = \underline{\hspace{15cm}}$$

$$\Delta Q = W \cdot \Delta t$$

$$\Delta Q = \underline{\hspace{15cm}}$$

$$\Delta H^0_{расчетн.} = -\Delta Q = \underline{\hspace{15cm}}$$

$$\Delta H^0_{экспер} = \frac{\Delta H^0_{расчетн.} \cdot M_{соли}}{m_{соли} \cdot 1000} \text{ (кДж)} =$$

$$\Delta H^0_{теоретсоли} \cdot \underline{\hspace{15cm}}$$

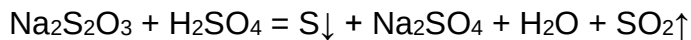
Погрешность опыта: $\% = \frac{|\Delta H^0_{теорет} - \Delta H^0_{экспер}|}{\Delta H^0_{теорет}} \cdot 100$

$$\% = \underline{\hspace{15cm}}$$

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. 4. Для этого в три сухие пробирки внесите: в первую – 1 см^3 раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 2 см^3 воды, во вторую – 2 см^3 раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 1 см^3 воды, в третью – 3 см^3 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 см^3 2 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. 4.

Таблица 4

**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 $v = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
	а	б	в			
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).

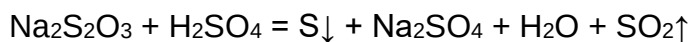


Масштаб следует выбирать таким образом, чтобы наибольшие значения величины по оси ординат и по оси абсцисс находились на расстоянии не менее 8 см от начала координат.

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?

Вывод.

Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции. Зависимость скорости реакции от температуры изучают на примере реакции:



В четыре чистые нумерованные пробирки (1, 2, 3, 4) налейте пипеткой по 1 см³ раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, а в четыре другие (1а, 2а, 3а, 4а) – по 1 см³ раствора H_2SO_4 . 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°C выше первоначальной температуры и повторите опыт с пробирками № 2 и № 2а. Проведите опыты с остальными пробирками, повышая температуру воды каждый раз еще на 10°C. Данные опытов запишите в табл. 5.

Влияние температуры на скорость реакции

№ п/п	Температура $t, ^\circ\text{C}$	Промежуток времени от начала отсчета до появле- ния окраски $\tau, \text{с}$	Скорость реакций, $\nu = \frac{1}{\tau}, \text{с}^{-1}$	Температурный коэффициент γ
1				
2				
3				
4				

Рассчитайте температурный коэффициент для каждого изменения температуры и среднее значение температурного коэффициента реакции по правилу Вант-Гоффа:

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

Вывод.

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.

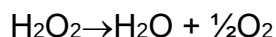
Отметьте наблюдаемые явления и объясните их. Напишите уравнения реакции и сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 4. Сравнение активности различных катализаторов в реакции разложения пероксида водорода. В данном опыте сравнивают эффективность действия катализаторов $K_2Cr_2O_7$ и $FeCl_3$. 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 H_2O_2 . В одну пробирку добавьте две капли 0,3 М раствора $K_2Cr_2O_7$, в другую пробирку – четыре капли $K_2Cr_2O_7$. 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 $FeCl_3$ в качестве катализатора.

Исходные данные, наблюдения и расчеты занесите в табл. 6.

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 H_2O_2 концентрация катализатора?

Таблица 6

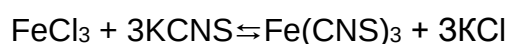
Влияние активности катализаторов на скорость реакции

Катализатор	Количество, капли	Время протекания реакции τ , с	Наблюдения	Условная скорость $v = 1000/\tau$
$K_2Cr_2O_7$	2			
$K_2Cr_2O_7$	4			
$FeCl_3$	2			
$FeCl_3$	4			

Уравнения реакций.

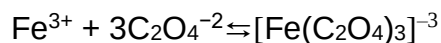
Вывод.

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 $\text{Fe}(\text{CNS})_3$ 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 , в четвертую – 2 капли $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ и сильно взболтайте, пятая пробирка служит эталоном для сравнения изменения окраски в других пробирках. Результаты сведите в табл. 7.

Таблица 7

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:



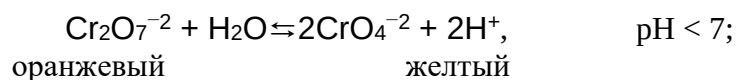
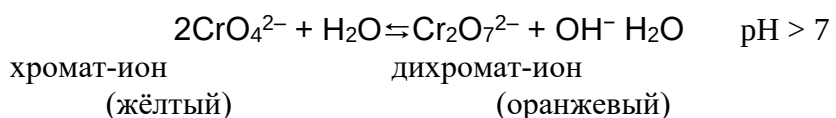
В две пробирки налейте по 1 см³ 0,1 н. раствора иода и добавьте 2-3 капли раствора крахмала или опустите индикаторную бумагу (до появления синей окраски). Одну пробирку оставьте в качестве контрольного образца (эталона), а содержимое второй нагрейте, не доводя его до кипения. Отметьте при этом произошедшие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

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

Наблюдения.

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 влияния кислотности среды на смещение химического равновесия проводится на примере взаимного превращения хромат- и дихромат-ионов:



В две пронумерованные пробирки налейте по 1 см³ растворов K₂CrO₄ и K₂Cr₂O₇. К раствору с K₂CrO₄ добавьте 1 см³ раствора H₂SO₄, а к раствору K₂Cr₂O₇ добавьте 1 см³ KOH (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 и наблюдения внесите в табл. 8.

Влияние кислотности среды на смещение химического равновесия

Исходный раствор		Добавляемое вещество	Окраска раствора или осадка	Укажите смещение равновесия
Вещество	Окраска			
$K_2Cr_2O_7$		KOH (NaOH)		
K_2CrO_4		H_2SO_4		
$K_2Cr_2O_7$		$BaCl_2$		
K_2CrO_4		$BaCl_2$		

Чем обусловлена различная окраска водных растворов $K_2Cr_2O_7$ и K_2CrO_4 ? Какие ионы хрома в них содержатся?

Уравнения реакций.

Вывод.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

ИОННЫЕ РАВНОВЕСИЯ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Опыт 1. 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

б. Налейте в 3 пробирки по 3 см³ 0,1 н. раствора KOH (NaOH), NH₄OH и 0,1 н. раствора NH₄OH, 2н. раствора 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 2. Сравнение химической активности кислот. а. В одну пробирку внесите 1 см³ 2 н. раствора СН₃СООН, в другую – 1 см³ 2н. раствора НСl. В каждую опустите одинаковые по величине кусочки мрамора.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

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

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

в. Поместите в пробирку несколько кристалликов NaNO_2 и растворите их в 1-2 см^3 дистиллированной воды. К полученному раствору добавьте H_2SO_4 (1:4). Наблюдайте выделение газа.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

г. В пробирку налейте 3 см^3 раствора HCl и поместите кусочек цинка. После начала стабильного выделения водорода прибавьте в пробирку несколько кристалликов CH_3COONa , тщательно перемешайте содержимое. Объясните причину замедления реакции растворения цинка и появление нового запаха.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 4. 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 5. Влияние величины произведения растворимости на образование осадка. К равным объемам 1 М растворов CaCl_2 , MgCl_2 и BaCl_2 в отдельных пробирках прилейте одинаковое число капель раствора Na_2SO_4 . Объясните различия выпавших осадков в пробирках. Покажите различие в произведениях растворимости образовавшихся веществ.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 6. 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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 КОН (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?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 7. Получение одних малорастворимых соединений из других. а. Получение хромата свинца из сульфата свинца. Внесите в пробирку 2 капли раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ и добавьте 3 капли Na_2SO_4 . Дайте осадку отстояться, слейте жидкую фазу и к осадку добавьте 3-4 капли K_2CrO_4 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 8. 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. 9.

Наблюдения.

Таблица 9

Окраска индикаторов в зависимости от pH среды

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

Вывод.

Опыт 10. 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_z и значений pH запишите в форме табл. 10. Запишите уравнения реакций гидролиза солей.

Наблюдения.

Таблица 10

Влияние природы соли на процесс гидролиза

п/п	Формула соли	Значение pH		K_z
		эксп.	расч.	
1	Na ₃ PO ₄			
2	Na ₂ CO ₃			
3	NaHCO ₃			
4	FeSO ₄			
5	FeCl ₃			

[illegible]

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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

г. *Смещение равновесия гидролиза.* К раствору с осадком SbOCl добавьте $\text{HCl}_{(\text{конц.})}$ до растворения осадка. Снова добавьте дистиллированной воды. Объясните наблюдаемые явления.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 11. Негидролизуеть труднорастворимых соединений. Получите в двух пробирках соли CaCO_3 и PbSO_4 , 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?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7

РЕАКЦИИ С ИЗМЕНЕНИЕМ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Опыт 1. Влияние кислотности среды на протекание окислительно-восстановительной реакции. Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод о влиянии кислотности среды на протекание исследуемой реакции.

а. К 1 см³ подкисленному H₂SO₄ раствору KMnO₄ прилейте 1 см³ свежеприготовленного раствора Na₂SO₃. Что наблюдается?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 2. Окислительно-восстановительные свойства металлов. Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте методом электронного баланса. Сделайте вывод об окислительно-восстановительных свойствах металлов.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

в. Кусочек цинка обработайте раствором $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ ($\text{Pb}(\text{CH}_3\text{COOH})_2$). Что наблюдается?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 3. Окислительно-восстановительная двойственность.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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 уравняйте ионно-электронным методом.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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 .

Наблюдения.

Уравнения реакций.

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 в и г? Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

б. К 1 см³ раствора KI добавьте 1 см³ раствора KIO₃, раствор подкислите HCl. Убедитесь в образовании свободного йода с помощью крахмала.

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте методом электронного баланса. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 5. Реакции внутримолекулярного окисления и восстановления. Поместите в сухую пробирку несколько кристаллов $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и нагрейте до начала реакции разложения. Что наблюдается?

Напишите уравнения соответствующих реакций и уравняйте методом электронного баланса. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 6. Зависимость скорости растворения металла от активности окислителя. В две пробирки налейте по 5-7 капель 2 н. раствора H_2SO_4 . В одну из них добавьте 1-2 капли раствора KMnO_4 , 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

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 (NaOH), 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. Сделайте вывод.

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

[illegible]

Вывод.

Опыт 8. Коррозия железа в различных электролитах. Качественные методы определения коррозионной стойкости железа можно определить по интенсивности синего окрашивания водного раствора в присутствии красной кровяной соли $K_3[Fe(CN)_6]$ – индикатора ионов Fe^{2+} или в присутствии желтой кровяной соли $K_4[Fe(CN)_6]$ – индикатора ионов Fe^{3+} .

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

Результаты наблюдений запишите в табл. 11.

Наблюдения.

Таблица 11

Коррозия железа в различных электролитах

Коррозионная среда	Индикатор коррозии железа	Окраска раствора с железной пластиной
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]	

Уравнения реакций.

[illegible]

Вывод.

Опыт 9. 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 CuSO_4 . 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. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 10. Катодные и анодные защитные металлические покрытия. В две пробирки налейте 0,5 объёма дистиллированной воды и добавьте по 3 капли 2 н. раствора H_2SO_4 и такое же количество $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. В одну пробирку поместите 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

[illegible]

Вывод.

[illegible]

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

[illegible]

Вывод.

Опыт 12. 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. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 13. 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 14. 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?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 15. 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.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 7
СВОЙСТВА ЭЛЕМЕНТОВ I-IV ГРУПП ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Опыт 1. Получение малорастворимых солей лития и калия.

а. На часовое стекло поместите каплю насыщенного раствора LiCl и прибавьте каплю насыщенного раствора Na_2CO_3 . Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

б. В пробирку налейте 1-2 см^3 насыщенного раствора соли калия и 1-2 см^3 раствора гидротартрата натрия $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$. Наблюдайте осаждение гидротартрата калия $\text{KHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 2. Получение карбонатов кальция, стронция и бария. Получите карбонаты кальция, стронция и бария, добавив к 1 см³ раствора соли каждого металла 1 см³ Na₂CO₃. Испытайте отношение полученных карбонатов к 2 н. HCl. Соляную кислоту добавляйте осторожно по каплям. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

[illegible]

Вывод.

Опыт 3. Получение сульфатов кальция, стронция и бария. Получите сульфаты кальция, стронция и бария, добавив к 1 см³ раствора соли каждого металла по 1 см³ Na₂SO₄. Испытайте отношение полученных сульфатов к 2 н. HCl. Что наблюдается?

Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы, используя значения ПР сульфатов кальция и бария. Почему карбонат бария растворяется в HCl , а его сульфат не растворяется?

Наблюдения.

Уравнения реакций.

This image shows a blank sheet of white paper with horizontal ruling lines. The lines are evenly spaced and run across the width of the page. There are no margins, text, or other markings on the paper.

Вывод.

Опыт 4. Взаимодействие алюминия с водой. Поместите в пробирку с водой кусочек алюминия. Что наблюдается? Нагрейте пробирку. Наблюдается ли выделение газа?

Напишите уравнения реакций и сделайте выводы.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 5. Взаимодействие алюминия с разбавленными и концентрированными кислотами. а. В отдельных пробирках испытайте действие на алюминий разбавленной и концентрированной HCl.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

б. В отдельных пробирках испытайте действие на алюминий разбавленной и концентрированной H₂SO₄.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

в. Испытайте действие на алюминий разбавленной HNO_3 . Определите взаимодействие алюминия с концентрированной HNO_3 на холоду и при нагревании (*выполнять под тягой!*).
Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с кислотами. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 6. Пассивация алюминия. Кусочек алюминиевой проволоки очистите наждачной бумагой, опустите в пробирку и прилейте 1 см³ концентрированной HNO₃. Что наблюдается? Через 2-3 мин вылейте кислоту из пробирки и промойте металл несколько раз водой, затем прилейте в пробирку 1-2 см³ концентрированной HCl. Что наблюдается? Отметьте пассивирующее действие холодной концентрированной HNO₃ на алюминий.

Осторожно слейте соляную кислоту с металла, промойте его водой, добавьте 1-2 см³ концентрированной HNO₃ и осторожно нагрейте пробирку (*выполнять под тягой!*). Какой газ выделяется?

Напишите уравнения реакций взаимодействия алюминия с концентрированной азотной кислотой на холоду и при нагревании. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 7. Окислительно-восстановительные свойства алюминия. Небольшой кусочек алюминия поместите в пробирку, прилейте 1-2 см³ разбавленной H₂SO₄, затем добавьте 2-3 см³ концентрированного раствора KMnO₄ и нагрейте пробирку. Что наблюдается?

Напишите уравнение реакции и уравняйте ионно-электронным методом. Сделайте вывод.

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 8. Получение карбонатов, гидрокарбонатов. В пробирки налейте по 1 см³ водных растворов солей: *а.* Ca²⁺, Ba²⁺; *б.* Mg²⁺, Co²⁺, Ni²⁺, Cu²⁺, *в.* Al³⁺, Cr³⁺, Fe³⁺ и прилейте в каждую по 1 см³ раствора Na₂CO₃. Запишите окраску полученных осадков карбонатов (*а*), гидрокарбонатов (*б*) и гидроксидов (*в*). Испытайте растворимость полученных осадков в уксусной кислоте.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

[illegible]

Вывод.

[illegible]

Опыт 9. Взаимодействие карбонатов и гидрокарбонатов с кислотами. В одну пробирку поместите немного порошка мела (CaCO_3), в другую – кристаллического NaHCO_3 и в каждую добавьте несколько капель HCl . Что наблюдается?

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.

Опыт 10. Свойства кремниевой кислоты. В две пробирки налейте по 1 см³ раствора Na₂SiO₃. В одну пробирку по каплям добавьте CH₃COOH, в другую – CO₂ до появления осадка. Какое вещество выпадает в осадок? Сделайте вывод о силе кремниевой кислоты.

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

Наблюдения.

Уравнения реакций.

Вывод.
