

НАЦИОНАЛЬНЫЙ ИССЛЕДОВАТЕЛЬСКИЙ
МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ СТРОИТЕЛЬНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

Кафедра строительного материаловедения

ХИМИЯ

Журнал лабораторных работ
для студентов всех УГСН

Защита отчета по лабораторным работам:

Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя

Москва
2022

УДК 54
ББК 24
Х46

Журнал лабораторных работ является основным отчетным документом студента при выполнении лабораторного практикума. Студенты распечатывают журнал и брошюруют его любым удобным способом.

К выполнению лабораторных работ допускаются студенты, изучившие правила техники безопасности и расписавшиеся в регистрационном листе. Результаты, полученные в процессе выполнения лабораторной работы, а также методики, схемы и общие выводы фиксируются в журнале. После полного и правильного оформления студентом лабораторной работы, выполнения им заданий для самостоятельной работы и защиты лабораторных работ преподаватель подписывает журнал.

Для студентов всех УГСН.

Оглавление

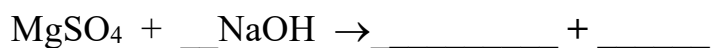
Лабораторная работа № 1. Получение и исследование свойств некоторых неорганических соединений	4
Лабораторная работа № 2. Химическая кинетика и равновесие	9
Лабораторная работа № 3. Электролитическая диссоциация	14
Лабораторная работа № 4. Гидролиз солей	21
Лабораторная работа № 5. Окислительно-восстановительные реакции	25
Лабораторная работа № 6. Металлы. Коррозия металлов	28

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 1
ПОЛУЧЕНИЕ И ИССЛЕДОВАНИЕ СВОЙСТВ НЕКОТОРЫХ
НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Опыт 1. Получение нерастворимого в воде основания и исследование его свойств

В пробирку налейте раствор сульфата магния $MgSO_4$ объёмом 1 – 2 мл, затем в пробирку прилейте раствор гидроксида натрия $NaOH$ равного объёма.

Напишите уравнение реакции образования нерастворимого в воде гидроксида магния, отметьте цвет осадка (_____):



Содержимое пробирки энергично встряхните и примерно половину его отлейте в другую чистую пробирку. Затем к одной части прибавьте раствор щёлочи $NaOH$ приблизительно равного объёма, а к другой – хлороводородную (соляную) кислоту HCl объёмом 1 – 2 мл.

Напишите уравнения протекающих реакций и отметьте свои наблюдения: _____



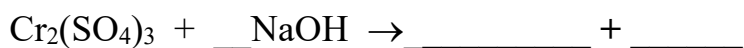
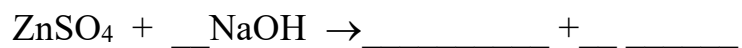
Вывод _____

Опыт 2. Получение некоторых амфотерных гидроксидов и исследование их свойств

В две пробирки налейте растворы солей объёмом 2 – 3 мл: в первую – раствор сульфата цинка $ZnSO_4$, во вторую – раствор сульфата хрома (III) $Cr_2(SO_4)_3$.

Затем в каждую из них прилейте по каплям раствора гидроксида натрия NaOH до появления осадка. Если образующийся осадок сразу растворится, добавьте в пробирку ещё немного раствора соответствующей соли.

Напишите уравнения протекающих реакций образования нерастворимых амфотерных гидроксидов и отметьте цвет осадка:



Содержимое каждой пробирки перемешайте и примерно половину его перенесите в другую чистую пробирку. Затем к одной части прибавьте раствор щёлочи NaOH объёмом 2 – 3 мл, а к другой – хлороводородную (соляную) кислоту HCl объёмом 1 – 2 мл.

Напишите уравнения протекающих реакций и отметьте свои наблюдения.



Вывод _____

Опыт 3. Получение основной соли

В две пробирки налейте раствор сульфата меди (II) объёмом 2 – 3 мл в каждую. В первую пробирку прилейте по стенке 1 – 2 капли (не более) раствора гидроксида натрия и содержимое пробирки энергично встряхните.

Напишите уравнение происходящей реакции образования основной соли и отметьте цвет осадка.

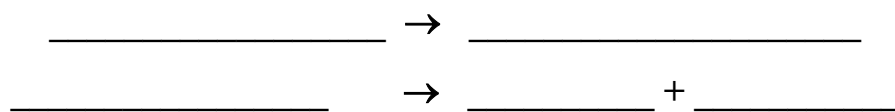


Во вторую пробирку прилейте раствор гидроксида натрия примерно равного объёма, энергично встряхните и запишите уравнение происходящей реакции образования основания. Отметьте цвет осадка.



Пробирки с полученными осадками нагрейте на водяной бане. Напишите уравнения происходящего и отметьте изменения при нагревании.

При нагревании:



Вывод _____

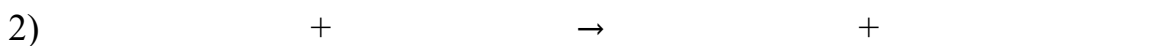
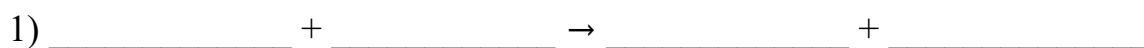
Вопросы для самоподготовки:

1. Какие кислоты образуют кислые соли?

2. Напишите уравнения реакций получения 1) гидрофосфата кальция CaHPO_4 и 2) дигидрофосфата кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$:

а) исходя из гидроксида кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и ортофосфорной кислоты

H_3PO_4 :



б) исходя из фосфата кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и ортофосфорной кислоты H_3PO_4 :



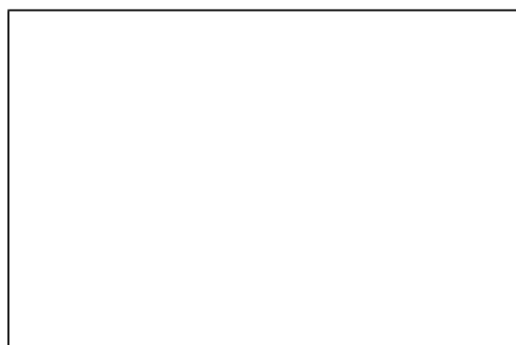


3. Составьте структурные формулы кислых солей:

гидроортофосфат кальция



дигидроортофосфат кальция



4. Какие основания образуют основные соли?

5. Напишите уравнения реакций получения гидроксохлорида железа (III) FeOHCl_2 и дигидроксохлорида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$:

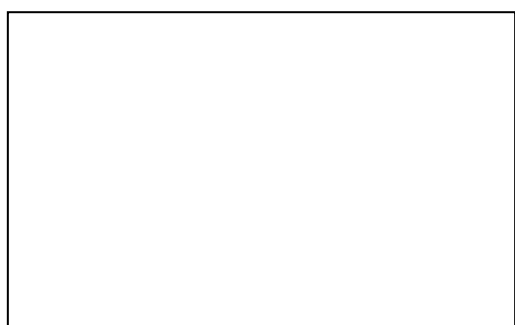
а) исходя из гидроксида железа (III) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и соляной кислоты HCl :



б) исходя из хлорида железа (III) FeCl_3 и гидроксида натрия NaOH :



хлорид гидроксожелеза (III)



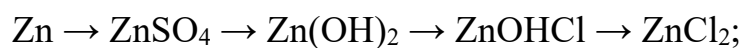
хлорид дигидроксожелеза (III)



6. Как доказать амфотерный характер следующих соединений: Al_2O_3 , $Cr(OH)_3$?

7. Напишите молекулярные реакции, с помощью которых можно осуществить следующие превращения, дайте названия всем соединениям:





	Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя
Работа выполнена				

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2

ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И РАВНОВЕСИЕ

Опыт 1. Исследование зависимости скорости реакции от концентрации одного из взаимодействующих веществ.

В основе опыта лежит реакция:



В три пробирки налейте из бюреток раствор тиосульфата натрия и дистиллированную воду в соответствии с данными, указанными в таблице. Это позволяет получить растворы с различными концентрациями тиосульфата натрия $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, которые будут отличаться друг от друга на треть.

Затем в чистую пробирку налейте из бюретки раствор серной кислоты объёмом 2 мл.

Добавьте содержимое пробирки с кислотой в первый из растворов с тиосульфатом натрия, после чего сразу же встряхните смесь и отметьте время в момент смешивания растворов (с точностью до секунды), данные запишите в таблицу:

№ п.п.	Объём раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (мл)	Объём воды (мл)	Время в момент смешивания растворов	Время в момент появления помутнения	Время реакции τ (с)	Условная скорость реакции $V = \frac{1}{\tau}$ (с^{-1})	Относительная скорость реакции $V_{\text{отн}} = \frac{V}{V_{\text{мин}}}$
1	2	4					
2	4	2					
3	6	0					

Затем, во вторую и третью пробирки с раствором тиосульфата натрия

добавляете по 2 мл серной кислоты, предварительно налитых в отдельную пробирку. Время в момент смешивания растворов записывайте в таблицу. Наблюдайте за растворами в пробирках, отметьте время в момент появления едва заметного помутнения раствора в каждой из них. Рассчитайте время и условную скорость реакции в каждом случае.

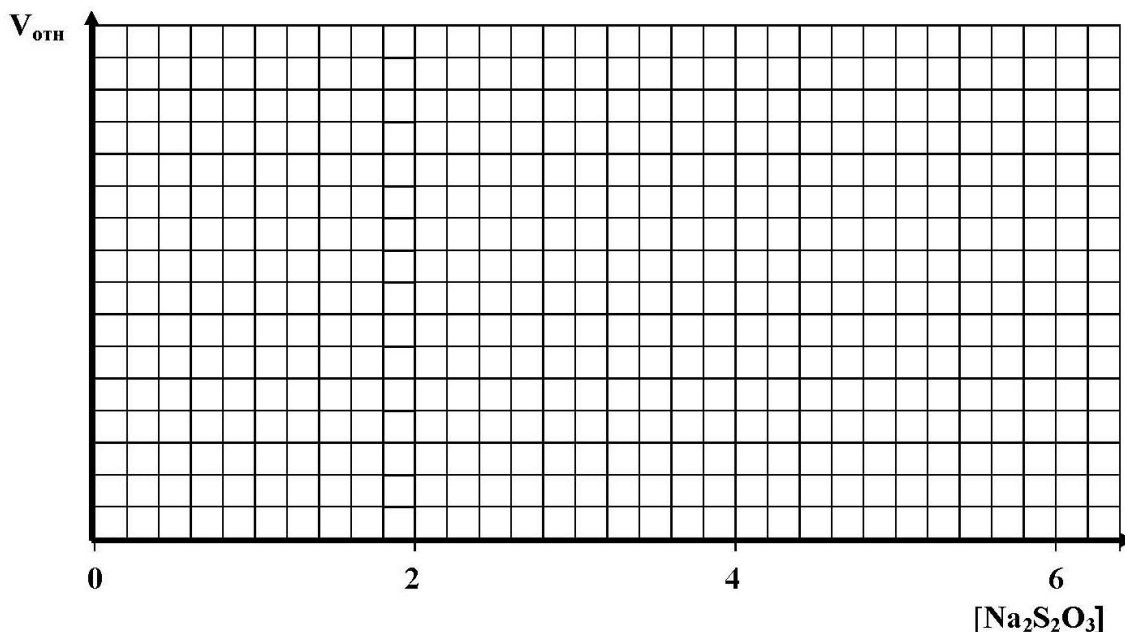
Напишите уравнение закона действия масс для данной реакции –

а) в общем виде: $V = k \cdot [\text{_____}] \cdot [\text{_____}]$

б) для конкретных условий опыта (постоянство концентрации H_2SO_4):

$$V = \text{_____}$$

График зависимости скорости реакции от концентрации:



По результатам опыта постройте график зависимости относительной скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия. Для этого на абсциссе отложите число миллилитров раствора тиосульфата натрия, характеризуя этим его концентрацию (уже сделано), на ординате – величину относительной скорости.

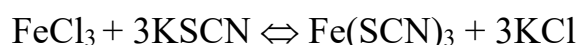
Сделайте вывод о зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Вывод

Опыт 3. Исследование подвижности положения химического равновесия при изменении концентраций веществ

В пробирке смешайте из капельниц растворы хлорида железа (III) FeCl_3 и роданида калия KSCN (по 1 – 2 капли каждого раствора). К полученному окрашенному раствору прилейте дистиллированной воды примерно на три четверти объёма пробирки и тщательно перемешайте.

В системе устанавливается равновесие, соответствующее уравнению:



Одним из продуктов указанной обратимой реакции является роданид железа (III) $\text{Fe}(\text{SCN})_3$ кроваво–красного цвета.

Содержимое пробирки разделите приблизительно поровну на четыре части. Одну часть в первой пробирке оставьте в качестве контрольной – для сравнения. Ко второй добавьте 1 – 2 капли раствора FeCl_3 , к третьей – 1 – 2 капли раствора KSCN , к четвёртой – немного кристаллического хлорида калия KCl .

Встряхните пробирки, отметьте изменения в окраске содержимого каждой из пробирок. Запишите свои наблюдения в таблицу, сравнивая окраску полученных растворов с окраской содержимого в первой пробирке.

№ пробирки	Добавляемое вещество	Наблюдения	Направление смещения равновесия	Изменения концентраций веществ в системе
1	–	–		–

2	FeCl_3			$[\text{KSCN}] -$ $[\text{Fe}(\text{SCN})_3] -$ $[\text{KCl}] -$
3	KSCN			$[\text{FeCl}_3] -$ $[\text{Fe}(\text{SCN})_3] -$ $[\text{KCl}] -$
4	KCl			$[\text{FeCl}_3] -$ $[\text{KSCN}] -$ $[\text{Fe}(\text{SCN})_3] -$

Объясните причину изменений окраски, пользуясь принципом Ле-Шателье.

Запишите выражение константы равновесия данной реакции.

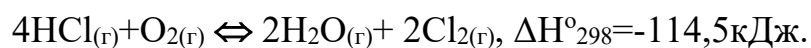
$$K_p = \text{_____}$$

Вывод _____

Вопросы для самоподготовки:

1. Реакция идет по уравнению: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$. Концентрация исходных веществ: $C_{\text{NO}} = 0,03$ моль/л, $C_{\text{O}_2} = 0,05$ моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию кислорода до 0,1 моль/л, а концентрацию NO до 0,06 моль/л.

2. Напишите выражение для константы равновесия системы:



В какую сторону смещается равновесие системы при увеличении температуры? _____

3. Как изменится скорость химической реакции при понижении температуры на 30°C, если температурный коэффициент скорости равен 2?

	Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя
Работа выполнена				

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3

ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Опыт 1. Наблюдение окраски индикаторов в различных средах

В три пробирки налейте примерно по 3-4 мл дистиллированной воды и добавьте в каждую по 2–3 капли раствора фенолфталеина. Затем в первую пробирку прилейте 1-2 мл хлороводородной кислоты **HCl**, а во вторую – столько же раствора щёлочи **NaOH**. Отметьте цвет индикатора в каждой из трёх пробирок и запишите результаты наблюдений в таблицу.

Проделайте аналогичные испытания для двух других индикаторов – метилоранжа и универсального индикатора.

Запишите уравнения диссоциации электролитов:



По таблице цветов универсального индикатора определите величину водородного показателя **pH** в трех различных средах и запишите результаты в таблицу.

Среда	Цвет индикатора			Водородный показатель pH
	фенолфталеин	метилоранж	универсальный индикатор	
Нейтральная $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$				
Кислая $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$				
Щелочная $[\text{OH}^-] > [\text{H}^+]$				

Опыт 2. Исследование зависимости положения равновесия диссоциации слабого электролита от состава раствора

В пробирку налейте раствор гидроксида аммония NH_4OH объёмом 4 – 5 мл и добавьте 2–3 капли раствора фенолфталеина. Полученный раствор _____ цвета перемешайте и примерно половину его отлейте в другую пробирку.

В одну из пробирок прибавьте немного сухого хлорида аммония и встряхните до полного растворения. Сравните окраску содержимого пробирок.

Напишите уравнения диссоциации гидроксида аммония и хлорида аммония.



Объясните смещение положения химического равновесия диссоциации гидроксида аммония при добавлении хлорида аммония:

Запишите выражение константы диссоциации гидроксида аммония через молярные концентрации ионов и недиссоциированных молекул.

$$K_d = \underline{\hspace{2cm}}$$

Вывод _____

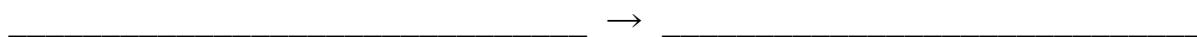
Опыт 3. Исследование направления реакций в растворах электролитов.

В одной пробирке смешайте растворы нитрата свинца (II) **Pb(NO₃)₂** и хромата калия **K₂CrO₄** объёмом по 2 – 3 мл. Напишите уравнение происходящей реакции в трёх формах и отметьте цвет осадка (_____).

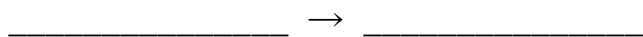
Молекулярное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Краткое ионное уравнение:



В другую пробирку налейте раствор сульфата алюминия **Al₂(SO₄)₃** объёмом 2-3 мл и добавьте к нему 3-4 мл раствора гидроксида аммония **NH₄OH** до образования белого студенистого осадка. Запишите уравнение реакции образования амфотерного гидроксида алюминия.



Перемешайте, встряхивая, содержимое пробирки и перенесите примерно половину его в другую пробирку. В первую добавьте раствор **HCl**, во вторую – раствор **NaOH** до растворения осадков.

Напишите уравнения реакций взаимодействия амфотерного гидроксида алюминия с кислотой и щёлочью в трёх формах:

Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение:

_____ → _____

Краткое ионное уравнение:

_____ → _____

Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение:

_____ → _____

Краткое ионное уравнение:

_____ → _____

Сделайте вывод о направлении протекания реакций в растворах электролитов.

Вывод _____

Вопросы для самоподготовки:

1. Дайте определение кислот, оснований и солей согласно теории электролитической диссоциации. Приведите по два примера кислот и оснований, являющихся сильными и слабыми электролитами.

2. Допишите схему краткого ионного уравнения и составьте уравнения в молекулярной и полной ионных формах:



	Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя
Работа выполнена				

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

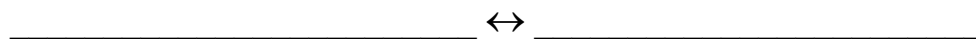
Опыт 1. Определение направления сдвига равновесия гидролиза соли при изменении температуры

Налейте в пробирку раствор ацетата натрия CH_3COONa на 1/5 объёма и добавьте каплю раствора фенолфталеина. Отметьте окраску индикатора (_____). Напишите уравнение гидролиза ацетата натрия в трёх формах:

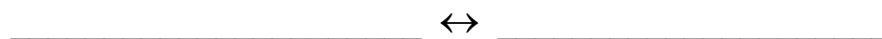
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение:



Краткое ионное уравнение:



Нагрейте пробирку на водяной бане в течение 3-5 мин. Как изменяется окраска индикатора? _____

Почему? _____

Охладите пробирку водопроводной водой. Что происходит с окраской раствора? _____

Как влияет изменение температуры на положение равновесия гидролиза? _____

Что происходит со степенью гидролиза при нагревании? _____

Вывод _____

Опыт 2. Исследование гидролиза сульфата алюминия

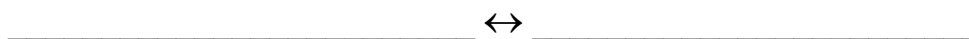
В пробирку налейте раствор сульфата алюминия $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ примерно на 1/4 объёма. Затем в пробирку с раствором соли добавьте три капли индикатора метилоранжа. Отметьте окраску индикатора и укажите характер среды в растворе:

Напишите уравнение реакции гидролиза соли по первой ступени в трёх формах.

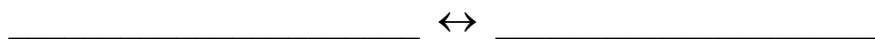
Молекулярное уравнение реакции:



Полное ионное уравнение:



Краткое ионное уравнение:



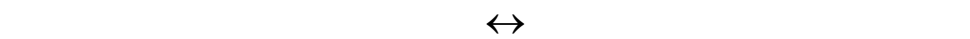
Вывод _____

Опыт 3. Исследование взаимного усиления гидролиза солей

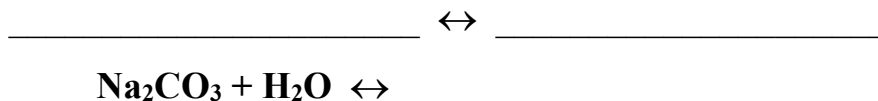
В одну пробирку налейте раствор хлорида железа (III) FeCl_3 (на 1/4 объёма), в другую – раствор карбоната натрия Na_2CO_3 примерно равного объёма. Напишите уравнения гидролиза солей в трёх формах по первой ступени.



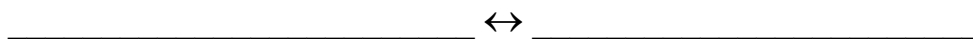
Полное ионное уравнение:



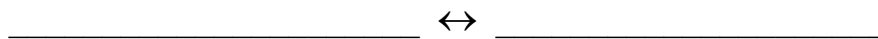
Краткое ионное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Краткое ионное уравнение:



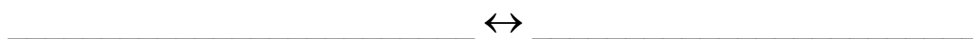
Перелейте содержимое одной пробирки в другую. Что наблюдаете?

После смешивания растворов солей ионы H^+ (из раствора _____) реагируют с ионами OH^- (из раствора _____), образуя слабый электролит – воду: $H^+ + OH^- = H_2O$.

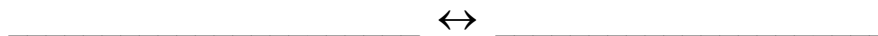
Концентрации ионов – продуктов гидролиза – уменьшаются и равновесие гидролиза смещается вправо, т.е. гидролиз значительно усиливается и проходят все последующие ступени гидролиза:



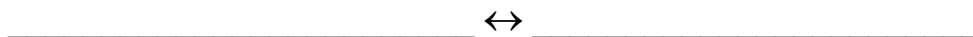
Полное ионное уравнение:



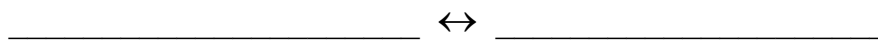
Краткое ионное уравнение:



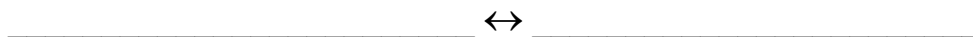
Полное ионное уравнение:



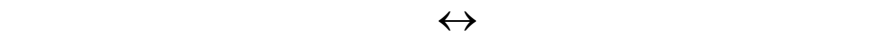
Краткое ионное уравнение:



Полное ионное уравнение:



Краткое ионное уравнение:



Вторичная реакция:



Составьте суммарное уравнение произошедшего в опыте:



Вывод _____

Вопросы для самоподготовки:

1. Почему при смешении водных растворов сульфата алюминия и сульфида натрия, а также растворов нитрата алюминия и карбоната калия в осадок выпадает одно и то же вещество? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

	Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя
Работа выполнена				

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Опыт 1. Исследование окислительных и восстановительных свойств химических соединений на примере перманганата калия и сульфита натрия.

Изучается характер взаимодействия окислителя KMnO_4 и восстановителя Na_2SO_3 в кислой, нейтральной и щелочной средах:

кислая среда $\text{pH} < 7$ $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$

нейтральная среда $\text{pH} = 7$ $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2$

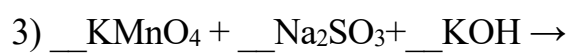
щелочная среда $\text{pH} > 7$ $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$

№	Исходный раствор	pH среды	Признаки реакции	Продукты реакции
1	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3$	$\text{pH} < 7$		
2	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3$	$\text{pH} = 7$		
3	$\text{KMnO}_4 + \text{KOH} + \text{Na}_2\text{SO}_3$	$\text{pH} > 7$		

В три пробирки внесите по 3-4 мл раствора KMnO_4 . В первую пробирку для создания кислой среды внесите 1-2 мл раствора H_2SO_4 , во вторую для создания щелочной среды 5-6 мл концентрированного раствора KOH (NaOH), в третьей среда останется нейтральной. В каждую из трех пробирок добавьте 3-4 мл раствора Na_2SO_3 . В таблице отметьте признаки протекания и состав продуктов реакции в каждом случае.

Методом электронно-ионного баланса составьте уравнения проведенных реакций:

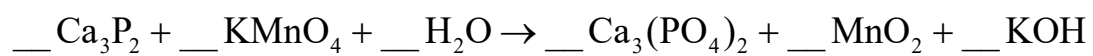




Вывод

Вопросы для самоподготовки:

1. Расставьте коэффициенты в уравнении реакции методом электронно-ионного баланса:



	Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя
Работа выполнена				

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 6

МЕТАЛЛЫ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Опыт 1. Взаимодействие металлов с солями других металлов в водном растворе

Поместите в пробирку железный гвоздь, предварительно очищенный от следов ржавчины, и прилейте водный раствор сульфата меди (II) объемом 2–3 мл. Через 5–10 минут слейте раствор и рассмотрите поверхность гвоздя. Отметьте изменения.



Наблюдения _____

Объясните полученные результаты:

Опыт 2. Коррозия стали в растворах электролитов с различным значением pH

В три пробирки, в которые опущены стальные проволоки, налейте: в первую – раствор кислоты H_2SO_4 (pH = 2) 3-4 мл и 1-2 капли гексацианоферрата (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, во вторую – 3 - 4 мл раствора щелочи NaOH (pH = 13) и 1-2 капли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, в третью – 3-4 мл водопроводной воды и 1-2 капли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

Опишите, что наблюдается в каждой из трех пробирок. Заполните таблицу. О скорости коррозии железа можно судить по окраске раствора (чем больше ионов Fe^{2+} образуется в результате окисления железа, тем большей интенсивности будет синяя окраска раствора). Сравнительную скорость коррозии обозначьте цифрами от 1 до 3 (наименьшая скорость – 1, наибольшая – 3).

№ раствора	Ионы и молекулы, находящиеся в растворе	pH раствора	Окраска раствора	Сравнительная скорость коррозии
1	H^+ , SO_4^{2-} , H_2O , O_2	2		
2	Na^+ , OH^- , H_2O , O_2	13		
3	H_2O , O_2	7		

Запишите процессы, происходящие при коррозии стали в различных средах. Напишите уравнения реакций:

Раствор 1

анод (Fe): _____

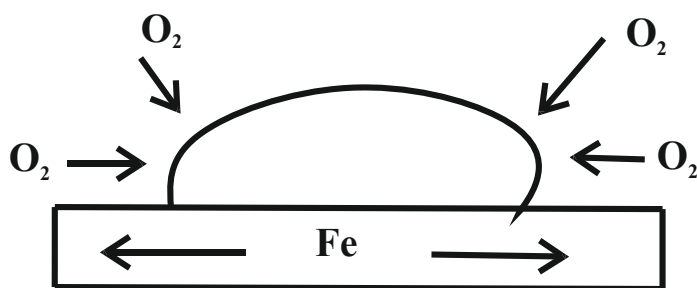
катод (Fe_3C): _____

Опыт 3. Коррозия в результате различного доступа кислорода воздуха к поверхности металла

Из-за различного доступа кислорода воздуха к поверхности металла на ней образуется гальванопара особого вида: участок металла, в большей степени покрытый адсорбированным кислородом, будет выполнять роль катода, а участок металла, к которому доступ кислорода затруднен, будет анодом.

Зачистите стальную пластинку наждачной бумагой, промойте водопроводной водой и обсушите фильтровальной бумагой. На чистую поверхность пластинки нанесите каплю раствора хлорида натрия $NaCl$, затем добавьте по капле раствора $K_3[Fe(CN)_6]$ и фенолфталеина. Наблюдайте появление синего окрашивания в центре капли и, малинового, по её окружности.

Укажите на рисунке анодные и катодные участки.



Составьте схему процессов коррозии железа в данных условиях. Напишите уравнение реакции образования турнбулевой сини $KFe[Fe(CN)_6]$:

Объясните такое расположение и полученную окраску анодного и катодного участков поверхности стальной пластинки.

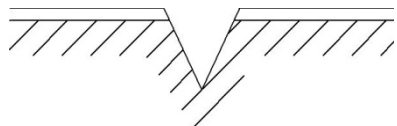
Опыт 4. Защитные покрытия

Возьмите две пластинки: из лужёного железа (белой жести – железа, покрытого слоем олова) и из оцинкованного железа. Нанесите на каждую пластинку свежую царапину (до защищаемого металла) при помощи стального гвоздя.

Нанесите на каждую царапину каплю предварительно подготовленного 1,0 М раствора хлорида натрия $NaCl$ с растворенным в нём $K_3[Fe(CN)_6]$. Какие изменения окраски растворов на пластинках происходят?

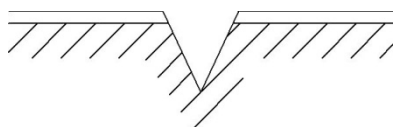
Составьте схемы гальванических элементов, учитывая, что процесс коррозии происходит в нейтральной среде. Запишите уравнения анодных и катодных процессов.

Белая жесть (лужёное железо):



Уравнения электродных процессов:

Оцинкованное железо:



Уравнения электродных процессов:

Объяснить полученные результаты: _____

Вопросы для самоподготовки:

1. Напишите уравнения реакций взаимодействия: а) алюминия с нитратом свинца, б) железа с нитратом магния.

2. Напишите уравнения реакций взаимодействия магния и серебра с концентрированной серной кислотой, разбавленной серной кислотой.

3. Алюминиевый кабель находится в свинцовой оболочке. Среда – влажный воздух с $\text{pH} = 7$. Что будет корродировать, при нарушении оболочки? Напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции коррозии. Составьте схему коррозионного Г.Э.

	Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя
Работа выполнена				

Защита отчета по лабораторным работам:

Фамилия И.О. студента	Подпись студента	Дата	Подпись преподавателя

ТАБЛИЦА РАСТВОРИМОСТИ ВЕЩЕСТВ В ВОДЕ ПРИ 20 °С

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ⁴⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	?
S ²⁻	P	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	-	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	H	H	?	?	H	?	H
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	-	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

P – растворится (> 1 г на 100 г H₂O)
 M – мало растворится (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
 H – не растворится (< 0,1 г в 100 г H₂O)
- – в водной среде разлагается
 ? – нет достоверных сведений о существовании соединения

Стандартные потенциалы металлов

Реакция	Потенциал, В	Реакция	Потенциал, В
$K^+ + e \rightleftharpoons K$	-2,925	$Pb^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pb$	-0,126
$Ba^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ba$	-2,900	$Fe^{3+} + 3e \rightleftharpoons Fe$	-0,037
$Mg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mg$	-2,370	$H^+ + e \rightleftharpoons 1/2H_2$	0,000
$Al^{3+} + 3e \rightleftharpoons Al$	-1,660	$Sn^{4+} + 4e \rightleftharpoons Sn$	+0,007
$Ti^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ti$	-1,630	$Bi^{3+} + 3e \rightleftharpoons Bi$	+0,215
$Ti^{3+} + 3e \rightleftharpoons Ti$	-1,210	$Sb^{3+} + 3e \rightleftharpoons Sb$	+0,240
$Mn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Mn$	-1,180	$Cu^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cu$	+0,337
$Cr^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cr$	-0,913	$Co^{3+} + 3e \rightleftharpoons Co$	+0,418
$Zn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Zn$	-0,762	$Cu^+ + e \rightleftharpoons Cu$	+0,521
$Cr^{3+} + 3e \rightleftharpoons Cr$	-0,740	$Ag^+ + e \rightleftharpoons Ag$	+0,799
$Fe^{2+} + 2e \rightleftharpoons Fe$	-0,440	$Hg^{2+} + 2e \rightleftharpoons Hg$	+0,854
$Cd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Cd$	-0,402	$Pd^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pd$	+0,987
$Mn^{3+} + 3e \rightleftharpoons Mn$	-0,283	$Ir^{3+} + 3e \rightleftharpoons Ir$	+1,150
$Co^{2+} + 2e \rightleftharpoons Co$	-0,277	$Pt^{2+} + 2e \rightleftharpoons Pt$	+1,190
$Ni^{2+} + 2e \rightleftharpoons Ni$	-0,250	$Au^{3+} + 3e \rightleftharpoons Au$	+1,500
$Mo^{3+} + 3e \rightleftharpoons Mo$	-0,200	$Au^+ + e \rightleftharpoons Au$	+1,690
$Sn^{2+} + 2e \rightleftharpoons Sn$	-0,136		

Таблица Д.И. Менделеева

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ										
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	1	(H)						H ¹ Водород 1,00797	He ² Гелий 4,0026			Обозначение элемента Литий Литий 3 6,939 Относительная атомная масса
2	2	Li ³ Литий 6,939	Be ⁴ Бериллий 9,0122	B ⁵ Бор 10,811	C ⁶ Углерод 12,01115	N ⁷ Азот 14,0067	O ⁸ Кислород 15,9994	F ⁹ Фтор 18,9984	Ne ¹⁰ Неон 20,179			
3	3	Na ¹¹ Натрий 22,9898	Mg ¹² Магний 24,305	Al ¹³ Алюминий 26,9815	Si ¹⁴ Кремний 28,086	P ¹⁵ Фосфор 30,9738	S ¹⁶ Сера 32,064	Cl ¹⁷ Хлор 35,453	Ar ¹⁸ Аргон 39,948			
4	4	K ¹⁹ Калий 39,102	Ca ²⁰ Кальций 40,08	Sc ²¹ Скандий 44,956	Ti ²² Титан 47,90	V ²³ Ванадий 50,942	Cr ²⁴ Хром 51,996	Mn ²⁵ Марганец 54,9380	Fe ²⁶ Железо 55,847	Co ²⁷ Кобальт 58,9330	Ni ²⁸ Никель 58,71	
	5	Cu ²⁹ Медь 63,546	Zn ³⁰ Цинк 65,37	Ga ³¹ Галлий 69,72	Ge ³² Германий 72,59	As ³³ Мышьяк 74,9216	Se ³⁴ Селен 78,96	Br ³⁵ Бром 79,904	Kr ³⁶ Криптон 83,80			
5	6	Rb ³⁷ Рубидий 85,47	Sr ³⁸ Стронций 87,62	Y ³⁹ Иттрия 88,905	Zr ⁴⁰ Цирконий 91,22	Nb ⁴¹ Ниобий 92,906	Mo ⁴² Молибден 95,94	Tc ⁴³ Технеций [99]	Ru ⁴⁴ Рутений 101,07	Rh ⁴⁵ Родий 102,905	Pd ⁴⁶ Палладий 106,4	
	7	Ag ⁴⁷ Серебро 107,868	Cd ⁴⁸ Кадмий 112,40	In ⁴⁹ Индий 114,82	Sn ⁵⁰ Олово 118,69	Sb ⁵¹ Сурьма 121,75	Te ⁵² Теллур 127,60	I ⁵³ Иод 126,9044	Xe ⁵⁴ Ксенон 131,30			
6	8	Cs ⁵⁵ Цезий 132,905	Ba ⁵⁶ Барий 137,34	La* ⁵⁷ Лантан 138,91	Hf ⁷² Гафний 178,49	Ta ⁷³ Тантал 180,948	W ⁷⁴ Вольфрам 183,85	Re ⁷⁵ Рений 186,2	Os ⁷⁶ Осмий 190,2	Ir ⁷⁷ Иридий 192,2	Pt ⁷⁸ Платина 195,09	
	9	Au ⁷⁹ Золото 196,967	Hg ⁸⁰ Ртуть 200,59	Tl ⁸¹ Таллий 204,37	Pb ⁸² Свинец 207,19	Bi ⁸³ Висмут 208,980	Po ⁸⁴ Полоний [210]*	At ⁸⁵ Астат [210]	Rn ⁸⁶ Радон [222]			
7	10	Fr ⁸⁷ Франций [223]	Ra ⁸⁸ Радий [226]	Ac** ⁸⁹ Актиний [227]	Rf ¹⁰⁴ Резерфордий [261]	Db ¹⁰⁵ Дубний [262]	Sg ¹⁰⁶ Сибгоргий [263]	Bh ¹⁰⁷ Борий [262]	Hs ¹⁰⁸ Хассий [265]	Mt ¹⁰⁹ Мейтнерий [266]	Ds ¹¹⁰ Дармштадтий [271]	
	11	Rg ¹¹¹ Рентгений [272]	Cn ¹¹² Коперниций [285]	Nh ¹¹³ Нихоний [286]	Fl ¹¹⁴ Флеровий [286]	Mc ¹¹⁵ Московский [287]	Lv ¹¹⁶ Ливерморий [289]	Ts ¹¹⁷ Теннессин [289]	Og ¹¹⁸ Оганесон [294]			

58	Ce	59	Pr	60	Nd	61	Pm	62	Sm	63	Eu	64	Gd	65	Tb	66	Dy	67	Ho	68	Er	69	Tm	70	Yb	71	Lu
140,12	Церий	140,907	Празеодим	144,24	Неодим	[147]*	Прометий	150,35	Самарий	151,96	Европий	157,25	Гадолиний	158,924	Тербий	162,50	Диспрозий	164,930	Гольмий	167,26	Эрбий	168,934	Тулий	173,04	Иттербий	174,97	Лютеций
90	Th	91	Pa	92	U	93	Np	94	Pu	95	Am	96	Cm	97	Bk	98	Cf	99	Es	100	Fm	101	Md	102	No	103	Lr
232,038	Торий	[231]	Протактиний	238,03	Уран	[237]	Нептуний	[244]	Плутоний	[243]	Америций	[247]	Кюрий	[247]	Берклий	[252]*	Калифорний	[254]	Эйнштейний	[257]	Фермий	[257]	Менделеев	[255]	Нобелий	[256]	Лоуренсий