

МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ

Федеральное государственное бюджетное образовательное
учреждение высшего образования
«Брянский государственный аграрный университет»

В.В. Талызин, Т.Л. Талызина, Е.В. Мартынова, Г.В. Чекин

Х И М И Я

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
для аудиторной и внеаудиторной работы студентов

Брянская область
2016

УДК 546(07)
ББК 24.1
Х 46

Химия: методические указания для аудиторной и внеаудиторной работы студентов / В. В. Талызин, Т. Л. Талызина, Е. В. Мартынова, Г. В. Чекин.- Брянск: Изд-во Брянский ГАУ, 2016. - 27 с.

В методические указания включены основные лабораторные работы по общей и неорганической химии, а также контрольные вопросы и задачи для самостоятельного решения. Предназначены для студентов очной и заочной формы обучения

Учебно-методическое пособие составлено в соответствии с компетентностными требованиями ФГОС ВО по направлениям подготовки (уровень высшего образования бакалавриат): 35.03.06 Агроинженерия, 23.03.02 Наземные транспортно-технологические комплексы, 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

Рецензент: к.с.-х.н., доцент Мамеев В.В.

Рекомендовано к изданию решением учебно-методической комиссией инженерно-технологического института протокол № 2 от 26 октября 2016 года.

© Брянский ГАУ, 2016
© Мартынова Е.В., 2016
© Чекин Г.В., 2016
© Талызин В.В., 2016

Содержание

Введение	4
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	5
Основные классы неорганических соединений (ЛР № 1)	6
Определение теплоты гидратации соли (ЛР № 2)	7
Исследование зависимости скорости химической реакции от условий ее проведения (ЛР №3)	8
Приготовление раствора аккумуляторной серной кислоты (ЛР № 4)	10
Гидролиз солей (ЛР № 5)	13
Исследование окислительно-восстановительных свойств элементов (ЛР № 6)	14
Электролиз (ЛР № 7)	15
Гальванические элементы. Коррозия металлов (ЛР № 8)	17
Основные свойства металлов. Качественный анализ (ЛР № 9)	19
Приложение.....	21
Рекомендуемая литература	26

ВВЕДЕНИЕ

Химия – одна из фундаментальных естественных наук, знание которой необходимо для плодотворной творческой деятельности современного инженера любой специальности.

Целью освоения дисциплины является углубление имеющихся представлений и получение новых знаний и умений в области химии, без которых невозможно решение современных технологических, экологических, сырьевых и энергетических проблем, стоящих перед человечеством. Особенностью программы является фундаментальный характер ее содержания, необходимый для формирования у бакалавров общего химического мировоззрения и развития химического мышления.

Дисциплина «Химия» включена в Блок 1 дисциплин базовой части ОПОП -, базируется на знаниях, полученных в ходе изучения химии, физики и математики в школьном курсе и ориентирована на формирование компетенций, связанных со способностью использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности

В результате освоения дисциплины студент должен:

Знать: социально значимые проблемы и процессы современного общества в связи с развитием техники и технологий, роль химии в естествознании, её связь с другими науками, значение в жизни современного общества; важнейшие химические понятия и основные учения.

Уметь: использовать знания теоретических основ химии в профессиональной деятельности при решении конкретных расчётных задач, при постановке лабораторных методов изучения веществ и химических процессов. Прогнозировать направление протекания обратимых химических процессов, экспериментально изучать влияние различных факторов на скорость химической реакции. Применять знания в области химии при решении профессиональных задач.

Владеть: важнейшими элементами техники лабораторного эксперимента, пользоваться посудой и приборами, математическими расчётами и представлением экспериментальных результатов в графическом виде. Владеть методами математического анализа, теоретического и экспериментального исследования.

Изучение курса химии складывается из лекций, лабораторно-практических занятий и работы студентов с учебником.

На лекциях студенты получают основной современный теоретический материал, который должен быть законспектирован. На лабораторных занятиях студенты углубляют теоретические знания и овладевают навыками и техникой химического эксперимента. Если уже в вузе студент освоит приемы и навыки экспериментирования, то в его практической работе быстро вырабатывается рациональный подход к выполнению любого задания.

Для достижения поставленной цели и задач студент должен уделять большое внимание самоподготовке, обязательно изучать контрольные вопросы и выполнять задания для самоподготовки, изложенные в данном пособии

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Выполнять работу всегда в халате, а при необходимости в перчатках.
2. Работать обдуманно, без спешки, оберегать от опасности товарищей.
3. Рабочее место держать в чистоте и опрятности. На лабораторный стол не класть ничего, кроме предметов, необходимых для работы.
4. Взятые для работы лабораторное оборудование ставить на свое место.
5. Реактивы брать строго в количестве, указанном в описании работы.
6. Все опыты с ядовитыми и пахучими веществами следует проводить в вытяжном шкафу.
7. Не следует нюхать выделяющиеся при реакции газы. Их необходимо распознавать издали, слегка направляя ток воздуха к себе.
8. Следует нагревать пробирку, держа её отверстием от себя и от людей.
9. Запрещается избыток реактивов выливать из пробирок и колб обратно в склянку во избежание загрязнения всего реактива.
10. Запрещается стряхивать на пол из лабораторной посуды жидкости. Необходимо нейтрализовать случайно пролитые: кислоту – содой, щелочь – кислотой.
11. Запрещается проводить опыты со взрывчатыми и огнеопасными смесями. Опыты с малыми количествами легко воспламеняющихся веществ проводят вдали от огня.
12. Не пользоваться битой посудой. В стеклянных предметах края должны быть оплавленными.
13. Бумагу, фильтры, битую посуду следует выбрасывать в ведро.
14. Остатки концентрированных кислот, а также токсичных веществ выливают в специальные банки.
15. При ожогах кислотой нужно смыть пораженное место большим количеством воды, затем наложить компресс из ваты или марли, смоченной 2 % NaHCO_3 .
16. При ожогах щелочью нужно смыть пораженное место большим количеством воды, затем 2 % H_3BO_3 .
17. При термических ожогах нужно наложить компресс из ваты или марли на обожженное место, смоченный 5% раствором танина в 40% спирте.
18. При порезах рук стеклом поверхность смазать 3% спиртовым раствором йода. Если кровотечение не останавливается, наложить тампон, смоченный 10% FeCl_3 .
19. При возникновении очага пожара гасить его с помощью песка, огнетушителя, кошмы. Средства огнетушения держать наготове.
20. После окончания работы следует вымыть посуду и привести в порядок рабочее место

Лабораторная работа №1

ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Цель работы: 1. Закрепить знания по классам неорганических соединений (оксиды, гидроксиды кислоты, соли). 2. Выяснить закономерные связи между классами неорганических соединений. 3. Освоить лабораторные методы получения оксидов, гидроксидов, кислот и солей. Изучить их химические свойства

Оборудование: шесть пробирок, спиртовка, стеклянная палочка, колба объемом 250 мл, индикаторная бумага.

Реактивы: сера, ацетат свинца, 2 н. серная кислота, оксид кальция, фенолфталеин, сульфат цинка 5 %, 2 н. гидроксид натрия, дистиллированная вода.

Опыт 1. Получение кислот и изучение их свойств

Стеклянной палочкой предварительно слегка нагретой, взять серы, затем поджечь на спиртовке и опустить в колбочку. После сгорания серы добавить в колбочку воды. Энергично взболтать до растворения дыма в воде. В полученный раствор опустить кусочек индикаторной бумаги.

Провести визуальные наблюдения. Сделать вывод.

Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 2. Взаимодействие соли с кислотой

Смешать в пробирке немного раствора ацетата свинца с разбавленной серной кислотой.

Провести визуальные наблюдения. Сделать вывод.

Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 3. Получение оснований и изучение их свойств

Небольшое количество оксида кальция поместить в пробирку, прилить немного дистиллированной воды, туда же добавить 1-2 капли раствора фенолфталеина.

Провести визуальные наблюдения. Сделать вывод.

Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 4. Получение и свойства амфотерных гидроксидов

В пробирку налить раствор соли цинка, добавить несколько капель щелочи до образования белого аморфного осадка. Взболтать осадок и разлить на две пробирки. В первую пробирку налить серной кислоты, а во вторую избыток щелочи.

Провести визуальные наблюдения. Сделать вывод.

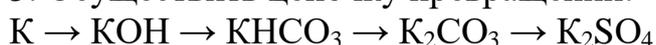
Написать уравнения протекающих реакций.

Задания для самостоятельной работы

1. Написать реакции взаимодействия ортофосфорной кислоты и гидроксида кальция, серной кислоты и гидроксида алюминия, азотной кислоты и карбоната алюминия, сернистой кислоты и карбоната натрия.

2. Написать уравнения реакции получения серной и соляной кислоты из их солей.

3. Осуществить цепочку превращений:



Лабораторная работа № 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ГИДРАТАЦИИ СОЛИ

Цель работы: Освоить калориметрический метод определения тепловых эффектов.

Оборудование и материалы: калориметр (рис.1), стакан объемом 250 мл, цилиндр, термометр, весы технические, воронка.

Реактивы: хлорид калия, сульфат меди.

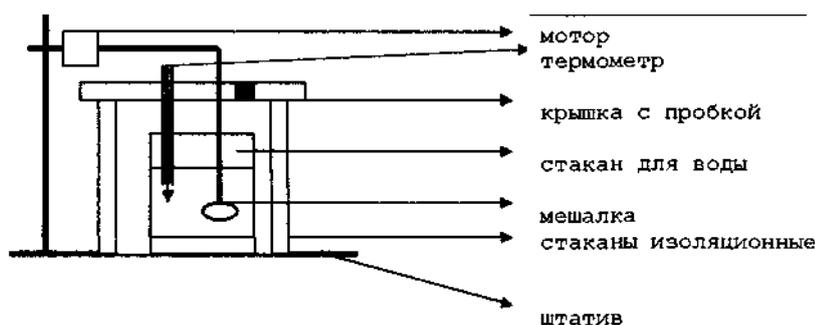


Рис. 1. Схема калориметра.

Принцип метода состоит в измерении температуры раствора внутри калориметра по ходу процесса через равные промежутки времени.

Ход работы

В стакан калориметра внести 180 мл воды и поставить в прибор. Закрывать крышку и установить термометр. Включить прибор в сеть. Фиксировать температуру с интервалом в одну минуту до установления постоянного значения в течение не менее трех минут.

Затем, не выключая калориметр, через воронку внести 4-5 г исследуемой соли (KCl), взвешенной с точностью до 0,01 г. Продолжить фиксировать температуру до постоянного значения в трех точках.

Таким же образом произвести растворение 4-5 г другой исследуемой соли (CuSO₄).

Полученные результаты занести в таблицу 1.

Таблица 1

Зависимость изменения температуры от времени в процессе растворения веществ

t ⁰ C	Время, τ, мин												
	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
H ₂ O													
KCl													
CuSO ₄													

Построить график зависимости изменения температуры от времени, откладывая

по оси абсцисс время (мин), а по оси ординат – температуру ($^{\circ}\text{C}$).

Рассчитать теплоту гидратации исследуемых солей по формуле:

$$Q_{KCl} = \frac{K \cdot \Delta t_1}{n(KCl)}; \quad Q_{CuSO_4} = \frac{K \cdot \Delta t_2}{n(CuSO_4)}; \quad n = \frac{m_{\text{соли}}}{M_{\text{соли}}}$$

где Q - теплота гидратации соли, кДж/моль;

$K_{\text{кал}}$ - константа калориметра, кДж/град, принять $K_{\text{кал}} = 0,8$ кДж/град;

$\Delta t^{\circ}\text{C}$ - изменение температуры;

n - число молей соли;

$m_{\text{соли}}$ - масса навески соли, г;

$M_{\text{соли}}$ - молярная масса соли, г/моль;

Сделать вывод об изменении теплоты при растворении исследуемых солей.

Контрольные вопросы.

1. Что изучает химическая термодинамика?
2. Сформулируйте 1-й, 2-й и 3-й законы термодинамики.
3. Что такое внутренняя энергия системы, энтальпия, энтропия и изобарно-изотермический потенциал?
4. Что такое термохимия? Каково соотношение термохимических и термодинамических тепловых эффектов?
5. Дайте определение закона Гесса? Сформулируйте следствия из него.

Задачи для самостоятельного решения

1. Вычислите ΔH° , ΔG° , ΔS° реакции, протекающей по уравнению:
 $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}(\text{к}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 водородом при температурах 500 и 2000°K ?
2. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением:
 $4\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{N}_2(\text{г}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ $\Delta H = -1530,28$ кДж.
Вычислите теплоту образования $\text{NH}_3(\text{г})$.
3. При какой температуре наступит равновесие системы:
 $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) = \text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}); \Delta H = -128,05$ кДж?

Лабораторная работа № 3

ИССЛЕДОВАНИЕ ЗАВИСИМОСТИ СКОРОСТИ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ ОТ УСЛОВИЙ ЕЕ ПРОВЕДЕНИЯ

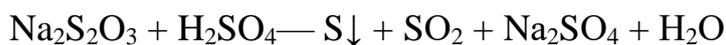
Цель работы: изучить зависимость скорости химической реакции от различных факторов, а также влияние концентрации веществ на химическое равновесие.

Оборудование: три термометра, три стакана объемом 100 -150 мл, плитка, пробирки 15 шт., большой стакан для воды.

Реактивы: 0,1 М тиосульфат натрия, 0,1 М серная кислота, концентрированные растворы хлорида железа (III), роданида аммония, хлорида аммония.

Принцип метода заключается в измерении скорости химической реакции в за-

зависимости от концентрации реагирующих веществ и температуры. В основе опыта лежит следующая химическая реакция:



Опыт 1. Зависимость скорости реакции от концентрации одного из реагентов

В трех пронумерованных пробирках приготовить растворы тиосульфата натрия различной концентрации, разбавляя 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ водой, согласно таблице 2.

Затем в каждую пробирку поочередно влить по 2 мл 0,1 М H_2SO_4 , фиксируя время с момента приливания кислоты до помутнения раствора (образования осадка серы). Результаты внести в таблицу 2.

Таблица 2

№ пробирки	Объем, мл		C_m , моль/л $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Объем, мл H_2SO_4	Время τ , сек	Усл. скорость $v = 1/\tau$, сек ⁻¹
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O				
1	8	-		2		
2	4	4		2		
3	2	6		2		

Рассчитать C_m $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ в каждой пробирке и условную скорость. Построить график зависимости скорости реакции от концентрации, откладывая по оси абсцисс концентрацию, а по оси ординат скорость. Сделать вывод.

Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры

В три пробирки внести по 2 мл 0,1 М H_2SO_4 . В три другие пробирки по 2 мл 0,1М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

В химический стакан налить 50 - 100 мл водопроводной воды и поместить в него пару пробирок. При этом измерить температуру раствора в стакане с водой - стартовая температура. Выдержать каждую пару пробирок в течение 30 сек в стакане с водой для выравнивания температуры, а затем слить содержимое пробирок, фиксируя время до помутнения раствора.

Последующие две реакции провести, увеличивая температуру реагирующих веществ на 10 °С по сравнению с первой реакцией. Для этого добавляем горячей воды в стакан, куда помещены следующие две пробирки с 0,1 М $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 0,1 М H_2SO_4 . Результаты занести в таблицу 3.

Таблица 3

№ пробирки	Объем, мл		$t^{\circ}\text{C}$	Время τ , сек	Усл. скорость $v = 1/\tau$, сек ⁻¹	$\gamma = k_{t+10}/k_t$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2SO_4				
1	2	2				
2	2	2				
3	2	2				

Рассчитать условную скорость реакции и температурный коэффициент реакции $\gamma = k_{t+10}/k_t$,

где k_{t+10} - скорость реакции после увеличения температуры;

k_t - скорость предыдущей реакции.

Построить график зависимости скорости реакции от температуры.

Сделать вывод, используя правило Вант-Гоффа.

Опыт 3. Зависимость химического равновесия от концентрации веществ

Приготовить четыре одинаковые пробирки, для этого в каждую из них налить по 5 мл дистиллированной воды и по одной капле концентрированных растворов хлорида железа (III) и роданида аммония, тщательно перемешать и отметить цвет растворов.

В первую пробирку добавить еще одну каплю 5% хлорида железа (III), во вторую 1 каплю концентрированного раствора роданида аммония, а в третью несколько кристалликов хлорида аммония, четвертую пробирку оставить для контроля.

Сравнить цвета растворов во всех пробирках с цветом раствора в четвертой пробирке, сделать соответствующий вывод, написать уравнение реакции обмена между исходными реагентами и стрелками определить направление смещения равновесия при добавлении реагентов.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение скорости химической реакции.
2. Перечислите факторы, от которых зависит скорость химической реакции.
3. Сформулируйте закон действующих масс. Каков физический смысл константы скорости реакции?
4. Какие теории объясняют зависимость скорости реакции от температуры?
5. Что такое энергия активации? Для чего её определяют?
6. Что такое обратимые химические процессы и химическое равновесие?
7. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

Задачи для самостоятельного решения:

1. Во сколько раз увеличится скорость реакции взаимодействия водорода и брома $H_2(g) + Br_2(g) \leftrightarrow 2HBr(g)$, если концентрации исходных веществ увеличить в 2 раза?
2. Вычислите температурный коэффициент скорости некоторых реакций, если при повышении температуры: а) от 283 до 323 К скорость реакции увеличилась в 16 раз; б) от 323 до 373 К скорость реакции увеличилась в 1200 раз.
3. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции увеличилась в 81 раз, если температурный коэффициент скорости равен 3?

Лабораторная работа № 4

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА АККУМУЛЯТОРНОЙ СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

Цель работы: научиться готовить растворы заданной концентрации из растворов, имеющихся в лаборатории.

Оборудование: набор ареометров, цилиндр, стаканы объемом 250 мл, мерные пробирки.

Реактивы: серная кислота конц., вода дистиллированная.

Задание: Приготовить, предложенное преподавателем, количество серной кислоты $\rho = 1,25 \text{ г/см}^3$ из 96% серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$.

Ход работы

1. По справочной таблице определить процентную концентрацию серной кислоты с плотностью $1,25 \text{ г/см}^3$ (приложение, табл. 3).

2. Рассчитать количество 96% серной кислоты плотностью $1,84 \text{ г/см}^3$ и воды, необходимое для приготовления заданного раствора.

3. В мерном цилиндре приготовить раствор (Внимание! Кислоту приливать в воду, а не наоборот), охладить до комнатной температуры, измерить его плотность. Результаты занести в таблицу 4:

Таблица 4

Исходный раствор H_2SO_4				Полученный раствор H_2SO_4			
ρ	%	C_m	C_n	ρ	%	C_m	C_n
1,84	96						

4. Рассчитать молярную (C_m) и нормальную (C_n) концентрации растворов.

Формулы расчета.

При получении раствора заданной концентрации удобно пользоваться следующей формулой:

$$\omega_{\text{смешения}} = \frac{\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2}{m_1 + m_2} \quad 1.1.$$

где $\omega_{\text{смешения}}$ - заданная концентрация, %

$\omega_1 \cdot m_1$ - концентрация и масса вещества первого раствора, %;

$\omega_2 \cdot m_2$ - концентрация и масса вещества второго раствора, %;

если $\omega_2 \cdot m_2$ - вода, то все значение равно нулю, т. к. $\omega_{\text{воды}} = 0$

В случае объемов (V) формула имеет вид:

$$\omega_{\text{смешения}} = \frac{\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2}{V_1 \cdot \rho_1 + V_2 \cdot \rho_2} \quad 1.2.$$

При разбавлении раствора водой также можно пользоваться формулой:

$$\omega_{\text{смешения}} = \frac{m_1 \cdot 100}{m_{\text{раствора}} + x} \quad 1.2.$$

где $\omega_{\text{смешения}}$ - заданная концентрация, %

m_1 - масса вещества, заключенная в растворе, из которого готовят заданный

раствор, г;

x – масса воды, г.

Для пересчета массовой доли (%) в молярную (C_M) и нормальную (C_N) концентрации растворов можно использовать формулы:

$$C_M = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{M} \quad 1.4 \qquad C_N = \frac{\omega \cdot \rho \cdot 10}{\text{Э}} \quad 1.5$$

где ω - массовая доля (%) раствора;

ρ - плотность раствора, г/см³;

M - молярная масса вещества, г/моль;

Э - моль-эквивалент вещества, г-экв/моль.

Пример расчета: Из имеющегося 39% раствора соляной кислоты, $\rho = 1,20$ г/см³ приготовить 200 мл 10% раствора $\rho = 1,05$ г/см³. Какой объем кислоты и воды надо смешать, чтобы получить данный раствор?

Дано:

$$\omega = 39\%$$

$$\rho_1 = 1,2 \text{ г/см}^3$$

$$m_{\text{раствора}} = 200 \cdot 1,05 = 210 \text{ г}$$

$$\omega_{\text{смешения}} = 10\%$$

$$\rho = 1,05 \text{ г/см}^3$$

Решение:

Исходя из формулы 1.1

$$\omega_{\text{смешения}} = \frac{\omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2}{m_1 + m_2} \quad 1.1$$

$$10 = \frac{39 \cdot X + 0}{210}$$

$$2100 = 39 \cdot x$$

$$x = 53,8 \text{ г}$$

Исходя из формулы $m = V \cdot \rho$, получаем $V_{\text{кислоты}} = 53,8 : 1,2 = 48,3$ мл

$$m_{\text{воды}} = 210 - 53,8 = 156,2 \text{ г.}$$

Таким образом, для приготовления 200 мл раствора соляной кислоты ($\rho = 1,05$ г/см³) необходимо измерить 156,2 мл дистиллированной воды и прилить в нее 48,3 мл соляной кислоты ($\rho = 1,20$ г/см³).

Согласно формулам 1.4 и 1.5 C_M и C_N соответственно равны, т. к. соляная кислота одноосновна:

$$C_M = \frac{10 \cdot 1,05 \cdot 10}{36,5} = 2,88 \text{ М} \qquad C_N = \frac{10 \cdot 1,05 \cdot 10}{3,65} = 2,88 \text{ н.}$$

Контрольные вопросы

1. Растворы каких веществ называются электролитами?
2. Классификация растворов электролитов.
3. Что понимают под константой и степенью диссоциации?
4. Что такое pH? Какие значения он принимает в кислой, нейтральной и щелочной среде?

Задачи для самостоятельного решения

1. Смешали 247 г 62%-ного и 145 г 18%-ного раствора серной кислоты. Какова процентная концентрация полученного раствора.
2. Вычислите молярную, нормальную концентрации 20,8% раствора HNO_3 плотностью 1,12 г/см³. Сколько граммов кислоты содержится в 4 л этого раствора?
3. Какой объем 20,01%-ного раствора HCl (пл. 1,100 г/см³) требуется для приготовления 1 л 10,17%-ного раствора (пл. 1,050 г/см³)?

Лабораторная работа №5

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Цель работы: Изучить характер гидролиза различных солей, влияние на степень гидролиза различных факторов.

Оборудование: пробирки 10 шт., индикаторная бумага, спиртовка.

Реактивы: 0,1 н. гидроксида натрия и серной кислоты; 0,1 н. растворы солей (хлорида натрия, карбоната натрия, гидрокарбоната натрия, силиката натрия, ацетата натрия, ацетата аммония, хлорида цинка, сульфата аммония, хлорид железа (III)); фенолфталеин.

Ход работы

Опыт 1. Определение характера гидролиза

Приготовить десять одинаковых пробирок и в каждую налить по 1-2 мл растворов солей, кислоты и щелочи, предложенных преподавателем. В каждую пробирке определить качество среды с помощью индикаторной бумаги. Результаты занести в таблицу 5.

Таблица 5

№ пробирки	Раствор	Цвет индикатора	pH	Краткое ионно-молекулярное уравнение
------------	---------	-----------------	----	--------------------------------------

Написать уравнения гидролиза по всем ступеням всех солей в сокращенной, полной ионной и молекулярной форме. Краткое ионное уравнение внести в таблицу 5. Сделать вывод.

Опыт 2. Влияние температуры на степень гидролиза

В пробирку внести 0,5-1 мл раствора ацетата натрия и 1-2 капли фенолфталеина. Содержимое пробирки нагреть до кипения.

Провести визуальные наблюдения и сделать вывод.

Написать уравнение гидролиза данной соли сокращенной ионной, полной ионной и молекулярной форме.

Опыт 3. Гидролиз соли образованной слабым основанием и слабой кислотой

В пробирку внести 0,5-1 мл раствора хлорида железа (III), 1-2 мл дистиллированной воды и 2-3 мл раствора ацетата натрия. Содержимое пробирки перемешать, нагреть до кипения и кипятить до появления хлопьевидного осадка.

Написать уравнения протекающих реакций.

Сделать вывод о равновесии.

Опыт 4. Необратимый гидролиз

В пробирку внести 1-2 мл раствора соли алюминия, а затем по стенкам пробирки прилить 1-2 мл раствора карбоната натрия.

Провести визуальные наблюдения.

Составить уравнение протекающей реакции. Сделать вывод.

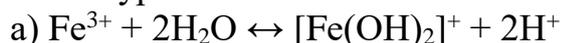
Контрольные вопросы

1. Понятие гидролиза.
2. Классификация типов гидролиза.
3. Какие факторы влияют на степень гидролиза? Что такое необратимый гидролиз?

Задачи для самостоятельного решения

1. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и молекулярно-ионном виде: а) хлорида алюминия; б) цианида натрия; в) нитрата меди (II); г) сульфата алюминия; д) ацетата лития.

2. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из молекулярно-ионных уравнений:



Лабораторная работа №6

ИССЛЕДОВАНИЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

Цель работы: Изучить влияние окислительно-восстановительных свойств элементов в зависимости от положения в периодической системе, реакции среды и температуры раствора.

Оборудование: шесть пробирок, мерные пробирки, спиртовка, держатель.

Реактивы: 2 н. серная кислота, бихромат калия, 5% сульфата железа (II), йодида калия, бромная вода (Br_2), 2 н. гидроксид натрия, 0,5 н. сульфит натрия, 0,05 н. перманганат калия, 0,05 н. раствор щавелевой кислоты.

Опыт 1. Окисление Fe^{2+} дихроматом калия ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) в кислой среде

В пробирку внести 0,5-1 мл 2 н. серной кислоты и столько же бихромата калия. Затем добавить по каплям раствор сульфата железа (II) или соли Мора до появления зеленоватой окраски (окрашивание может быть бурым при избытке бихромата).

Составить уравнение протекающей реакции. Сделать вывод.

Опыт 2. Изучение окислительных свойств галогенов

В пробирку внести 0,5 - 1 мл раствора йодида калия и 0,5 - 1 мл бромной воды (Br_2). Затем добавить несколько капель бензола. Провести визуальные наблюдения. Составить уравнение протекающей реакции. Сделать вывод.

Опыт 3. Влияние реакции среды на окислительные свойства перманганата калия (KMnO₄)

Для создания реакции среды в три пробирки внести по 0,5 - 1 мл: в первую - 2н. серную кислоту, во вторую - воду дистиллированную, в третью - 2 н. гидроксид натрия. Затем в каждую из них добавить по 0,5 - 1 мл сульфита натрия и по несколько капель перманганата калия.

Провести визуальные наблюдения. Составить уравнения протекающих реакций. Сделать вывод

Опыт 4. Влияние температуры на восстановление перманганата калия

В две пробирки внести по 0,5 - 1 мл 0,05 н. раствора щавелевой кислоты (H₂C₂O₄), подкисленной 2 н. серной кислотой. Одну из пробирок нагреть, не доводя до кипения. Затем в обе пробирки добавить по несколько капель перманганата калия.

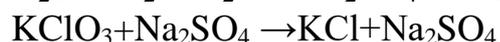
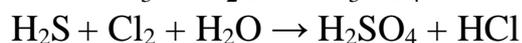
Провести визуальные наблюдения. Составить уравнения протекающих реакций. Сделать вывод.

Контрольные вопросы:

1. Какие реакции называют окислительно-восстановительными (ОВР)?
2. Классификация типов ОВР.
3. Что понимают под степенью окисления? Какую роль играют окислитель и восстановитель?

Задачи для самостоятельного решения.

1. Реакции выражаются схемами:



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом полуреакций. Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое — восстановителем; какое вещество окисляется, какое — восстанавливается.

2. Исходя из степени окисления фосфора в соединениях PH₃, H₃PO₄, H₃PO₃, определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какое может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства. Почему?

Лабораторная работа №7

ЭЛЕКТРОЛИЗ

Цель работы: Изучить процесс электролиза, научиться проводить электролиз водных растворов солей с нерастворимыми и растворимыми электродами

Оборудование: электролизер, источник постоянного тока, химический стакан, железная пластинка, медная пластинка, наждачная бумага, фильтровальная бумага.

Реактивы: 0,1 н. иодид калия, фенолфталеин, метилоранж, 0,5 н. сульфат натрия, 0,5 н. хлорид олова, 0,5 н. сульфат меди, 2 н. серная кислота, мел, сода, ацетон, 25% серная кислота, вазелин.

Опыт 1. Электролиз раствора иодида калия

Электролизер (U - образную трубку) наполовину заполнить 0,1 н. раствором иодида калия. Добавить 5-6 капель фенолфталеина в прикатодное пространство. Опустить электроды и присоединить к источнику постоянного тока.

Провести визуальные наблюдения. Отметить и объяснить появление окраски раствора. Написать уравнения катодного и анодного процессов электролиза.

Примечание! По окончании опыта электроды промыть в растворе тиосульфата натрия для более полного удаления йода, затем - водой.

Опыт 2. Электролиз раствора сульфата натрия

Заполнить электролизер 0,5 н. раствором сульфата натрия. Опустить в него графитовые электроды, в прикатодное пространство добавить 5-6 капель фенолфталеина, в прианодное - 2-3 капли метилоранжа. Присоединить электроды к источнику постоянного тока.

Провести визуальные наблюдения. Отметить и объяснить появление окраски раствора. Написать уравнения катодного и анодного процессов электролиза. Как меняется характер среды?

Опыт 3. Электролиз раствора хлорида олова

Заполнить электролизер 0,5 н. раствором хлорида олова. Опустить в него графитовые электроды и соединить их с источником тока.

Провести визуальные наблюдения. Отметить и объяснить появление осадка на катоде и появление пузырьков газа на аноде. Написать уравнения катодного и анодного процессов электролиза.

Опыт 4. Электролиз раствора сульфата меди

Заполнить электролизер 0,5 н. раствором сульфата меди. Опустить в него графитовые электроды и соединить их с источником тока.

Провести визуальные наблюдения. Написать уравнения катодного и анодного процессов электролиза.

Опыт 5. Электролиз водных растворов солей с растворимым анодом. Нанесение гальванических покрытий. Меднение.

Собрать электролитическую ячейку, которая представляет собой химический стакан с электролитом и электродами. Ячейку наполнить на 3/4 ее объема электролитом следующего состава: 2н. серная кислота и 0,5н. раствор сульфата меди. Кислота необходима для создания среды ($pH = 1-1,5$) и увеличения электропроводности. Анод - медная пластинка, катод - железная.

Режим гальванизации: температура электролита комнатная ($18 - 20\text{ }^{\circ}\text{C}$), плотность катодного тока (D_k) равна 5 A/дм^2 .

Исходя из плотности катодного тока и площади катода (покрываемой детали), рассчитывают силу тока в цепи. Получение необходимой силы тока в цепи добиваются посредством реостата, увеличивая или уменьшая им внешнее сопротивление. Силу тока контролируют по амперметру.

Пример расчета силы тока. Если катод (покрываемая деталь) имеет форму пластинки размером 5,5x1,5, то его площадь составит $5,5 \times 1,5 \times 2 = 16,5$ см или 0,165 дм². При плотности тока 5 А/дм² сила тока (I) составит $0,165 \times 5 = 0,825$ А.

Обработка детали. Перед нанесением покрытия железную пластинку обрабатывают наждачной бумагой, обезжиривают влажной смесью мел + сода, промывают водопроводной водой, высушивают тканью или фильтровальной бумагой, затем протирают ваткой, смоченной в ацетоне. После этого деталь травят - удаляют оксидные пленки в 25% серной кислоте в течение 5 секунд. Дают стечь кислоте до состояния, когда невозможно падение капли и лишь потом гальванируют.

Примечание! На пластинке до электролиза можно написать вазелином № группы. В этом месте покрытия не будет.

Подключение в цепь. Медную пластинку, погруженную в электролит, подключают к аноду (+), а железную - к катоду (-).

Продолжительность электролиза 10-15 минут. Затем ток выключают и пластинку вынимают, промывают водопроводной водой, высушивают и исследуют качество покрытия: гладкое или шероховатое, прочное или рыхлое, цвет.

Написать уравнения катодного и анодного процессов, происходящих при меднировании (электролиз с растворимым анодом).

Контрольные вопросы:

1. Что такое электролиз?
2. Сколько известно типов электролиза?
3. Сформулируйте законы Фарадея?

Задачи для самостоятельного решения:

1. Электролиз раствора сульфата калия проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н. у.), выделившихся на катоде, аноде?

2. При электролизе соли некоторого металла в течение 1,5 ч при силе тока 1,8 А на катоде выделилось 1,75 г этого металла. Вычислите эквивалентную массу этого металла.

3. Насколько уменьшится масса серебряного анода, если электролиз раствора нитрата серебра проводить при силе тока 2 А в течение 38 мин 20 с? Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах.

Лабораторная работа №8

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Цель работы: Смоделировать в лабораторных условиях процессы электрохимической коррозии металлических изделий и методы защиты их от коррозионных разрушений.

Оборудование: пробирки, спиртовка, наждачная бумага, держатель.

Реактивы: 0,2 н. серная кислота, олово, медь, алюминий, цинк, железные гвозди.

ди, 0,5н раствор сульфата меди (II), насыщенный раствор сульфата натрия, раствор красной кровяной соли.

Ход работы

Опыт 1. Влияние образования гальванопары на скорость коррозии.

В пробирку внести 2-3 мл раствора серной кислоты и опустить в неё кусочек цинка с начищенной наждаком поверхностью. Наблюдать интенсивность выделения водорода и сделать заключение о скорости реакции. Затем опустить в раствор зачищенную медную проволоку. Выделяется газ? Прикоснуться к цинку медной проволокой.

Провести визуальные наблюдения. Сделать вывод о влиянии образовавшейся гальванопары на скорость коррозии. Написать схему гальванического элемента и электронные уравнения катодного и анодного процессов. Вычислить э.д.с. гальванопары.

Опыт 2. Стимуляторы коррозии.

В пробирку внести 2-3 мл 0,5 н. CuSO_4 , добавить 0,5-1 мл 0,2 н. серной кислоты. Содержимое пробирки перемешать и разлить в 2 пробирки. В обе поместить алюминиевую проволоку (фольгу). Затем в одну из пробирок добавить несколько капель насыщенного раствора сульфата натрия.

Провести визуальные наблюдения. Написать уравнения реакций, отражающих работу, образовавшейся гальванопары.

Опыт 3. Катодная и анодная защита железа от коррозии.

В две пробирки налить по 1-2 мл 0,1 н. H_2SO_4 и добавить по 1 капле 0,1 н. раствора красной кровяной соли – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, которая с ионом железа Fe^{2+} дает характерное синее окрашивание.

Сделать модели оцинкованного и луженого железа: для этого в одну железную скрепку укрепить кусочек цинка, а в другую кусочек олова и опустить их в приготовленные растворы.

Провести визуальные наблюдения. Написать схему гальванического элемента и электронные уравнения катодного и анодного процессов. Вычислить э.д.с. гальванопары. Сделать вывод.

Опыт 4. Электрохимическая защита металлов от коррозии.

В пробирку внести 1-2 мл 0,1 н. H_2SO_4 и добавить 1 каплю 0,1 н. раствора красной кровяной соли – $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Поместить в пробирку кусочек луженого железа и опустить зачищенную наждачной бумагой алюминиевую проволоку, приведя их в контакт.

Провести визуальные наблюдения. Написать электронные уравнения катодного и анодного процессов. Объяснить почему не происходит окрашивание раствора на границе металл-раствор.

Опыт 5. Термическое оксидирование (воронение) стали.

Очистить наждаком два гвоздя. Произвести термическое оксидирование одного из них, для чего нагреть гвоздь в пламени спиртовки до появления цветов побе-

жалости, т.е. до появления оксидных плёнок, которые ввиду различной толщины вызывают интерференцию света. Нанести по 1 капле раствора CuSO_4 на оксидированную и неоксидированную поверхность. По скорости появления темного пятна меди на образцах оценить защитные свойства плёнки.

Контрольные вопросы:

1. Дайте определение гальванического элемента.
2. Что такое коррозия металлов?
3. Какие виды коррозии металлов существуют?

Задачи для самостоятельного решения:

1. Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из свинцовой и магниевой пластин, опущенных в растворы своих солей с концентрацией $[\text{Pb}^{2+}] = [\text{Mg}^{2+}] = 0,01$ моль/л. Изменится ли ЭДС этого элемента, если концентрацию каждого из ионов увеличить в одинаковое число раз?

2. При какой концентрации ионов Cu^{2+} (моль/л) значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного электрода?
Ответ: $1,89 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

Лабораторная работа №9

ОСНОВНЫЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Цель работы: Изучить основные свойства металлов, имеющих широкое применение. Научиться анализировать исследуемый образец на наличие того или иного иона металла качественным методом.

Оборудование: пробирки, спиртовка, наждачная бумага, железные гвозди.

Реактивы: 2 н. серная кислота, железо, медь, алюминий, цинк, 0,1 н. гидроксид натрия, 0,1 н. гидроксид калия, 5% сульфата меди (II), 5% хлорида алюминия, 1 н. соляная кислота, растворы солей натрия, калия, магния.

Опыт 1. Взаимодействие металлов с кислотами

В три пробирки налить по 0,5-1 мл 2 н. H_2SO_4 и опустить в каждую по кусочку металла: в первую - железо, во вторую - медь, в третью - алюминий.

Провести визуальные наблюдения, отметив интенсивность протекания реакции. Написать уравнения протекающих реакций. Сделать вывод, основываясь на ряде напряжения.

Опыт 2. Взаимодействие металлов со щелочами

В две пробирки налить по 0,5-1 мл 10% KOH и опустить в одну кусочек алюминия, в другую - кусочек цинка. Через 3-5 мин провести визуальные наблюдения, отметив интенсивность протекания реакции. Сделать вывод, основываясь на ряде напряжения. Написать уравнения протекающих реакций.

Опыт 3. Взаимодействие металлов с солями

В пробирку внести 1-2 мл 5% сульфата меди (II) и опустить в нее железный гвоздь, поверхность которого очищена наждачной бумагой.

Провести визуальные наблюдения. Написать уравнения протекающих реакций. Сделать вывод.

Опыт 4. Получение и свойства гидроксида алюминия

В пробирку внести 1-2 мл 5% хлорида алюминия, затем по каплям добавить 0,1 н. раствор щелочи (NaOH) до образования осадка.

Полученный осадок разделить на две пробирки. В одну добавить раствор соляной кислоты, в другую - гидроксида натрия.

Составьте уравнения всех протекающих реакций в молекулярной и ионной формах. Сделать вывод об амфотерности металла.

Опыт 5. Качественная реакция на ионы щелочных и щелочноземельных металлов

Прокаленную стальную проволоку опустить в раствор соли натрия, затем внести в пламя спиртовки. Провести визуальные наблюдения. Так же анализировать растворы солей калия, магния, кальция, бария.

Сделать вывод о качественном анализе исследуемых растворов на присутствие того или иного металла.

Опыт 6. Качественная реакция на ион K^+

В пробирку внести 0,5 -1 мл раствора соли калия, добавить 1-2 капли соляной кислоты для создания среды. Затем прилить 0,5 -1 мл $Na_3[Co(NO_2)_6]$. Через 1-2 минуты провести визуальные наблюдения.

Написать уравнение реакции образования двойной соли.

Опыт 7. Качественная реакция на ион Ca^{2+} , Mg^{2+} , Ba^{2+}

В пробирку внести 0,5 -1 мл раствора соли соответствующего металла и добавить по каплям 2н серную кислоту до образования осадка.

Провести визуальные наблюдения. Записать и запомнить характерные особенности каждого иона.

Задачи для самостоятельного решения

1. Осуществить превращения, указать условия реакций, назвать полученные вещества: $NaCl \rightarrow Na \rightarrow NaOH \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$



2. Написать уравнения реакций, свидетельствующих об основных свойствах FeO, Cs₂O, HgO, CaO, K₂O.

3. Исходя из серы, калия, воды и кислорода воздуха синтезируйте максимальное количество солей.

**Таблица 1. Термодинамические характеристики некоторых веществ
(стандартные условия)**

Вещество	ΔH^0_{298} , кДж/моль	S^0_{298} , Дж/моль·К	ΔG^0_{298} , кДж/моль
H ₂ (г)	0	130,6	0
O ₂ (г)	0	205,03	0
N ₂ (г)	0	191,5	0
С (графит)	0	5,74	0
H ₂ O (г)	-241,84	188,74	-228,8
H ₂ O (ж)	-285,84	69,96	-237,5
H ₂ O ₂ (ж)	-187,36	105,86	-117,57
CO ₂ (г)	-393,51	213,6	-394,38
CO (г)	-110,5	197,4	-137,27
C ₂ H ₂ (г)	226,75	200,8	209,2
C ₂ H ₄ (г)	52,28	219,4	68,12
CH ₄ (г)	-74,85	186,19	-50,79
CH ₃ OH (ж)	-238,7	126,7	-166,31
Al ₂ O ₃ (к)	-1675,0	50,94	-1576,4
CaO (к)	-635,1	39,7	-604,2
Ca(OH) ₂ (к)	-986,2	83,4	-896,76
Fe ₂ O ₃ (к)	-821,32	89,96	-740,99
SO ₃ (г)	-395,2	256,23	-370,37
NH ₃ (г)	-46,19	192,5	16,64
NO (г)	90,37	210,62	86,69
NO ₂ (г)	33,89	240,45	51,84
Cl ₂ (г)	0	223,0	0
Br ₂ (ж)	0	152,21	0
I ₂ (к)	0	116,73	0
C ₆ H ₁₂ O ₆ (к)	-2820,1	-	-
C ₆ H ₆ (ж)	49,04	173,2	124,5
CH ₃ COOH (ж)	-484,9	159,8	-392,46
ZnO (к)	-349,0	43,5	-318,19
Zn (к)	0	41,59	0
ZnS (к)	-201,0	57,7	-198,32

Таблица 2. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	K_d	Электролит	K_d
H ₂ O	$1,8 \cdot 10^{-16}$	NH ₄ OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
H ₂ O ₂	$2,0 \cdot 10^{-12}$	LiOH	$6,8 \cdot 10^{-1}$
HNO ₂	$5,1 \cdot 10^{-4}$	Zn(OH) ₂	$1,5 \cdot 10^{-9}$
H ₃ BO ₃	$K_1=5,83 \cdot 10^{-10}$ $K_2=1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3=1,6 \cdot 10^{-14}$	Al(OH) ₃	$1,38 \cdot 10^{-9}$
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	Fe(OH) ₂	$1,3 \cdot 10^{-4}$
HF	$6,61 \cdot 10^{-4}$	Fe(OH) ₃	$1,82 \cdot 10^{-12}$
H ₂ SO ₃	$K_1=1,3 \cdot 10^{-2}$ $K_2=0,63 \cdot 10^{-7}$	Ni(OH) ₂	$2,5 \cdot 10^{-5}$
H ₂ S	$K_1=1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_2=1,0 \cdot 10^{-14}$	Cu(OH) ₂	$3,4 \cdot 10^{-7}$
HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$	Ba(OH) ₂	$2,3 \cdot 10^{-1}$
H ₂ CO ₃	$K_1=4,45 \cdot 10^{-7}$ $K_2=4,69 \cdot 10^{-11}$	Ca(OH) ₂	$4,0 \cdot 10^{-2}$
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Cd(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$
H ₃ PO ₄	$K_1=7,1 \cdot 10^{-3}$ $K_2=6,2 \cdot 10^{-8}$ $K_3=5,0 \cdot 10^{-13}$	Pb(OH) ₂	$3,0 \cdot 10^{-8}$
C ₂ H ₂ O ₄	$K_1=5,36 \cdot 10^{-2}$ $K_2=5,42 \cdot 10^{-5}$	Cr(OH) ₃	$1,0 \cdot 10^{-10}$
H ₂ SiO ₃	$K_1=2,0 \cdot 10^{-12}$		

Таблица 3. Плотность водных растворов серной кислоты при 20⁰C

ρ , кг/м ³	ω H ₂ SO ₄ , %	ρ , кг/м ³	ω H ₂ SO ₄ , %	ρ , кг/м ³	ω H ₂ SO ₄ , %
1005	0,83	1305	39,77	1610	69,43
1010	1,57	1310	40,35	1615	66,89
1015	2,30	1315	40,93	1620	70,32
1020	3,03	1320	41,50	1625	70,74
1025	3,76	1325	42,08	1630	71,16
1030	4,49	1330	42,66	1635	71,57
1035	5,23	1335	43,20	1640	71,99
1040	5,96	1340	43,07	1645	72,40
1045	6,67	1345	44,28	1650	72,82
1050	7,37	1350	44,82	1655	73,28
1055	8,07	1355	45,35	1660	73,64
1060	8,77	1360	45,88	1665	74,07
1065	9,47	1365	46,41	1670	74,51
1070	10,19	1370	46,94	1675	74,97
1075	10,90	1375	47,47	1680	75,42
1080	11,60	1380	48,00	1685	75,86
1085	12,30	1385	48,53	1690	76,30

ρ, кг/м³	ω H₂SO₄, %	ρ, кг/м³	ω H₂SO₄, %	ρ, кг/м³	ω H₂SO₄, %
1090	12,99	1390	49,06	1695	76,73
1095	13,67	1395	49,59	1700	77,17
1100	14,33	1400	50,11	1705	77,60
1105	15,03	1405	50,63	1710	78,04
1110	15,71	1410	51,15	1715	78,48
1115	16,36	1415	51,66	1720	78,92
1120	16,66	1420	52,15	1725	79,36
1125	17,01	1425	52,63	1730	79,80
1130	18,31	1430	53,11	1735	80,24
1135	18,96	1435	53,59	1740	80,68
1140	19,61	1440	54,07	1745	81,12
1145	20,26	1445	54,55	1750	81,56
1150	20,91	1450	55,03	1755	82,00
1155	21,55	1455	55,50	1760	82,44
1160	22,19	1460	55,97	1765	82,88
1165	22,83	1465	51,43	1770	83,83
1170	23,47	1470	56,90	1775	83,90
1175	24,12	1475	57,37	1780	84,50
1180	24,76	1480	57,83	1785	85,10
1185	25,40	1485	58,28	1790	85,70
1190	26,04	1490	58,74	1800	86,90
1195	26,68	1495	59,22	1805	87,60
1200	27,32	1500	59,70	1810	88,30
1205	27,95	1505	60,18	1815	89,05
1210	28,58	1510	60,65	1820	90,05
1215	28,84	1515	61,12	1825	91,00
1220	29,21	1520	61,59	1830	92,10
1225	30,48	1525	62,66	1835	93,43
1230	31,11	1530	62,53	1840	95,60
1235	31,70	1535	63,00	1840,5	96,95
1240	32,38	1540	63,43	1841	97,00
1245	32,86	1545	63,85	1841,5	97,70
1250	33,43	1550	64,26	1842	98,20
1255	34,00	1555	64,67	1842,5	98,70
1260	34,57	1560	65,08	1843	99,20
1265	35,14	1565	65,49	1843,5	99,45
1270	35,71	1570	65,90	1844	99,70
1275	36,29	1575	66,30	1844,5	99,95
1280	36,87	1580	66,71		
1285	37,45	1585	67,13		
1290	38,03	1590	67,59		
1295	38,61	1600	68,51		
1300	39,19	1605	68,97		

Таблица 4. Стандартные электродные потенциалы некоторых металлов

Электрод	E^0, В	Электрод	E^0, В
Li⁺/Li	-3,045	Cd²⁺/Cd	-0,403
Rb⁺/Rb	-2,925	Co²⁺/Co	-0,277
K⁺/K	-2,924	Ni²⁺/Ni	-0,25
Cs⁺/Cs	-2,923	Sn²⁺/Sn	-0,136
Ba²⁺/Ba	-2,90	Pb²⁺/Pb	-0,127
Ca²⁺/Ca	-2,87	Fe³⁺/Fe	-0,037
Na⁺/Na	-2,714	2H⁺/H₂	0,0
Mg²⁺/Mg	-2,37	Sb³⁺/Sb	0,20
Al³⁺/Al	-1,70	Bi³⁺/Bi	0,215
Ti²⁺/Ti	-1,603	Cu²⁺/Cu	0,34
Zr⁴⁺/Zr	-1,58	Cu⁺/Cu	0,52
Mn²⁺/Mn	-1,18	Hg₂²⁺/2Hg	0,79
V²⁺/V	-1,17	Ag⁺/Ag	0,80
Cr²⁺/Cr	-0,913	Hg²⁺/Hg	0,85
Zn²⁺/Zn	-0,763	Pt²⁺/Pt	1,19
Cr³⁺/Cr	-0,74	Au³⁺/Au	1,50
Fe²⁺/Fe	-0,44	Au⁺/Au	1,70

Принятые условные обозначения физических величин:

ΔH^0_{298} – стандартная энтальпия образования вещества, кДж/моль;

S^0_{298} – стандартная энтропия образования вещества, Дж/моль·К;

ΔG^0_{298} – стандартная энергия Гиббса, кДж;

Q – тепловой эффект реакции, Дж;

C_M – молярная концентрация раствора, моль/л;

C_N – нормальная концентрация раствора, моль-экв/л;

D – оптическая плотность раствора;

K- константы;

m – масса вещества, г;

n – количество вещества, моль;

t – температура по шкале Цельсия, °С;

T- температура по шкале Кельвина, К;

ρ - плотность раствора, кг/м³

τ - время, с;

E^0 – стандартный электродный потенциал, В.

Рекомендуемая литература

- Химия / Ю.А. Лебедев, Г.Н. Фадеев, А.М. Голубев, В.Н. Шаповал. М.: Юрайт, 2016.
- Глинка Л.Н. Общая химия. М.: Юрайт, 2013.
- Попков В.А. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов. М.: Юрайт, 2012.
- Князев Д.А., Смарьгин С.Н. Неорганическая химия. М.: Дрофа, 2004.
- Пузаков С.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. М.: Юрайт, 2013.

Учебное издание

Талызин Виктор Васильевич
Талызина Татьяна Леонидовна
Мартынова Елена Владимировна
Чекин Геннадий Владимирович

ХИМИЯ

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
для аудиторной и внеаудиторной работы студентов

Редактор Павлютина И.П.

Подписано к печати 17.04.2018 г. Формат 60 84 1/16.
Бумага печатная. Усл. п.л. 1,56. Тираж 100 экз. Изд. №5822.

Издательство Брянской государственной сельскохозяйственной академии
243365 Брянская обл., Выгоничский район, с. Кокино, Брянский ГАУ

